

Het geheim van het atoom

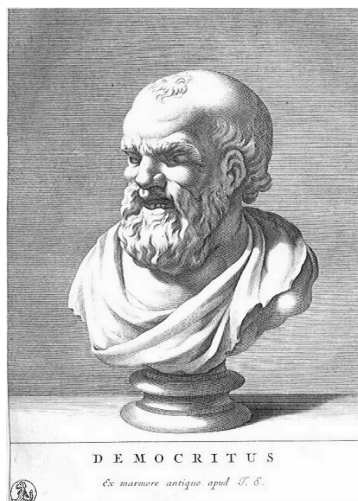
Atoommodel van Dalton

Inleiding

De scheikunde is door de jaren heen sterk veranderd. Hiermee is ook de toepassing van een aantal atoommodellen veranderd. Sommige verouderde atoommodellen worden tegenwoordig niet meer gebruikt, andere echter weer wel. Goede voorbeelden hiervan zijn de atoommodellen van Dalton (paragraaf *Atoommodel van Dalton*), Rutherford (paragraaf *Atoommodel van Rutherford*) en Bohr (paragraaf *Atoommodel van Bohr*). Zij voldoen niet aan de werkelijkheid, maar zijn bij wijze van 'inleiding in de atoommodellen' wel geschikt voor het middelbaar onderwijs. Wil je een bepaald atoommodel goed begrijpen, dan is het wel zaak om de voorlopers van dat atoommodel goed te kennen.

In den beginne

De scheikunde vindt haar wortels en oorsprong in de alchemie. Deze wetenschap is naar alle waarschijnlijkheid ontstaan uit de innerlijke drang van de mens om de mysteries van de schepping en de natuur te ontrafelen. Alchemie was in het begin geheim, maar wel universeel van aard en breidde zich uit over zowel het Oosten als het Westen. De eerste openbaringen van de alchemie in de westerse wereld vinden hun oorsprong in Egyptische geschriften en gravures met alchemistische denkwijzen. Landen uit het Oosten waarin de alchemie zich voornamelijk ontwikkelde waren Tibet, China, India en Birma. Hier stond de alchemie in nauw contact met de astrologie, dit zag men als een instrument om de alchemie te interpreteren. De vier fundamentele elementen van de alchemie waren: Water, Aarde, Vuur en Lucht. Tegenwoordig gaan we in de scheikunde niet meer van 'de vier elementen' uit, maar kennen wij de atomen. Het begrip atoom is ingevoerd door de Griekse filosoof Demokritos. Deze man leefde van 470-380 v.C. en beschouwde atomen als de 'kleinste deeltjes van materie'. Volgens hem was alle materie opgebouwd uit ondeelbare 'basisbouwstenen'. Demokritos kwam tot de invoering van dit begrip op basis van beredeneren, hij heeft het dus niet bewezen.



Demokritos

Het atoommodel van Dalton

Het begrip 'atoom' is dus al heel lang geleden ingevoerd, maar er werd nog niet zoveel mee gedaan. Pas in de 18e eeuw werd het begrip algemeen geaccepteerd, en introduceerde John Dalton (1766-1844) zijn atoommodel. In dit model wordt een atoom voorgesteld als een bolvormig massief deeltje. Hij formuleerde drie hoofdstellingen voor zijn atoomtheorie:

1. alle materie is samengesteld uit kleine ondeelbare deeltjes, de atomen;
2. de atomen van een gegeven element bezitten elk hun unieke eigenschappen en eigen gewicht;
3. er zijn twee soorten deeltjes; enkelvoudige stoffen (elementen) en samengestelde stoffen (moleculen).



Dalton

Waarom eigenlijk een atoommodel?

Waarnemen doen we in de scheikunde op **macroschaal**, bijvoorbeeld wanneer je tijdens een chemische reactie een gasontwikkeling of kleurverandering ziet. Maar in de scheikunde is ook de **microschaal** erg belangrijk; de schaal van de atomen en de moleculen, van de kleinste deeltjes. Deeltjes die we niet goed of helemaal niet kunnen zien. Van deze deeltjes kunnen we ons alleen maar een voorstelling maken: een model, zoals bijvoorbeeld het atoommodel van Dalton. Denken op microniveau is een wezenlijk onderdeel van de

scheikunde, we snappen dankzij dat deeltjesmodel zo veel meer van de eigenschappen van stoffen. Maar pas op, het deeltjesmodel blijft een model en perfecte modellen bestaan niet.

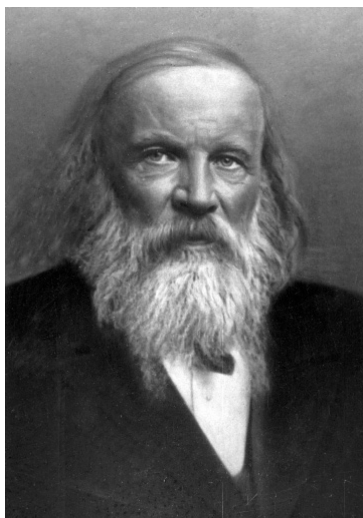
Onhoudbaarheid van het atoommodel van Dalton

Het atoommodel van Dalton heeft niet lang stand gehouden, toch wordt het op basis van zijn eenvoud nog veel gebruikt in de onderbouw van de middelbare school. Ben je nieuwsgierig naar waarom het model van Dalton niet juist is?

Het geheim van het atoom

Het periodiek systeem

Het periodiek systeem



Mendelejev

Na pogingen van onder anderen Johann Döbereiner (1780-1849) stelde de Russische scheikundige Dmitri Mendelejev (1834-1907) in 1869 het **periodiek systeem** van de scheikundige elementen op, waarmee hij tevens de nog niet ontdekte elementen scandium, gallium en germanium voorspelde. Het periodiek systeem van Mendelejev is een systeem waarin de chemische elementen gerangschikt zijn naar toenemende atoommassa, maar ook naar fysisch-chemische verwantschap. Hij schroomde echter niet om elementen met elkaar te wisselen als dat hem beter uitkwam. Zo verwisselde hij jood (atoommassa 126,9 u) met telluur (127,6 u), omdat de fysisch-chemische eigenschappen van jood veel beter pasten in de groep van fluor, chloor en broom.

Op deze manier kwamen elementen met overeenkomstige kenmerken onder elkaar te staan in zogeheten groepen (1 t/m 18). Men noemt de horizontale regels de *perioden* en de verticale kolommen de *groepen*. Zo staat het element natrium (Na) in periode 3 van groep 1. Niet alle perioden zijn even lang. Van de perioden 6 (de lanthaniden) en periode 7 (de actiniden) heeft men een aantal perioden onder het systeem geplaatst. Het periodiek systeem zou anders heel erg breed worden.

In de derde klas hebben we de elementen verdeeld in metalen en niet-metalen. In de afbeelding van het periodiek systeem hieronder zijn de metalen te herkennen aan de blauwe achtergrondkleur.

1																	18
1 H 1.008																	2 He 4.003
3 Li 6.941	4 Be 9.012	← Overgangsmetalen →										5 B 10.81	6 C 12.01	7 N 14.01	8 O 16.00	9 F 19.00	10 Ne 20.18
11 Na 22.99	12 Mg 24.31	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13 Al 26.98	14 Si 28.09	15 P 30.97	16 S 32.07	17 Cl 35.45	18 Ar 39.95
19 K 39.10	20 Ca 40.08	21 Sc 44.96	22 Ti 47.87	23 V 50.94	24 Cr 52.00	25 Mn 54.94	26 Fe 55.85	27 Co 58.93	28 Ni 58.69	29 Cu 63.55	30 Zn 65.39	31 Ga 69.72	32 Ge 72.61	33 As 74.92	34 Se 78.96	35 Br 79.90	36 Kr 83.80
37 Rb 85.47	38 Sr 87.62	39 Y 88.91	40 Zr 91.22	41 Nb 92.91	42 Mo 95.94	43 Tc (97.91)	44 Ru 101.1	45 Rh 102.9	46 Pd 106.4	47 Ag 107.9	48 Cd 112.4	49 In 114.8	50 Sn 118.7	51 Sb 121.8	52 Te 127.6	53 I 126.9	54 Xe 131.3
55 Cs 132.9	56 Ba 137.3	71 Lu 175.0	72 Hf 178.5	73 Ta 180.9	74 W 183.8	75 Re 186.2	76 Os 190.2	77 Ir 192.2	78 Pt 195.1	79 Au 197.0	80 Hg 200.6	81 Tl 204.4	82 Pb 207.2	83 Bi 209.0	84 Po (209.0)	85 At (210.0)	86 Rn (222.0)
87 Fr (223.0)	88 Ra (226.0)	103 Lr (262.1)	104 Rf (261.1)	105 Db (262.1)	106 Sg (263.1)	107 Bh (264.1)	108 Hs (265.1)	109 Mt (266.1)	110 (269.1)	111 (272.1)	112 (277.1)						
Lanthaniden		57 La 138.9	58 Ce 140.1	59 Pr 140.9	60 Nd 144.2	61 Pm (144.9)	62 Sm 150.4	63 Eu 152.0	64 Gd 157.2	65 Tb 158.9	66 Dy 162.5	67 Ho 164.9	68 Er 167.3	69 Tm 168.9	70 Yb 173.0		
Actiniden		89 Ac (227.0)	90 Th 232.0	91 Pa 231.0	92 U 238.0.2	93 Np (237.0)	94 Pu (244.1)	95 Am (243.1)	96 Cm (247.1)	97 Bk (247.1)	98 Cf (251.1)	99 Es (252.1)	100 Fm (257.1)	101 Md (258.1)	102 No (259.1)		

Periodiek systeem der elementen

Groep 1: de alkalimetalen

Tot deze eerste groep van het periodiek systeem behoren onder meer de alkalimetalen natrium en kalium. De term alkalimetaal komt van het Arabische woord *al kalja* voor potas. Potas is de oude benaming voor kaliumcarbonaat, dat gewonnen werd uit houtas. Door elektrolyse van gesmolten kaliumhydroxide, dat hij uit potas verkreeg, bereidde Sir Humphry Davy in 1807 voor het eerst het element kalium. Waterstof wordt niet tot de alkalimetalen gerekend, omdat het niet de chemische eigenschappen van een alkalimetaal vertoont. Alle alkalimetalen zijn zeer onedel en daardoor zeer reactief. Ook reageren alkalimetalen heftig met water.

1																	18
1 H 1.008																	2 He 4.003
3 Li 6.941	4 Be 9.012	← Overgangsmetalen →										5 B 10.81	6 C 12.01	7 N 14.01	8 O 16.00	9 F 19.00	10 Ne 20.18
11 Na 22.99	12 Mg 24.31	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13 Al 26.98	14 Si 28.09	15 P 30.97	16 S 32.07	17 Cl 35.45	18 Ar 39.95
19 K 39.10	20 Ca 40.08	21 Sc 44.96	22 Ti 47.87	23 V 50.94	24 Cr 52.00	25 Mn 54.94	26 Fe 55.85	27 Co 58.93	28 Ni 58.69	29 Cu 63.55	30 Zn 65.39	31 Ga 69.72	32 Ge 72.61	33 As 74.92	34 Se 78.96	35 Br 79.90	36 Kr 83.80
37 Rb 85.47	38 Sr 87.62	39 Y 88.91	40 Zr 91.22	41 Nb 92.91	42 Mo 95.94	43 Tc (97.91)	44 Ru 101.1	45 Rh 102.9	46 Pd 106.4	47 Ag 107.9	48 Cd 112.4	49 In 114.8	50 Sn 118.7	51 Sb 121.8	52 Te 127.6	53 I 126.9	54 Xe 131.3
55 Cs 132.9	56 Ba 137.3	71 Lu 175.0	72 Hf 178.5	73 Ta 180.9	74 W 183.8	75 Re 186.2	76 Os 190.2	77 Ir 192.2	78 Pt 195.1	79 Au 197.0	80 Hg 200.6	81 Tl 204.4	82 Pb 207.2	83 Bi 209.0	84 Po (209.0)	85 At (210.0)	86 Rn (222.0)
87 Fr (223.0)	88 Ra (226.0)	103 Lr (262.1)	104 Rf (261.1)	105 Db (262.1)	106 Sg (263.1)	107 Bh (264.1)	108 Hs (265.1)	109 Mt (266.1)	110 (269.1)	111 (272.1)	112 (277.1)						
Lanthaniden		57 La 138.9	58 Ce 140.1	59 Pr 140.9	60 Nd 144.2	61 Pm (144.9)	62 Sm 150.4	63 Eu 152.0	64 Gd 157.2	65 Tb 158.9	66 Dy 162.5	67 Ho 164.9	68 Er 167.3	69 Tm 168.9	70 Yb 173.0		
Actiniden		89 Ac (227.0)	90 Th 232.0	91 Pa 231.0	92 U 238.0.2	93 Np (237.0)	94 Pu (244.1)	95 Am (243.1)	96 Cm (247.1)	97 Bk (247.1)	98 Cf (251.1)	99 Es (252.1)	100 Fm (257.1)	101 Md (258.1)	102 No (259.1)		

Periodiek systeem der elementen

Groep 2: aardalkalimetalen

De bekendste aardalkalimetalen zijn de zeer onedele metalen magnesium, calcium en barium. Daarom zijn de aardalkalimetalen ook vrij reactief, maar minder heftig dan alkalimetalen.

