
Basischemie voor analisten

A.G.A. van der Meer

Vierde, geheel herziene druk, 2023

Syntax Media – Amersfoort

Voorwoord

Het boek *Basischemie voor analisten* is de vierde, geheel herziene druk van de eerdere uitgave *Basischemie voor het mlo*. Het boek biedt de scheikundeleerstof voor de aankomende laboratoriummedewerker op mbo-niveau. Dat wil zeggen, de basis zoals in de eerste anderhalf à twee jaar wordt onderwezen.

Het gaat hier om een echt ‘leerboek’: uitleg in (kleine) stappen, herhaling van essentiële begrippen en veel oefening. Elk hoofdstuk begint daarom met een toepassing en per hoofdstuk worden leerdoelen gedefinieerd. De inhoud wordt uitgelegd aan de hand van concrete voorbeelden. Elk hoofdstuk sluit af met een begrippenlijst en formules.

In hoofdstuk 1 tot en met 16 wordt per hoofdstuk een deel van de leerstof op niveau 3-4 (basisstof) en een ander deel op niveau 4 (verdieping) behandeld. Dit sluit aan bij de leerdoelen aan het begin van elk hoofdstuk. Het onderscheid in niveau is uiteraard aan de opleiding, maar de gegeven suggesties kunnen hierbij nuttig zijn.

Hoofdstuk 17 tot en met 21 geeft enige herhaling, maar vooral verdieping voor niveau 4. Ook wat ingewikkelder onderwerpen komen hierin aan bod.

Voor het chemisch rekenen is er een aparte leerlijn zichtbaar in de hoofdstukken 2, 4, 6, 8, 10, 13, 18 en 21. De berekeningen zijn steeds gekoppeld aan de chemieonderwerpen van de omliggende hoofdstukken.

Een logisch vervolg op dit boek (stap naar de instrumentele beroepsuitoefening) is te vinden in het boek *Chemische analyse*. En voor een serieuze inleiding in de organische chemie verwijs ik graag naar het boek *Organische chemie voor het beroepsonderwijs*.

Antwoorden op de vragen en de uitwerkingen zijn te vinden op: www.mlochemie.nl. Hier vindt de student ook oefenvragen met feedback.

Leersum, voorjaar 2023
Fons van der Meer

Inhoud

Voorwoord	V
1 Mengen en scheiden	1
1.1 Chemie	2
1.2 Chemische reacties	3
1.3 Stoffen	4
1.4 Zuivere stoffen en mengsels	8
1.5 Scheiden van mengsels	11
1.6 Snelheid moleculen	14
Begrippen en formules	16
2 Massa en volume	19
2.1 Eenheden	20
2.2 Massaverhoudingen	22
2.3 Dichtheid	25
2.4 Wetenschappelijke notatie	26
2.5 Volume, dichtheid en procenten	29
2.6 Wetenschappelijke notatie	32
Begrippen en formules	33
3 Elementen en verbindingen	34
3.1 Chemische ontleding	35
3.2 Elementen	37
3.3 Verbindingen	38
3.4 Reactievergelijkingen	39
3.5 Moleculen en kristallen	42
Begrippen en formules	43
4 Massaconcentratie	45
4.1 Hoeveel zit erin?	46
4.2 Oplossingen maken	48
4.3 Verdunnen	49
4.4 Oplossen	52
4.5 Verdunnen	54
Begrippen en formules	56
5 Atoombouw	57
5.1 Het atoom	58
5.2 Het ion	60
5.3 Elektronenverdeling	61

