



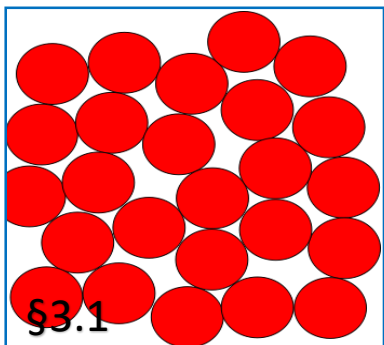
Hoofdstuk 3

Bouwstenen van stoffen



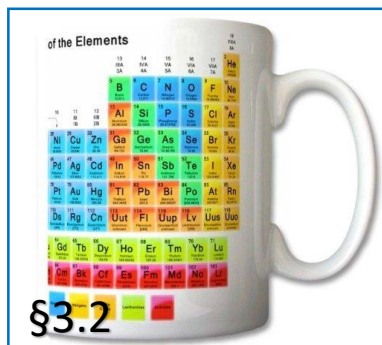


Paragrafen



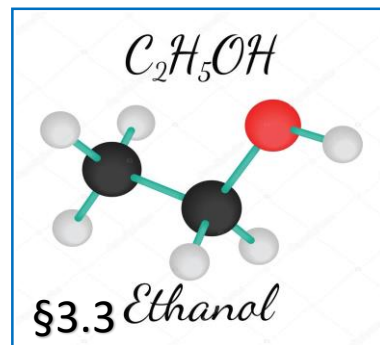
§3.1

Macro- en
microniveau



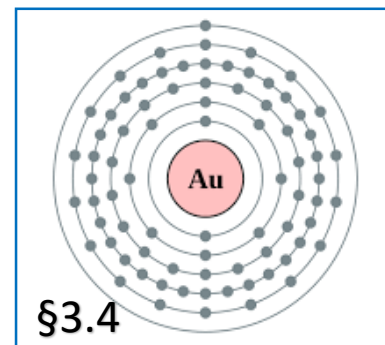
§3.2

Het periodiek
systeem



§3.3 *Ethanol*

Formuletaal



§3.4

Atoombouw

Practica



Exp. 1

Welke stof is het?



Exp. 2

Moleculen
bouwen

§3.1 Macro- en microniveau

Je leert:

- Wat stoffen zijn;
- Dat de meeste stoffen uit moleculen bestaan;
- Dat modellen en simulaties in de scheikunde een belangrijke rol spelen.



Druiven hebben veel zonlicht nodig om goed te groeien. Veel fruit groeit daarom in warme landen. Het zonlicht is nodig om stoffen zoals water en koolstofdioxide om te zetten in glucose, ook wel druivensuiker genoemd. Maar waar bestaan die stoffen nu eigenlijk uit?



§3.1 Macro- en microniveau

Stoffen

We hebben in de vorige hoofdstukken naar stoffen en hun eigenschappen gekeken. Die stofeigenschappen bepalen hoe of waarvoor je een stof gebruikt.

Alles wat je met je zintuigen kunt waarnemen, noem je het **macroniveau**.

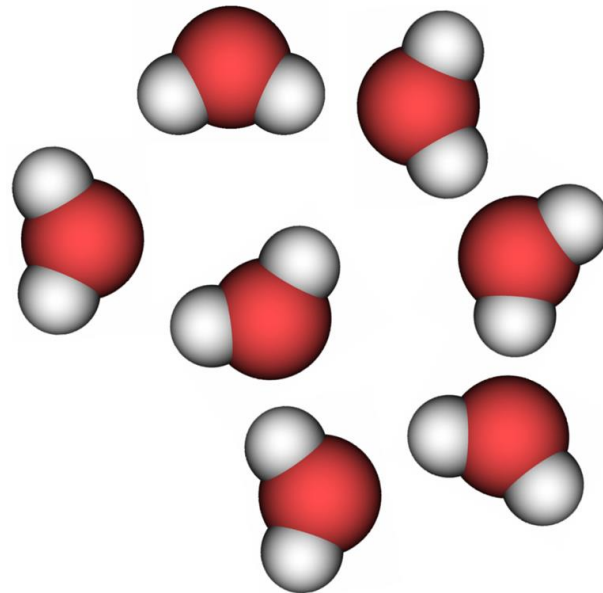
Maar wat zijn de bouwstenen van stoffen? Daarvoor moet je inzoomen op de stof en naar een steeds kleiner deel van de stof kijken. Uiteindelijk kom je op het **microniveau**, je bestudeert dan de kleinste deeltjes waaruit een stof is opgebouwd. Als je een grote hoeveelheid van die deeltjes bij elkaar neemt, krijg je de stof.



Moleculen

Door het vele onderzoek dat de afgelopen eeuwen is uitgevoerd, is bekend dat van de meeste stoffen de kleinste deeltjes **moleculen** zijn.

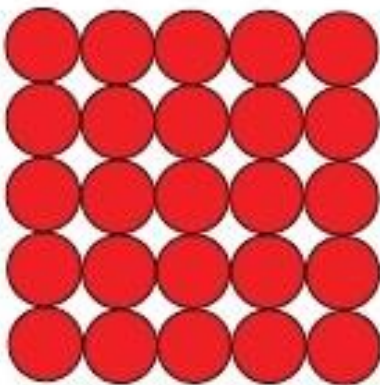
Als je op microniveau naar de zuivere stof koolstofdioxide kijkt, dan zijn de bouwstenen van de stof koolstofdioxide-moleculen. De zuivere stof water bestaat uit alleen maar watermoleculen. Een zuivere stof bestaat dus uit allemaal dezelfde deeltjes.



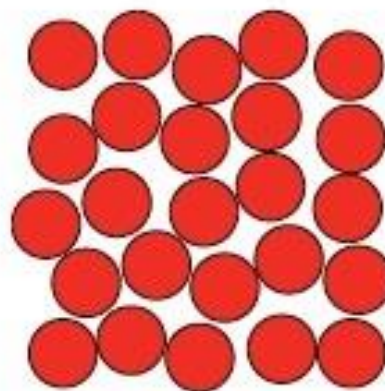
Moleculen

De eigenschappen van een molecuul zijn anders dan die van de bijbehorende stof. De stof water heeft een kookpunt van $100\text{ }^{\circ}\text{C}$, maar één enkel molecuul water heeft geen kookpunt. Van een stof kun je aangeven in welke fase deze zich bevindt, maar van één los molecuul kan dat niet.

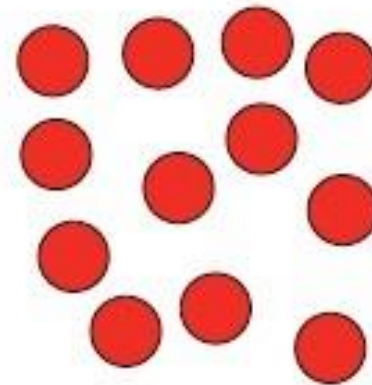
In hoofdstuk 1 heb je geleerd dat een stof in drie verschillende fasen kan voorkomen. Nu je weet dat de meeste stoffen zijn opgebouwd uit moleculen, kun je deze fasen weergeven met behulp van een schematische tekening.



