
Basischemie voor het MLO

A.G.A. van der Meer

Derde druk
Vierde verbeterde oplage

Syntax Media – Utrecht

Inhoud

1	Mengen en scheiden	1
1.1	Chemie	1
1.2	Chemische reacties	2
1.3	Stoffen	3
1.4	Mengsels en zuivere stoffen	6
1.5	Scheiden van mengsels	8
1.6	Samenvatting	12
1.7	Moleculen (4)	13
1.8	Samenvatting (4)	15
2	Massa en volume	17
2.1	Eenheden	17
2.2	Massafractie	21
2.3	Dichtheid	23
2.4	Wetenschappelijke notatie	25
2.5	Samenvatting	27
2.6	Volume, dichtheid en procenten (4)	28
2.7	Wetenschappelijke notatie (4)	30
2.8	Samenvatting (4)	31
3	Elementen en verbindingen	33
3.1	Chemische ontleding	33
3.2	Elementen	35
3.3	Verbindingen	37
3.4	Reactievergelijkingen	38
3.5	Samenvatting	41
3.6	Moleculen en kristallen (4)	42
3.7	Samenvatting (4)	44
4	Massaconcentratie	45
4.1	Hoeveel zit er in?	45
4.2	Oplossingen maken	46
4.3	Samenvatting	50
4.4	Oplossen en verdunnen (4)	50
4.5	Verdunnen (4)	52
4.6	Samenvatting (4)	54
5	Atoombouw	55
5.1	Wat is een atoom?	55
5.2	Wat is een ion?	57
5.3	Elektronenverdeling	58
5.4	Valentie-elektronen	59
5.5	Het periodiek systeem	61

5.6	Samenvatting	64
5.7	Subschillen (4)	65
5.8	Energieniveau	67
5.9	Samenvatting (4)	70
5.10	Atoomkern en radio-activiteit	70
5.11	Chemie-geschiedenis	73
6	Atoom- en molecuulmassa	77
6.1	Atoommassa	77
6.2	Molecuulmassa	79
6.3	Samenvatting	81
6.4	Element en atoommassa	82
7	Chemische binding	85
7.1	Gebonden deeltjes	85
7.2	Binding in moleculen	87
7.3	Namen van anorganische moleculaire stoffen	89
7.4	Elektronegativiteit	90
7.5	Waterstofbrug	94
7.6	Ionbinding	96
7.7	Naamgeving ionen	99
7.8	Samenvatting	100
7.9	Octetregel (4)	101
7.10	Ruimtelijke vorm	102
7.11	Samenvatting (4)	106
7.12	Covalente bindingen in soorten	106
8	Rekenen met de mol	109
8.1	Mol	109
8.2	Rekenen met de mol	110
8.3	Rekenen aan reacties	112
8.4	Massa, mol en reacties	114
8.5	Samenvatting	116
8.6	Rekenen met reacties (4)	117
8.7	De mol officieel	119
9	Oxiden	121
9.1	Zuurstof	121
9.2	Metaaloxiden	121
9.3	Niet-metaaloxiden	125
9.4	Reacties tussen basische en zure oxiden	130
9.5	Samenvatting	131
9.6	Bijzondere oxiden (4)	131
9.7	Samenvatting (4)	133
10	Concentratie	135
10.1	Concentratie	135
10.2	Actuele concentratie	137
10.3	Samenvatting	138
10.4	Verdunnen (4)	138

11	Chemische reacties	141
11.1	De reactievergelijking	141
11.2	Reactieomstandigheden	144
11.3	Reacties in soorten	144
11.4	Warmte-effect	146
11.5	Reactiesnelheid	146
11.6	Chemisch evenwicht	148
11.7	Samenvatting	150
11.8	Nogmaals kloppend maken (4)	151
11.9	Chemisch evenwicht (4)	152
11.10	Niet-homogeen evenwicht	154
11.11	Het oplosmiddel	154
11.12	Rekenen met het evenwicht	155
11.13	Samenvatting (4)	157
12	Zuren en basen	159
12.1	Zuren	159
12.2	Protolyse in stappen	163
12.3	Base	164
12.4	De pH-schaal van basische oplossingen	165
12.5	Geconjugeerde zuren en basen	166
12.6	Het autoprotolyse-evenwicht van water	169
12.7	Zuiver water	170
12.8	Zure oplossingen	170
12.9	Een oplossing van een sterk hydroxide	171
12.10	pH	171
12.11	pH en het waterevenwicht	173
12.12	De pH in zure en basische oplossingen	174
12.13	Bekende zuren en basen	176
12.14	Samenvatting	180
12.15	Neutraliseren (4)	180
12.16	Amfolysten (4)	181
12.17	Zwakke zuren en basen (4)	183
13	Titratieberekeningen	187
13.1	Zuur/basetitraties	187
13.2	De buret	187
13.3	De indicator	189
13.4	Concentratie titreervloeistof (titer)	191
13.5	Gehaltebepaling	193
13.6	Samenvatting	196
13.7	Maatkolf en pipet (4)	196
13.8	Voorberekening (4)	200
13.9	Samenvatting (4)	201
14	Zouten	203
14.1	Water	203
14.2	Oplosbaarheid	203
14.3	Zoutvorming	206