5.4	Valentie-elektronen	63
5.5	Het periodiek systeem	65
5.6	Subschillen	69
5.7	Energieniveau	71
	Begrippen en formules	73
6	Atoom- en molecuulmassa	75
6.1	Atoommassa	76
6.2	Molecuulmassa	77
6.3	Element- en atoommassa	79
	Begrippen en formules	80
7	Chemische binding	82
7.1	Gebonden deeltjes	83
7.2	Binding in moleculen	84
7.3	Namen van anorganische moleculaire stoffen	87
7.4	Elektronegativiteit	88
7.5	Waterstofbrug	91
7.6	Ionbinding	93
7.7	Naamgeving ionen	96
7.8	Ruimtelijke vorm	98
7.9	Metaalbinding	102
7.10	Covalente bindingen in soorten	102
	Begrippen en formules	103
8	Rekenen met de mol	105
8.1	Mol	106
8.2	Rekenen met de mol	107
8.3	Rekenen aan reacties	108
8.4	Massa, mol en reacties	110
8.5	Rekenen met reacties	112
	Begrippen en formules	114
9	Oxiden	115
9.1	Zuurstof	116
9.2	Metaaloxiden	116
9.3	Niet-metaaloxiden	120
9.4	Reacties tussen basische en zure oxiden	125
9.5	Bijzondere oxiden	126
	Begrippen en formules	127
10	Concentratie	129
10.1	Concentratie	130
10.2	Actuele concentratie	132
10.3	Verdunnen	133
	Begrippen en formules	136

11	Chemische reacties	137
11.1	De reactievergelijking	138
11.2	Reacties in soorten	141
11.3	Warmte-effect	142
11.4	Reactiesnelheid	143
11.5	Chemisch evenwicht	145
11.6	Nogmaals kloppend maken	147
11.7	Chemisch evenwicht	148
11.8	Niet-homogeen evenwicht	151
11.9	Het oplosmiddel	151
11.10	Rekenen met het evenwicht	152
	Begrippen en formules	153
12	Zuren en basen	155
12.1	Zuren	156
12.2	Protolyse in stappen	159
12.3	Basen	160
12.4	Geconjugeerde zuren en basen	162
12.5	Het autoprotolyse-evenwicht van water	165
12.6	Zuiver water	166
12.7	Zure oplossingen	166
12.8	Een oplossing van een sterk hydroxide	167
12.9	pH	168
12.10	pH en het waterevenwicht	170
12.11	De pH in zure en basische oplossingen	170
12.12	Bekende zuren en basen	172
12.13	Neutraliseren	175
12.14	Amfolyten	177
12.15	Zwakke zuren en basen	178
	Begrippen en formules	180
13	Titratieberekeningen	182
13.1	Zuur-basetitraties	183
13.2	De buret	183
13.3	De indicator	184
13.4	Concentratie titreervloeistof	187
13.5	Gehaltebepaling	189
13.6	Verdunnen	192
13.7	Voorberekening	197
	Begrippen en formules	198
14	Zouten	199
14.1	Water	200
14.2	Oplosbaarheid	200
14.3	Zoutvorming	203

14.4	Kristalwater	206
14.5	Dubbelzouten	209
14.6	Zure zouten	210
14.7	Basische zouten	211
14.8	Reacties in waterige oplossingen	211
14.9	Een zuur en een hydroxide (neutralisatie)	212
14.10	Metaaloxiden met water of zuur	213
14.11	Niet-metaaloxiden met hydroxide-ion	214
14.12	Zouten en zuren onderling	215
	Begrippen en formules	217

15 Organische verbindingen 218

15.1	Organische chemie	219
15.2	Grondstoffen	219
15.3	Destillatie van aardolie	220
15.4	Indeling van koolwaterstoffen	222
15.5	Homologe reeksen en functionele groepen	223
15.6	Halogeenalkanen	229
15.7	Alkanolen, de hydroxylgroep	231
15.8	Alkanalen, alkanonen, de carbonylgroep	232
15.9	Alkaanzuren, de carboxylgroep	235
15.10	Alkylaminen, de aminogroep	236
15.11	Naamgevingsregels van alkanen en afgeleiden	236
	Begrippen en formules	241