A



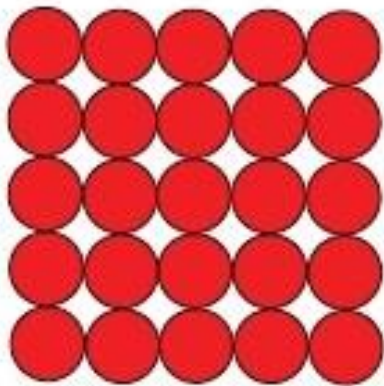
B



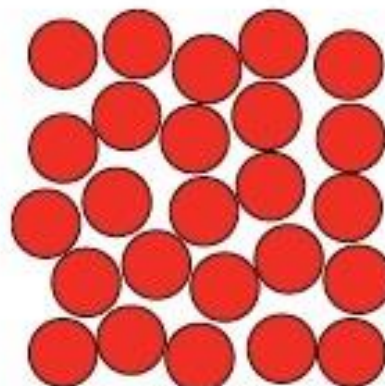
C

Moleculen

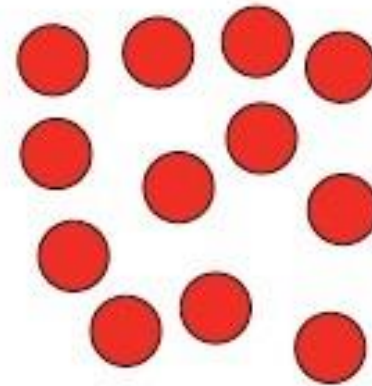
In de schematische tekeningen hieronder zie je op microniveau wat de verschillende fasen inhouden. Hierbij zijn de moleculen vereenvoudigd weergegeven als bolletjes.



A



B

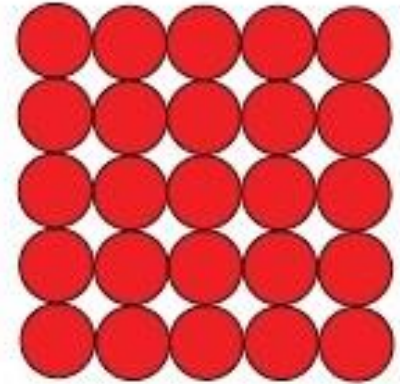


C

In de scheikunde schakel je voortdurend tussen het macroniveau en het microniveau. Op microniveau beschrijf je wat de fasen inhouden en daarvoor gebruik je de waarnemingen op macroniveau.

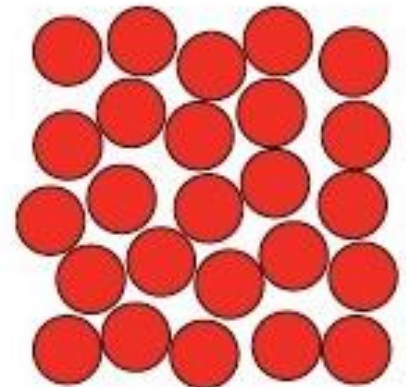
Moleculen

In figuur A hiernaast zie je een vaste stof. De moleculen zijn netjes dicht bij elkaar gestapeld, je noemt deze stapeling in een vaste stof een **rooster**. Bij een vaste stof trillen de moleculen wel, maar ze blijven op hun plaats. Als je de stof verwarmt, gaan de moleculen door de toegevoegde warmte harder trillen.



A

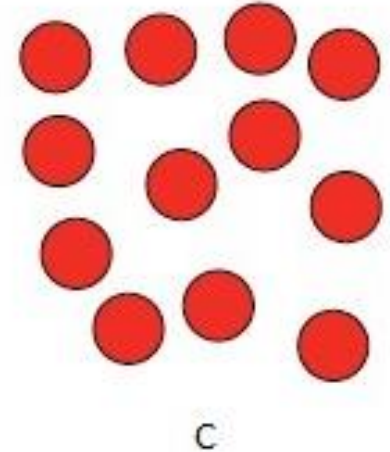
Bij een bepaalde temperatuur, het smeltpunt van de stof, is de trilling van de moleculen zo sterk dat het rooster wordt verbroken. Er ontstaat een vloeistof. De moleculen blijven nog wel bij elkaar, maar bewegen zich nu langs elkaar door de vloeistof, zie figuur B.



B

Moleculen

Wanneer de temperatuur nog verder stijgt, wordt de beweging van de moleculen steeds sterker en bij het kookpunt van de stof komen de moleculen helemaal los van elkaar. Er ontstaat een gas. De moleculen bewegen nu op grote afstand van elkaar, zie figuur C.





Modellen en simulaties

Iets wat je niet direct kunt zien, kun je wel met een **model** beschrijven. Een model is een vereenvoudigde weergave van de werkelijkheid. Door die vereenvoudiging maak je de werkelijkheid beter hanteerbaar. Bedenk wel dat je de werkelijkheid altijd een beetje geweld aandoet als je er een model van maakt.

Soms moet je de werkelijkheid 'vergroten' of 'verkleinen'. Moleculen zijn bijvoorbeeld zo onvoorstelbaar klein dat je ze alleen maar met ingewikkelde apparatuur zichtbaar kunt maken. Daarom is het erg gemakkelijk om met modellen van moleculen te werken.

Als je een bepaald proces wil nabootsen, kun je met behulp van een computermodel op eenvoudige wijze de omstandigheden aanpassen. Je ziet dan direct wat het resultaat van die veranderde omstandigheden is. Je noemt dit een **simulatie**.



§3.1 *Macro- en microniveau*

Je kunt nu:

- Uitleggen wat een stof is;
- Uitleggen wat wordt verstaan onder het macroniveau en het microniveau;
- Duidelijk maken waarom in de scheikunde gebruik wordt gemaakt van modellen en simulaties.

§3.2 Het periodiek systeem

Je leert:

- Het verschil tussen elementen en verbindingen omschrijven;
- De belangrijkste atoomsoorten met hun symbolen uit het periodiek systeem kennen;
- Het verschil tussen metalen en niet-metalen herkennen en omschrijven;
- Wat een legering is.



Met steeds dezelfde legosteentjes kun je verschillende bouwwerken maken. Moleculen zijn ook opgebouwd uit kleinere bouwstenen. Voor moleculen bestaan er iets meer dan 110 verschillende bouwstenen. Hiermee kun je veel verschillende moleculen bouwen.



§3.2 *Het periodiek systeem*

Moleculen en atomen

We hebben gezien dat op microniveau de bouwstenen van de meeste stoffen moleculen zijn. Je kunt nog verder inzoomen op een molecuul en dan blijkt dat moleculen zijn samengesteld uit nog kleinere deeltjes. Deze deeltjes noem je **atomen**.