14.4	Kristalwater	208
14.5	Dubbelzouten	211
14.6	Zure zouten	212
14.7	Basische zouten	212
14.8	Samenvatting	213
14.9	Reacties in waterige oplossingen (4)	213
14.10	Een zuur en een hydroxide (neutralisatie)	214
14.11	Metaaloxiden met water of zuur	215
14.12	Niet-metaaloxide met hydroxide-ion	216
14.13	Zouten en zuren onderling	217
14.14	Samenvatting (4)	219
15	Organisch (homologe reeksen)	221
15.1	Algemeen	221
15.2	Grondstoffen	221
15.3	Indeling van koolwaterstoffen	222
15.4	Homologe reeksen en functionele groepen	223
15.5	Halogeenalkanen	228
15.6	Alkanolen, de hydroxylgroep	230
15.7	Alkanalen, alkanonen, de carbonylgroep	232
15.8	Alkaanzuren, de carboxylgroep	234
15.9	Naamgeving	235
15.10	Samenvatting	239
16	Organische chemie: ruimtelijke bouw	241
16.1	Formules	241
16.2	Ruimtelijke bouw	242
16.3	Stereo-isomerie	247
16.4	Samenvatting	249
16.5	Fysische eigenschappen (4)	249
16.6	Waterstofbruggen	251
16.7	Spiegelbeeldisomerie (4)	252
16.8	Samenvatting (4)	254
17	Redoxreacties	255
17.1	Oxidatie	255
17.2	Oxidatiegetal	256
17.3	Redoxreacties	258
17.4	Oxidatoren en reductoren	260
17.5	Spanningsreeks	261
17.6	Redox in het dagelijks leven	264
17.7	Chemie en elektriciteit	265
17.8	Rekenen met redox	268
17.9	Kloppend maken van halfreacties	269
17.10	Samenvatting	271

18	Oxidimetrie	273
18.1	Inleiding	273
18.2	Permanganometrie	273
18.3	Jodometrie	279
18.4	Titratieberekeningen	284
18.5	Terugtitratie	286
18.6	Samenvatting	288
19	Reactiesnelheid en evenwicht	289
19.1	Inleiding	289
19.2	Botsende deeltjes	290
19.3	Orde van de reactie	292
19.4	Activeringsenergie	293
19.5	Reactiesnelheid en evenwicht	295
19.6	Evenwichtsvoorwaarde	297
19.7	Ligging van het evenwicht	301
19.8	Het principe van de kleinste dwang	302
19.9	Rekenen met evenwicht	304
19.10	Samenvatting	306
20	Zuur- en base-evenwichten	307
20.1	Water	307
20.2	Zwakke zuren	312
20.3	Zwakke basen	314
20.4	Verband tussen K_z en K_b	315
20.5	Bufferoplossingen	316
20.6	Titratiecurve zwak zuur	321
20.7	Titratiecurve zwakke base	324
20.8	Samenvatting	326
21	Chemisch rekenen (4)	327
21.1	Inleiding	327
21.2	De aanpak	328
21.3	Oplossen en verdunnen	329
21.4	Titratieberekeningen	332
21.5	De Avogadroconstante	336
21.6	De wet van Avogadro	337
21.7	Molaire gasvolume	339
21.8	Samenvatting	341
Antwoorden van de opgaven		343
Bijlagen		387
Register		397

Voorwoord

Dit boek behandelt de leerstof voor chemietheorie van ruwweg het eerste jaar van de MLO-opleiding. ‘Ruwweg’ want de scholen verschillen onderling in programma en aanpak. In de kwalificaties gebaseerd op eindtermen stond de leerstof min of meer vast. In de kwalificaties gebaseerd op competenties ligt de hamvraag weer meer bij de school.