16 Organische chemie: ruimtelijke bouw 243

16.1	Formules	244
16.2	Ruimtelijke bouw	245
16.3	Stereo-isomerie	250
16.4	Polariteit	252
16.5	Waterstofbruggen	253
16.6	Spiegelbeeldisomerie	255
	Begrippen en formules	257

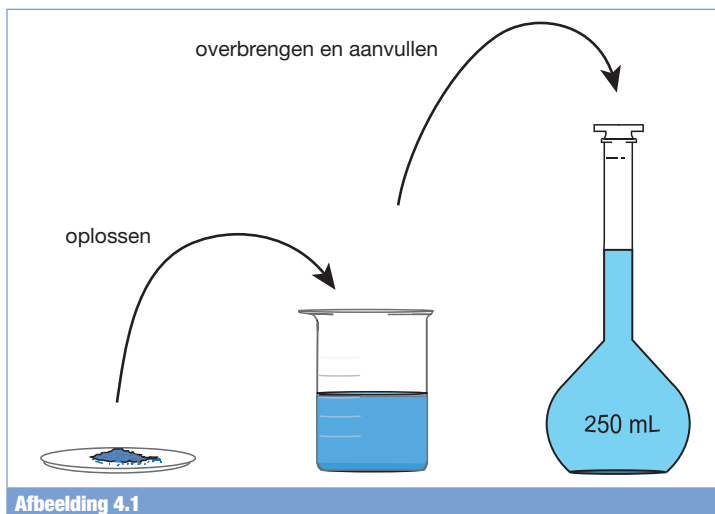
17 Redoxreacties 259

17.1	Oxidatie	260
17.2	Oxidatiegetal	261
17.3	Redoxreacties	264
17.4	Oxidatoren en reductoren	265
17.5	Spanningsreeks	267
17.6	Halogenen	269
17.7	Chemie en elektriciteit	271
17.8	Rekenen met redox	273
17.9	Kloppend maken van halfreacties	274
	Begrippen en formules	276

18	Oxidimetrie	278
18.1	Titreeren met elektronen	279
18.2	Permanganometrie	279
18.3	Jodometrie	286
18.4	Titratieberekeningen	291
18.5	Terugtitratie	293
	Begrippen en formules	296
19	Reactiesnelheid en evenwicht	297
19.1	Snelheid van een chemische reactie	298
19.2	Botsende deeltjes	299
19.3	Orde van de reactie	301
19.4	Activeringsenergie	302
19.5	Reactiesnelheid en evenwicht	305
19.6	Evenwichtsvoorwaarde	306
19.7	Ligging van het evenwicht	310
19.8	Het principe van de kleinste dwang	311
19.9	Rekenen met evenwicht	313
	Begrippen en formules	316
20	Zuur- en base-evenwichten	318
20.1	Water	319
20.2	Zwakke zuren	324
20.3	Zwakke basen	326
20.4	Verband tussen K_z en K_b	327
20.5	Bufferoplossingen	329
20.6	Titratiecurve zwak zuur	336
20.7	Titratiecurve zwakke base	339
	Begrippen en formules	342
21	Chemisch rekenen	343
21.1	De eerste stap	343
21.2	De aanpak	344
21.3	Oplossen en verdunnen	345
21.4	Titratieberekeningen	348
21.5	De constante van Avogadro	352
21.6	De wet van Avogadro	353
21.7	Molair gasvolume	356
	Begrippen en formules	357
	Bijlagen: periodiek systeem en tabellen	358
	Register	363

4.2 Oplossingen maken (niveau 3, 4)

In het laboratorium gebruik je verschillende manieren om oplossingen te bereiden. De meest gevolgde werkwijze is om een hoeveelheid stof af te wegen, op te lossen en aan te vullen in een maatkolf tot een bepaald **eindvolume** (afbeelding 4.1).



Afbeelding 4.1

Het maken van een oplossing.