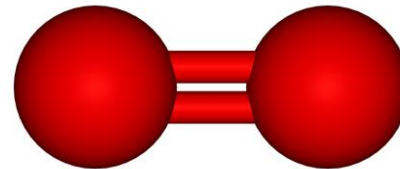
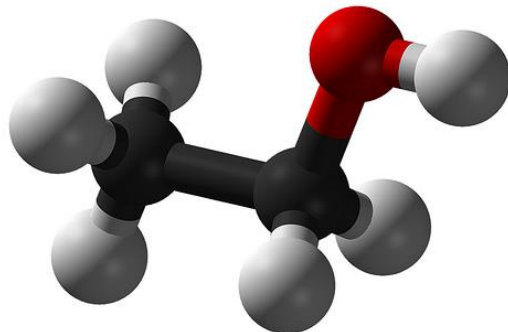
De atomen zijn dus de bouwstenen voor de moleculen. Twee of meer atomen vormen samen een molecuul. De atomen kunnen van dezelfde soort zijn, maar ook van verschillende soorten.



Moleculen en atomen

In de figuren hieronder zie je de molecuultekeningen van alcohol en zuurstof. Ieder bolletje stelt een atoom voor. Wanneer je meerdere atomen aan elkaar hebt vastzitten, noem je dit een molecuul.

Een alcoholmolecuul bestaat uit drie verschillende atoomsoorten: koolstof (zwart), waterstof (wit) en zuurstof (rood). Omdat dit molecuul uit meerdere atoomsoorten bestaat, noem je dit een **verbinding**. Een zuurstofmolecuul heeft maar één kleur bolletjes en dus is er maar één atoomsoort aanwezig: zuurstof (rood). Een molecuul dat bestaat uit maar één atoomsoort noem je een **element**.





Symbolen van atoomsoorten

In totaal bestaan er iets meer dan 110 atoomsoorten en daarmee kun je miljoenen verschillende moleculen maken. Elke atoomsoort heeft een eigen naam en een eigen symbool. Het symbool bestaat uit één of twee letters.

De meeste atoomsoorten hebben een symbool met twee letters. De eerste letter is vaak de eerste letter van de naam en is *altijd een hoofdletter*. De tweede letter is *altijd een kleine letter*.

Een aantal atoomsoorten kom je veel tegen. Het is daarom van belang dat je die uit je hoofd kent. In tabel 3.9 staan die belangrijke atoomsoorten. Hiervan moet je de Nederlandse naam en het symbool kennen. Onthoud ook of een atoomsoort bij de *metalen* of de *niet-metalen* hoort.



§3.2 Het periodiek systeem

Symbolen van atoomsoorten

atoomsoorten					
metalen				niet-metalen	
naam	symbool	naam	symbool	naam	symbool
aluminium	Al	platina	Pt	argon	Ar
barium	Ba	radium	Ra	broom	Br
calcium	Ca	tin (<i>stannum</i>)	Sn	chloor	Cl
chroom	Cr	titaan	Ti	fluor	F
goud (<i>aurum</i>)	Au	uraan	U	fosfor (<i>phosphorus</i>)	P
kalium	K	wolfraam	W	helium	He
kobalt	Co	ijzer (<i>ferrum</i>)	Fe	jood (<i>iodum</i>)	I
koper (<i>cuprum</i>)	Cu	zilver (<i>argentum</i>)	Ag	koolstof (<i>carboneum</i>)	C
kwik (<i>hydrargurum</i>)	Hg	zink	Zn	neon	Ne
lood (<i>plumbum</i>)	Pb			silicium	Si
magnesium	Mg			stikstof (<i>nitrogenium</i>)	N
mangaan	Mn			waterstof (<i>hydrogenium</i>)	H
natrium	Na			zuurstof (<i>oxygenium</i>)	O
nikkel	Ni			zwavel (<i>sulfur</i>)	S



Het periodiek systeem

De symbolen van alle atoomsoorten staan gerangschikt in een overzicht: het **periodiek systeem**. In 1869 bedacht Dmitri Mendelejev dit systeem waarbij hij chemische en fysische eigenschappen van atoomsoorten met elkaar in verband bracht.

Tegenwoordig wordt nog steeds van dit periodiek systeem gebruikgemaakt. In figuur 3.11 zie je het periodiek systeem. De horizontale rijen heten perioden. De verticale kolommen in het periodiek systeem zijn de groepen.

Een aantal groepen heeft een speciale naam:

Groep 1: *alkalimetalen*

Groep 2: *aardalkalimetalen*

Groep 17: *halogenen*

Groep 18: *edelgassen*

§3.2 Het periodiek systeem



Het periodiek systeem

groep	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
1	1 H																	2 He
2	3 Li	4 Be											5 B	6 C	7 N	8 O	9 F	10 Ne
3	11 Na	12 Mg											13 Al	14 Si	15 P	16 S	17 Cl	18 Ar
4	19 K	20 Ca	21 Sc	22 Ti	23 V	24 Cr	25 Mn	26 Fe	27 Co	28 Ni	29 Cu	30 Zn	31 Ga	32 Ge	33 As	34 Se	35 Br	36 Kr
5	37 Rb	38 Sr	39 Y	40 Zr	41 Nb	42 Mo	43 Tc	44 Ru	45 Rh	46 Pd	47 Ag	48 Cd	49 In	50 Sn	51 Sb	52 Te	53 I	54 Xe
6	55 Cs	56 Ba	57 La	1 72 Hf	73 Ta	74 W	75 Re	76 Os	77 Ir	78 Pt	79 Au	80 Hg	81 Tl	82 Pb	83 Bi	84 Po	85 At	86 Rn
7	87 Fr	88 Ra	89 Ac	2 104 Rf	105 Db	106 Sg	107 Bh	108 Hs	109 Mt	110 Ds	111 Rg	112 Cn	113 Uut	114 Fl	115 Uup	116 Lv	117 Uus	118 Uuo
				1 lanthaniden	58 Ce	59 Pr	60 Nd	61 Pm	62 Sm	63 Eu	64 Gd	65 Tb	66 Dy	67 Ho	68 Er	69 Tm	70 Yb	71 Lu
				2 actiniden	90 Th	91 Pa	92 U	93 Np	94 Pu	95 Am	96 Cm	97 Bk	98 Cf	99 Es	100 Fm	101 Md	102 No	103 Lr

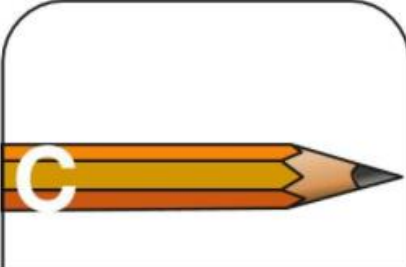
- metaal
- metalloïde
- niet-metaal

Het grootste deel van het periodiek systeem bestaat uit **metalen**, de rest zijn **niet-metalen** en een kleine groep **metalloïden**, die zowel eigenschappen van metalen als van niet-metalen hebben.

Niet-metalen

Niet-metalen komen als element en in verbindingen voor. Aangezien er ongeveer twintig atoomsoorten niet tot de metalen behoren, bestaan er ook ongeveer twintig elementen die niet-metalen heten.

De niet-metalen hebben geen duidelijk overeenkomstige eigenschappen.



