

Basisvaardigheden Toegepaste Scheikunde voor het HO



Noordhoff



G. Zwanenburg, H. Scholte, H. Driessen

3^e druk

Basisvaardigheden Toegepaste Scheikunde voor het HO

Basisvaardigheden
Toegepaste
Scheikunde
voor het HO

Harm Scholte

Auteur en eindredacteur

Heleen Driessen

Gooitzen Zwanenburg

Ontwerp omslag: Shootmedia

Omslagillustratie: Shootmedia

Eventuele op- en aanmerkingen over deze of andere uitgaven kunt u richten aan: Noordhoff Uitgevers bv, Afdeling Hoger onderwijs, Antwoordnummer 13, 9700 VB Groningen of via het contactformulier op www.mijnnoordhoff.nl.

De informatie in deze uitgave is uitsluitend bedoeld als algemene informatie. Aan deze informatie kunt u geen rechten of aansprakelijkheid van de auteur(s), redactie of uitgever ontleenen.



0 / 21

© 2021 Noordhoff Uitgevers bv, Groningen/Utrecht, The Netherlands

Deze uitgave is beschermd op grond van het auteursrecht. Wanneer u (her)gebruik wilt maken van de informatie in deze uitgave, dient u vooraf schriftelijke toestemming te verkrijgen van Noordhoff Uitgevers bv. Meer informatie over collectieve regelingen voor het onderwijs is te vinden op www.onderwijsauteursrecht.nl.

This publication is protected by copyright. Prior written permission of Noordhoff Uitgevers bv is required to (re)use the information in this publication.

ISBN (ebook) 978-90-01-74893-7

ISBN 978-90-01-74892-0

NUR 913

Voorwoord

Met *Basisvaardigheden Toegepaste Scheikunde voor het HO* breng je zelfstandig jouw kennis van de scheikunde op een peil dat nodig is om een hbo-opleiding te kunnen volgen. Veel hogescholen bieden cursussen aan om toelating te kunnen krijgen tot een bepaalde opleiding. Voor studenten met een mbo-vooropleiding en havisten zonder exact profiel biedt dit boek een effectieve manier om de benodigde scheikundekennis te verwerven. De leerstof van dit boek dekt de toelatingseisen van de opleidingen.

Op de website www.basisvaardighedentoegepastescheikunde.noordhoff.nl kun je je kennis interactief toetsen. Je ziet dan snel welke stof je nog niet voldoende beheerst. Daar staan ook animaties die moeilijke scheikundige principes op microniveau uitleggen. De docent kan deze animaties desgewenst inzetten in de les.

In het boek staat de theorie beknopt uitgelegd. In het theoriedeel kom je vaak stukken blauwe tekst tegen. Daarin staan dan voorbeelden van wat daarvoor behandeld is. Na de theorie volgen direct opgaven, zodat je snel kunt testen of je de behandelde stof beheerst. Aan het einde van iedere paragraaf staat het onderdeel 'Toepassing'. Daarin tref je opgaven aan die over het hele hoofdstuk gaan en waarin ook kennis uit andere hoofdstukken aan de orde kunnen komen. De antwoorden van de opgaven staan achter in het boek. Voor een uitwerking van alle opgaven verwijzen we graag naar de website.

In dit boek verwijzen wij regelmatig naar gegevens en tabellen uit het 'Informatieboek voor natuurwetenschappen voor HAVO en VWO': *Binas*.

We wensen je veel plezier en vooral succes bij het werken met dit boek.

De auteurs: Harm Scholte, Heleen Driessen en Gooitzen Zwanenburg

Inhoud

- 1 Atomen, moleculen en bindingen 9**
 - 1.1 Atoomnummer en massagetal 9
 - 1.2 Isotopen 11
 - 1.3 Ionen 13
 - 1.4 Periodiek systeem 15
 - 1.5 Covalente bindingen 17
 - 1.6 Polaire en apolaire stoffen 21
 - 1.7 Waterstofbruggen 23
 - 1.8 Roosters 25
Toepassing 27

- 2 Namen en formules van stoffen 28**
 - 2.1 Niet-ontleedbare en moleculaire stoffen 28
 - 2.2 Zouten 30
 - 2.3 Alkanen 32
 - 2.4 Halogeenalkanen 34
 - 2.5 Vertakte alkanen 36
 - 2.6 Alkenen, alkynen en benzeen 38
 - 2.7 Alkanolen en alkaanaminen 42
 - 2.8 Alkaanzuren en aminozuren 44
 - 2.9 Overzicht systematische naamgeving
koolwaterstoffen 47
Toepassing 50

- 3 Mengsels scheiden 51**
 - 3.1 Zuivere stoffen en mengsels 51
 - 3.2 Heterogene mengsels scheiden 53
 - 3.3 Homogene mengsels scheiden 55
 - 3.4 Chromatografie 57
Toepassing 59

- 4 Reacties 60**
 - 4.1 Reactievergelijking 60
 - 4.2 Soorten reacties 62
 - 4.3 Reactie-energie 64
 - 4.4 Reactiesnelheid 66
 - 4.5 Omkeerbare reacties en evenwichten 68
Toepassing 71

- 5 Chemisch rekenen 72**
 - 5.1 Wetenschappelijke notatie en significante cijfers 72
 - 5.2 Chemische hoeveelheid, mol en molaire massa 75
 - 5.3 Concentratie 79
 - 5.4 Gehalte 81
 - 5.5 Verdunningen 83
 - 5.6 Rekenen aan reacties 85
 - 5.7 De reactiewarmte berekenen 87
Toepassing 89