1																	18
1 H 1.008																	2 He 4.003
3 Li 6.941	4 Be 9.012	← Overgangsmetalen →										5 B 10.81	6 C 12.01	7 N 14.01	8 O 16.00	9 F 19.00	10 Ne 20.18
11 Na 22.99	12 Mg 24.31	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13 Al 26.98	14 Si 28.09	15 P 30.97	16 S 32.07	17 Cl 35.45	18 Ar 39.95
19 K 39.10	20 Ca 40.08	21 Sc 44.96	22 Ti 47.87	23 V 50.94	24 Cr 52.00	25 Mn 54.94	26 Fe 55.85	27 Co 58.93	28 Ni 58.69	29 Cu 63.55	30 Zn 65.39	31 Ga 69.72	32 Ge 72.61	33 As 74.92	34 Se 78.96	35 Br 79.90	36 Kr 83.80
37 Rb 85.47	38 Sr 87.62	39 Y 88.91	40 Zr 91.22	41 Nb 92.91	42 Mo 95.94	43 Tc (97.91)	44 Ru 101.1	45 Rh 102.9	46 Pd 106.4	47 Ag 107.9	48 Cd 112.4	49 In 114.8	50 Sn 118.7	51 Sb 121.8	52 Te 127.6	53 I 126.9	54 Xe 131.3
55 Cs 132.9	56 Ba 137.3	71 Lu 175.0	72 Hf 178.5	73 Ta 180.9	74 W 183.8	75 Re 186.2	76 Os 190.2	77 Ir 192.2	78 Pt 195.1	79 Au 197.0	80 Hg 200.6	81 Tl 204.4	82 Pb 207.2	83 Bi 209.0	84 Po (209.0)	85 At (210.0)	86 Rn (222.0)
87 Fr (223.0)	88 Ra (226.0)	103 Lr (262.1)	104 Rf (261.1)	105 Db (262.1)	106 Sg (263.1)	107 Bh (264.1)	108 Hs (265.1)	109 Mt (266.1)	110	111	112						
Lanthaniden		57 La 138.9	58 Ce 140.1	59 Pr 140.9	60 Nd 144.2	61 Pm (144.9)	62 Sm 150.4	63 Eu 152.0	64 Gd 157.2	65 Tb 158.9	66 Dy 162.5	67 Ho 164.9	68 Er 167.3	69 Tm 168.9	70 Yb 173.0		
Actiniden		89 Ac (227.0)	90 Th 232.0	91 Pa 231.0	92 U 238.0.2	93 Np (237.0)	94 Pu (244.1)	95 Am (243.1)	96 Cm (247.1)	97 Bk (247.1)	98 Cf (251.1)	99 Es (252.1)	100 Fm (257.1)	101 Md (258.1)	102 No (259.1)		

Periodiek systeem der elementen

Groep 3 t/m 12: de overgangsmetalen

De overgangsmetalen in groep 3 t/m 12 komen weinig voor op aarde. Alleen ijzer is een veelvoorkomend en zeer stabiel element. In onze moderne hoogtechnologische maatschappij neemt het belang van de overgangsmetalen almaar toe.

Let op: van de groepen 1 t/m 3 hoef je de namen en eigenschappen niet te kennen, maar van de groepen 17 en 18 wel.

1																	18
1 H 1.008																	2 He 4.003
3 Li 6.941	4 Be 9.012	← Overgangsmetalen →										5 B 10.81	6 C 12.01	7 N 14.01	8 O 16.00	9 F 19.00	10 Ne 20.18
11 Na 22.99	12 Mg 24.31	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13 Al 26.98	14 Si 28.09	15 P 30.97	16 S 32.07	17 Cl 35.45	18 Ar 39.95
19 K 39.10	20 Ca 40.08	21 Sc 44.96	22 Ti 47.87	23 V 50.94	24 Cr 52.00	25 Mn 54.94	26 Fe 55.85	27 Co 58.93	28 Ni 58.69	29 Cu 63.55	30 Zn 65.39	31 Ga 69.72	32 Ge 72.61	33 As 74.92	34 Se 78.96	35 Br 79.90	36 Kr 83.80
37 Rb 85.47	38 Sr 87.62	39 Y 88.91	40 Zr 91.22	41 Nb 92.91	42 Mo 95.94	43 Tc (97.91)	44 Ru 101.1	45 Rh 102.9	46 Pd 106.4	47 Ag 107.9	48 Cd 112.4	49 In 114.8	50 Sn 118.7	51 Sb 121.8	52 Te 127.6	53 I 126.9	54 Xe 131.3
55 Cs 132.9	56 Ba 137.3	71 Lu 175.0	72 Hf 178.5	73 Ta 180.9	74 W 183.8	75 Re 186.2	76 Os 190.2	77 Ir 192.2	78 Pt 195.1	79 Au 197.0	80 Hg 200.6	81 Tl 204.4	82 Pb 207.2	83 Bi 209.0	84 Po (209.0)	85 At (210.0)	86 Rn (222.0)
87 Fr (223.0)	88 Ra (226.0)	103 Lr (262.1)	104 Rf (261.1)	105 Db (262.1)	106 Sg (263.1)	107 Bh (264.1)	108 Hs (265.1)	109 Mt (266.1)	110	111	112						
Lanthaniden		57 La 138.9	58 Ce 140.1	59 Pr 140.9	60 Nd 144.2	61 Pm (144.9)	62 Sm 150.4	63 Eu 152.0	64 Gd 157.2	65 Tb 158.9	66 Dy 162.5	67 Ho 164.9	68 Er 167.3	69 Tm 168.9	70 Yb 173.0		
Actiniden		89 Ac (227.0)	90 Th 232.0	91 Pa 231.0	92 U 238.0.2	93 Np (237.0)	94 Pu (244.1)	95 Am (243.1)	96 Cm (247.1)	97 Bk (247.1)	98 Cf (251.1)	99 Es (252.1)	100 Fm (257.1)	101 Md (258.1)	102 No (259.1)		

Periodiek systeem der elementen

Groep 17: de halogenen

De bekendste elementen in de halogeengroep zijn fluor, chloor, broom en jood. Van deze vier is fluor het meest reactief. Alle halogenen reageren vrij gemakkelijk met veel metalen

tot zouten. Het bekendste voorbeeld hiervan is ongetwijfeld natriumchloride, triviaal ook wel keuzenzout genoemd.



1																	18
1 H 1.008																	2 He 4.003
3 Li 6.941	4 Be 9.012	← Overgangsmetalen →										5 B 10.81	6 C 12.01	7 N 14.01	8 O 16.00	9 F 19.00	10 Ne 20.18
11 Na 22.99	12 Mg 24.31	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13 Al 26.98	14 Si 28.09	15 P 30.97	16 S 32.07	17 Cl 35.45	18 Ar 39.95
19 K 39.10	20 Ca 40.08	21 Sc 44.96	22 Ti 47.87	23 V 50.94	24 Cr 52.00	25 Mn 54.94	26 Fe 55.85	27 Co 58.93	28 Ni 58.69	29 Cu 63.55	30 Zn 65.39	31 Ga 69.72	32 Ge 72.61	33 As 74.92	34 Se 78.96	35 Br 79.90	36 Kr 83.80
37 Rb 85.47	38 Sr 87.62	39 Y 88.91	40 Zr 91.22	41 Nb 92.91	42 Mo 95.94	43 Tc (97.91)	44 Ru 101.1	45 Rh 102.9	46 Pd 106.4	47 Ag 107.9	48 Cd 112.4	49 In 114.8	50 Sn 118.7	51 Sb 121.8	52 Te 127.6	53 I 126.9	54 Xe 131.3
55 Cs 132.9	56 Ba 137.3	57 La 175.0	58 Ce 178.5	59 Pr 180.9	60 Nd 183.8	61 Pm 186.2	62 Sm 190.2	63 Eu 192.2	64 Gd 195.1	65 Tb 197.0	66 Dy 200.6	67 Ho 204.4	68 Er 207.2	69 Tm 209.0	70 Yb (209.0)	71 Lu (210.0)	72 Hf (222.0)
87 Fr (223.0)	88 Ra (226.0)	89 Ac (227.0)	90 Th 232.0	91 Pa 231.0	92 U 238.02	93 Np (237.0)	94 Pu (244.1)	95 Am (243.1)	96 Cm (247.1)	97 Bk (247.1)	98 Cf (251.1)	99 Es (252.1)	100 Fm (257.1)	101 Md (258.1)	102 No (259.1)	103 Lr (262.1)	104 Rf (261.1)
Lanhaniden		57 La 138.9	58 Ce 140.1	59 Pr 140.9	60 Nd 144.2	61 Pm (144.9)	62 Sm 150.4	63 Eu 152.0	64 Gd 157.2	65 Tb 158.9	66 Dy 162.5	67 Ho 164.9	68 Er 167.3	69 Tm 168.9	70 Yb 173.0		
Actiniden		89 Ac (227.0)	90 Th 232.0	91 Pa 231.0	92 U 238.02	93 Np (237.0)	94 Pu (244.1)	95 Am (243.1)	96 Cm (247.1)	97 Bk (247.1)	98 Cf (251.1)	99 Es (252.1)	100 Fm (257.1)	101 Md (258.1)	102 No (259.1)		

Periodiek systeem der elementen

Groep 18: de edelgassen

De opvallendste eigenschap van edelgassen is het feit dat ze weinig tot geen reactiviteit vertonen. Vanwege deze eigenschap stonden de edelgassen vroeger ook wel bekend als 'inerte gassen'.

1																	18
1 H 1.008																	2 He 4.003
3 Li 6.941	4 Be 9.012	← Overgangsmetalen →										5 B 10.81	6 C 12.01	7 N 14.01	8 O 16.00	9 F 19.00	10 Ne 20.18
11 Na 22.99	12 Mg 24.31	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13 Al 26.98	14 Si 28.09	15 P 30.97	16 S 32.07	17 Cl 35.45	18 Ar 39.95
19 K 39.10	20 Ca 40.08	21 Sc 44.96	22 Ti 47.87	23 V 50.94	24 Cr 52.00	25 Mn 54.94	26 Fe 55.85	27 Co 58.93	28 Ni 58.69	29 Cu 63.55	30 Zn 65.39	31 Ga 69.72	32 Ge 72.61	33 As 74.92	34 Se 78.96	35 Br 79.90	36 Kr 83.80
37 Rb 85.47	38 Sr 87.62	39 Y 88.91	40 Zr 91.22	41 Nb 92.91	42 Mo 95.94	43 Tc (97.91)	44 Ru 101.1	45 Rh 102.9	46 Pd 106.4	47 Ag 107.9	48 Cd 112.4	49 In 114.8	50 Sn 118.7	51 Sb 121.8	52 Te 127.6	53 I 126.9	54 Xe 131.3
55 Cs 132.9	56 Ba 137.3	57 La 175.0	58 Ce 178.5	59 Pr 180.9	60 Nd 183.8	61 Pm 186.2	62 Sm 190.2	63 Eu 192.2	64 Gd 195.1	65 Tb 197.0	66 Dy 200.6	67 Ho 204.4	68 Er 207.2	69 Tm 209.0	70 Yb (209.0)	71 Lu (210.0)	72 Hf (222.0)
87 Fr (223.0)	88 Ra (226.0)	89 Ac (227.0)	90 Th 232.0	91 Pa 231.0	92 U 238.02	93 Np (237.0)	94 Pu (244.1)	95 Am (243.1)	96 Cm (247.1)	97 Bk (247.1)	98 Cf (251.1)	99 Es (252.1)	100 Fm (257.1)	101 Md (258.1)	102 No (259.1)	103 Lr (262.1)	104 Rf (261.1)
Lanhaniden		57 La 138.9	58 Ce 140.1	59 Pr 140.9	60 Nd 144.2	61 Pm (144.9)	62 Sm 150.4	63 Eu 152.0	64 Gd 157.2	65 Tb 158.9	66 Dy 162.5	67 Ho 164.9	68 Er 167.3	69 Tm 168.9	70 Yb 173.0		
Actiniden		89 Ac (227.0)	90 Th 232.0	91 Pa 231.0	92 U 238.02	93 Np (237.0)	94 Pu (244.1)	95 Am (243.1)	96 Cm (247.1)	97 Bk (247.1)	98 Cf (251.1)	99 Es (252.1)	100 Fm (257.1)	101 Md (258.1)	102 No (259.1)		

Periodiek systeem der elementen

Het geheim van het atoom

Atoommodel van Rutherford

De krentenbol van Thomson



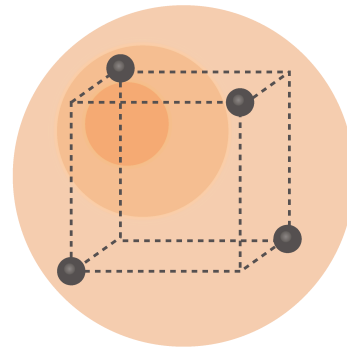
Thomson

Het atoommodel van Dalton is geliefd vanwege zijn eenvoud, maar zoals gebleken kleven er wel nadelen aan. Het beschrijft simpelweg de waarheid niet goed genoeg. Iemand die met zijn experimenten kon aantonen dat het atoommodel van Dalton niet klopte was Sir J.J. Thomson (1856—1940).

Hij ontdekte dat wanneer een stuk metaal in vacuüm werd verhit, er elektronen vrij kwamen. Dit kon hij aantonen omdat er een elektrische stroom ging lopen, wat kan worden opgevat als een stroom van elektronen. Het elektron moest daarom volgens Thomson wel onderdeel zijn van het atoom. Gezien het feit dat het atoom als geheel elektrisch neutraal is, moet er op één of andere manier ook positieve lading aanwezig zijn. Volgens Thomson was de positieve lading egaal verdeeld over h

et gehele atoom, waarbij elektronen zover mogelijk van elkaar verwijderd zijn.

Dit model werd ook wel het krentenbolmodel of plumpuddingmodel genoemd, omdat de elektronen 'als krenten in de pudding' aanwezig zijn. Het model van Thomson werd verworpen door Ernest Rutherford (1871—1937).

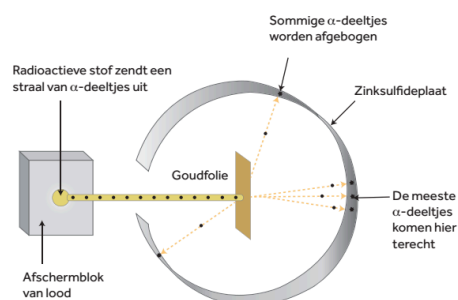


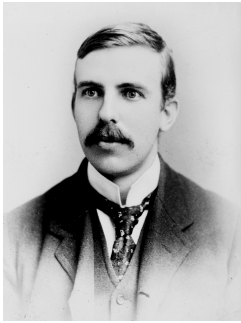
Het experiment van Rutherford

Rutherford liet zijn studenten, Marsden en Geiger, goudfolie beschieten met zogenaamde α -deeltjes. Deze α -deeltjes werden na beschieting van de goudfolie verstrooid of kwamen zelfs niet eens door de goudfolie heen, en werden dus weerkaatst. De detectie van de verstrooiing en de weerkaatsing v

an de α -deeltjes vond plaats met behulp van een microscoop. Hiermee konden lichtflitsjes worden waargenomen, deze ontstonden wanneer α -deeltjes de plaat van zinksulfide troffen.