C

Koolstof 6

- water- en luchtzuivering
- autobandroet, staal
- diamant, **potlood**
- * kunststoffen, vezels
- * aardgas, benzine, olie



N

Stikstof 7

- cryotechnologie
- ammoniak
- * **kunstmest**, melamine
- * airbag
- * springstof



O

Zuurstof 8

- **verbrandingsproces**
- staalbereiding
- ademhaling
- waterzuivering
- * zand, water, cement



§3.2 *Het periodiek systeem*

Metalen

Het grootste deel van het periodiek systeem bestaat uit metalen. Een zuiver metaal is een stof waar maar één atoomsoort in voorkomt. Het is dus een element. Er bestaan ruim 90 elementen die metalen worden genoemd.

Alle metalen hebben een aantal gemeenschappelijke stoffeigenschappen:

- een glimmend oppervlak in zuivere vorm;
- ze geleiden warmte en elektrische stroom;
- ze kunnen worden vervormd, vooral als ze heet zijn;
- ze kunnen in gesmolten toestand worden gemengd met andere metalen.

§3.2 *Het periodiek systeem*

Metalen

Edelheid van metalen

Veel metalen worden aangetast door stoffen uit de omgeving, zoals zuurstof en water. Bij sommige metalen gebeurt dit niet.

Van goud is bekend dat het niet wordt aangetast door stoffen uit de omgeving, bij ijzer verloopt die aantasting vrij snel. Bij ijzer het dat **roesten**, bij de overige metalen noem je het **corrosie**. Niet elk metaal vertoont dus hetzelfde gedrag.



Metalen

Op grond van de reactie met zuurstof en water worden de metalen verdeeld in:

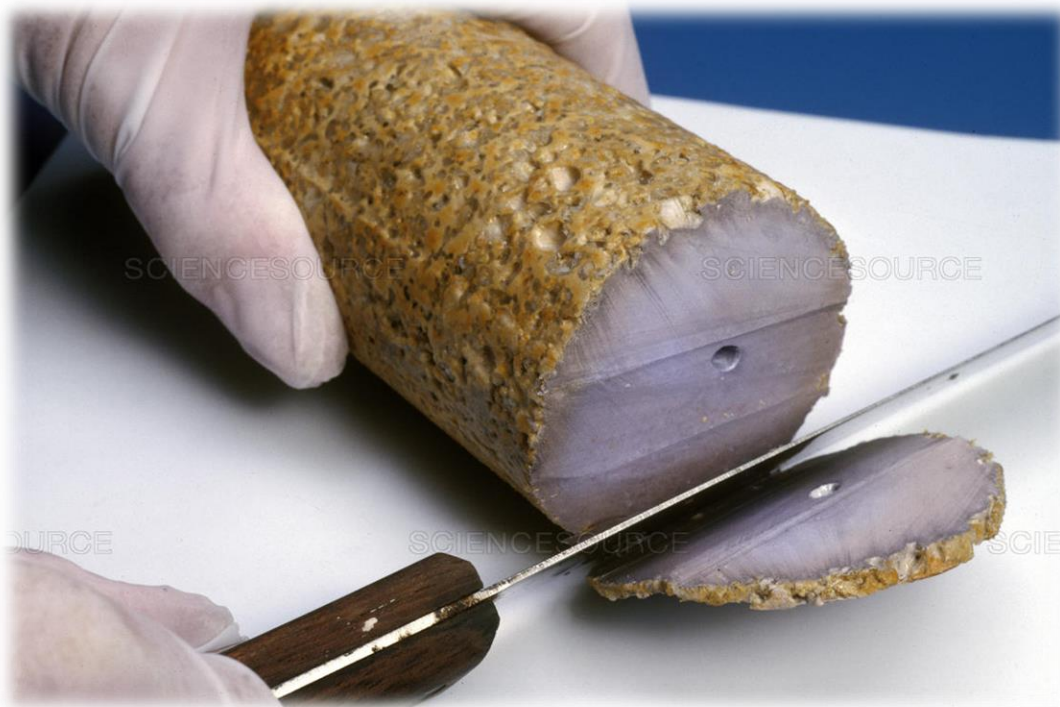
- Edele metalen: deze reageren niet met zuurstof aan de lucht. Bijvoorbeeld *goud*, zilver en platina.
- Halfedele metalen: deze reageren moeizaam met zuurstof. Bijvoorbeeld koper en *kwik*.
- Onedele metalen: deze reageren goed met zuurstof aan de lucht. Bijvoorbeeld *ijzer*, aluminium en zink.
- Zeer onedele metalen: deze reageren snel en heftig met zuurstof en water aan de lucht. Bijvoorbeeld kalium, *natrium*, magnesium en calcium.



§3.2 *Het periodiek systeem*

Metalen

Bij (zeer) onedele metalen is van een glimmend oppervlak meestal niet veel te merken. De buitenkant van het metaal is dan bedekt met een laagje van een verbinding van het metaal en zuurstof, dat ontstaat bij contact met vochtige lucht. Je noemt dat een oxidelaagje. Als je dit oxidelaagje weghaalt, komt het glimmende metaal weer tevoorschijn.





Legeringen

Een zuiver metaal vervormt gemakkelijk. Soms lukt dat zelfs al bij kamertemperatuur. Om een metaal stugger te maken, wordt er soms een ander metaal aan het zuivere metaal toegevoegd.

De metalen worden gesmolten en in vloeibare toestand gemengd. Het vaste metaalmengsel dat na afkoelen ontstaat noem je een **legering**. Een legering heeft vaak andere eigenschappen dan de afzonderlijke metalen. Zo is 'roestvrij' staal een legering van ijzer met chroom en een kleine hoeveelheid van het niet-metaal koolstof.

Gouden sieraden worden meestal ook van een legering gemaakt. Zuiver goud is namelijk erg zacht en bij zuiver goud zou je sieraad snel beschadigen. Bovendien is zuiver goud erg kostbaar. Daarom wordt er door het goud een ander (edel) metaal gemengd zoals zilver of platina.



§3.2 *Het periodiek systeem*

Je kunt nu:

- De symbolen van een aantal atoomsoorten geven als de naam is gegeven;
- De namen van een aantal atoomsoorten geven als het symbool is gegeven;
- Enkele groepen in het periodiek systeem benoemen;
- Het verschil uitleggen tussen metalen en niet-metalen en hun plaats in het periodiek systeem aangeven;
- Het verschil tussen elementen en verbindingen aangeven met behulp van het begrip atoomsoort;
- Uitleggen en herkennen wat een legering is.