Het is nooit moeilijk om de massaconcentratie te berekenen, want je weet zowel de massa opgeloste stof (inweeg) als het eindvolume (maatkolf).

Op het laboratorium worden de volumes van pipetten en maatkolven vaak 'normatief' aangeduid. Dat wil zeggen: een pipet van 15 mL of bijvoorbeeld een maatkolf van 500 mL. Je weet dan niet precies hoe nauwkeurig de waarde is. Dus ook niet hoe je de berekende concentratie moet afronden. Daarvoor moet je de tolerantie van het glaswerk weten of beter: het glaswerk ijken. In de voorbeelden en opgaven gaan we steeds uit van een afgeronde waarde. Een maatkolf van 100 mL wordt bijvoorbeeld: aangevuld tot 100,0 mL.

Gebruik in de volgende opgaven de *Vuistregel afronden*.

Opgave 2

Bereken de massaconcentratie (g/L) van de volgende oplossingen:

- 100,0 mg NaCl opgelost tot 100,0 mL oplossing (maatkolf)
- 25,0 g NaOH opgelost tot 100,0 mL (maatkolf)
- 50,0 g ethanol + water tot 250,0 mL (maatkolf)
- 1,5 g keukenzout in een maatkolf aangevuld tot 2000 mL
- 800 mg suiker in een maatkolf aangevuld tot 50,0 mL
- 0,564 g soda in een maatkolf aangevuld tot 500,0 mL

4.3 Verdunnen (niveau 3, 4)



Afbeelding 4.2

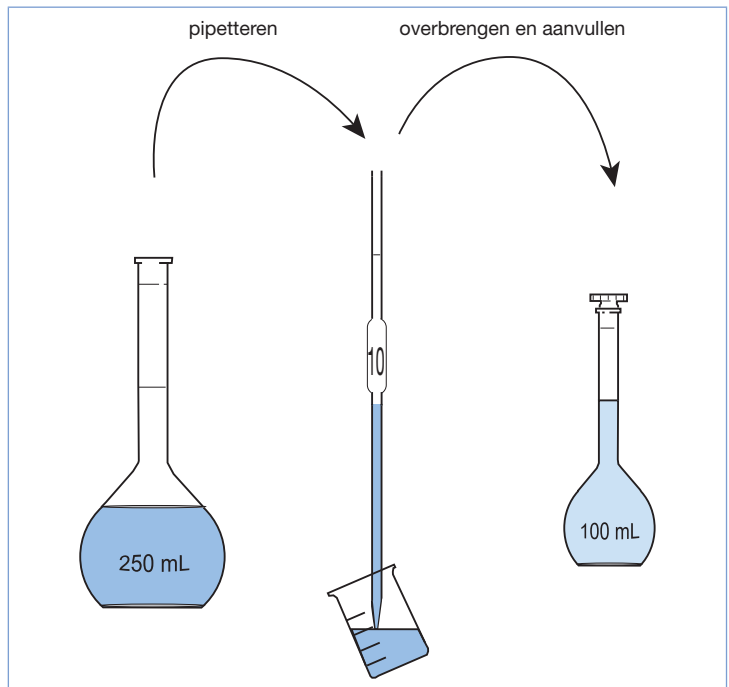
Verdunningsreeks.

Als laborant maak je ook vaak een verdunning (afbeelding 4.2). **Verdunnen** betekent van een klein volume een groot volume maken door het toevoegen van oplosmiddel. Hierbij moet je steeds bedenken dat de *massa opgeloste stof* in het kleine volume precies even groot is als de massa opgeloste stof in het – nieuwe – grote volume (verdunning).

De rekenwijze wordt uitgelegd met behulp van een voorbeeld.

VOORBEELD

Je weegt 500 mg NaCl af en lost het op. Vervolgens breng je de oplossing over in een maatkolf van 250 mL en je vult deze aan tot 250,0 mL. Van de verkregen oplossing pipetteer je 10,00 mL in een maatkolf van 100 mL. Je vult aan tot 100,0 mL (afbeelding 4.3).