- 6 Koolstofchemie 90**
 - 6.1 Additiereactie en substitutiereactie 90
 - 6.2 Condensatiereactie en hydrolysereactie 93
 - 6.3 Emulgatoren 95
Toepassing 97

- 7 Kunststoffen 98**
 - 7.1 Additiepolymeren 98
 - 7.2 Condensatiepolymeren 101
 - 7.3 Eigenschappen van polymeren 105
Toepassing 108

- 8 Biochemie 109**
 - 8.1 Koolhydraten 109
 - 8.2 Vetten en oliën 112
 - 8.3 Aminozuren en eiwitten 115
Toepassing 117

9 Zuren en basen 119

- 9.1 Zuren en zure oplossingen 119
- 9.2 Basen en basische oplossingen 121
- 9.3 pH meten 123
- 9.4 pH-berekeningen 125
- 9.5 Zuur-basereacties 127
Toepassing 129

10 Redoxreacties 130

- 10.1 Oxidator, reductor, halfreacties en redoxreacties 130
- 10.2 Sterkte van oxidatoren en reductoren 133
- 10.3 Elektrochemie 136
Toepassing 139

11 Duurzame chemie 141

- 11.1 Chemische industrie 141
- 11.2 Groene chemie 143
- 11.3 Veiligheid 147
- 11.4 Giftigheid 149
Toepassing 151

Antwoorden 152**Bijlage 1
Periodiek systeem der
elementen 206****Bijlage 2
Ionladingen 208****Register 209**

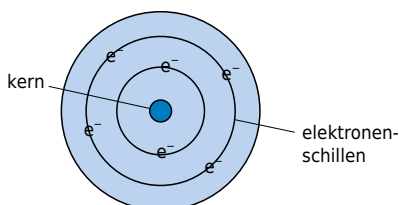
1.1 Atoomnummer en massagetal

Er bestaan vele miljoenen verschillende stoffen die vaak bestaan uit moleculen. Alle moleculen zijn opgebouwd uit atomen. Er bestaan ongeveer 100 verschillende atoomsoorten, die ook wel elementen worden genoemd. Atomen zijn zelf ook weer opgebouwd uit kleinere deeltjes: positief geladen **protonen**, negatief geladen **elektronen** en ongeladen **neutronen**

In de loop van de tijd zijn er verschillende modellen bedacht om te beschrijven waar de protonen, neutronen en elektronen zich in het atoom bevinden. In het algemeen geaccepteerde atoommodel van Niels Bohr uit 1913 (het **Bohr model**) bevinden de protonen en neutronen zich in de kern van het atoom en zitten de elektronen in **schillen** rondom de kern. Tussen de schillen zitten geen elektronen.

Protonen en neutronen hebben een massa van (ongeveer) $1,66 \cdot 10^{-27}$ kg. Omdat deze massa uitgedrukt in kg een onhandig klein getal is, heeft men voor atomen en moleculen de **atomaire massa-eenheid** met de eenheid 'u' ingevoerd. 1,00 u komt overeen met $1,66 \cdot 10^{-27}$ kg.

De massa van een elektron is ongeveer 2000 maal kleiner dan de massa van een proton of de massa van een neutron. De massa van een atoom wordt daarom uitgedrukt als de massa van het aantal protonen plus het aantal neutronen. Dit is het **massagetal**.



soort deeltje	lading	massa (in u)
proton	1+	1,00
neutron	0	1,00
elektron	1-	0,0005

Een proton heeft een lading +1, daarom is de **kernlading** positief en gelijk aan het aantal protonen in de kern. Het aantal protonen in de kern is het **atoomnummer**. In een atoom is het aantal elektronen in de elektronenschillen gelijk aan het aantal protonen in de kern. Elk elektron heeft een lading -1, atomen zijn daarom ongeladen.

Natrium heeft atoomnummer 11. De kern van een natriumatoom bevat dan 11 protonen. In de elektronenschillen zitten 11 elektronen. Natriumatomen hebben een massagetal 23. Dat betekent dat een natriumatoom $23 - 11 = 12$ neutronen in de kern heeft.

Opgaven

- 1
 - a Schrijf de drie bouwstenen van atomen op.
 - b Welke van de bouwstenen van een atoom vind je in de kern?
 - c Leg uit waarom de massa van elektronen niet meetelt voor het massagetal.
 - d Is de kern van een atoom positief of negatief geladen?

- 2 Fosfor heeft een massagetal van 31.
 - a Als je weet dat in de kern van een fosforatoom zestien neutronen zitten, wat is dan het atoomnummer van fosfor?
 - b Hoeveel elektronen heeft een fosforatoom?

- 3 Kobalt heeft atoomnummer 27. Hoe groot is de kernlading van een kobaltatoom?

- 4 Van atoom X weet je dat in de elektronenschillen achttien elektronen zitten. Om welk element gaat het? (Gebruik *Binas* om deze vraag te beantwoorden.)

- 5 Van een onbekend element is het massagetal 232. De kernlading is 90+.
 - a Hoeveel neutronen zitten er in de atoomkern van dit element?
 - b Hoeveel elektronen heeft een atoom van dit element?
 - c Welk element is dit? (Gebruik *Binas*).

- 6 Op het label van een voorraadfles staat: Mn, Atoomnummer: 55, massagetal 25. Wat is bij het schrijven van het label misgegaan?

- 7 Jacintha zegt dat het massagetal nooit kleiner kan zijn dan het atoomnummer. Heeft zij gelijk?

- 8 Er is één atoomsoort waarvan het massagetal en het atoomnummer gelijk zijn. Welke atoomsoort is dit?