Rutherford was zeer verbaasd over deze experimentele resultaten en sprak derhalve zijn volgende legendarische woorden uit: "It was quite the most incredible event that has ever happened to me in my life. It was almost as incredible as if you fired a fifteen-inch shell at a piece of tissue paper and it came back and hit you." Op basis van dit experiment formul



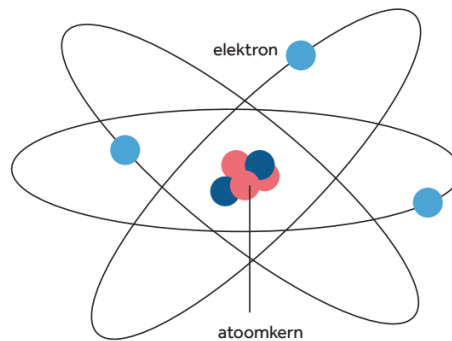


Rutherford

eerde Rutherford zijn atoommodel, waarbij de massa van een atoom in het binnenste (de kern) van een atoom is geconcentreerd en de atomen verder praktisch leeg zijn. In deze lege ruimte cirkelen de elektronen om de kleine positieve kern, waarmee het model enigszins lijkt op ons zonnestelsel. Hier cirkelen verschillende planeten (o.a. de Aarde) om de zon heen.

Rutherford kwam tot deze conclusie omdat α -deeltjes verstrooid werden, ongehinderd door de goudfolie konden of werden weerkaatst. Dit was overigens niet wat Rutherford verwachtte, hij ging op basis van het model van Thomson ervan uit dat de α -deeltjes ongehinderd door de goudfolie heen konden. Dit was dus niet het geval! Volgens het atoommodel van Rutherford vinden we in de kern de kerndeeltjes: ongeladen *neutronen* en positief geladen *protonen*.

Daar omheen bewegen de negatief geladen elektronen. Het neutron werd overigens pas later ontdekt door Chadwick.



James Chadwick en de neutronen

Sir James Chadwick (1891—1974) heeft een indrukwekkende biografie, zo heeft hij onder andere een Nobelprijs gewonnen. Chadwick heeft niet echt een atoommodel uitgevonden, maar hij heeft het neutron ontdekt, een elektrisch neutraal deeltje dat ongeveer dezelfde massa heeft als een proton. De samenstelling van de kern in een atoom was nu ontrafeld. De kern van een atoom bestaat uit protonen en neutronen. De protonen en neutronen samen worden ook wel de nucleonen genoemd. Tussen de nucleonen heersen de zogenaamde kernkrachten die ervoor zorgen dat de kern bij elkaar blijft. De opbouw van een atoom ziet er nu dus als volgt uit:

Kern	Massa in u*	Lading**
protonen (p)	1 p = 1 u	1 p = 1 ⁺
neutronen (n)	1 n = 1 u	1 n = 0
Elektronenwolk	Massa in u*	Lading**
Elektronen (e)	1 e \approx 1/1800 u	1 e = 1 ⁻

* De 'u' staat voor de atomaire massa eenheid (zie BINAS tabel 7: $1,66 \cdot 10^{-27}$ kg)

** Het elementair ladingsquantum is gelijk aan $1,6 \cdot 10^{-19}$ Coulomb (zie ook BINAS tabel 7)

Uit de tabel kan worden opgemerkt dat:

- massa proton \approx massa neutron
- de massa van een proton of neutron is veel groter dan de massa van een elektron
- het aantal protonen in een (ongeladen) atoom is gelijk aan die van het aantal elektronen
- de ladingen van een elektron en een proton zijn even groot maar tegengesteld

Samenvatting Chadwick

Hoe nu verder met de informatie van Chadwick?
Samengevat kunnen we zeggen:

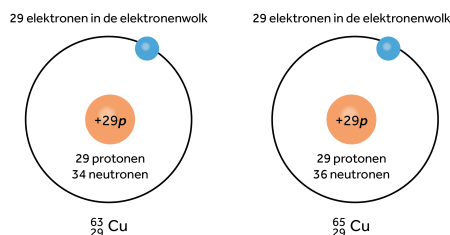
- Het aantal protonen in een atoom wordt weergegeven met het *atoomnummer* (Z).
- Het aantal neutronen in een atoom wordt weergegeven met N en N neemt geleidelijk toe in een serie atomen bij een oplopend atoomnummer.
- Het *massagetal* = N + Z
- Elk atoom heeft zijn eigen atoomnummer (Z).
- Sommige atomen hebben hetzelfde atoomnummer, maar een verschillend massagetal. Oftewel, ze hebben evenveel protonen, maar een verschillend aantal neutronen. Dergelijke atomen worden isotopen genoemd.
- De atoommassa wordt niet uitgedrukt in kg maar in de *atomaire massa eenheid* (u), waarbij 1 u gelijk is aan de massa van 1 proton of 1 neutron ($1 \text{ u} = 1,66 \cdot 10^{-27} \text{ kg}$).



Chadwick

Isotopen

Van koper komen in de natuur 2 isotopen voor. Zoals je in de afbeelding hieronder ziet, heeft de ene isotoop twee neutronen meer in de kern dan de andere. In de notatie daaronder zie je hoe het verschil wordt weergegeven. Linksboven het symbool staat het massagetal en linksonder van het symbool staat het atoomnummer.



In BINAS tabel 25 kun je de exacte atoommassa van de betreffende isotopen vinden. Als je goed kijkt in BINAS tabel 25, dan kun je zien dat het linker isotoop 69,17% voorkomt in de natuur en het rechter isotoop 30,83%. Als eenheid gebruikt men weer de atomaire massa eenheid (u). Uit de gegevens van tabel 25 kun je de gemiddelde atoommassa van koper berekenen:

$$69,17\% \text{ van } 62,92960 = 43,485 \text{ u}$$
$$30,83\% \text{ van } 64,92779 = 20,063 \text{ u}$$
$$\text{Gemiddelde atoommassa} = 63,55 \text{ u}$$

De gemiddelde atoommassa's vind je in BINAS tabel 99.

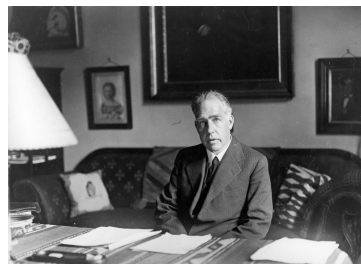
Molecuulmassa

Met behulp van de (gemiddelde) atoommassa's is het vrij eenvoudig om nu ook de molecuulmassa van een stof uit te rekenen. Hiervoor heb je eerst de molecuulformule nodig, want die bevat de informatie welke atomen er in het molecuul voorkomen en hoeveel van elke soort.

Het geheim van het atoom

Het atoommodel van Niels Bohr

Deels gebaseerd op het atoommodel van Rutherford, kwam de Deense fysicus Niels Bohr (1885-1962), geholpen door de Duitse kerngeleerde Werner Heisenberg (1901-1976), met een nieuw atoommodel: elektronen kunnen in cirkelvormige schillen om de kern bewegen. Door de atoomtheorie van Bohr kreeg het periodiek systeem van Mendelejev een theoretische achtergrond. Het is deze theoretische achtergrond die hier wordt besproken en eenvoudig uitgelegd. De schillen worden gekarakteriseerd met een waarde n . Hierbij geldt dat $n = 1, 2, 3, \dots$



Bohr



Heisenberg

De schil met $n = 1$ is de schil die het dichtst bij de kern is, ook wel de K-schil genoemd. Daarna komen de L-schil ($n = 2$), de M-schil ($n = 3$), de N-schil ($n=4$), enzovoorts.

Voor de eerste 20 elementen geldt dat de K-schil maximaal 2 elektronen kan bevatten en de overige schillen maximaal 8 elektronen. De schillen worden van binnenuit opgevuld.

Elektronenconfiguratie

De elektronenverdeling noemen we ook wel **elektronenconfiguratie**. In BINAS tabel 99 vind je de elektronenconfiguratie van alle elementen. Daar kun je zien dat vanaf atoomnummer 21 (Sc) de opvulling op een andere manier verloopt en er binnen gelegen schillen verder worden opgevuld. Het recept daarvoor is redelijk ingewikkeld. Wie daar meer van wil weten, kan bijvoorbeeld Wikipedia raadplegen.

De vuistregel voor de maximale bezetting van de eerste vier schillen luidt als volgt: een schil met rangnummer 'n' kan maximaal $2n^2$ elektronen bevatten. Daarna is het maximaal aantal elektronen steeds 32:

Nummer van schil (<i>n</i>)	letter van schil	max. aantal elektronen
1	K	2
2	L	8
3	M	18
4	N	32
5	O	32
6	P	32
7	Q	32

Het geheim van het atoom

Atoombinding

Inleiding

De kracht die een molecuul bijeenhoudt is tot dusver een black box geweest. Het atoommodel van Dalton heeft er in elk geval geen verklaring voor. Heb je je wel eens afgevraagd waarom een watermolecuul uit één zuurstofatoom en twee waterstofatomen bestaat? Is dit toeval? Of is het gebaseerd op de eigenschappen van de waterstof- en zuurstofatomen? En hoe zit het met andere moleculen? Voldoen de formules van moleculen aan bepaalde wetmatigheden? Om op deze vragen een antwoord te kunnen geven gaan we eerst kijken naar de structuur van een aantal stoffen.

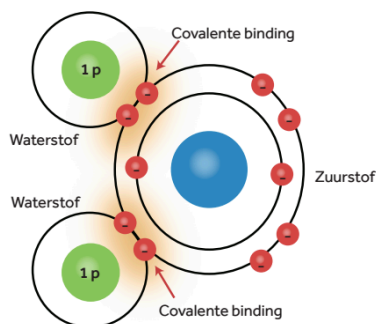
Valentieschil en valentie-elektronen

Sommige puzzelstukjes vallen na onderzoek *Structuren en het periodiek systeem* op hun plek. Alle atoomsoorten streven naar een **edelgasconfiguratie** (configuratie = elektronenverdeling) met een volledig gevulde buitenste schil zoals bijvoorbeeld bij helium, neon en argon. De buitenste schil wordt ook wel de **valentieschil** genoemd en de elektronen die zich in deze schil bevinden zijn de **valentie-elektronen**. Atoomsoorten die geen volle buitenste schil hebben, kunnen dit bereiken door het samen delen van elektronen. Bijvoorbeeld het watermolecuul: het zuurstofatoom (O) heeft twee elektronen tekort in zijn buitenste schil, het waterstofatoom (H) heeft één elektron tekort.

Door elektronen samen te delen ontstaat een watermolecuul. Deze gemeenschappelijke elektronenparen heten vanaf nu [atoombindingen]. Men spreekt ook wel van **covalente bindingen** (co = samen). Het aantal bindingen dat een atoomsoort aangaat noemen we de **covalentie**. In de tabel hieronder vind je een overzicht van deze covalenties. Merk op dat het allemaal niet-metalen zijn.

Groep	Elementen	Covalentie
14	C, Si	4
15	N, P	3
16	O, S	2
17 + 1 (H)	F, Cl, Br, I, H	1
18	He, Ne, Ar	0

Volgens het atoommodel van Niels Bohr ziet het watermolecuul er dus als volgt uit:



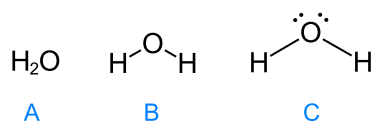
Bohr model van water

In het kort

- Alle atoomsoorten streven naar een *edelgasconfiguratie* (= volle valentieschil).
- Een (covalente) *atoombinding* bestaat uit één of meer gemeenschappelijke elektronenparen (g.e.p.'s). Er komen enkele, dubbele en soms drievoudige bindingen voor.
- Het aantal bindingen dat een bepaalde atoomsoort aangaat noemt men de *covalentie* van het atoom.

Gebruik van chemische formules

Het is omslachtig om moleculen te tekenen volgens het atoommodel van Bohr. Daarom gebruiken we de molecuulformule A, structuurformule B of de zogeheten **lewisstructuur** C. In een structuurformule laat je zien hoe de atomen aan elkaar vastzitten en in de lewisstructuur worden ook de vrije, niet-bindende elektronen (met puntjes) weergegeven:



Gilbert Lewis (1875-1946) was een Amerikaans scheikundige, die na een lange studie van de buitenste elektronenschil van het atoom de grondslag legde van de theorie van chemische binding. In de volgende paragraaf gaan we hier dieper op in!

Het geheim van het atoom

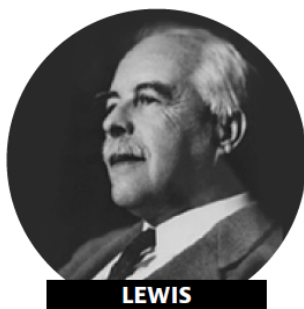
Octetregel en VSEPR-theorie

De octetregel

De **octetregel** is een vuistregel die zegt dat atomen op een zodanige manier proberen te combineren dat ze elk acht elektronen in hun valentieschil hebben, zodat ze dezelfde elektronenconfiguratie krijgen als een edelgas, de zogeheten octetstructuur. De regel is toepasbaar voor de elementen in groep 14 t/m 17 en in het bijzonder koolstof, stikstof, zuurstof en de halogenen.