Deze vraag luidt: ‘Welke theoriekennis moet je beheersen om competent te zijn?’

Dit boek biedt hierin een leidraad, gebaseerd op continuïteit vanuit het verleden.

Veranderingen ten opzichte van de eerdere druk betreffen ook aanpassing aan de veranderde doelgroep:

- taalgebruik
- abstractieniveau van de leerstof
- minder formele afleiding en bewijsvoering
- meer afbeeldingen en voorbeelden

Waar duidelijk een niveauscheiding 3-4 gemaakt kan worden is dit summier gedaan met de toevoeging (4) in de paragraaftitel. Wat niet direct tot de leerstof behoort, maar voor de geïnteresseerde student toch een aardige illustratie kan zijn (stukje geschiedenis, radioactiviteit) is in een apart kader gezet.

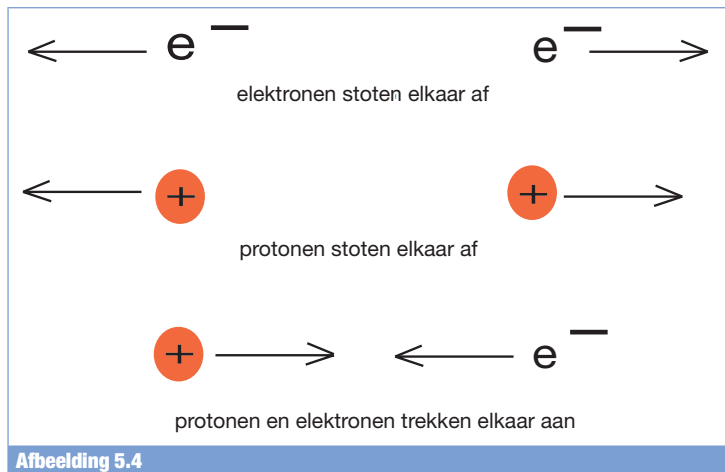
Ik hoop dat het boek, ondanks de verscheidenheid in onderwijsstijlen en programma’s, in een behoefte voorziet.

Bob den Bruijom (docent chemie ROC Aventus) was zo vriendelijk de tekst tevoren nog eens kritisch door te nemen.

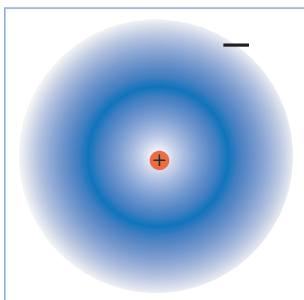
Bij dit boek is een website in ontwikkeling met extra uitleg en oefeningen: www.mlochemie.nl. De testvragen met feedback staan per hoofdstuk op de website.

Leersum, januari 2012

Fons van der Meer



Aantrekking en afstoting tussen elementaire deeltjes.



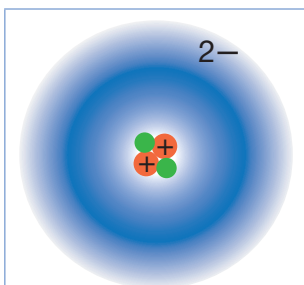
Afbeelding 5.5

Elektron als wolk rond de atoomkern in het waterstofatoom.

Doordat protonen en elektronen elkaar aantrekken, blijft het elektron in zijn baan rond de kern. Zonder deze aantrekking zou het elektron ‘uit de bocht vliegen’. Protonen stoten elkaar af. Toch zitten ze samen in de kern. Het zijn de neutronen die er voor zorgen dat de protonen toch bij elkaar blijven.

Omdat het elektron zo snel rond het proton draait – waardoor je nooit precies weet waar het zich bevindt – kun je ook zeggen: 1 proton in de kern en een elektronwolk eromheen.

Een ronddraaiend elektron, of een negatieve wolk ... in de chemie gebruikt men het beeld dat het beste uitkomt!



Afbeelding 5.6

Heliumatoom.

Het heliumatoom is het op één na eenvoudigste atoom.

Dit atoom bestaat uit:

2 protonen in de kern

2 neutronen in de kern

2 elektronen in een wolk eromheen.

Zo kunnen we doorgaan. Er zijn in de natuur 92 atoomsoorten. Het grootste atoom in de natuur is van het element uranium en heeft dus 92 protonen en 92 elektronen.