1.2 Isotopen

Atomen van dezelfde atoomsoort hebben allemaal hetzelfde aantal protonen in de kern en dus ook hetzelfde atoomnummer. Elk element heeft een eigen naam en een symbool dat uit een of twee letters bestaat. Het symbool is doorgaans afgeleid van de Latijnse naam van het element. Bijvoorbeeld: lood is in het Latijn plumbum. Het **elementsymbool** voor lood, Pb, is hiervan afgeleid. In *Binas* tabel 40 A vind je een overzicht van alle elementen met hun symbolen.

Isotopen zijn atomen met hetzelfde aantal protonen maar met een verschillend aantal neutronen. Isotopen hebben dus hetzelfde atoomnummer, maar een verschillend massagetal. Het massagetal wordt gebruikt om aan te geven welk isotoop bedoeld wordt. Soms wordt het massagetal aangegeven bij het elementsymbool. Zo is Ca-40 de calcium isotoop met massagetal 40 en Ca-48 de calcium isotoop met massagetal 48.

Koolstof heeft atoomnummer 6. Er zijn dus zes protonen in de kern. Er is een isotoop met zes neutronen in de kern. Die isotoop heeft een massagetal van $6 + 6 = 12$ en dat geef je aan met C-12. Een andere isotoop van koolstof heeft acht neutronen in de kern en een massagetal van $6 + 8 = 14$. Die isotoop geef je aan met C-14. Bijna 99% van alle koolstof die in de natuur voorkomt is van de isotoop C-12.

Je kunt van alle atomen de atoommassa vinden in tabel 25 of 99 van *Binas*. Van bijna alle atoomsoorten komen in de natuur isotopen voor. De **gemiddelde atoommassa** wordt bepaald door de percentages van de massa van elke isotoop zoals dat in de natuur aanwezig is.

Van koper komen in de natuur twee isotopen voor: In tabel 25 van *Binas* vind je gegevens van deze isotopen.

Cu-63: atoommassa 62,92960 u; voorkomen in de natuur 69,17%.

Cu-65: atoommassa 64,92779 u; voorkomen in de natuur 30,83%.

De gemiddelde atoommassa van koper is het gewogen gemiddelde van de massa van deze isotopen:

$$0,6917 \times 62,92960 + 0,3083 \times 64,92779 = 63,55 \text{ u.}$$

Dit laatste getal zie je ook terug in het periodiek systeem in tabel 99 van *Binas* als de atoommassa van Cu.

Opgaven

- 1 Zoek in *Binas* het symbool en het atoomnummer van de volgende elementen op. Je kunt ook gebruik maken van het Periodieksysteem helemaal achterin dit boek.
 - a antimoon
 - b barium
 - c chloor
 - d ijzer
 - e goud
- 2 Wat zijn isotopen?
- 3
 - a Wat is het atoomnummer van zuurstof?
 - b Zoek in *Binas* op welke isotopen zuurstof heeft en schrijf de massagetallen van deze isotopen op.
 - c Geef de notatie van de in de natuur voorkomende isotopen van zuurstof.
- 4 Waterstof heeft drie isotopen, die alle drie een eigen naam hebben. De eerste isotoop heet waterstof. Die isotoop heeft geen neutronen in de kern. Deuterium is de tweede isotoop, met één neutron in de kern. Tritium is de derde isotoop, met twee neutronen.
 - a Geef de massagetallen van deze drie isotopen.
 - b Geef van deze drie het aantal protonen, neutronen en elektronen.
- 5 Een isotoop van element Y heeft atoomnummer 26 en massagetal 58.
 - a Om welk element gaat het hier?
 - b Geef de notatie van deze isotoop.
 - c Geef ook de notatie van de isotoop die één neutron meer in de kern heeft.
- 6
 - a Emma zegt dat twee verschillende atoomsoorten hetzelfde aantal neutronen in de kern kunnen hebben. Kan dit kloppen?
 - b René zegt dat twee verschillende atoomsoorten ook hetzelfde aantal protonen in de kern kunnen hebben. Kan dit kloppen?
- 7 Er zijn twee atoomsoorten met massagetal 3. Welke atoomsoorten zijn dit? Geef de notatie met het massagetal.
- 8 Van het element lood komen in de natuur vier isotopen voor.
 - a Wat zijn de massagetallen van deze isotopen?
 - b Wat is de gemiddelde atoommassa van lood?

1.3 Ionen

Ionen zijn elektrisch geladen atomen doordat het aantal elektronen in de elektronenschillen van het ion niet gelijk is aan het aantal protonen in de kern. Is het aantal elektronen groter dan het aantal protonen, dan heb je te maken met negatieve ionen. Bij positieve ionen is het aantal protonen groter dan het aantal elektronen. In het algemeen vormen metaal-atomen positieve ionen; niet-metaal-atomen vormen negatieve ionen.

Ionen worden genoteerd met het elementsymbool waarbij de lading rechtsboven is aangegeven.

Ionladingen zijn onder andere vermeld in tabel 40A van *Binas*.

Het calciumion met lading 2+ heeft twee elektronen minder dan het aantal protonen in de kern van het calciumatoom en wordt genoteerd als Ca^{2+} .

Het ion van broom met lading 1- heeft één elektron meer dan het aantal protonen in de kern van het broomatoom en wordt genoteerd als Br^- .

Als een stof opgebouwd is uit positieve en negatieve ionen, dan behoort deze stof tot de groep die we aangeven met de verzamelnaam **zouten**. Bij de naam van het zout krijgt het negatieve ion de uitgang **-ide** achter de elementnaam. Het negatieve ion van het element zuurstof, O^{2-} , heeft de naam **oxide**.

De kracht waarmee de ionen elkaar aantrekken heet de **ionbinding**. De positief en negatief geladen ionen trekken elkaar sterk aan. De ionbinding is dan ook een sterke binding.