De buitenste schil, de valentieschil, is vol en het meest stabiel wanneer er acht elektronen in zitten. Dit is de reden dat de edelgassen zo weinig reactief zijn. Dus ook moleculen zijn het meest stabiel wanneer de buitenste elektronenschillen van de atomen waaruit ze bestaan acht elektronen bevatten. Ze streven naar een edelgasconfiguratie. Een gevolg van de octetregel is dat atomen over het algemeen reageren door het verkrijgen, verliezen of delen van elektronen om een compleet octet aan valentie-elektronen te krijgen.

De lewisstructuur: rekenen met de octetregel



De Lewistheorie was een van de eerste theorieën over chemische bindingen. Deze theorie werd zoals eerder gezegd geformuleerd door Gilbert Lewis en is gebaseerd op het feit dat in de meeste stabiele verbindingen de atomen een edelgasconfiguratie hebben. Voor waterstof en helium zijn dat twee valentie-elektronen, voor alle andere atomen acht.

Dankzij deze theorie kan de meest waarschijnlijke lewisstructuur van vele chemische stoffen op vrij eenvoudige manier gevonden worden. In een **lewisstructuur** zijn alle valentie-elektronen getekend en

onderscheiden we bindende en niet-bindende elektronenparen. Je kunt het aantal bindende en niet-bindende elektronenparen van een molecuul berekenen met behulp van de octetregel. Als voorbeeld nemen we fosfortrichloride (PCl_3).

Stap 1

Bereken het totaal aantal valentie-elektronen (e^-):

- 1 atoom fosfor bezit $5 e^-$
- 3 atomen chloor bezitten $3 \times 7 = 21 e^-$
- totaal dus $5 + 21 = 26 e^-$

Stap 2

Bereken het aantal elektronen dat nodig is volgens de octetregel:

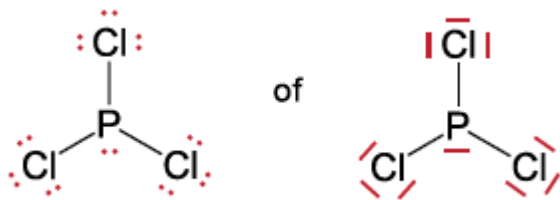
- PCl_3 bevat in totaal 4 atomen, dus $4 \times 8 = 32$ elektronen zijn er nodig

Stap 3

Bereken het elektronentekort en daaruit het aantal gemeenschappelijke elektronenparen (GP):

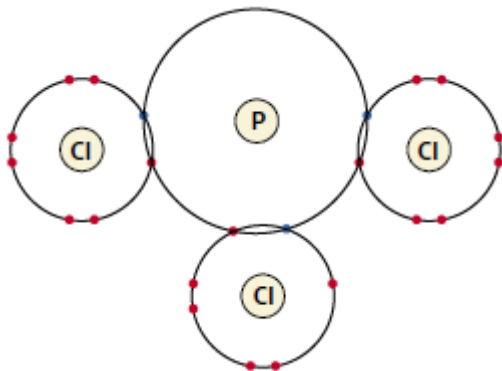
- $32 - 26 = 6$ elektronen zijn tekort
- er moeten 6 elektronen gedeeld worden = 3 GP
- blijven over $26 - 6 = 20$ vrije elektronen = 10 vrije elektronenparen (VP)

Dit leidt tot de volgende lewisstructuur: één GP in elke fosfor-chloorbinding, op elk chlooratoom drie VP's en op het fosforatoom nog één VP. Voor de duidelijkheid zijn hier de VP's in het rood weergegeven.



Let op: er zijn dus twee manieren om een vrij elektronenpaar (VP) te tekenen: met twee stipjes (linker figuur) of een streepje (rechter figuur). De meeste programma's om lewisstructuren te bouwen maken gebruik van de twee stipjes. Deze notatie wordt internationaal het meest toegepast. De streepjesnotatie is echter ook gangbaar en wordt bijvoorbeeld gebruikt tijdens de scheikunde-examens. In deze methode geven wij een VP altijd weer met twee stipjes. Beide notaties worden uiteraard goed gerekend.

Hieronder een weergave volgens het atoommodel van Bohr (de vijf 'blauwe' elektronen horen bij fosfor en de zeven 'rode' elektronen horen bij chloor). Van elk atoom is alleen de buitenste schil getekend met daarin de bijbehorende valentie-elektronen. Deze weergave is vrij omslachtig en zullen we verder niet gebruiken.



Uitzondering: de duetregel

Het edelgas helium heeft twee elektronen in de buitenste schil en is erg stabiel. Dit komt doordat de K-schil maar twee valentie-elektronen bevat. Waterstof heeft zodoende maar één extra elektron nodig om een stabiele configuratie te vormen en lithium moet er eentje zien kwijt te raken. Deze *duetregel* geldt alleen voor de eerste schil, de K-schil.

Elektronengebieden en ruimtelijke structuur: de VSEPR-theorie

In moleculen kunnen enkelvoudige, dubbele of drievoudige bindingen voorkomen. Daarnaast zijn er ook nog vrije elektronenparen. We kunnen deze vier samenvatten onder de naam **elektronengebieden**. De 'valentieschil elektronenpaar repulsie theorie', meestal afgekort tot **VSEPR-theorie**, verklaart de ruimtelijke structuur van covalente bindingen aan de hand van repulsieve Coulombkrachten tussen valentie-elektronen. De theorie gaat ervan uit dat de atomen in een molecuul zich rond één centraal atoom bevinden en wel zodanig dat hun onderlinge afstand zo groot mogelijk is. Verder wordt aangenomen dat dit ook geldt voor vrije elektronenparen. Deze afstotingstheorie stelt dus dat een molecuul ernaar streeft de hoeken tussen de elektronengebieden altijd zo groot mogelijk te maken. Dit is het gevolg van de wet van Coulomb, want de elektronengebieden zijn uit negatief geladen elektronen opgebouwd. Het aantal elektronengebieden rond het centraal atoom noemen we het **omringingsgetal**.

Omringingsgetal 1: één elektronengebied

In moleculen met weinig valentie-elektronen zoals H_2 is er maar één elektronengebied, de enkele binding tussen de atomen. Het molecuul is een rechte halter zonder vrije elektronenparen:



Omringsgetal 2: twee elektronengebieden

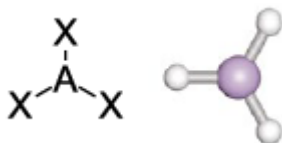
Indien er rondom het centrale atoom A twee elektronengebieden zijn, proberen die zo ver mogelijk bij elkaar uit de buurt te blijven. Dat betekent dat er een lineaire structuur ontstaat met een X—A—X hoek van 180° :



Voorbeelden van lineaire moleculen met omringingsgetal 2 zijn moleculen met twee dubbele bindingen zoals $O=C=O$ (CO_2) of een enkele en een driedubbele zoals in $H-C\equiv N$. De H—C—N hoek is dus 180° . Aan de stikstofkant van dit molecuul $H-C\equiv N$: zit een vrij elektronenpaar.

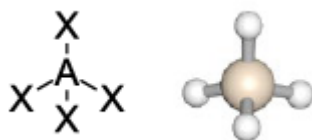
Omringsgetal 3: drie elektronengebieden

Indien er rond een atoom A drie elektronengebieden zijn is de geometrie een vlakke driehoek met drie hoeken van 120° . Voorbeelden van deze vlakke *trigonale* structuur zijn moleculen met één dubbele en twee enkele bindingen zoals formaldehyde, $H_2C=O$.

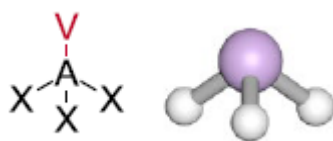


Omringsgetal 4: vier elektronengebieden

Het omringingsgetal 4 neemt een zeer belangrijke plaats in, want het vormt de basis van de organische chemie (koolstofchemie). Deze structuur kan alleen driedimensionaal goed worden weergegeven, omdat het zo ver mogelijk van elkaar weg plaatsen van vier gebieden leidt tot hoeken van $\sim 109^\circ$ in een *tetraëdrische* vorm. Een bekend voorbeeld is het methaanmolecuul (CH_4).

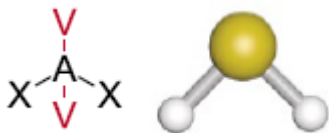


Het omringingsgetal verandert niet wanneer één van de elektronengebieden een vrij elektronenpaar (V) is: ook dan krijgen we een tetraëdrische vorm! Dit is niet meer te zien als het vrije paar niet wordt afgebeeld, zoals blijkt uit de rechter afbeelding:



Bekend voorbeeld is het ammoniakmolecuul: NH_3 . Dit molecuul heeft naast de drie N—H-bindingen één vrij elektronenpaar op het stikstofatoom. De H—N—H-bindingshoeken wijken een beetje af van 109° , namelijk $107,8^\circ$. Twee vrije elektronenparen komen voor in

het watermolecuul. Ook hier blijft het omringingsgetal 4, en zo ontstaat een gebogen structuur met een bindingshoek van iets minder dan 109° (gemeten: $104,5^\circ$). Dit zie je in de rechterafbeelding, als we de twee vrije elektronenparen (V) niet afbeelden:



Formele lading

Voor het bepalen van de *formele lading* worden de bindingen doorgeknipt en de valentie-elektronen rond de atomen geteld. Neem als voorbeeld H_2O . Voor zuurstof is dat in dit geval $6 : 2 \times 2$ voor de vrije paren en 2×1 voor de doorgeknipte bindingen. Omdat zuurstof 6 valentie-elektronen inbrengt is de formele lading in dit geval 0. Op identieke wijze kan voor een waterstofatoom de formele lading nul worden afgeleid. De formele lading bepaalt mede welke elektronenstructuur waarschijnlijk de stabielste zal worden. In de meeste gevallen zijn alle formele ladingen nul, maar bij sommige moleculen is er geen lewisstructuur te bedenken waar dat het geval is, zoals blijkt uit de lewisstructuur van N_2O_4 (met de formele ladingen in het rood).

Het geheim van het atoom

Stoffen indelen

Inleiding

Op Wikipedia staat: 'Scheikunde of chemie is een natuurwetenschap die zich richt op de studie van samenstelling en bouw van stoffen, de chemische veranderingen die plaatsvinden onder bepaalde omstandigheden, en de wetmatigheden die daaruit te destilleren zijn.' In deze paragraaf gaan we kijken of we op basis van de eigenschappen de stoffen kunnen indelen in verschillende groepen. Uiteraard doen we dat door middel van experimenten.

Past alles in hokjes?

Het lijkt erop dat we grofweg drie verschillende soorten stoffen kunnen onderscheiden, maar pas op: bij elke indeling zijn er gevallen die niet goed passen. Als soortnamen kunnen we op grond van onze proeven de namen *metalen*, *steenachtige stoffen* en *verkolende stoffen* gebruiken.

Komen deze namen ongeveer overeen met wat je zelf dacht? Het is handig als iedereen in een grotere groep dezelfde woorden gebruikt. Gebruik daarom de drie soortnamen die hierboven staan.

De groep die we 'steenachtige stoffen' noemen, wordt door chemici de groep van de zouten genoemd. Deze naam verwijst naar het gewone keukenzout, verreweg de bekendste van alle zouten. Maar ook steenachtige stoffen die niet oplossen houden we in deze groep.

Organisch of niet?

In de negentiende eeuw werden stoffen die afkomstig waren van planten of dieren, van organismen dus, **organische stoffen** genoemd. Men veronderstelde dat deze stoffen wezenlijk verschillend waren van de niet-organische, de **anorganische stoffen**. Zo

zouden organische stoffen alleen door organismen gemaakt kunnen worden en zeker niet door middel van een chemische reactie uit anorganische stoffen. Er zou een aparte scheikunde voor organische stoffen nodig zijn, organische scheikunde.

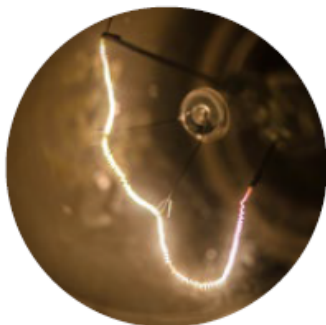
Het bleek niet zo te zijn, de regels van de scheikunde gingen ook op voor organische stoffen. Toch kom je de aanduidingen organische en anorganische scheikunde nog veel tegen. Een kenmerk van organische stoffen is dat ze allemaal het element koolstof bevatten en dat ze bij verhitten kunnen verkolen. Voor de scheikunde die zich speciaal met deze stoffen bezighoudt, is de aanduiding **koolstofchemie** beter. Een uitzondering vormt hier dan weer kalk en marmer, beide met de formule CaCO_3 . Ze zijn zeker steenachtig, dus zouten, maar bevatten wel koolstof.

De groep verkolende stoffen is een onderdeel van een grotere groep stoffen. Eigenlijk is dit de restgroep, stoffen die niet tot de metalen of de zouten behoren. Deze restgroep wordt vaak met de naam **moleculaire stoffen** aangeduid. Onder de restgroep vallen alle niet-metalen en alle niet-zouten; ook vrijwel alle stoffen die bij kamertemperatuur niet vast zijn, bijvoorbeeld water en alcohol, en gassen als zuurstof, stikstof en chloor behoren er toe. De restgroep, de moleculaire stoffen, vormen verreweg de grootste groep.

Het geheim van het atoom

Stroomgeleiding

Inleiding



Elektriciteit... Elke dag hebben we ermee te maken! Je komt de kamer binnen, je drukt op een schakelaar en het licht gaat aan. Je drukt op een knop en de radio speelt. Elektriciteit is overal: niet alleen thuis, maar ook op school, in kantoren, fabrieken en buiten op straat. Overal maken we gebruik van apparaten en machines die alleen maar met elektriciteit kunnen werken. Elektriciteit is voor ons heel gewoon. Het is overal. Maar dat is niet altijd zo geweest. Elektriciteit heeft, toen men ontdekte hoe je het kunt gebruiken, grote veranderingen gebracht in het dagelijks leven van de mens. In een eeuw is er meer veranderd dan in alle eeuwen daarvoor. Thomas Edison slaagde er in 1879 als eerste in om een bruikbare

gloeilamp te maken. In de jaren daarna volgde de ene uitvinding na de andere. Overal in de wereld hielden geleerden en uitvinders zich bezig met elektriciteit. Ze deden proeven, ontdekten nieuwe dingen en vonden allerlei mogelijkheden uit om elektriciteit te gebruiken.