Afbeelding 4.3

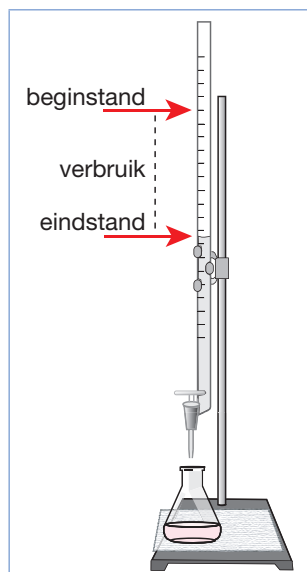
Verdunnen.

Hoe groot is de massaconcentratie (mg/L) in de laatste oplossing?

13.1 Zuur-basetitraties (niveau 3, 4)

Zuren en basen worden veel gebruikt om concentraties te bepalen. Een base laat je reageren met een sterk zuur. Je druppelt bijvoorbeeld verdund sterk zuur bij de base. En je meet de hoeveelheid zuur die voor de reactie nodig is. Dus totdat de base precies 'op' is. Op deze manier meten we bijvoorbeeld concentraties: ammoniak in huishoudammonia, calciumcarbonaat in mergel of natriumhydroxide in gootsteenontstopper.

Andersom kun je ook een hydroxideoplossing druppelen in een zure oplossing. Dan wordt de hoeveelheid hydroxide gemeten die bij de reactie nodig is. Zo bepaal je bijvoorbeeld: melkzuur in melk, koolzuur in oppervlaktewater, oxaalzuur in spinazie, fosforzuur in cola, enzovoort. Deze werkwijze: het langzaam toevoegen van een standaardoplossing met een nauwkeurig bekende concentratie, noem je **volumetrie** of **titreren**.



Afbeelding 13.1

Klassieke, glazen buret.



Afbeelding 13.2

Uitloop van een klassieke buret.

13.2 De buret (niveau 3, 4)

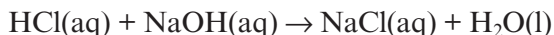
Voor de toevoeging van titreervloeistof (de standaardoplossing) gebruik je een **buret**, de reactie vindt plaats in een conische kolf (erlenmeyer) of bekeerglas. Het eindpunt van de titratie wordt zichtbaar gemaakt door middel van een indicator of door meting met een pH-elektrode.

Een eenvoudige (klassieke) buret is een smalle glazen buis met een kraan en uitstroomopening (afbeelding 13.1). Deze klassieke buret (zie ook afbeelding 13.2) wordt in het laboratoriumonderwijs nog veel gebruikt. In de 'echte laboratoriumwereld' veel minder, maar helemaal weg is de klassieke buret ook hier niet. De glazen buis heeft een maatverdeling die van boven naar beneden loopt, gewoonlijk een verdeling van 0 tot 50 mL. De kleinste schaaldelen zijn dan 0,10 mL, terwijl een schaalwaarde nog op 0,02 mL nauwkeurig te schatten is.

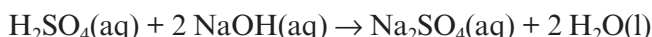
Bij het begin van een titratie wordt het volume op de schaalverdeling afgelezen, dit levert de beginstand (V_b mL). Als de titratie precies is geëindigd, wordt de eindstand (V_e mL) afgelezen en het verbruik (V mL) berekend.