In zouten is de verhouding tussen positieve en negatieve ionen altijd zodanig dat het geheel elektrisch neutraal is. De verhouding tussen de positieve en negatieve ionen wordt aangegeven met de **verhoudingsformule**.

- 1 Magnesiumchloride is een zout dat uit magnesiumionen Mg^{2+} met een lading 2+ en chloride-ionen Cl^- met een lading van 1- bestaat. Voor elektrische neutraliteit zijn voor ieder Mg^{2+} -ion 2 Cl^- -ionen nodig. De verhoudingsformule is dan MgCl_2 .
- 2 Aluminiumoxide bestaat uit aluminiumionen, Al^{3+} , en oxide-ionen, O^{2-} . Het geheel is elektrisch neutraal als bij 2 Al^{3+} -ionen 3 O^{2-} -ionen horen. De verhoudingsformule is dan Al_2O_3 .

Opgaven

- 1 Wat is de ionlading van de volgende ionen? Zoek de nodige gegevens op in *Binas*.
a Natriumion **c** Rubidiumion
b Magnesiumion **d** Calciumion
- 2 Hoeveel elektronen bevatten de volgende ionen? Zoek de nodige gegevens op in *Binas*.
a Mg^{2+} **c** Fe^{3+}
b O^{2-} **d** Cl^-
- 3 Geef de verhoudingsformule van de volgende zouten:
a rubidiumbromide **c** magnesiumfluoride
b calciumfluoride **d** galliumoxide
- 4 Geef de ionladingen van de ionen die in de volgende zouten voorkomen.
a PbO_2 **c** CuO
b BaCl_2 **d** FeCl_3
- 5 A is een metaalion met lading 5+, B is een niet-metaal ion met lading 2-. A en B vormen een zout met verhoudingsformule A_xB_y . Welke waarden hebben de getallen x en y?

1.4 Periodiek systeem

Het **periodiek systeem** der elementen is een overzicht van alle elementen die gerangschikt zijn in **perioden** en **groepen**. Een periode is een rij. Een groep is een kolom. Achter in het boek staat het periodiek systeem met daarin de perioden en groepen. Een deel van de perioden 6 en 7 is apart onderaan gezet, omdat het periodiek systeem anders te breed zou worden. Elementen in een perioden hebben van links naar rechts een oplopend atoomnummer. Elementen die tot dezelfde groep behoren, hebben vergelijkbare chemische eigenschappen. Zo kun je de lading van een ion meestal bepalen uit de groep in het periodiek systeem waarin het atoom staat.

groep	1	2	3 t/m 12	13	14	15	16	17	18
	1+	2+	Vaak 2+	3+			2-	1-	
voorbeeld	Li ⁺	Mg ²⁺	Zn ²⁺	Al ³⁺			O ²⁻	Br ⁻	

- 1 Het element barium staat in groep 2 van het periodiek systeem. Een bariumatoom kan dan 2 elektronen afstaan, waardoor een bariumion ontstaat met een lading van 2+: Ba²⁺.
- 2 Zuurstof staat in groep 16 van het periodiek systeem. Een zuurstofatoom kan dan 2 elektronen opnemen zodat een oxide-ion met lading 2- ontstaat: O²⁻.

In het periodieksysteem achter in het boek kun je drie soorten elementen ontdekken:

- **metalen** zijn in het systeem lichtbruin gekleurd; ze vormen vaak positieve ionen.
- **niet-metalen** zijn in het systeem roze gekleurd; ze vormen vaak negatieve ionen.
- **overgangsmetalen** (ook wel **metalloïden** genoemd) zijn in het systeem blauw gekleurd. Zij vormen de overgang tussen de metalen en de niet-metalen.

De metalen van groep 1 zijn de **alkalimetalen**. Een uitzondering is waterstof met atoomnummer 1. Dit is geen alkalimetaal. Alkalimetalen vormen ionen met een lading van 1+ en zijn zeer reactief; ze reageren allemaal zeer heftig met water.

De niet-metalen van groep 17 zijn de **halogenen**. Halogenen vormen ionen met lading 1- en geven een heftige reactie met metalen.

De **edelgassen** staan in groep 18. Zij vormen geen ionen en ook geen covalente bindingen met andere niet-metaal-atomen. Ze reageren niet met andere atoomsoorten, ze zijn **inert**.

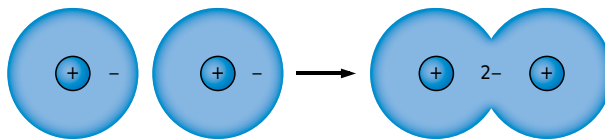
Opgaven

- 1 Welke elementen staan in de eerste periode van het periodiek systeem?
- 2 Hoe zijn de elementen in het periodiek systeem gerangschikt?
- 3 Geef de namen en symbolen van de elementen in de eerste groep van het periodiek systeem.
- 4
 - a Geef de namen van de niet-metalen in groep 15.
 - b Geef de namen van de metalen in groep 15.
- 5
 - a Wat zijn de zes edelgassen? Geef de naam en het symbool.
 - b In welke groep staan ze?
- 6 Als je weet dat het atoomnummer van kalium 19 is, wat is dan het atoomnummer van scandium (Sc), dat twee plaatsen verder in het periodiek systeem staat?
- 7 Bepaal uit de positie in het periodiek systeem hoeveel elektronen een booratom (B) heeft.
- 8 Hoeveel protonen en elektronen heeft het magnesiumion?
- 9 Geef aan welke ionen de volgende atoomsoorten vormen. Let op de plek waar de atoomsoorten in het periodiek systeem staan.
 - a Fluor
 - b Cesium
 - c Radium
 - d Indium
 - e Strontium
- 10 In periode 6 is een aantal elementen onder het periodiek systeem gezet. In periode 6 staat Lantaan (La) met atoomnummer 57 in groep 3 en Hafnium (Hf) met atoomnummer 72 in groep 4.
Hoeveel groepen zijn er in periode 6 onder het periodiek systeem gezet?