Stroomkring

Aan een stroomkring zitten altijd twee aansluitpunten. Kijk maar naar een stopcontact en naar een batterij. Ze dienen voor de aanvoer en de afvoer van de stroom. De aan- en afvoer moeten met elkaar verbonden worden als we iets willen merken van de stroom. Dat noemen we een stroomkring. In een stroomkring kan een lamp zitten. De stroomkring moet altijd gesloten zijn, anders brandt de lamp niet. Elektriciteit moet kunnen rondgaan of rondstromen. Van de aanvoer naar de afvoer. Vandaar de naam stroom. Zijn er naast metalen ook nog andere stoffen die elektrische stroom kunnen geleiden? En waarom? Ook op deze vragen proberen we een antwoord te krijgen.

Gesmolten zout!

Bekijk hieronder het filmpje "Scheikunde - demonstratieproef - Geleiding in vloeibaar zout" door Jan Willem Eckhardt.

Het lijkt misschien vreemd, maar glas is ook een zout. Het wordt gemaakt door zilverzand (SiO_2) samen te smelten met soda of kalksteen en soms ook nog metaaloxiden zoals lood(II)oxide (in het laatste geval krijg je kristal). Dus als je het klaarspeelt om glas of gesmolten zout te smelten kun je kijken of het de stroom geleidt.

Elektrolyten en stroom

Elektrolyten zijn chemische verbindingen die in een oplossing of in gesmolten toestand de elektrische stroom geleiden. We gaan onderzoeken welke deeltjes verantwoordelijk zijn voor de stroomgeleiding in een gesmolten of opgeloste elektrolyt.

Ionen

De onderzoeken *Stroomgeleiding door vloeistoffen* en *Wat doet stroom met een kopersulfaatoplossing?* maken het aannemelijk dat in de kopersulfaatoplossing twee componenten aanwezig zijn die elk een eigen kant opgaan als er een plus- en een minpool in de oplossing gestoken worden. Het ligt voor de hand om aan te nemen dat die twee delen respectievelijk positief en negatief geladen zijn, juist omdat ze allebei hun eigen kant opgaan zodra de spanning wordt aangesloten. Die twee componenten van kopersulfaat kunnen blijkbaar los van elkaar hun gang gaan. Ze zijn onafhankelijk, autonoom.

In alle oplossingen van elektrolyten blijken zulke autonome plus en min geladen componenten voor te komen. We noemen ze **ionen**. De naam ion is afgeleid uit het Grieks en betekent 'gaande', iets wat ergens heen gaat. Het woord ionen zou je kunnen vertalen als: reizigers. Die naam krijgen de twee delen omdat ze gaan bewegen zodra een plus- en een minpool in de oplossing worden gebracht.

We weten ook dat deze delen elk elektrisch geladen zijn, de ene positief en de andere negatief, doordat ze elk op weg gaan naar een bepaalde pool, de ene naar de positieve pool, de andere naar de negatieve. Deze delen kunnen ook onafhankelijk van elkaar reageren. Omdat alle materie uit atomen en moleculen bestaat, moeten die ionen ook bestaan uit deeltjes. Ionen zijn dus atomen en/of moleculen met een elektrische lading.

In het kort

Je kunt stoffen indelen in 3 groepen: *metalen*, *moleculaire stoffen* en *zouten*.

- Zouten en metalen hebben hoge smeltpunten en moleculaire stoffen lage smeltpunten. Metalen zijn goede stroomgeleiders, zijn hard en niet bros. Zouten zijn hard en wel bros.
- Moleculaire stoffen zijn niet hard en soms bros.
- Oplossingen van zouten en zuren in water geleiden stroom. Deze stoffen heten *elektrolyten*.
- Zouten zijn opgebouwd uit positief en negatief geladen deeltjes, die we *ionen* noemen.

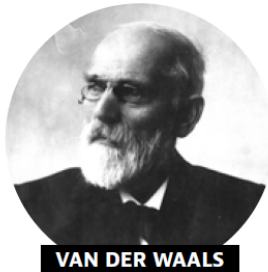
Het geheim van het atoom

Roosters en roostereigenschappen

Inleiding

Een kristalrooster is een regelmatige rangschikking van deeltjes. Deze deeltjes kunnen niet-metaalaten, metaalaten, moleculen en ionen zijn. Men spreekt respectievelijk van een atoomrooster, metaalrooster, molecuulrooster en ionrooster. Deze roostertypen hebben zeer uiteenlopende kenmerken en komen eigenlijk alleen overeen wat betreft de regelmatige rangschikking der deeltjes. Omdat de roostertypen zo verschillend zijn, zullen we ze afzonderlijk bespreken.

Molecuulrooster



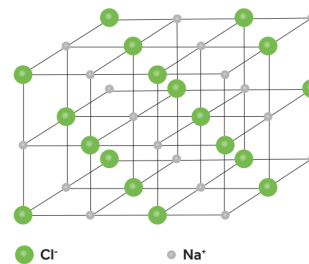
Een **molecuulrooster** is een regelmatige rangschikking van moleculen. Het rooster wordt bijgehouden door de vanderwaalsbinding, vernoemd naar de beroemde Nederlandse natuurkundige Johannes Diderik van der Waals (1837-1923). Vanderwaalsbindingen zijn aantrekkingskrachten tussen moleculen, ook wel aangeduid met intermoleculaire krachten. Deze krachten hangen af van de massa van de moleculen. Hoe groter de molecuulmassa, des te groter is de vanderwaalsbinding tussen de moleculen. Het kookpunt van een stof geeft directe informatie over de grootte van de vanderwaalsbinding: bij het kookpunt worden deze

verbroken.

Ionrooster

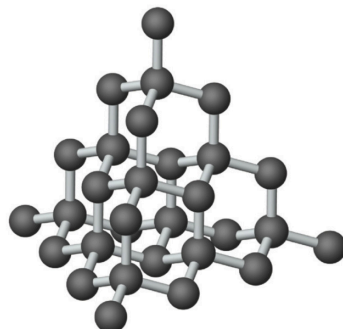
Een **ionrooster** is een regelmatige rangschikking van positieve en negatieve ionen. Omdat positieve ionen elkaar afstoten, zal er een ordening ontstaan waarbij deze zo ver mogelijk van elkaar verwijderd zijn. Hetzelfde geldt voor de negatieve ionen. Zo ontstaat er een rooster waarbij de positieve en negatieve ionen elkaar afwisselen. Tussen een positief en negatief ion is er geen afstoting, maar is er juist sprake van aantreking. Deze elektrostatische kracht noemt men de **ionbinding**. In vergelijking met de in het algemeen vrij zwakke vanderwaalsbinding zijn ionbindingen erg sterk.

Hieronder staat het ionrooster van natriumchloride (keukenzout). Het is opgebouwd uit positief geladen natriumionen en negatief geladen chloride-ionen.



Atoomrooster

Atoomroosters zijn vrij zeldzaam. Het bekendste voorbeeld is diamant. In deze stof zijn de koolstofatomen met elkaar verbonden via atoombindingen.



Metaalrooster

Een **metaalrooster** lijkt in de verste verten niet op een atoomrooster en laat zich ook niet zo makkelijk beschrijven. Dit heeft te maken met het feit dat er in een metaal vrije valentie-elektronen voorkomen. Dit zijn de los gebonden elektronen in de buitenste schil. Deze elektronen kunnen zich vrij verplaatsen over het gehele metaalrooster. Dit verklaart ook de stroomgeleiding in metalen. Het zijn dus de valentie-elektronen die zich verplaatsen, als er een elektrische stroom loopt door een stroomdraadje. Daarom wordt een metaalrooster het beste omschreven als een regelmatige rangschikking van positief geladen atoomresten bijeengehouden door de los gebonden valentie-elektronen. De valentie-elektronen bewegen zich daar vrij tussendoor. De gemeenschappelijke kenmerken van metalen zijn:

- Ze hebben meestal een glimmend uiterlijk;
- Ze zijn mede door de bewegelijke valentie-elektronen gemakkelijk te vervormen door smeden en walsen;
- Ze hebben meestal een hoog smeltpunt (met uitzondering van kwik zijn alle metalen vaste stoffen bij kamertemperatuur);
- Ze zijn goede geleiders van warmte en elektriciteit.

Roosterfouten en legeringen

Een perfect zuiver metaal is opgebouwd uit atomen die op een regelmatige en symmetrische manier zijn geordend tot een kristalrooster. Als de opbouw van het kristalrooster onregelmatigheden vertoont, spreekt men van **roosterfouten** (ook wel dislocaties). Fouten in de ordening van het kristal kunnen ontstaan door bijvoorbeeld een vacature (er is op deze roosterplek een atoom afwezig) of een vreemd atoom op een roosterplaats.

De metallurgie is wetenschap die zich bezighoudt met de studie van de natuurkundige en scheikundige gedragingen van de metalen en hun mengsels, de **legeringen**. Een metallurg bestudeert de samenstelling van metalen en metaalmengsels op microniveau en welke invloed dit heeft op de eigenschappen zoals:

- de mechanische eigenschappen (zoals de treksterkte)
- de corrosiebestendigheid (zoals bij roestvast staal)
- de elektrische eigenschappen (zoals de geleidbaarheid van aluminium en koper)

Bij het maken van legeringen maakt men op een handige manier gebruik van roosterfouten. Bekende voorbeelden van legeringen zijn:

- brons (koper en tin)
- messing (koper en zink)
- roestvast staal (ijzer en chroom, nikkel en/of mangaan, molybdeen, vanadium, titanium)

In sommige legeringen komen ook niet-metalen voor. Zo wordt bijvoorbeeld de slijtvastheid van ijzer verbeterd door koolstof toe te voegen, hetgeen vanzelf gebeurt in de productie van gietijzer en staal. Gegevens van legeringen staan in BINAS tabel 9.

Waarom legeren?

Zuivere metalen, zoals weekijzer, worden zelden op grote schaal toegepast omdat ze voor veel doeleinden doorgaans niet de gewenste eigenschappen hebben. Een legering heeft betere eigenschappen dan de twee afzonderlijke metalen. Staal bijvoorbeeld bestaat uit ijzer en koolstof en is veel sterker dan zuiver ijzer. Om het staal beter bestand te maken tegen corrosie – dus roest – kan er chroom bij gelegeerd worden. Dat zou het weer veel te bros maken, dus wordt nikkel toegevoegd. Zo ontstaat roestvast staal. In

zeewater of in zwembaden, zal chloor ook dit roestvast staal corroderen. Daarom wordt molybdeen bij gelegeerd. Omdat de koolstof nog een bron van corrosie vormt, wordt titanium bij gelegeerd om dit te binden.

Waarom zijn legeringen vaak sterker?

De eigenschappen op macroniveau hebben ook hier weer te maken met de structuurkenmerken op microniveau. In een legering worden de holten die aanwezig zijn in het zogeheten *gastrooster* opgevuld door atomen van een of meerdere legeringselementen. Het gastrooster is doorgaans een metaalrooster van een overgangsmetaal, zoals ijzer. De opvulling van deze holten in het gastrooster heeft meestal een grote invloed op de mechanische eigenschappen van een metaal, zoals een hogere hardheid.

Het geheim van het atoom

Zoutformules

Enkelvoudige ionen

Zouten bestaan uit positief en negatief geladen ionen. Keukenzout bestaat uit natriumionen en chloride- ionen. Het natriumion heeft een 1+ lading en wordt weergegeven met de notatie Na^+ . Het chloride-ion heeft een 1- lading en wordt genoteerd met Cl^- . Deze ladingen heffen elkaar op, dus keukenzout als geheel is ladingsneutraal. Dit geldt voor alle zouten. De grootte van de ionlading heet elektrovalentie. Verder zijn metaalionen altijd positief geladen en niet-metaalionen altijd negatief geladen. De formules van de meest voorkomende ionsoorten vind je in BINAS tabel 45A.

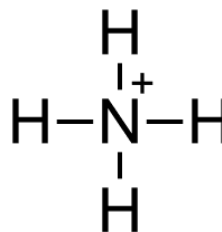
Overgangsmetaalionen

Bij de overgangsmetalen (groep 3 t/m 12) komen vaak verschillende elektrovalenties naast elkaar voor. Dit is bijvoorbeeld het geval bij ijzer. Naast Fe^{2+} vinden we ook Fe^{3+} . In de systematische naamgeving wordt dit weergegeven met Romeinse cijfers. We spreken over een ijzer(II)ion en ijzer(III)ion. In een aantal gevallen kun je ook het periodiek systeem van Mendelejev gebruiken om de lading van een bepaalde ionsoort uit af te leiden.

Samengestelde ionen

Naast de enkelvoudige ionen komen er in de natuur ook samengestelde ionen voor. Een voorbeeld hiervan is het ammoniumion, dat onder meer voorkomt in kunstmest. Dit ion is opgebouwd uit één stikstofatoom en vier waterstofatomen en is 1+ geladen.

Het ammoniumion moet opgevat worden als één deeltje: elk waterstofatoom is aan het stikstofatoom gebonden via een atoombinding. De formule van het ammoniumion wordt genoteerd als NH_4^+ . Let dus altijd goed op bij het noteren van ionformules: aantallen onder en ladingen boven! Ook de formules en ladingen van de meest voorkomende samengestelde ionen zijn te vinden in BINAS tabel 45A. Daarnaast kun je in BINAS tabel 66B ook de namen van deze ionen opzoeken. Maak goed gebruik van deze tabellen!



Verhoudingsformules van zouten

Zouten zijn elektrisch neutraal. Hoe noteer je op de juiste wijze de formule van een zout? Voor natriumchloride is dit niet moeilijk, want de ladingen van het natriumion en chloride-ion zijn even groot en tegengesteld: ze heffen elkaar op. De verhoudingsformule wordt genoteerd met Na^+Cl^- .