§3.3 Formuletaal

Je leert:

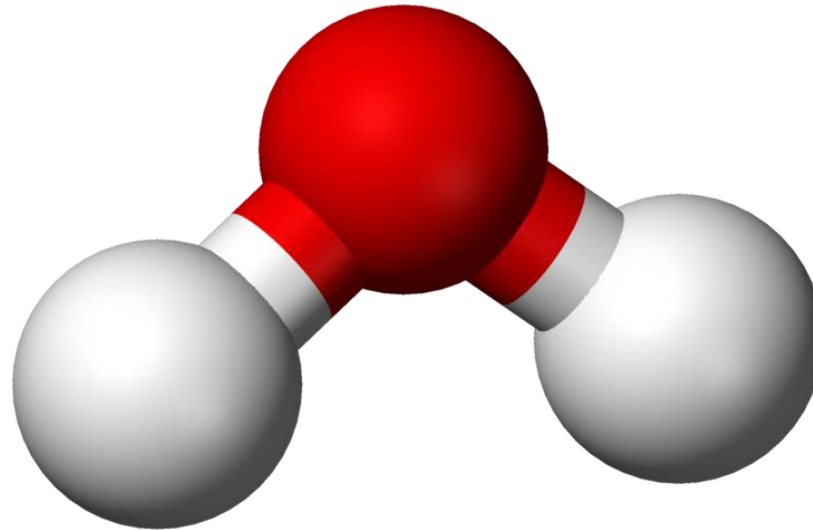
- Stoffen weergeven met formules;
- Werken met de atoom- en molecuulmassa;
- Het gehalte van een atoomsoort in een verbinding berekenen.



Langs de A7 in Groningen staat dit enorme model van een methaanmolecuul dat is opgebouwd uit één koolstofatoom en vier waterstofatomen. Aardgas bestaat voor het grootste deel uit methaanmoleculen. Moleculen kun je weergeven met een formule.

Moleculen met formules weergeven

Je kent de formule van water, H_2O , al van het internet of uit reclames. In onderstaande figuur zie je een molecuultekening van water.



In deze molecuultekening zie je dat een watermolecuul is opgebouwd uit drie atomen, één zuurstofatoom (het rode bolletje) en twee waterstofatomen (de witte bolletjes).



Moleculen met formules weergeven

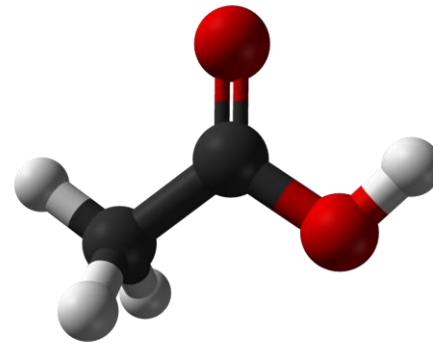
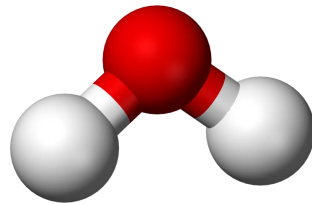
In plaats van een molecuultekening wordt vaak gebruikgemaakt van een **formule** zoals H_2O bij water. In zo'n formule staat het symbool van elk atoom dat in het molecuul voorkomt en hoeveel atomen van elke soort er zijn.

Achter iedere atoomsoort staat een cijfertje, de **index**. Dit cijfertje geeft het aantal atomen aan van het symbool dat ervoor staat. H_2O betekent dus twee H-atomen en één O-atoom. De index 1 wordt altijd weggelaten, daarom staat er geen cijfer achter de O.



Moleculen met formules weergeven

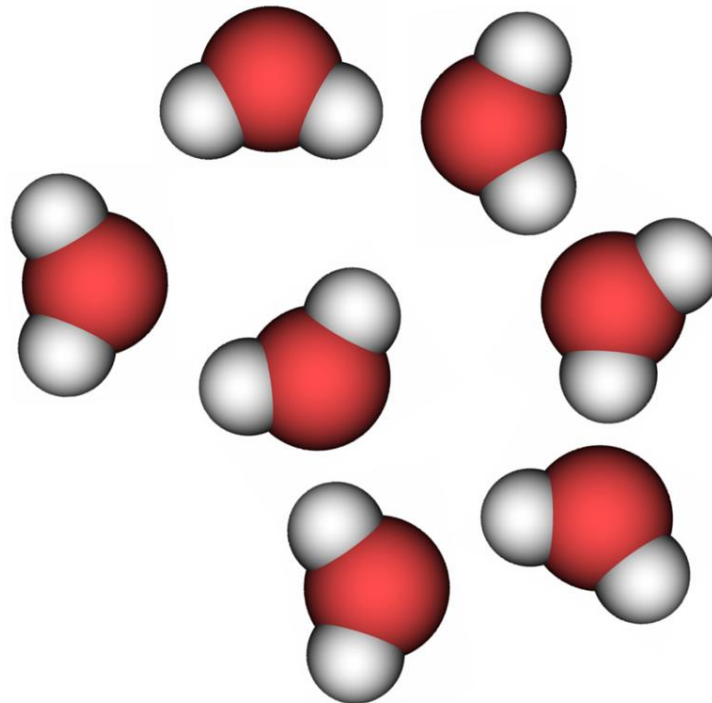
De molecuultekeningen hieronder zijn, net als de formules, volgens vaste afspraken gemaakt. Het azijnzuurmolecuul bestaat uit twee zwarte bolletjes, vier witte bolletjes en twee rode bolletjes. Dat wil zeggen twee koolstofatomen, vier waterstofatomen en twee zuurstofatomen. De formule van de stof azijnzuur is dus $C_2H_4O_2$.



Soms wordt de formule net iets anders weergegeven, zodat je ook de volgorde van de atomen in de molecuultekening eruit kunt afleiden. Voor azijnzuur staat er dan CH_3COOH . Dit zijn nog steeds twee koolstofatomen, vier waterstofatomen en twee zuurstofatomen. De formules van moleculen noem je meestal **molecuulformules**.

Coëfficiënt

In onderstaande figuur staan zeven watermoleculen met een molecuultekening afgebeeld. Dit kun je ook in formuletaal weergeven. Je zet dan het aantal moleculen voor de formule van het molecuul. Voor onderstaand voorbeeld zou dat $7 \text{ H}_2\text{O}$ zijn. Dit cijfer voor de formule van een verbinding of een element noem je de **coëfficiënt**.





Formules van elementen

Een element is een stof die uit één atoomsoort bestaat. Bij de meeste elementen vormen de atomen geen groepjes. Er zijn dan geen moleculen. De formule van zo'n element is het symbool van het atoom met index 1. Zo heeft het element koolstof eigenlijk de formule C_1 , dus dat schrijf je als C.

Zeven elementen komen als **twee-atomige moleculen** voor. De formule van zo'n element is het symbool van het atoom met index 2. Bijvoorbeeld het element waterstof heeft de formule H_2 . De namen en formules van deze zeven elementen kun je gemakkelijk onthouden met een ezelsbruggetje.