1.5 Covalente bindingen

Atomen van niet-metalen kunnen onderling bindingen aangaan door het vormen van een of meer **gemeenschappelijke elektronenparen**. De negatieve lading van die elektronenparen bevindt zich tussen de twee atomen en trekt de positieve lading van de atoomkernen aan. Op deze manier ontstaat een sterke binding tussen de atomen die we **covalente binding** of **atoombinding** noemen. Hierdoor ontstaan **moleculen**: een groepje atomen dat door middel van covalente bindingen met elkaar is verbonden.

Het eenvoudigste voorbeeld van een covalente binding is tussen de twee waterstofatomen, met elk één proton en één elektron, in een molecuul waterstof, H_2 .



Het aantal gemeenschappelijke elektronenparen dat een atoom kan vormen heet de **covalentie**. De covalentie van waterstof is 1. Je kunt de covalentie van andere niet-metaal-atomen vinden aan de hand van hun plaats in het periodiek systeem. In de tabel staan enkele voorbeelden.

groep	14	15	16	17	18
covalentie	4	3	2	1	0
voorbeeld	C, Si	N, P	O, S	Cl, Br	Ne, Ar

Zuurstof staat in groep 16 van het Periodiek Systeem en heeft dus covalentie 2. Dat betekent dat een zuurstofatoom met andere niet-metaal-atomen twee gemeenschappelijke elektronenparen kan vormen.

Een molecuul bestaat uit een groep niet-metaal-atomen. Heel veel van die moleculen vormen samen een moleculaire stof. Zo'n stof kun je met een **molecuulformule** weergeven. In de molecuulformule staat van iedere atoomsoort hoeveel daarvan in een molecuul van die stof voorkomt. Als je van de atomen ook de covalentie weet kun je de structuur van dat molecuul opstellen. Je geeft de gemeenschappelijke elektronenparen tussen de atomen met behulp van een streepje tussen de elementsymbolen weer. Je krijgt zo de **structuurformule**.

De molecuulformule van de stof water is H_2O . Dat betekent dat in één molecuul water één zuurstofatoom aan twee waterstofatomen gebonden is. Waterstof (H) heeft covalentie 1 en kan één gemeenschappelijk elektronenpaar vormen. Zuurstof (O) heeft covalentie 2. Eén zuurstofatoom kan dan met twee waterstofatomen twee gemeenschappelijke elektronenparen vormen.

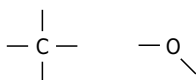


In de structuurformule geeft het aantal bindingsstreepjes bij het elementsymbool de covalentie aan.

Het komt ook voor dat meerdere gemeenschappelijke elektronenparen twee atomen bij elkaar houden. Bij twee gemeenschappelijke elektronenparen heb je te maken met de **dubbele binding**. In de structuurformule zie je dan tussen de elementsymbolen twee streepjes staan.

Als drie gemeenschappelijke elektronenparen de atomen bij elkaar houden, heb je te maken met een **drievoudige binding**.

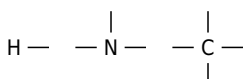
- 1 De molecuulformule van het broeikasgas kooldioxide is CO_2 . Koolstof (C) staat in groep 14 en heeft covalentie 4. Zuurstof (O) heeft covalentie 2.



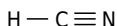
Om alle bindingen 'dekkend' te krijgen heb je voor een stof die uit koolstof- en zuurstofatomen bestaat, één C-atoom en twee O-atomen nodig.

De structuurformule van die stof wordt dan: $\text{O}=\text{C}=\text{O}$

- 2 Moleculen van het giftige gas blauwzuur bestaan uit de atomen waterstof, stikstof en koolstof. De covalentie van waterstof is 1, van stikstof 3 en van koolstof 4. De moleculen zijn opgebouwd uit de volgende bouwstenen.



Om alle bindingen dekkend te krijgen is de eenvoudigste oplossing om één H-atoom aan het koolstofatoom te koppelen. Het koolstofatoom heeft dan nog drie bindingen over voor het stikstofatoom.



De molecuulformule van blauwzuur is dan HCN.

NB Zoals je in deze voorbeelden kunt zien, mag je bij het opstellen van de structuurformule de richting van de bindingsstreepjes bij de elementsymbolen aanpassen waardoor een meer overzichtelijke structuurformule ontstaat.

Opgaven

- Waaruit bestaat een covalente binding?
 - Wat wordt er door deze binding met elkaar verbonden?
- Bepaal met behulp van het periodiek systeem de covalentie van de volgende elementen:
 - chloor
 - jood
 - seleen
 - silicium
- Wat is de covalentie van koolstof?
 - Wat is de covalentie van waterstof?
 - Hoeveel waterstofatomen kunnen binden aan één koolstofatoom?
 - Geef de structuurformule van het gevormde molecuul.
- Geef de molecuulformules en structuurformules van:
 - fosfortribromide
 - waterstofchloride
 - waterstofsulfide
 - seleenoxide
- Silaan is een stof waarvan de moleculen uit de elementen silicium en waterstof bestaan. Geef de formule en de structuurformule van silaan.
- Wat is de covalentie van de atomen in de stoffen met de volgende molecuulformules?
 - NH_3
 - CO_2
 - HBr
 - Teken de structuurformules van deze moleculen.
- Hydrazine is een kleurloze olieachtige vloeistof. De geur lijkt iets op ammoniak. Het wordt onder andere toegepast als brandstof in hulpraketten en stuurraketten. De molecuulformule van hydrazine is N_2H_4 .
 - Welke informatie geeft de molecuulformule N_2H_4 ?
 - Leid met behulp van de covalenties van stikstof en waterstof de structuurformule van hydrazine af.
- Chlooratomen komen niet vrij voor. De moleculen in chloorgas bestaan uit meerdere chlooratomen. Uit hoeveel atomen denk je dat een chloormolecuul bestaat? Licht je antwoord toe.
 - Ook zuurstofatomen komen in de natuur niet vrij voor, maar altijd als O_2 . Teken de structuurformule van een molecuul zuurstof.