Zijn deze ladingen niet even groot dan vind je dit terug in de verhoudingsformule. Calciumchloride heeft $2+$ geladen calciumionen en $1-$ geladen chloride-ionen. Om een $2+$ lading te 'compenseren' is er twee keer een $1-$ lading nodig: de verhoudingsformule van calciumchloride wordt $\text{Ca}^{2+}\text{Cl}^-_2$.

De vaste stof calciumchloride mag ook genoteerd worden zonder ladingen, dus als $\text{CaCl}_2(\text{s})$.

Overzicht veelvoorkomende ionsoorten

Hieronder en hiernaast staat een overzicht van de veel voorkomende ionsoorten.

Leer ze uit je hoofd, het zal je van pas komen!

Let ook op de subtiele verschillen, bijvoorbeeld sulfide (S^{2-}), sulfiet (SO_3^{2-}) en sulfaat (SO_4^{2-}).

Ezelsbuggetjes bij het leren

Metaalionen in groep 1 zijn altijd $1+$ en in groep 2 altijd $2+$. De niet-metaalionen in groep 17 zijn altijd $1-$ en in groep 16 altijd $2-$. KNaAg is altijd $1+$ en de meeste andere metaalionen zijn $2+$.

Bij de negatieve ionen is '*ide*' altijd zonder zuurstof (bijvoorbeeld: sulfide S^{2-}) en '*iet*' altijd ietsje minder (één O-tje) dan '*aat*' (bijvoorbeeld: sulfiet (SO_3^{2-}) en sulfaat (SO_4^{2-}))

Overzicht veelvoorkomende ionsoorten

Negatieve enkelvoudige ionen	Formule
Chloride	Cl^-
Bromide	Br^-
Jodide	I^-
Fluoride	F^-
Sulfide	S^{2-}
Oxide	O^{2-}

Positieve enkelvoudige ionen	Formule
Zilver	Ag^+
Aluminium	Al^{3+}
Goud (I)	Au^+
Goud (III)	Au^{3+}
Barium	Ba^{2+}
Calcium	Ca^{2+}
Koper	Cu^{2+}
IJzer (II)	Fe^{2+}
IJzer (III)	Fe^{3+}
Kwik (I)	Hg^+
Kwik (II)	Hg^{2+}
Kalium	K^+
Lithium	Li^+
Magnesium	Mg^{2+}
Natrium	Na^+
Lood (II)	Pb^{2+}
Lood (IV)	Pb^{4+}
Tin (I)	Sn^{2+}
Tin (IV)	Sn^{4+}
Uraan (III)	U^{3+}
Uraan (VI)	U^{6+}
Zink	Zn^{2+}

Samengestelde ionen	Formule
Ammonium	NH_4^+
Hydroxide	OH^-
Sulfaat	SO_4^{2-}
Sulfiet	SO_3^{2-}
Thiosulfaat	$\text{S}_2\text{O}_3^{2-}$
Waterstofcarbonaat	HCO_3^-
Carbonaat	CO_3^{2-}
Nitraat	NO_3^-
Nitriet	NO_2^-
Diwaterstoffosfaat	H_2PO_4^-
Monowaterstoffosfaat	HPO_4^{2-}
Fosfaat	PO_4^{3-}
Acetaat (ethanoaat)	CH_3COO^-
Waterstofoxalaat	HC_2O_4^-
Oxalaat	$\text{C}_2\text{O}_4^{2-}$
Chromaat	CrO_4^{2-}
Dichromaat	$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$
Permanganaat	MnO_4^-

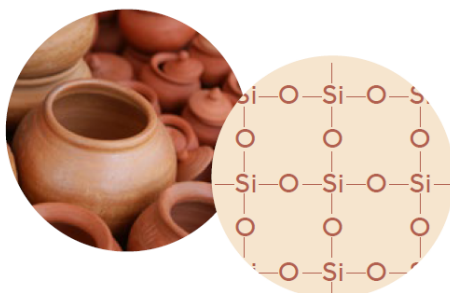
Het geheim van het atoom

Keramische materialen

Keramik

Keramik kan worden omschreven als een materiaal dat wordt gevormd door verhitting van minimaal twee verschillende materialen, meestal in een oven. Het woord komt van het Griekse *keramos*, wat drinkvat of aardewerkvat betekent. Het wordt voornamelijk gebruikt voor het aanduiden van voorwerpen die van gebakken klei zijn gemaakt.

Traditioneel zijn keramieken dan ook op klei (silicaten) gebaseerd. Keramik als aardewerk wordt gebakken van klei bij een temperatuur van 800-1100°C. Andere voorbeelden van keramik zijn steengoed en porselein.



Er zijn twee verschillende typen keramik:

- *Ionaire keramiek*: een verbinding van een metaal en een niet-metaal, bijvoorbeeld keukenzout, mangaanoxide, zirconiumdioxide. De ionen stapelen zich zo dicht mogelijk op.
- *Covalente keramiek*: Een verbinding van twee niet-metalen, zoals siliciumdioxide, diamant. De moleculen stapelen zich als kettingen, bladvormige structuren of tetraëdrisch.

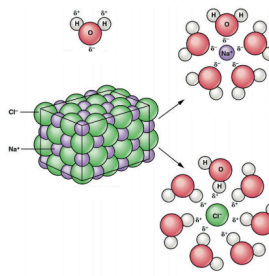
Keramische materialen worden gebruikt vanwege zeer goede mechanische eigenschappen. Zo zijn het zeer harde stoffen, erg slijtvast, hittebestendig, niet elektrisch en thermisch geleidend en niet-magnetisch. Een nadeel van keramiek is de breekbaarheid. Door de brosheid zal het materiaal snel bezwijken door het ontstaan van scheuren.

Het geheim van het atoom

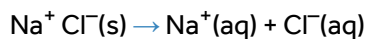
Zouten in water

Oplossen van zouten

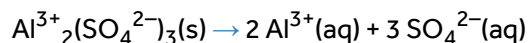
We hebben gezien dat zouten in vaste toestand (s) geen elektrische stroom geleiden. In gesmolten (l) en opgeloste toestand (aq) echter wel. Dit heeft natuurlijk te maken met de bewegelijkheid van de deeltjes. In vaste toestand kunnen de ionen zich niet verplaatsen en in gesmolten of opgeloste toestand wel. Bij het oplossen van een zout in water wordt het ionrooster afgebroken en komen de ionen los van elkaar en worden omgeven door een zogeheten watermantel.



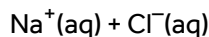
We zeggen ook wel dat het zout 'splitst in ionen' of 'de ionen worden gehydrateerd'. De oplosvergelijking van natriumchloride wordt genoteerd als:



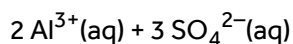
En de oplosvergelijking van aluminiumsulfaat als:



Een oplossing van natriumchloride noteer je als:



Evenzo voor een oplossing van aluminiumsulfaat:



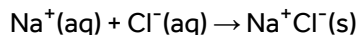
Triviale namen en oplossingen

Sommige oplossingen hebben triviale namen, deze kun je opzoeken in BINAS tabel 66A. Voorbeelden zijn natronloog (een oplossing van natriumhydroxide), kaliloog (een oplossing van kaliumhydroxide), barietwater (een oplossing van bariumhydroxide) en kalkwater (een oplossing van calciumhydroxide).

Let op: niet alle zouten lossen goed op in water, zo lost bijvoorbeeld zilverchloride slecht op. In BINAS tabel 45A staan gegevens over de oplosbaarheid van zouten.

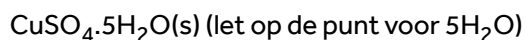
Indampen

Als je een natriumchlorideoplossing lang laat staan, zal het water verdampen en vast natriumchloride overblijven. De vergelijking voor het indampen van een natriumchlorideoplossing wordt:



Hydraten

Sommige zouten nemen watermoleculen op in hun kristalrooster. Deze stoffen heten **hydraten**. Een bekend voorbeeld hiervan is blauw kopersulfaat. De chemische naam van deze stof is koper(II)sulfaatpentahydraat en de formule wordt genoteerd als:



Het geheim van het atoom

Neerslagreacties

Inleiding

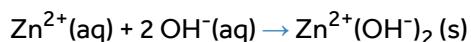
Neerslagreacties worden bijvoorbeeld toegepast om ongewenste ionsoorten te verwijderen uit een zoutoplossing. Deze kunnen verwijderd worden door een andere zoutoplossing toe te voegen, waardoor er een slecht oplosbaar zout ontstaat in de vorm van een suspensie. Door de ontstane suspensie te filtreren, wordt de neerslag uit de suspensie gehaald. Een neerslagreactie begint met het samenvoegen van minstens twee zouten. Deze zouten moeten opgelost zijn in water. In de onderzoeken zien we hoe dit in zijn werk gaat.

Het opstellen van een neerslagvergelijking

Wanneer twee zoutoplossingen bij elkaar worden gevoegd kan er een slecht oplosbare combinatie ontstaan. Bij het samenvoegen van bijvoorbeeld oplossingen van natriumhydroxide en zinknitraat ontstaat er een wit neerslag van zinkhydroxide. Zinkhydroxide is volgens BINAS tabel 45A namelijk een slecht oplosbaar zout. Dit kun je controleren met behulp van de '*mini-oplosbaarheidstabel*':

BINASTABEL 45A	OH⁻	NO₃⁻
Na ⁺	g	g
Zn ²⁺	s	g

De verhoudingsformule van vast zinkhydroxide is Zn²⁺(OH⁻)₂. Bij de vorming van de neerslag reageren er dus twee hydroxide-ionen met één zinkion. De reactievergelijking wordt dus:



De *tribune-ionen* zijn: Na⁺ (aq) en NO₃⁻ (aq).

Superslurpers

Lekker luieren?

Inleiding

Wegwerpluiers zijn niet meer weg te denken uit het dagelijks leven. Vroeger werden luiers gemaakt van katoen, die moesten steeds gewassen worden. Als een baby een plas deed, werd ook aan de buitenkant van de luiers alles nat. Natte luiers moeten snel vervangen worden om te voorkomen dat de baby huiduitslag krijgt.



Vanaf de jaren vijftig zijn er steeds nieuwe ontwikkelingen geweest op het gebied van luiers. Zo werden er plastic luiers gebruikt om de buitenkant droog te houden. In de jaren tachtig werd er een superabsorberende stof aan de luiers toegevoegd, deze stof noemen we de 'superslurper'. Deze module gaat over deze stof. De superslurper zorgde ervoor dat de luiers nog maar de helft van het gewicht van hun voorgangers hadden, terwijl ze méér vocht konden opnemen. De luiers die we tegenwoordig gebruiken lijken nog steeds grotendeels op deze wegwerpluier die in de jaren tachtig bedacht is.

Materiaalkunde

Materiaalkunde is een interdisciplinair natuurwetenschappelijk vakgebied dat zich bezighoudt met het verband tussen de samenstelling en structuur van materialen aan de ene kant en hun eigenschappen aan de andere kant. In het verlengde daarvan houdt de materiaalkunde zich bezig met het ontwikkelen van nieuwe materialen, zoals een superslurper.

Materiaalkunde bestaat uit een theoretisch en een praktisch deel. De theoretische materiaalkunde houdt zich bezig met de relatie tussen de structuurkenmerken van een materiaal en de eigenschappen die daaruit voortvloeien, terwijl de praktische kant deze kennis toepast door de structuur van materialen zodanig aan te passen dat er een materiaal ontworpen wordt met gewenste eigenschappen.

In het geval van de superslurper gaat het om de relatie van de structuurkenmerken op microniveau met het grote vochtopnemend vermogen op macroniveau.

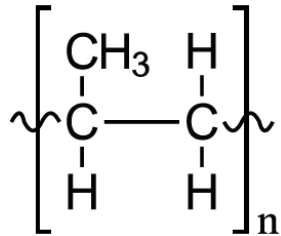
Welke stoffen kunnen veel vocht opnemen?

In het onderzoek *Structuureigenschappen van de superslurper* gaan we kijken naar het wateropnemend vermogen van de superslurper en vergelijken deze met twee andere stoffen: het zout natriumacetaat en de plasticsoort polypropreen (ook wel afgekort tot PP).

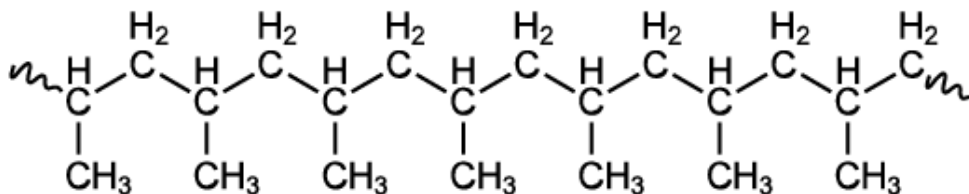
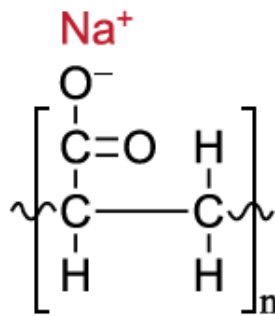
Voordat we dit doen gaan we eerst kijken naar de structuureigenschappen van deze drie stoffen. Natriumacetaat is, zoals je weet, een zout. De formule is $\text{Na}^+\text{CH}_3\text{COO}^-(s)$.

Polypropreen is een **macromolecuul** en bestaat uit een heel lange keten van koolstof- en waterstofatomen. Het molecuul heeft een **repeterende eenheid**. Dit kun je zien als een grote hoeveelheid kopietjes uit een kopieerapparaat die aan elkaar vast zitten geniet. Hoe dit soort grote moleculen kan ontstaan wordt pas later uitgelegd in module 7.

Hieronder staat de structuurformule van de repeterende eenheid van polypropreen, die meestal tussen haken wordt gezet. De 'n' is doorgaans een getal in de orde van enkele honderden tot duizenden repeterende eenheden.