Het eindpunt is het volume waarbij de reactie juist is afgelopen. Gaat het om een titratie van zoutzuur met NaOH, dan is er in het **theoretisch eindpunt** precies evenveel (mol) NaOH toegevoegd als er HCl was. In het theoretisch eind-

punt is er dus een oplossing van NaCl. In dat geval is de oplossing neutraal. Een reactievergelijking waarin te zien is dat HCl en NaOH een-op-een reageren:



Titreer je H_2SO_4 met NaOH, dan is er in het theoretisch eindpunt precies tweemaal zo veel mol NaOH als H_2SO_4 toegevoegd. Je hebt dan dus een (neutrale) oplossing van Na_2SO_4 . De reactievergelijking die de verhouding van de stoffen weergeeft:



De titreervloeistof in de buret kan een zure of basische oplossing zijn. Om de reactie aflopend te maken, doe je in de buret een oplossing van een sterk zuur of een sterke base. Die oplossing moet stabiel zijn: niet ontleden, verdampen of reageren in de buret. Je gebruikt in het algemeen een zoutzuuroplossing als zure titreervloeistof en een NaOH-oplossing als basische titreervloeistof. De sterkte van de oplossing kan diverse waarden hebben afhankelijk van de meting die je wilt doen. Maar meestal heeft de titreervloeistof een sterkte van circa 0,1 mol per liter. Deze analytische concentratie wordt opgegeven op 0,1% nauwkeurig. Voor een oplossing met $c = 0,1 \text{ mol/L}$, wordt de waarde in vier decimalen opgegeven: 0,1000 mol/L.



Afbeelding 13.3

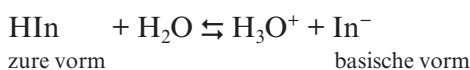
Motorzuigerburet.

Als er in een laboratorium veel getitreerd wordt, gebruik je andere buretten: zuigerburet, motorzuigerburet of een automaat. De titreervloeistof wordt dan door een teflonzuiger uit een glazen cilinder (de 'buret') geduwd (afbeelding 13.3).

13.3 De indicator (niveau 3, 4)

Er zijn vele manieren om het **praktisch eindpunt** te bepalen. De meest eenvoudige en gebruikelijke methode is met een **indicator**. Deze voeg je toe aan de monsteroplossing. Indicatoren zijn organische kleurstoffen waarvan we de algemene molecuulformule gemakshalve weergeven met: HIn. Je doet 2 à 3 druppels van een verdunde indicatoroplossing bij de monsteroplossing. De indicator is zelf een zwak zuur. De zure vorm (HIn) heeft een andere kleur dan de basische vorm (In^-).

In water bestaat steeds het evenwicht:



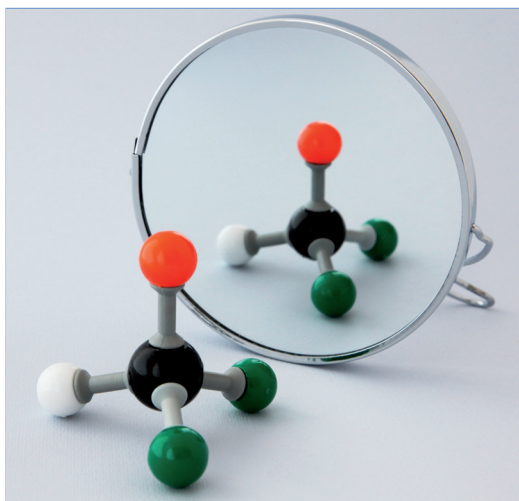
Opgave 15

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

- a propaan-1-ol
- b propanon
- c propaanzuur
- d 1-chloorpropaan

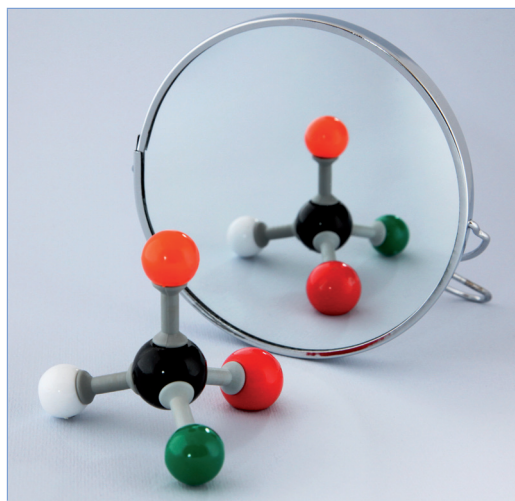
16.6 Spiegelbeeldisomerie (niveau 4)