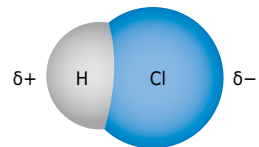
- 9** Acetyleengas is een erg brandbaar gas. Het ontstaat als je carbid in contact brengt met water. Tijdens oud en nieuw maakt de jeugd op het platteland daarvan gebruik bij het zogenoemde carbidschieten. De molecuulformule van acetyleen is C_2H_2 .
- a** Ontwerp met behulp van de covalenties van waterstof en koolstof de structuurformule van acetyleen.
 - b** Welke bindingen komen in een molecuul van acetyleen voor?
- 10** Soms ontstaat bij het zelf maken van alcoholische dranken in plaats van de 'gewone' alcohol, waarvan de officiële naam ethanol is, het uiterst giftige methanol.
- De molecuulformule van methanol is CH_3OH .
- a** Ontwerp met behulp van de covalenties van waterstof, koolstof en zuurstof de structuurformule van methanol.
Een molecuul ethanol bevat één koolstof- en drie waterstofatomen meer dan een molecuul methanol.
 - b** Ontwerp nu de structuurformule van ethanol.
 - c** Wat is de molecuulformule van ethanol?

1.6 Polaire en apolaire stoffen

Als een molecuul wordt gevormd door twee dezelfde niet-metaal-atomen, dan trekken die atomen allebei even hard aan het gemeenschappelijk elektronpaar. Een voorbeeld hiervan is een waterstofmolecuul, H_2 . Het elektronenpaar zit in het midden tussen beide atoomresten.

Als de atomen van verschillende elementen zijn, kan het ene atoom harder aan het elektronenpaar trekken dan het andere. Het elektronenpaar van de atoombinding bevindt zich nu niet meer precies midden tussen de twee atomen. Het atoom dat het hardst aan de elektronen trekt, wordt een beetje negatief, δ^- . Het andere atoom wordt een beetje positief, δ^+ . Als vuistregel kun je gebruiken dat in de groepen 15, 16 en 17 van het periodiek systeem de mate waarin een niet-metaal-atoom aan het gemeenschappelijk elektronenpaar trekt, toeneemt van linksonder naar rechtsboven.

In het waterstofchloridemolecuul, $H-Cl$, trekt het chlooratoom harder dan het waterstofatoom aan het gemeenschappelijk elektronenpaar. De chloor-kant van het molecuul is dan een beetje negatief geladen en de kant van het waterstofatoom een beetje positief.



Een molecuul met een positieve en negatieve kant noem je een **dipool** of **dipoolmolecuul**. Een dipoolmolecuul als geheel is ongeladen. Een stof die uit dipoolmoleculen bestaat noem je een **polaire stof**. Een **apolaire stof** bestaat uit moleculen die geen dipoolmoleculen zijn.

Bij apolaire stoffen in de vaste of vloeibare fase zitten de moleculen heel dicht bij elkaar. De moleculen trekken elkaar aan. Die binding tussen de moleculen heet **vanderwaalsbinding**. Deze binding is zwak. Daardoor zijn de kook- en smeltpunten van moleculaire stoffen in het algemeen vrij laag. In het algemeen geldt: hoe groter de moleculen, hoe sterker de vanderwaalsbinding, hoe hoger het kook- en smeltpunt.

Bij polaire stoffen is de vanderwaalsbinding sterker omdat de dipoolmoleculen elkaar via de tegengestelde ladingen extra aantrekken. Hierdoor zijn de kook- en smeltpunten van polaire stoffen in het algemeen hoger dan die van apolaire stoffen.

- 1 Propaan, C_3H_8 , en pentaan, C_5H_{12} , zijn beide apolaire stoffen. De moleculen van pentaan zijn groter dan die van propaan. Daardoor is de vanderwaalsbinding tussen de moleculen bij pentaan sterker dan bij propaan. Pentaan heeft dan ook een hoger smelt- en kookpunt dan propaan.
Propaan: smeltpunt 86 K, kookpunt 231 K; Pentaan: smeltpunt 143 K; kookpunt 309 K
- 2 Het kookpunt van de polaire stof methanol, CH_3OH , is 338 K. Het kookpunt van de apolaire stof met bijna dezelfde massa, ethaan, C_2H_6 , is 185 K.

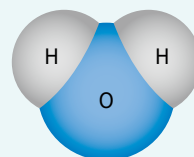
Opgaven

- 1 a Wat voor soort binding vormen twee niet-metaal-atomen van hetzelfde element?
b Geef twee voorbeelden.

- 2 In de onderstaande tabel staan de smeltpunten van een aantal stoffen.