De chemische naam van de superslurper is natriumpolyacrylaat. Deze stof is net als polypropeen een macromolecuul. Hieronder staat de repeterende eenheid van natriumpolyacrylaat.



ruimtelijke structuur van polypropeen

Superslurpers

Elektronegativiteit

Inleiding

Je hebt gemerkt dat de superslurper bijzonder veel water kan opnemen en bij elkaar blijft als er water opgenomen is. Natriumacetaat en polypropeen hebben allebei slechts één helft van deze eigenschappen. Het polypropeen valt niet uit elkaar, maar is niet in staat om water op te nemen. Natriumacetaat kan wel water opnemen, maar valt daarbij uit elkaar: de stof lost op in het water, zoals veel zouten doen. Om het verschil in vochttopnemend vermogen en mengbaarheid met water te verklaren gaan we de structuur van stoffen eens nader onder de loep nemen. Hiervoor hebben we het begrip elektronegativiteit nodig.

Elektronegativiteit

Elektronegativiteit is de maat voor de aantrekkingskracht van een atoomsoort op het gemeenschappelijk elektronenpaar. Deze aantrekkingskracht wordt veroorzaakt doordat de positieve kern van een atoomsoort de tegengestelde lading van de elektronen aantrekt. Elektronegativiteit wordt weergegeven met een getal tussen 0,8 en 4,1. Hoe groter het getal, hoe hoger de aantrekkingskracht.

In het onderzoek *Elektronegativiteit en kookpunt* gaan we ons richten op de invloed van de elektronegativiteit op het kookpunt van een stof. Het kookpunt van een stof geeft informatie over de intermoleculaire krachten. Tot dusver hebben we geleerd dat deze afhangt van de molecuulmassa. Hoe groter de molecuulmassa, des te groter de vanderwaalsbinding.

Superslurpers

De polaire atoombinding

Inleiding

Uit het onderzoek *Elektronegativiteit en kookpunt* van de paragraaf *Elektronegativiteit* gebleken dat het verschil in elektronegativiteit van atomen invloed heeft op het kookpunt van een stof. Met behulp van het verschil in elektronegativiteit zijn er drie soorten atoombindingen te onderscheiden.

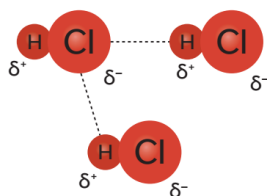
De apolaire atoombinding

Wanneer twee atomen met een verschil in elektronegativiteit kleiner dan 0,5 een binding aangaan zullen zij ongeveer even hard aan het gemeenschappelijk elektronenpaar trekken, zodat het gemeenschappelijke elektronenpaar zich precies tussen de twee atomen bevindt.

Er ontstaat een **apolaire atoombinding**, die we ook wel een **covalente atoombinding** noemen. Hieronder staat als voorbeeld het twee-atomige molecuul chloor. Beide atomen trekken even hard aan het gemeenschappelijk elektronenpaar (:).

Cl : Cl

Een binding tussen twee atomen van dezelfde soort is altijd apolair want $\Delta EN = 0$.

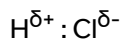


De polaire atoombinding

Als twee verschillende niet-metaalatomen een binding aangaan, zal het gemeenschappelijk elektronenpaar zich iets dichter bij het atoom met de grootste elektronegativiteit bevinden. Hierdoor krijgt dat atoom een beetje extra negatieve lading. Het andere atoom zal daardoor een beetje positief geladen zijn. De grootte van die extra positieve en negatieve lading geven we aan met δ^+ en δ^- , waarbij δ (delta) een getal is tussen 0 en 1. De grootte van δ hangt af van het verschil in elektronegativiteit. Hoe groter het *verschil*, des te groter de δ . We noemen dit ook wel **partiële ladingen**.

De binding die zo ontstaat noemen we een polaire atoombinding. Bij een **polaire atoombinding** ligt het verschil in elektronegativiteit in het algemeen tussen de 0,5 en 1,6. Hieronder staat als voorbeeld het waterstofchloridemolecuul. Het verschil in elektronegativiteit is 1,1. Het chlooratoom trekt harder aan het gemeenschappelijk elektronenpaar dan het waterstofatoom. Daardoor is het chlooratoom een beetje negatief geladen en het waterstofatoom een beetje positief geladen. Door de

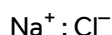
aanwezigheid van een polaire atoombinding ontstaan er binnen dit molecuul twee polen, een negatieve en een positieve. Daarom wordt dit molecuul een **dipoolmolecuul** of kortweg dipool genoemd.



De ionbinding

Als een metaalatom en een niet-metaalatom een binding aangaan, is het verschil in elektronegativiteit zo groot dat er geen sprake meer is van een ladingsverschuiving maar van een ladingsoverdracht. Er is geen gemeenschappelijk elektronenpaar meer, maar er ontstaan geladen deeltjes die we al kennen: ionen.

In het onderzoek *Elektronegativiteit en het periodiek systeem* heb je gezien dat metalen een kleine en niet-metalen een grote elektronegativiteit hebben. Het verschil in elektronegativiteit tussen een metaal en een niet-metaal zal dus groot zijn. Bij een groot verschil in elektronegativiteit (meestal groter dan 1,6) ontstaat dus geen polaire atoombinding, maar een **ionbinding**. Zoals we al weten zijn metaalionen positief geladen en niet-metaalionen negatief geladen. Als voorbeeld nemen we natriumchloride. Het verschil in elektronegativiteit tussen natrium en chloor is $3,2 - 0,9 = 2,3$. Het chlooratoom neemt met zijn veel grotere elektronegativiteit een elektron van het natriumatom af. Op deze wijze ontstaat er een positief geladen Na^+ -ion en een negatief geladen Cl^- -ion.

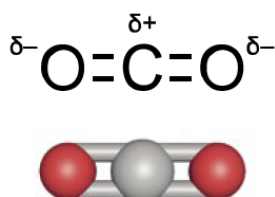


Dipoolmoleculen

Als een molecuul uit meer dan twee atomen bestaat, speelt ook de ruimtelijke structuur een rol. Een dipoolmolecuul moet dan aan twee voorwaarden voldoen: z binnen het molecuul moet een verschil in elektronegativiteit van $0,5 - 1,6$ zijn; z de ladingscentra zijn gescheiden.

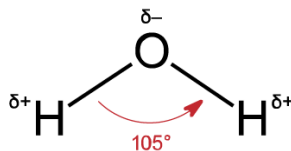
Voorbeeld 1

Het verschil in elektronegativiteit van koolstof en zuurstof is $3,5 - 2,5 = 1,0$. Koolstofdioxide (CO_2) is een lineair molecuul. Daardoor valt het centrum van de positieve lading samen met het centrum van de negatieve lading. In koolstofdioxide komen dus wel polaire atoombindingen voor, maar het is geen dipoolmolecuul.



Voorbeeld 2

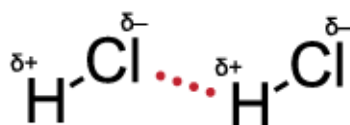
Het verschil in elektronegativiteit van waterstof en zuurstof is 1,4. Water (H_2O) is geen lineair molecuul. Daardoor vallen de ladingscentra niet samen. Het centrum van negatieve lading ligt op het zuurstofatoom en het centrum van positieve lading ligt tussen de twee waterstofatomen. In water komen dus polaire atoombindingen voor én de ladingscentra zijn gescheiden. Water is dus wel een dipoolmolecuul. Het heeft een '+ kant' en een '- kant'.



Dipoolmoment en de dipool-dipoolbinding

Of een stof een dipool is of niet wordt aangegeven met het dipoolmoment (zie BINAS TABEL 55). Hoe groter het **dipoolmoment**, des te sterker is de dipool. Stoffen die uit dipoolmoleculen bestaan noemen we polaire stoffen. Is een stof geen dipool, dan noemen we het een apolaire stof.

Bij een polaire stof zal de negatieve pool (δ^-) van het ene molecuul de positieve pool (δ^+) van het andere molecuul aantrekken. Deze **dipool-dipoolbinding** is een extra kracht tussen de moleculen, waardoor de binding tussen de moleculen sterker wordt.



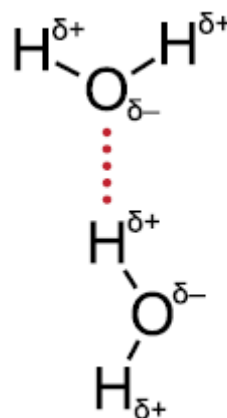
Hierdoor is het smelt- en kookpunt van een polaire stof in het algemeen hoger dan van een apolaire stof. Voor extra uitleg over dipool-dipoolinteractie kun je het filmpje 'De ammoniakfontein' bekijken.

Waterstofbruggen

Niet alleen molecuulmassa en dipoolmoment bepalen het kookpunt. Het kookpunt van water, ammoniak en waterstoffluoride blijkt onverwacht hoog op grond van de molecuulmassa en het dipoolkarakter. In een watermolecuul is er een groot verschil in elektronegativiteit tussen het zuurstofatoom en het waterstofatoom. De binding is dus sterk polair. Het waterstofatoom is bovendien erg klein, de kern wordt niet afgeschermd door een of meerdere elektronen. Daardoor is er sprake van een bijzonder dipoleffect. Er ontstaan sterke elektrostatische bindingen tussen de δ^+ geladen waterstofatomen van het ene watermolecuul en de δ^- geladen zuurstofatomen van een ander watermolecuul. Deze extra binding tussen de watermoleculen noemen we **waterstofbruggen**. Een waterstofbrug in een watermolecuul heeft een sterkte van ongeveer 10% van een gewone atoombinding.

Waterstofbruggen komen ook voor tussen moleculen met NH- en FH-groepen. Waterstofbruggen zijn veel sterker dan vanderwaalsbindingen en hebben een groot effect op de eigenschappen van een stof. Bij het smelten of koken van een stof worden de bindingen tussen moleculen verbroken. Als een molecuul waterstofbruggen kan vormen, is dit een extra kracht die bijvoorbeeld tijdens het koken dient te worden verbroken. Er is dus meer energie voor nodig om de stof te laten koken. Het resultaat is een hoger kookpunt dan je in eerste instantie zou verwachten.

Let op! Een waterstofbrug teken je altijd met een stippellijn.



In het kort

- Elektronegativiteit is de maat voor de aantrekkingskracht van een atoomsoort op het gemeenschappelijk elektronenpaar.
- Bij een klein verschil ($< 0,5$) in elektronegativiteit ontstaat een covalente of apolaire atoombinding. Bij een groot verschil ($0,5 - 1,6$) in elektronegativiteit ontstaat een polaire atoombinding. Bij een heel groot verschil ($\geq 1,7$) ontstaat een ionbinding.
- In een dipoolmolecuul komen één of meer polaire atoombindingen voor en is er sprake van gescheiden ladingscentra.
- Een sterke dipool heeft een groot dipoolmoment. De extra aantrekkingskracht tussen dipoolmoleculen noemen we dipool-dipoolinteractie.
- Een waterstofbrug is een voorbeeld van een intermoleculaire binding: het is een binding die plaatsvindt tussen moleculen. Waterstofbruggen komen alleen voor bij moleculen met O-H-, N-H- of F-H-bindingen. Waterstofbruggen zijn veel sterker dan vanderwaalsbindingen en hebben een groot effect op de eigenschappen van een stof. Bij het smelten of koken van een stof worden de bindingen tussen moleculen verbroken. Als een molecuul waterstofbruggen kan vormen, is dit een extra kracht die bijvoorbeeld tijdens het koken dient te worden verbroken. Er is dus meer energie voor nodig om de stof te laten koken. Het resultaat is een hoger kookpunt dan je in eerste instantie zou verwachten.

Superslurpers

Karakteristieke groepen

Inleiding

We gaan de repeterende eenheid van de superslurper nog eens beter onder de loep nemen. De systematische naam van de superslurper is natriumpolyacrylaat. Je hebt in module 1 geleerd dat alle natriumzouten oplossen in water. Bij de superslurper is dit eigenlijk omgekeerd: het water lost op in de superslurper. De superslurper kan tot wel duizend keer zijn eigen gewicht aan water opnemen. Dat de superslurper niet oplost komt door de netwerkstructuur, die bestaat uit aan elkaar vastgeklonken koolstofketens, ook wel crosslinken genoemd. Het crosslinken van koolstofketens verklaart echter niet het grote vochtopnemend vermogen. Hiervoor is een ander deel van het molecuul verantwoordelijk. Voordat we hierop ingaan behandelen we eerst een stukje koolstofchemie.

Homologe reeksen

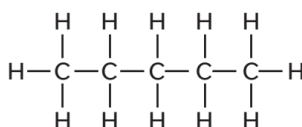
Koolwaterstoffen bevatten de elementen C en H. Een deelverzameling van deze groep stoffen zijn de alkanen. Dit zijn koolwaterstoffen die voldoen aan de algemene formule C_nH_{2n+2} . Daarbij is 'n' een geheel getal en groter dan nul. Een groep stoffen die aan een algemene formule voldoet, noemt men een **homologe reeks**. De namen en formules van de eerste tien alkanen moet je kennen:

formule	naam
CH ₄	methaan
C ₂ H ₆	ethaan
C ₃ H ₈	propaan
C ₄ H ₁₀	butaan
C ₅ H ₁₂	pentaan
C ₆ H ₁₄	hexaan
C ₇ H ₁₆	heptaan
C ₈ H ₁₈	octaan
C ₉ H ₂₀	nonaan
C ₁₀ H ₂₂	decaan

De ruimtelijke structuur van deze alkanen is tetraëdrisch, dat wil zeggen dat alle bindingshoeken ongeveer 109° zijn. Dit is pentaan:



Het maken van ruimtelijke tekeningen levert bij de grotere moleculen steeds meer problemen op. Daarom wordt er meestal gewerkt met structuurformules. Voor de duidelijkheid tekenen we de koolstofketen recht:



Karakteristieke groepen

Aan een koolstofketen kunnen ook andere atomen vastzitten dan alleen maar waterstof. In dat geval spreekt men over een **karakteristieke groep** of **functionele groep**. Een aantal van deze karakteristieke groepen zijn we al tegengekomen, bijvoorbeeld de OH-groep in ethanol. In de superslurper zien we COO⁻-groepen, die vastzitten aan een hoofdketen van koolstofatomen.