Als een molecuul niet symmetrisch is, hebben we te maken met een bijzondere vorm van stereo-isomerie. Een vlak van symmetrie verdeelt een **symmetrisch 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. Je kunt het molecuul doorsnijden, door het witte en oranje atoom. Door het molecuul te verschuiven kun je (denkbeeldig) de plaats van het spiegelbeeld innemen.



Afbeelding 16.9

Symmetrisch molecuul. Het molecuul kan wel de plaats van zijn spiegelbeeld innemen.

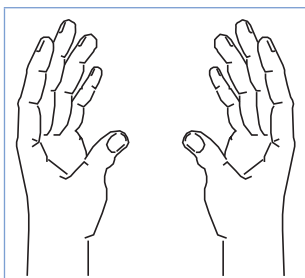


Afbeelding 16.10

Asymmetrisch 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, noem je deze vorm van isomerie **spiegelbeeldisomerie**. In afbeelding 16.10 is te zien dat het koolstofatoom (zwarte bolletje) aan vier verschillende andere atomen gebonden is.

Het oranje bolletje en het rode, zijn verschillende atomen. Het C-atoom noem je een **asymmetrisch koolstofatoom**. Dat is dus een C-atoom waaraan vier verschillende groepen zijn gebonden. Als een molecuul een asymmetrisch koolstofatoom heeft, dan zijn er ook – in principe – twee moleculen mogelijk.

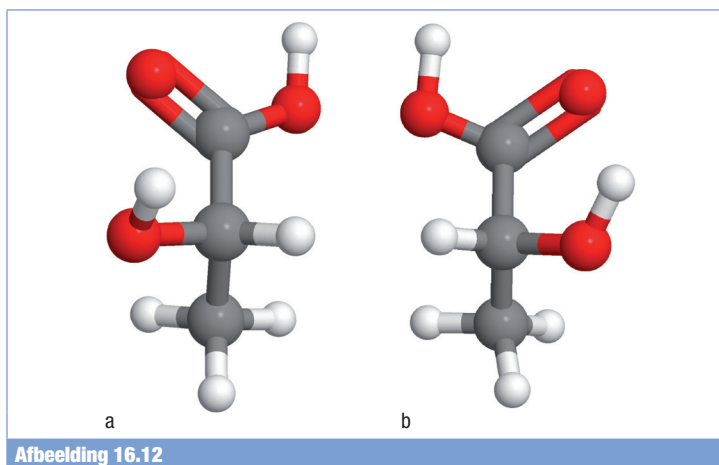


Afbeelding 16.11

Linker- en rechterhand zijn elkaars spiegelbeeld.

Spiegelbeeldisomeren doen denken aan je handen: de linkerhand wordt in de spiegel schijnbaar een rechterhand (afbeelding 16.11). 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 rechterhand. Het voorbeeld van de handen is zo typerend, dat je een asymmetrisch molecuul ook wel een **chiraal molecuul** noemt. Chiraal komt van het Griekse woord *cheir* wat ‘hand’ betekent.

Asymmetrische moleculen vinden we vooral bij stoffen van biologische oorsprong. In afbeelding 16.12 zie je het model van 2-hydroxypropaanzuur, ook melkzuur genoemd. Melkzuurmoleculen zijn niet symmetrisch, het middelste C-atoom heeft 4 verschillende groepen aan zich gebonden. Er bestaan dus twee soorten melkzuur.



Afbeelding 16.12

Spiegelbeeldisomeren van melkzuur: (a) L-melkzuur en (b) D-melkzuur.