Formule	HF	HCl	HBr	HI
Smeltpunt in K	190	159	186	222

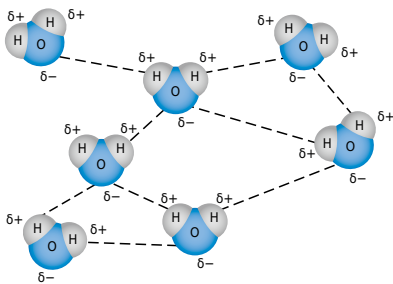
- a Leg uit waarom F, Cl, Br en I ieder één waterstofatoom kunnen binden.
b Geef de structuurformule van deze stoffen.
c Welke twee eigenschappen van moleculen hebben invloed op het smeltpunt van een moleculaire stof?
- 3 De molecuulformule van ammoniak is NH_3 .
a Teken de structuurformule van een ammoniakmolecuul. Uit metingen blijkt dat het ammoniakmolecuul een dipool is.
b Welke conclusie kun je daaruit trekken voor de ruimtelijke opbouw van het ammoniakmolecuul?
- 4 In een watermolecuul trekt het zuurstofatoom harder aan het elektronenpaar dan de waterstofatomen. Hiernaast zie je een plaatje van een watermolecuul. De ladingsverdeling is in deze figuur niet aangegeven.
a Neem de tekening over en geef door middel van $\delta+$ en $\delta-$ de ladingsverdeling aan.
b Leg met je antwoord op a uit dat een watermolecuul een dipool is.
c Is er ook een structuurformule van het watermolecuul te verzinnen waarbij het watermolecuul geen dipool is? Zo ja, geef die structuurformule, zo nee, leg uit waarom dat niet de werkelijke structuur weergeeft.
- 5 Hoe sterker de vanderwaalsbinding tussen moleculen, des te hoger zijn de kookpunten.
a Rangschik de volgende apolaire stoffen naar oplopend kookpunt. Butaan (C_4H_{10}), ethaan (C_2H_6), hexaan (C_6H_{14}).
b Leg uit waarom je deze volgorde gekozen hebt.



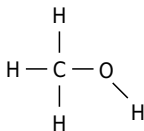
1.7 Waterstofbruggen

Moleculen waarin O-H en/of N-H groepen voorkomen zijn vaak dipoolmoleculen. Omdat de waterstofatomen erg klein zijn, is de dipool-dipool aantrekking met het zuurstofatoom of stikstofatoom van een ander molecuul extra groot. Deze extra aantrekking noemen we een **waterstofbrug** of een **H-brug**.

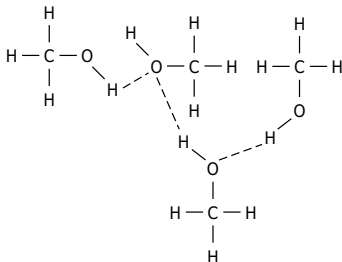
- 1 In een watermolecuul heb je te maken met twee O-H-groepen. Daardoor kunnen tussen de watermoleculen extra H-bruggen ontstaan. In de figuur is dat met stippellijnen tussen de moleculen aangegeven.



- 2 De molecuulformule van methanol is CH_3OH . De structuurformule van methanol is



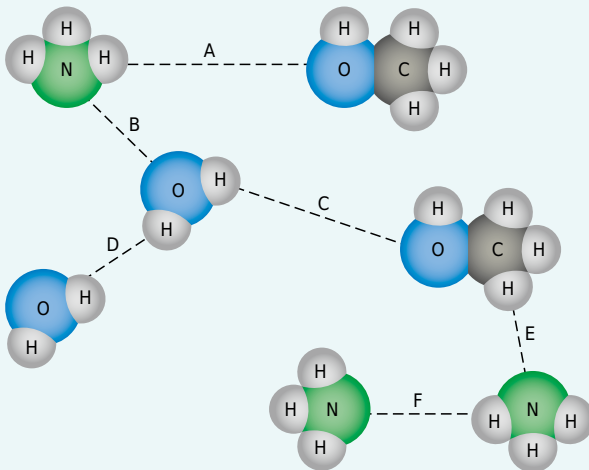
De waterstofbruggen tussen een aantal methanolmoleculen staan in onderstaande figuur.



Waterstofbruggen zijn sterker dan vanderwaalsbindingen. Stoffen waarvan de moleculen onderling waterstofbruggen vormen, hebben dan ook hogere kook- en smeltpunten dan stoffen met alleen vanderwaalsbindingen tussen de moleculen.

Opgaven

- Wat voor soort binding bestaat er tussen de moleculen van de volgende stoffen?
 - chloor, $\text{Cl}_2(\text{g})$
 - ethaan, $\text{C}_2\text{H}_6(\text{g})$
 - ammoniak, $\text{NH}_3(\text{g})$
- Tussen de moleculen van ammoniak, NH_3 , komen waterstofbruggen voor. Teken de waterstofbruggen tussen ten minste vier ammoniakmoleculen.
- Geef de molecuulformule van water en van waterstofsulfide.
 - Welke stof heeft het hoogste kookpunt, water of waterstofsulfide? Leg uit waarom.
- In de onderstaande figuur zijn de structuurformules van enkele moleculen getekend. Tussen de moleculen is een aantal waterstofbruggen getekend. Bij elke waterstofbrug staat een letter. Geef de letters van de goede waterstofbruggen.

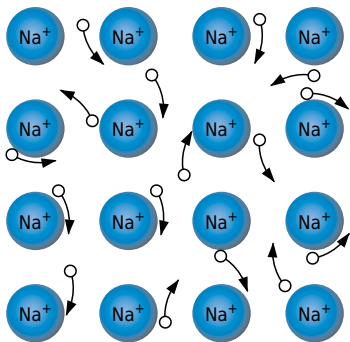


1.8 Roosters

Bij vaste stoffen zijn de deeltjes vaak in een mooie regelmatige structuur op elkaar gestapeld. Die stapeling noemen we een **rooster**. Afhankelijk van de soort deeltjes die het rooster vormen, krijgt het rooster een speciale naam.