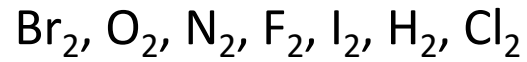
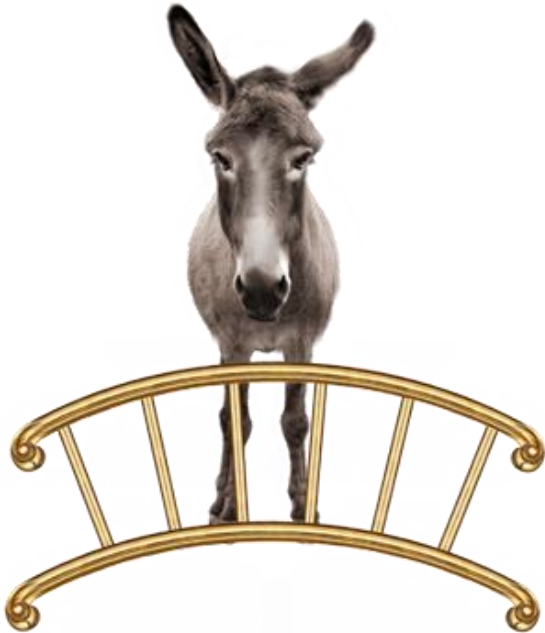


§3.3 Formuletaal

Formules van elementen

Ezelsbruggetje voor elementen die altijd met z'n tweeën zijn:

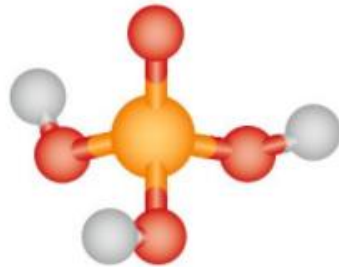
Brenda Organiseert Naakt Feesten In Haar Clubhuis



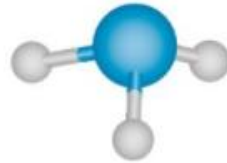
broom, zuurstof, stikstof, fluor, jood, waterstof, chloor

Zelf formules opstellen

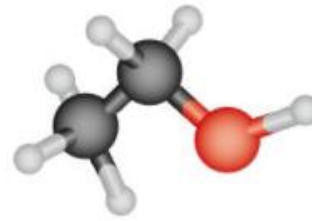
In onderstaande figuur zie je voorbeelden van enkele molecuultekeningen. Onder de molecuultekeningen staat de naam en de formule van die stof. Soms moet je zelf een formule vanuit een molecuultekening opstellen. Wanneer je zelf een formule opstelt, zet je de symbolen van de atomen in alfabetische volgorde. Zoals je hieronder ziet, kan de officiële notatie daarvan afwijken.



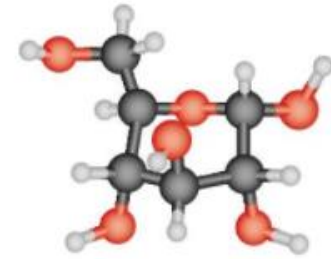
fosforzuur, H_3PO_4



ammoniak, NH_3



ethanol, C_2H_6O (alcohol)



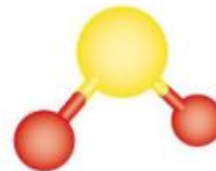
glucose, $C_6H_{12}O_6$



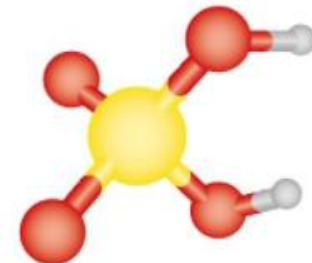
methaan, CH_4



koolstofdioxide, CO_2



zwaveldioxide, SO_2



zwavelzuur, H_2SO_4



Atoommassa en molecuulmassa

Je lichaamsgewicht druk je uit in kilogram. Als je een zak chips koopt, staat de massa er in gram op. De massa van een atoom of een molecuul kun je natuurlijk ook in gram uitdrukken, maar omdat de massa daarvan heel klein is, worden dat onhandige getallen.

Daarom druk je de massa van atomen en moleculen uit in **atomaire massa-eenheden**, waarbij de eenheid **u** hoort. Afgesproken is dat 1,00 u overeenkomt met $1,66 \cdot 10^{-27}$ kg.

Omdat de atomaire massa-eenheid heel klein is, kun je de massa van atomen, de **atoommassa**, met symbool A , beter uitdrukken in u.



Atoommassa en molecuulmassa

Als je van een molecuul precies weet welke atomen erin voorkomen, kun je met de gemiddelde atoommassa's van die atomen de **molecuulmassa** uitrekenen.

Water bestaat uit twee waterstofatomen met een massa van 1,0 u en één zuurstofatoom met een massa van 16,0 u. De molecuulmassa van water is dus: $1,0 + 1,0 + 16,0 = 18,0$ u.

In de tabel hiernaast staat een aantal atoommassa's. Achterin je boek staat ook een lijst met atoomsoorten en de bijbehorende afgeronde atoommassa's.

atoommassa's	
atoomsoort	massa (u)
waterstof	1,0
koolstof	12,0
stikstof	14,0
zuurstof	16,0
fosfor	31,0
zwavel	32,1
chloor	35,5



Het gehalte van een atoomsoort in een verbinding

Als je de formule van een stof weet, kun je uitrekenen wat het **gehalte** van een bepaalde atoomsoort in dat molecuul is. Een gehalte druk je uit in procent, je berekent dus het **massapercentage** van een atoomsoort in het molecuul.

Eerst bereken je aan de hand van de molecuulformule de totale massa van het molecuul en dan de totale massa van de gevraagde atoomsoort. Dit vul je in onderstaande formule in:

$$(\text{massa atoomsoort} : \text{massa molecuul}) \times 100 \% = \dots \%$$

Er volgen twee rekenvoorbeelden...



Rekenvoorbeeld 1: Het massapercentage waterstof in water

Bereken het massapercentage waterstof in een watermolecuul (H_2O).

Verzamel eerst de gegevens.

- Bereken de massa van de atoomsoort H in H_2O : $2 \times 1,0 \text{ u} = 2,0 \text{ u}$
- Bereken de massa van de atoomsoort O in H_2O : $1 \times 16,0 \text{ u} = 16,0 \text{ u}$
- Bereken de molecuulmassa van H_2O : $2,0 \text{ u} + 16,0 \text{ u} = 18,0 \text{ u}$

In $18,0 \text{ u}$ H_2O zit dus $2,0 \text{ u}$ H en $16,0 \text{ u}$ O.

Het massapercentage waterstof in een watermolecuul is dan:

$$\frac{2,0 \text{ u}}{18,0 \text{ u}} \times 100\% = 11,1\%$$

Een watermolecuul bevat 11,1 massa-% waterstof.

Voor $1,0 \text{ g}$ zuiver water geldt dan ook dat het massapercentage waterstof 11,1% is, dus $1,0 \text{ g}$ zuiver water bevat $0,11 \text{ g}$ waterstof.



Rekenvoorbeeld 2: Zuurstof in glucose

Bereken het massapercentage zuurstof in een glucosemolecuul ($C_6H_{12}O_6$).

Verzamel eerst de gegevens.

- Bereken de massa van de atoomsoort C in $C_6H_{12}O_6$: $6 \times 12,0 \text{ u} = 72,0 \text{ u}$
- Bereken de massa van de atoomsoort H in $C_6H_{12}O_6$: $12 \times 1,0 \text{ u} = 12,0 \text{ u}$
- Bereken de massa van de atoomsoort O in $C_6H_{12}O_6$: $6 \times 16,0 \text{ u} = 96,0 \text{ u}$
- Bereken de molecuulmassa van $C_6H_{12}O_6$: $72,0 \text{ u} + 12,0 \text{ u} + 96,0 \text{ u} = 180,0 \text{ u}$

In $180,0 \text{ u } C_6H_{12}O_6$ zit dus $72,0 \text{ u } C$, $12,0 \text{ u } H$ en $96,0 \text{ u } O$.