Samengevat

- Elk atoom heeft een kleine kern met een *positieve* lading. De positieve lading komt door protonen, elk proton heeft één elementaire positieve lading: +1
- De kern heeft ook neutronen, neutronen hebben geen lading.
- Rond de kern – op afstand – is er de elektronenwolk, elk elektron heeft één elementaire *negatieve* lading: -1
- In een neutraal atoom is het aantal protonen in de kern gelijk aan het aantal elektronen er omheen.

atoomnummer
massagetal

Voor de chemische eigenschappen is het aantal elektronen belangrijk.

Het aantal elementaire deeltjes in het atoom wordt vaak bij het atoomsymbool vermeld. Het elementsymbool heeft dan een atoomnummer en een massagetal:



X = elementsymbool

A = massagetal = het aantal protonen plus neutronen

Z = atoomnummer = het aantal protonen

Voorbeeld ${}^{12}_6\text{C}$

C = koolstof

12 = massagetal Dus het protonen + neutronen = 12

6 = atoomnummer Dus 6 protonen en ook 6 elektronen in het atoom.

In de kern zitten ook: $12 - 6 = 6$ neutronen.

Voorbeeld ${}^{19}_9\text{F}$

F = fluor

19 = massagetal Dus protonen + neutronen = 19

9 = atoomnummer Dus 9 protonen en ook 9 elektronen in het atoom.

In de kern zitten ook: $19 - 9 = 10$ neutronen.

Opgave 1

Hoeveel protonen, neutronen en elektronen hebben de volgende atomen?



ion 5.2 Wat is een ion?

Een atoom kan elektronen opnemen of afstaan.

Bijvoorbeeld: het berylliumatoom ${}^4_2\text{Be}$. Beryllium heeft 4 protonen in de kern. Een neutraal berylliumatoom heeft dan ook 4 elektronen. Beryllium kan gemakkelijk 2 elektronen weggeven. Er ontstaat dan een ion.

Er zijn 2 elektronen weg. Dat zijn 2 negatieve ladingen.

Totale lading van het berylliumion:

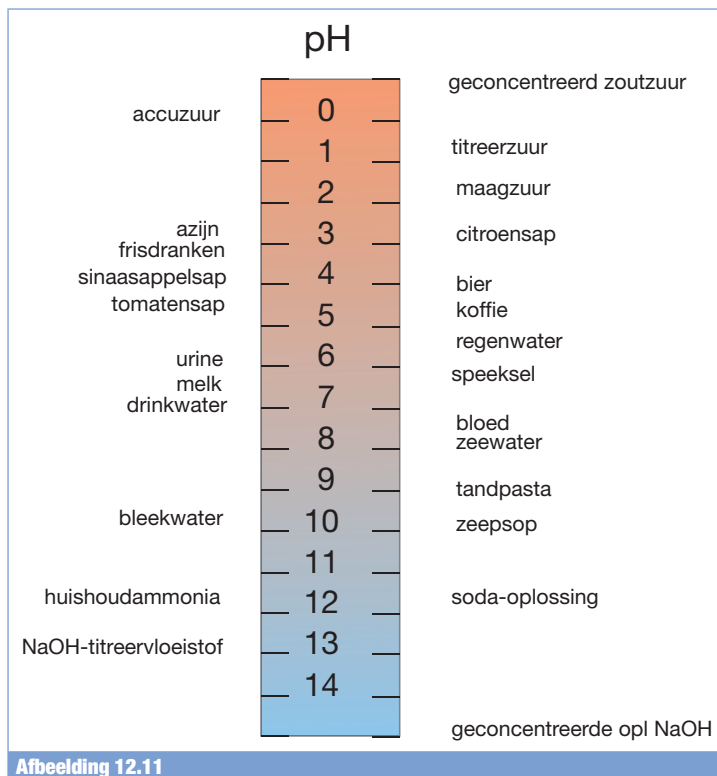
- 4+ in de kern
- 2- aan elektronen
- opgeteld: 2+

Het berylliumion heeft een 2plus lading. Er is dan een 2+ ion: Be^{2+} .

Hierin staat de p voor: $-\log \dots$ (potentia = exponent).
En de H staat voor: $[H^+]$, of liever: $[H_3O^+]$.
Dus:

pH $pH = -\log[H_3O^+]$

Om een idee te krijgen van de orde van grootte van pH-waarden zijn in afbeelding 12.11 enkele voorbeelden opgenomen.