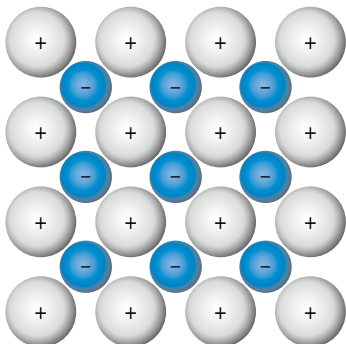
Metaalrooster

Metaalatomen zitten bij een vast metaal in een metaalrooster. In het metaalrooster is een aantal elektronen van de metaalatomen min of meer vrij; zij kunnen vrij tussen de positieve atoomresten door bewegen. De vrije elektronen houden de positief geladen atoomresten van de metaalatomen bij elkaar. Dit is de **metaalbinding**. De elektronen zijn als het ware de lijm die het metaalrooster bij elkaar houdt. De metaalbinding is een sterke binding. Daardoor hebben metalen vaak ook een hoog smeltpunt. Doordat sommige elektronen min of meer vrij kunnen bewegen, zijn de metalen in het algemeen goede geleiders voor warmte en elektriciteit.



Ionrooster

Bij de zouten trekken de positief en negatief geladen ionen elkaar aan. Dit leidt in vaste vorm tot de regelmatige stapeling van positieve en negatieve ionen. Hierdoor ontstaat het **ionrooster**, waarbij de positieve en negatieve ionen telkens om en om zijn geplaatst. Omdat de ionbinding in het ionrooster sterk is, is het smeltpunt van een zout meestal hoog.



Opgaven

- 1 Als vaste stof geleiden metalen elektrische stroom wel en zouten niet. Leg met behulp van het verschil tussen metaalbinding en ionbinding uit waarom metalen wel en zouten niet elektrische stroom geleiden.
- 2
 - a Wat voor binding bestaat er tussen natrium-atomen in de vaste stof natrium?
 - b Wat voor binding bestaat er tussen Na en Cl in keukenzout (NaCl)?
 - c Verwacht je dat de vaste stof natrium en de vaste stof keukenzout beiden goed stroom kunnen geleiden?
- 3
 - a Zoek het smeltpunt op van de zouten NaBr, MgBr₂ en AlBr₃.
 - b Wat is het smeltpunt van deze zouten in graden Celsius?
- 4 Geef van de volgende stoffen aan of zij in vaste toestand zijn opgebouwd uit een ionrooster of metaalrooster.
 - a Magnesium
 - b Aluminiumchloride
 - c Calcium
 - d Kaliumoxide
- 5
 - a Americium is een element dat in zuivere toestand bij kamertemperatuur een zilveren glans heeft. Verwacht je dat americium elektrische stroom zal geleiden?
 - b Americiumdioxide wordt in rookmelders gebruikt. Zal americiumdioxide elektrische stroom geleiden?
- 6 Kwik is bij kamertemperatuur vloeibaar. Toch is het een metaal. Hoe zou je dat kunnen aantonen?
- 7 Koper is een roodbruin metaal en een goede geleider dat veel in elektrische apparaten wordt gebruikt. Koperen contactpunten die aan de lucht worden blootgesteld geleiden na verloop van tijd elektrische stroom niet meer. Hoe zou dat komen?

- 1 Als je in de krant een bericht zou lezen dat er een nieuwe atoomsoort met 53 protonen in de kern is ontdekt, wat zou je reactie zijn?
- 2 Tin is een metaal uit groep 14 dat in twee vormen voorkomt: grijs tin en wit tin. Grijs tin heeft een metaalrooster en geleidt elektrische stroom. Wit tin vormt ook een rooster, maar in dit rooster zijn de atomen via covalente bindingen met elkaar verbonden.
 - a Verwacht je dat wit tin elektrische stroom geleidt?
 - b Wat is de covalentie van tin in wit tin?
- 3 Jood wordt gebruikt in contrastvloeistoffen voor röntgenfoto's. In deze vloeistoffen is een aantal (meestal 3) atomen jood via een covalente binding gebonden aan een complex molecuul. Wat is de covalentie van jood in deze bindingen?
- 4 De alcohol die in bier en wijn voorkomt, is ethanol. De molecuulformule van ethanol is C_2H_6O . Veel vaker gebruikt men de molecuulformule C_2H_5OH .
 - a Welke extra informatie geeft de formule C_2H_5OH die de formule C_2H_6O niet geeft?
 - b Leg uit of er tussen de moleculen van ethanol wel of geen waterstofbruggen kunnen optreden.
- 5
 - a Zoek in *Binas* de kookpunten op van butaan, propaan en ethaan.
 - b Als je in de winter in Nederland kampeert, kun je dan beter een propaan- of een butaanbrander meenemen? Leg uit waarom.
- 6 Rangschik de waterstofbruggen, vanderwaalsbinding, binding tussen dipoolmoleculen en ionbinding naar oplopende sterkte.
- 7
 - a Zoek het smeltpunt op van waterstofchloride en natriumchloride.
 - b Verklaar het verschil in smeltpunt.
- 8 Lood is een metaal dat gemakkelijk smelt. Lood geleidt de elektrische stroom net zoals kwik redelijk goed. Het smeltpunt van lood is 601 K; het smeltpunt van kwik is 234 K.
 - a Wat gebeurt er met het metaalrooster als lood smelt?
 - b Leg uit dat gesmolten lood ook de elektrische stroom kan geleiden.
 - c Wat kun je zeggen over de metaalbinding van kwik ten opzichte van lood.