Het massapercentage zuurstof in een glucosemolecuul is:

$$\frac{96,0 \text{ u}}{180,0 \text{ u}} \times 100\% = 53,3\%$$

Een glucosemolecuul bevat 53,3 massa-% zuurstof.



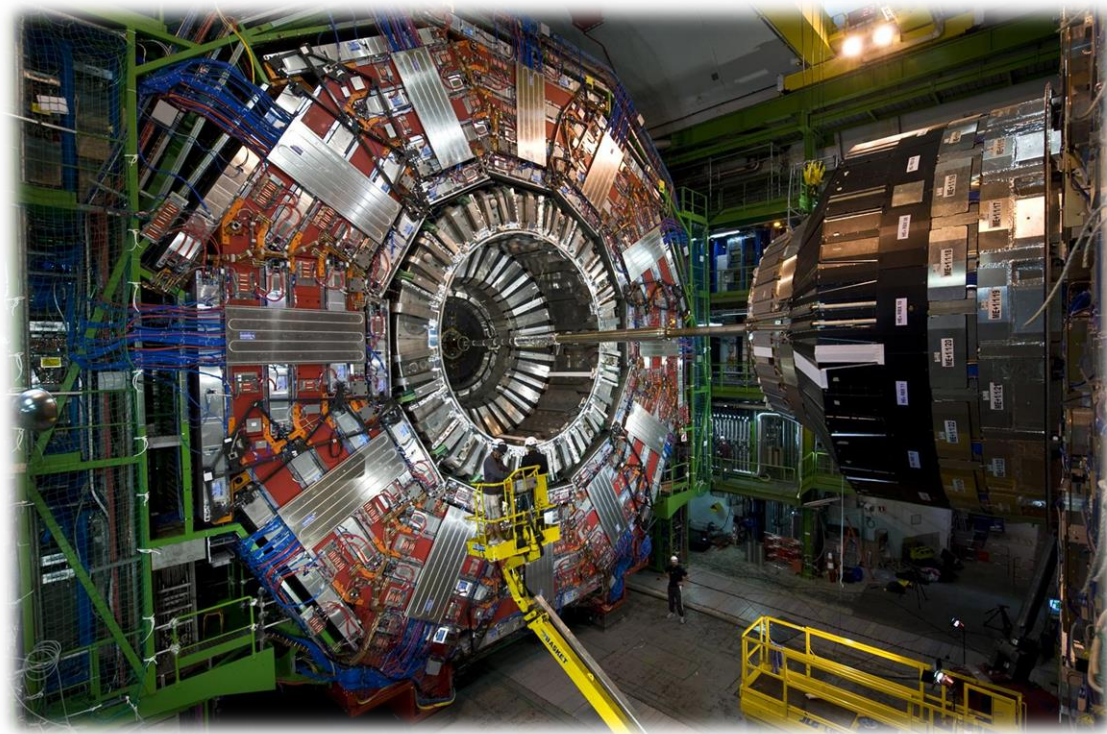
Je kunt nu:

- De formule van een stof uit de molecuultekening afleiden;
- De formules van elementen geven;
- De formules van een aantal verbindingen opschrijven als de naam is gegeven;
- De naam van een aantal stoffen opschrijven als de formule is gegeven;
- Het massapercentage van een atoomsoort in een verbinding berekenen.

§3.4 Atoombouw

Je leert:

- Hoe je de bouw van een atoom kunt toelichten met behulp van een atoommodel;
- Wat isotopen zijn;
- Wat het verschil tussen de atoommassa en het massagetal van een atoom is.



Je kijkt hier in de buis van de enorme deeltjesversneller in Genève. Onder leiding van een Nederlander wordt hier onderzoek gedaan naar deeltjes die nog veel kleiner zijn dan atomen.



§3.4 *Atoombouw*

De bouw van een atoom

Wetenschappers zijn al lang geleden begonnen om modellen voor moleculen en atomen te ontwikkelen waarmee ze eigenschappen van stoffen konden verklaren.

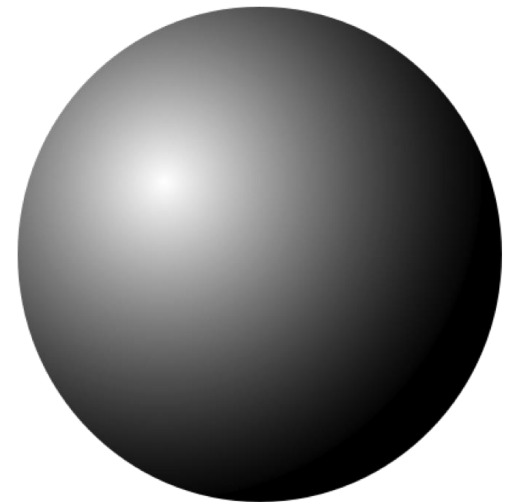
Onderzoek verschaft steeds meer informatie over de bouw van atomen en dus worden de modellen ook steeds verder uitgebreid of vervangen door een nieuw model. In deze paragraaf worden drie belangrijke modellen besproken.



Het atoommodel van Dalton

Een van de eerste atoommodellen was het **atoommodel** bedacht door John Dalton. In zijn model stelt een atoom een massief balletje voor, vergelijkbaar met een héél erg kleine knikker.

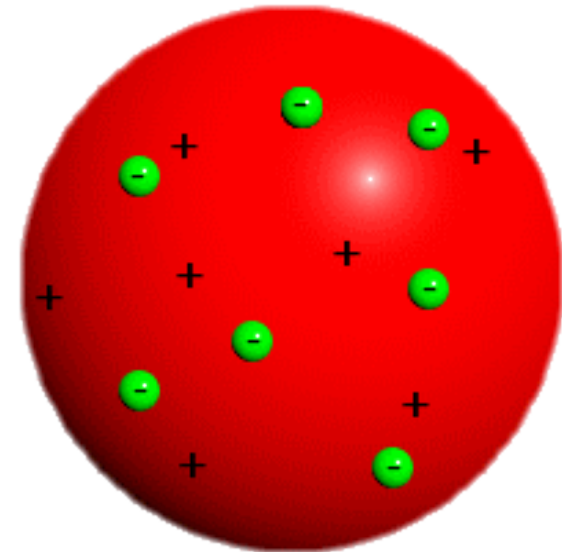
Ieder atoom heeft volgens hem een verschillende diameter en elk atoom was daardoor uniek voor een bepaalde atoomsoort. Het atoommodel van Dalton kent niet alleen andere diameters, maar ook verschillende symbolen voor de door hem beschreven atoomsoorten. Ook de kleuren uit de vorige paragraaf werden al door **Dalton** gebruikt.