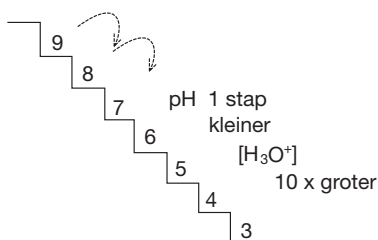


Afbeelding 12.11

pH-schaal met voorbeelden van oplossingen.

Bedenk dat bij elke pH-stap omlaag de concentratie H_3O^+ 10 maal zo groot wordt.

Dus van pH = 9 naar pH = 7, dat zijn 2 stappen, de concentratie H_3O^+ wordt $10 \times 10 = 100$ maal zo groot!



Opgave 7

Welke oplossing bevat de meeste H_3O^+ ?

- a pH = 5
- b pH = 3
- c pH = 7

Opgave 8

Welke oplossing bevat de meeste OH^- ?

- a pH = 4
- b pH = 9
- c pH = 7

Opgave 9

Je hebt een oplossing met verdund sterk zuur, pH = 4,00.

Je voegt zoutzuur toe tot pH = 1,00.

Hoeveel maal zo groot wordt $[\text{H}_3\text{O}^+]$?



Afbeelding 12.12

pH-papier.



Afbeelding 12.13

pH-elektrode.

Afronden van de pH-waarde

pH wordt gemeten met een pH-elektrode of met indicatorstrips dan wel met 'pH-papier'.

Met indicatorstrips is de nauwkeurigheid beperkt tot circa 0,5 pH-eenheid. Je leest de waarde dan af met één cijfer achter de komma. Bij pH-meting is de nauwkeurigheid meestal beperkt tot 0,02 pH-eenheid. Je rondt dan af op twee cijfers achter de komma. Ook bij uitkomsten van berekeningen ronden we daarom af op 0,01.

Opgave 10

Hoe groot is de pH van de volgende oplossingen:

- a verdund zoutzuur met een $c(\text{HCl})$ van 0,050 mol/L
- b verdund salpeterzuur met een $c(\text{HNO}_3)$ van 0,050 mol/L
- c verdund zoutzuur met een $c(\text{HCl})$ van 0,00025 mol/L
- d verdund salpeterzuur met een $c(\text{HNO}_3)$ van 0,20 mol/L
- e verdund salpeterzuur met een $c(\text{HNO}_3)$ van 0,225 mol/L
- f verdund zoutzuur met een $c(\text{HCl})$ van 0,00105 mol/L
- g verdund salpeterzuur met een $c(\text{HNO}_3)$ van 20 mmol/L
- h verdund salpeterzuur met een $c(\text{HNO}_3)$ van 10,25 mmol/L
- i verdund zoutzuur met een $c(\text{HCl})$ van 0,044 mmol/L
- j verdund salpeterzuur met een $c(\text{HNO}_3)$ van 8,30 mmol/L

12.11 pH en het waterevenwicht

Zoals we van de $[\text{H}_3\text{O}^+]$ de negatieve logaritme kunnen nemen, zo kan dat ook van de $[\text{OH}^-]$. Zo ontstaat de pOH.

$$\text{pOH} = -\log[\text{OH}^-]$$

Dat kan ook bij de evenwichtsconstante:

$$\text{p}K_w = -\log K_w$$

Opgave 14 Kun je uitleggen waardoor het kookpunt in het volgende rijtje stoffen oploopt?

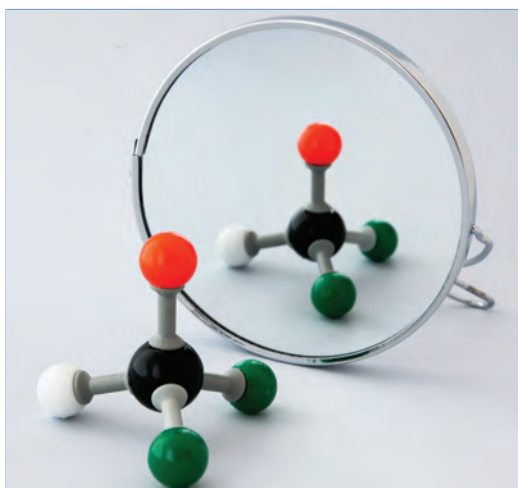
<i>stof</i>	<i>kookpunt</i> (°C)
C_5H_{12}	36
C_4H_9Cl	78
C_4H_9OH	118
C_3H_7COOH	162

Opgave 15 Plaats het volgende rijtje in de volgorde van toenemende oplosbaarheid in water:

- propan-1-ol
- propanon
- propaanzuur
- 1-chloorpropan

16.7 Spiegelbeeldisomerie (4)

Als een molecuul niet symmetrisch is, hebben we een bijzondere vorm van stereo-isomerie. Een vlak van symmetrie verdeelt het molecuul in twee gelijke helften. Het spiegelbeeld van een symmetrisch molecuul is daardoor gelijk aan het molecuul zelf. Het molecuul in afbeelding 16.9 is symmetrisch. Het molecuul kan de plaats van zijn spiegelbeeld innemen. Molecuul en spiegelbeeld zijn aan elkaar gelijk.