Het atoommodel van Rutherford

Met het atoommodel van Dalton zijn bepaalde eigenschappen van stoffen te verklaren, maar ook een aantal niet en zodoende is er een nieuw atoommodel ontwikkeld. Uit de natuurkunde weet je dat er twee soorten elektrische lading zijn: positieve (+) en negatieve (-) lading. Je gebruikt de termen positief en negatief omdat de twee soorten elektrische lading elkaar kunnen opheffen, neutraliseren.

Thompson ontdekte al in 1897 dat je uit metalen kleine deeltjes kunt wegschieten, die hij **elektronen** noemde. De elektrische lading van een elektron is 1-. Atomen zijn echter elektrisch neutraal, dus moeten er in het atoom ook positieve deeltjes zitten. Dat zijn de **protonen**, die een lading van 1+ hebben. De lading van een proton is even groot als de lading van een elektron, maar met een tegengesteld teken.



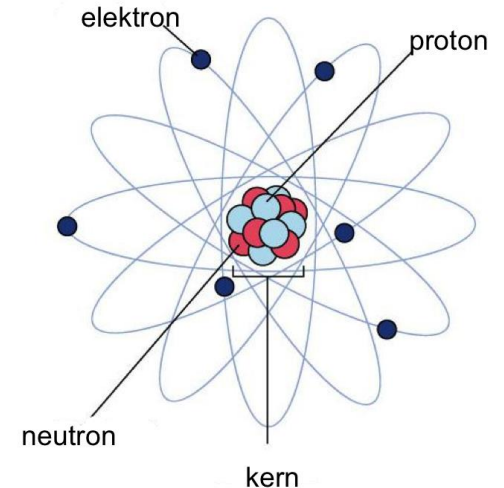
Het atoommodel van Rutherford

Uit experimenten leidde **Rutherford** af dat alle positieve lading zich in een heel klein gedeelte midden in het atoom bevindt. Hij noemde dat deel de **atoomkern** en daar bevinden zich alle protonen. De elektronen bevinden zich in een wolk rondom de atoomkern.

Zo'n dertig jaar later ontdekte een collega-onderzoeker van Rutherford dat er in de atoomkern nog andere deeltjes voorkomen. Deze deeltjes zijn de **neutronen** en zij hebben geen lading.

De bouwstenen van een atoom zijn dus:

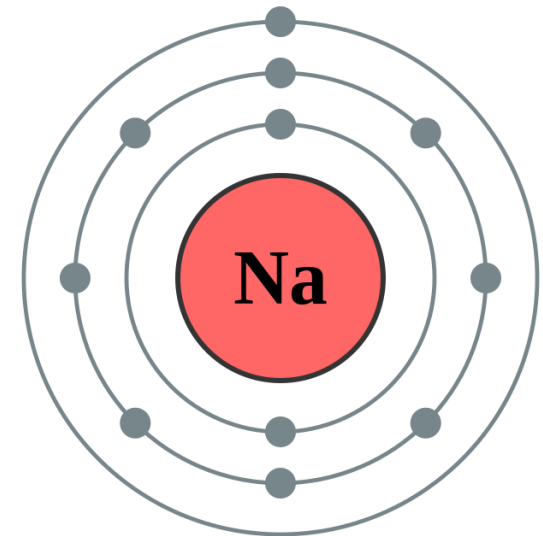
- protonen, weergegeven met p^+
- elektronen, weergegeven met e^-
- neutronen, weergegeven met n^0



Het atoommodel van Bohr

Het model van Rutherford verklaart wel veel, maar lang niet alle resultaten van experimenten zijn ermee in verband te brengen. Niels Bohr verfijnde het model daarom. In het atoommodel van **Bohr** is ook een kern aanwezig met protonen en neutronen, maar in zijn model bewegen de elektronen in banen rond de kern. Bohr noemde deze banen **schillen**.

Echter is het atoommodel van Bohr inmiddels ook weer achterhaald. Sinds de tweede helft van de twintigste eeuw is er een nieuwer atoommodel, het kwantummechanisch atoommodel. Elk nieuw model is steeds beter in staat eigenschappen van stoffen te verklaren en eigenschappen van nieuwe stoffen te voorspellen.





Verschillen tussen atoomsoorten

Uit de atoommodellen is afgeleid dat alle atomen een vergelijkbare opbouw hebben, maar het aantal protonen, neutronen en elektronen is per atoom anders.

Het aantal protonen dat in de kern van een bepaalde atoomsoort zit, kun je afleiden uit het periodiek systeem. Atomen zijn namelijk in het periodiek systeem gerangschikt naar het aantal protonen in de kern. Het aantal protonen is daarmee gelijk aan het **atoomnummer** en is uniek voor een atoomsoort.

Het aantal elektronen in een atoom is gelijk aan het aantal protonen. Hierdoor is een atoom een ongeladen deeltje. De elektronen in de buitenste schil zijn bepalend voor de eigenschappen van een atoomsoort.



Isotopen

Per atoomsoort is het aantal protonen en elektronen gelijk. Het aantal neutronen hoeft niet gelijk te zijn aan het aantal protonen en elektronen. Zo heeft een koolstofatoom altijd zes protonen in de kern, maar in de natuur komen koolstofatomen voor met zes, zeven of acht neutronen in de kern.

atoomsoort	koolstof (C)	koolstof (C)	koolstof (C)
atoomnummer	6	6	6
aantal protonen	6	6	6
aantal elektronen	6	6	6
aantal neutronen	6	7	8
massagetal	12	13	14

Atomen van dezelfde atoomsoort met alleen een verschillend aantal neutronen in de kern noem je **isotopen**. Isotopen van dezelfde atoomsoort zijn chemisch gezien precies hetzelfde, ook al hebben ze een verschillend aantal neutronen. Ze hebben daarom hetzelfde symbool.



Massagetal

Om het verschil tussen de isotopen duidelijk te maken, wordt gebruikgemaakt van het **massagetal**. Het massagetal is de som van het aantal protonen en neutronen in de kern en is dus altijd een geheel getal. Het aantal elektronen wordt hierbij niet meegerekend.

Er zijn twee manieren die veel worden gebruikt om het isotoop in formulevorm weer te geven. Bij de eerste manier wordt het symbool van het atoom opgeschreven met daar linksboven het massagetal en linksonder het atoomnummer.

Bijvoorbeeld bij chloor met een massagetal van 37: ${}^{37}_{17}\text{Cl}$.

Bij de tweede manier geef je alleen het symbool en het massagetal: Cl-37.

Gemiddelde atoommassa

In de natuur komen van de meeste atoomsoorten meerdere isotopen voor en daarom werk je met gemiddelde atoommassa's. Van bijvoorbeeld chloor komen in de natuur twee isotopen voor, het gemiddelde van de atoommassa's van die twee isotopen is 35,5 u. Achter in je boek is een tabel opgenomen waarin de gemiddelde atoommassa's staan.



${}^3\text{He}$



${}^4\text{He}$



${}^6\text{He}$



§3.4 *Atoombouw*

Je kunt nu:

- Het atoommodel van Dalton, Rutherford en Bohr toelichten;
- Met behulp van het atoomnummer de bouw van een atoom weergeven;
- Uitleggen wat het massagetal is en wat isotopen zijn;
- Uitleggen waarom je met gemiddelde atoommassa's werkt.