Afbeelding 16.9

Symmetrisch molecuul, het molecuul kan de plaats van zijn spiegelbeeld innemen



Afbeelding 16.10

Niet-symmetrisch molecuul, het molecuul kan niet de plaats van zijn spiegelbeeld innemen.

Het molecuul in afbeelding 16.10 heeft geen vlak van symmetrie. Het is asymmetrisch (niet-symmetrisch). Dit molecuul kan niet de plaats innemen van zijn spiegelbeeld.

Bij een asymmetrisch molecuul zijn er dus altijd twee mogelijkheden. Omdat deze moleculen elkaars spiegelbeeld zijn noemen we deze vorm van isomerie 'spiegelbeeldisomerie'.

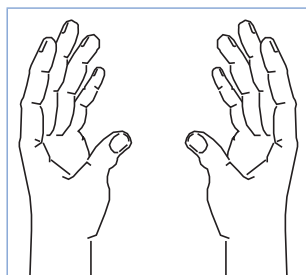
In afbeelding 16.10 is te zien dat het koolstofatoom (zwarte bolletje) aan vier verschillende andere atomen gebonden is. Dit C-atoom noemen we een *as*ymmetrisch koolstofatoom. Dat is dus een C-atoom waaraan vier verschillende groepen zijn gebonden. Als een molecuul een asymmetrisch koolstofatoom heeft, zijn er ook – in principe – twee moleculen mogelijk.

Spiegelbeeldisomeren doen denken aan je handen: de linkerhand wordt in de spiegel schijnbaar een rechterhand.

Toch kan je linkerhand de plaats van het spiegelbeeld niet innemen, als je je hand draait, zit de duim op de verkeerde plaats. Of de voor- en achterkant kloppen niet. Handen zijn wel elkaars spiegelbeeld, maar ze zijn niet identiek. Van handen zijn er twee soorten: een linker en een rechter.

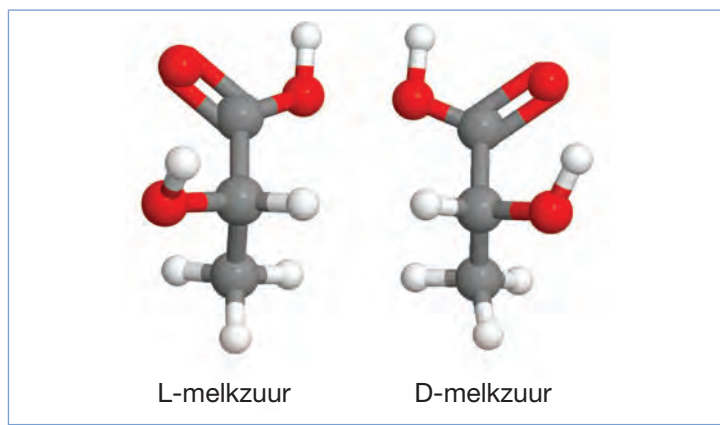
Het voorbeeld van de handen is zo typerend, dat men een asymmetrisch molecuul ook wel een chiraal molecuul noemt. Chiraal komt van het Grieks *cheir* wat 'hand' betekent.

Hetzelfde verschijnsel komt dus bij asymmetrische moleculen voor. Niet-symmetrische moleculen vinden we vooral bij stoffen van biologische oorsprong. Biochemische reacties verlopen dankzij een speciaal soort katalysatoren: enzymen. Enzymen zijn stereospecifiek. Dit wil zeggen dat een bepaald enzym slechts één stereo-isomeer kan maken. In afbeelding 16.12: het model van 2-hydroxypropaanzuur, ook melkzuur genoemd. Melkzuurmoleculen zijn niet symmetrisch, er bestaan dus twee soorten melkzuur.



Afbeelding 16.11

Linker- en rechterhand: twee spiegelbeelden.



Afbeelding 16.12

Spiegelbeeldisomeren van melkzuur.