Maar er zijn nog veel meer karakteristieke groepen en deze groepen geven weer aanleiding tot de vorming van nieuwe homologe reeksen, waarvan we er een aantal zullen behandelen.

Even belangrijk voor we nu verder gaan....

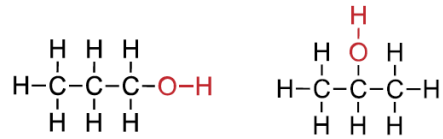
Voordat we verder gaan is het belangrijk om te weten dat we nu nog niet ingaan op de systematische naamgeving. Dit doen we pas in de module *Chemie voor het leven*. Het gaat op dit moment puur en alleen om de relatie tussen *de structuurkenmerken op microniveau en de stoffeigenschappen op macroniveau!*

Alcoholen

Belangrijk om te onthouden: de karakteristieke groep van een alcohol is de OH-groep.

De bekendste alcoholen zijn methanol(CH_3OH) en ethanol ($\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$). Vanaf een koolstofketen met drie C-atomen is het noodzakelijk om aan te geven aan welk C-atoom de OH groep vastzit.

Zo moeten we onderscheid maken tussen propaan-1-ol (links) en propaan-2-ol (rechts).

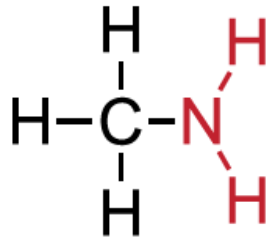


Zoals gezegd gaan we in deze module niet in op de systematische naamgeving. Deze wordt pas in de module *Chemie voor het leven* helemaal uitgelegd en hoef je nu nog niet te kunnen toepassen!

Alkaanamines

Belangrijk om te onthouden: de karakteristieke groep van een alkaanamine is de NH_2 -groep.

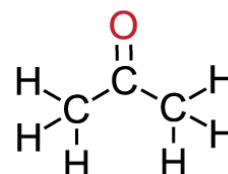
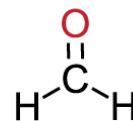
Een voorbeeld van een alkaanamine is methaanamine (CH_3NH_2).



Aldehydes en ketonen

Belangrijk om te onthouden: de karakteristieke groep van de aldehydes en ketonen is de $\text{C}=\text{O}$ -groep.

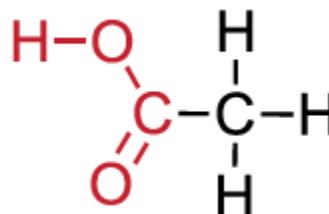
Het koolstofatoom van deze groep maakt deel uit van de totale koolstofketen. Als het koolstofatoom van de $\text{C}=\text{O}$ -groep aan de buitenkant van het molecuul zit, heb je te maken met een aldehyde en als de $\text{C}=\text{O}$ -groep zich niet aan de buitenkant, maar ergens in de rest van de keten bevindt dan is er sprake van een keton. De bekendste aldehyde is methanal ($\text{H}_2\text{C}=\text{O}$), beter bekend als formaldehyde (bovenste). Van de ketonen is dat zonder twijfel propanon, de chemische naam voor aceton (onderste).



Alkaanzuren

Belangrijk om te onthouden: de karakteristieke groep van de alkaanzuren is de COOH -groep.

Het koolstofatoom van deze groep maakt ook hier deel uit van de totale koolstofketen en zit altijd aan de buitenkant van het molecuul. Azijnzuur is de triviale naam voor ethaanzuur en dit alkaanzuur geldt als meest toegepaste alkaanzuur in het huishoudelijk gebruik.



Overzicht van karakteristieke groepen en homologe reeksen

Homologe reeks	Algemene formule	Karakteristieke groep
Alkanen	C_nH_{2n+2}	—
Alkanolen (alcoholen)	$C_nH_{2n+1}OH$	-OH
Alkaanamines	$C_nH_{2n+1}NH_2$	-NH ₂
Alkanalen (aldehydes)	$C_nH_{2n+1}CHO$	-CHO
Alkanonen (ketonen)	$C_nH_{2n+1}^-$ COC_nH_{2n+1}	-C=O
Alkaanzuren	$C_nH_{2n+1}COOH$	-COOH

Superslurpers

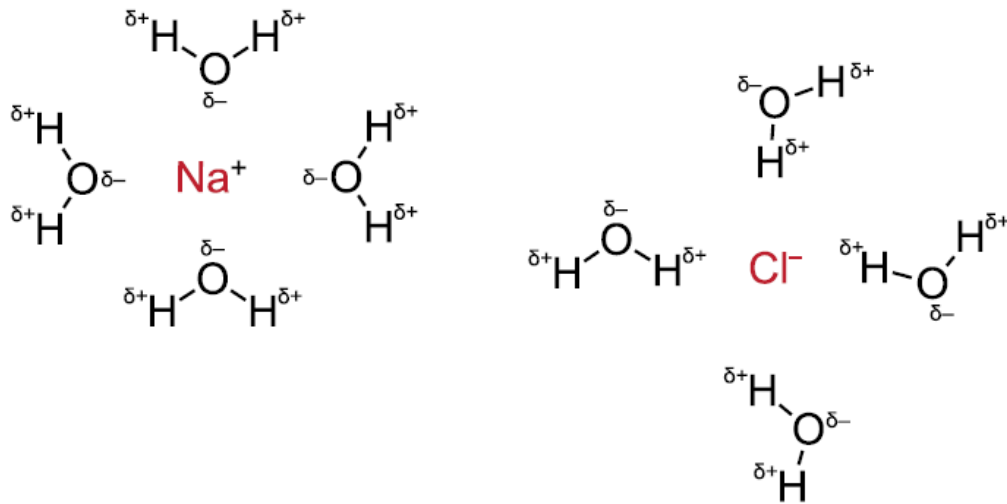
Mengen of niet?

Mengbaarheid

Met de **mengbaarheid** wordt in de scheikunde bedoeld of twee stoffen kunnen mengen om een homogene oplossing te vormen. Meestal gaat het over twee vloeistoffen, maar de term kan ook bij het oplossen van een gas of vaste stof gebruikt worden. Sommige stoffen mengen in alle verhoudingen. Stoffen worden onmengbaar genoemd wanneer ze in een bepaalde verhouding niet één homogene oplossing vormen.

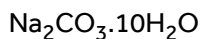
Hydratatie en de ion-dipoolbinding

Bij het oplossen van een zout worden de ionen gehydrateerd, dat wil zeggen 'omringd door watermoleculen'. Hieronder zie je de **hydratatie** van natriumchloride. Positief geladen Na⁺-ionen zijn hierbij omringd door de δ⁻ geladen zuurstofatomen van de watermoleculen. Negatief geladen Cl⁻-ionen zijn omringd door de δ⁺ geladen waterstofatomen van de watermoleculen. Hydratatie is een voorbeeld van **ion-dipoolbinding**. Deze interactie wordt weergegeven *zonder* stippellijn.



Hydraten

Stoffen die water in het kristalrooster ingebouwd hebben, noemen we **hydraten**. Het opnemen van water door een zoutkristal is een vorm van hydratatie. Kristalsoda (natriumcarbonaatdecahydraat) als voorbeeld wordt weergegeven als:

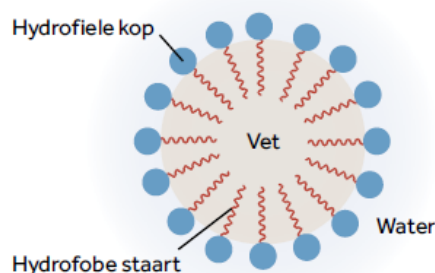


De waswerking van zeep: micellen

Natuurlijke zeep bestaat voor het grootste deel uit natriumstearaat, $\text{Na}^+\text{C}_{17}\text{H}_{35}\text{COO}^-(\text{s})$. Net als elk natriumzout is natriumstearaat oplosbaar in water. Stearaationen vormen in water micellen, zie de afbeelding boven in de volgende kolom. De 'blauwe kop' stelt de geladen COO^- -groep voor, die we ook al bij de superslurper tegenkwamen. De 'rode staart' stelt de langgerekte koolwaterstofketen voor. Zeep heeft een bijzondere eigenschap: het kan zorgen dat water en apolaire stoffen een homogeen mengsel vormen. In een mengsel van water en olie zorgt zeep dat kleine druppeltjes olie blijven zweven in het water. Zo wordt dit vuil makkelijk verwijderd van textiel of huid.

Hydrofiel en hydrofoob

De term **hydrofiel** wil zeggen dat iets 'van water houdt'. Hydrofiele stoffen zijn polair en mengen goed met water. **Hydrofobe** stoffen zijn apolair en mengen niet of zeer slecht met water. Hydrofoob betekent letterlijk 'watervrezend'. De oorzaak van hydrofobie ligt op *microniveau*. Water is een polaire verbinding waardoor water op moleculair niveau bijvoorbeeld via waterstofbruggen wordt aangetrokken tot andere polaire verbindingen. Tussen water en apolaire verbindingen bestaat een dergelijke moleculaire aantrekkingskracht niet en worden de watermoleculen veel sterker aangetrokken tot andere watermoleculen.



Met andere woorden, maar dan op macroniveau: de stoffen mengen niet.

Emulgatoren en oppervlakte-actieve stoffen

Zeep kan er in dat geval voor zorgen dat de stoffen wel 'mengen' en treedt op als *emulgator*. Op deze manier kunnen water en olie een emulsie vormen: twee vloeistoffen die normaal niet goed met elkaar kunnen mengen.

Zeep heet ook wel een *oppervlakte-actieve stof*, omdat het de oppervlaktespanning van water verlaagt, waardoor het water beter in de vezels doordringt bij het wassen.

Wat bak jij ervan?

Inleiding

Waarom chemisch rekenen?

In deze module gaan we chemisch rekenen. In de derde klas heb je als het goed is al geleerd dat bij chemische reacties stoffen reageren en ontstaan volgens vaste massaverhoudingen. Verder heb je gewerkt met de wet van behoud van massa. Vooral in de chemische industrie zijn deze berekeningen van groot belang. Je kunt chemische stoffen niet zomaar bij elkaar gooien en hopen dat alles goed gaat. Eigenlijk is het net als bij het bakken van een taart. Je hebt een recept nodig waarin staat hoeveel van welke ingrediënten je nodig hebt. En verder is het natuurlijk belangrijk hoe je met deze ingrediënten omgaat. Want het bakken van een taart kan nog weleens mislukken. Daarom is de vraag aan jou: wat bak jij ervan? Aan het einde van deze module krijg je hier een antwoord op. Je gaat een overheerlijke *sticky toffee pudding* bakken.

Het recept

Sticky toffee pudding is een typisch Brits dessert. Het bestaat uit een vochtige, sponsachtige cake, gemaakt van een beslag met gepureerde dadels. De sticky toffeesaus gaat over de cake heen. Deze Britse klassieker wordt vaak geserveerd met slagroom en/of vanille-ijs. Het recept is halverwege de twintigste eeuw uitgevonden in het Verenigd Koninkrijk. Het is niet helemaal duidelijk hoe de sticky toffee pudding is ontstaan. Volgens sommigen werd hij voor het eerst in het Sharrow Bay Hotel in het Lake District geserveerd, anderen denken in The Udney Arms Hotel in Aberdeenshire. De zoetste chef-kok van Engeland, James Martin, is geneigd te denken dat het is ontwikkeld door Francis Coulson of Brian Sach, de oorspronkelijke eigenaars van Sharrow Bay, een fantastisch hotel aan de oever van het Ullswatermeer. Hij heeft hun recept iets aangepast en serveert bij de pudding een volle karamelsaus.



Wij hebben beslag kunnen leggen op een geheim recept. Vandaar dat dit recept is 'versleuteld'. In de ingrediëntenlijst zie je een aantal vreemd aandoende hoeveelheden. Deze zul je eerst moeten ontcijferen door middel van chemische berekeningen. In deze module leer je hoe je dat moet doen, stap voor stap, ingrediënt voor ingrediënt... Ieder ingrediënt dat je verdient kun je bijschrijven op je boodschappenlijstje. Je boodschappenlijstje is nu nog helemaal leeg.

Sticky toffee pudding

Ingrediënten voor de pudding

- $7,5 \cdot 10^{-5}$ ton zachte boter
- 0,467 mol donkerbruine basterdsuiker
- 0,047 mol vanillesuiker
- 59 g stroop (eetlepel = 15 mL en $\rho = 1,3 \text{ g cm}^{-3}$)
- $3,32 \cdot 10^{-24}$ mol eieren
- $2,00 \cdot 10^8$ μg zelfrijzend bakmeel
- $3,32 \cdot 10^{-23}$ mol gedroogde dadels, ontpit
- 300,0 g water
- zuiveringszout voor $1,5 \text{ dm}^3 \text{ CO}_2$ ($p = p_0$ en $T = 473 \text{ K}$)

Ingrediënten voor de karamelsaus

- $1,4 \cdot 10^{23}$ moleculen suiker
- 15 massaprocent boter
- 39 g stroop (eetlepel = 15 mL en $\rho = 1,3 \text{ g cm}^{-3}$)
- $1,0 \cdot 10^{-4} \text{ m}^3$ slagroom

Vorbereiding

Pudding en saus kunnen goed van tevoren worden bereid. De pudding kan zelfs worden ingevroren en in de magnetron verwarmd. Laat voor de saus de boter en suiker samen in een steelpan smelten. Voeg de room toe en breng de saus aan de kook. Laat het enkele minuten zachtjes pruttelen tot het de gewenste dikte heeft. Zet koel weg tot gebruik.

Bereiding

Verwarm de oven voor tot 473 K. Vet de bakvorm in met $2,5 \cdot 10^{-5}$ ton boter en bestuif hem met een beetje zelfrijzend bakmeel. Klop de resterende boter, de basterdsuiker en vanillesuiker met een mixer door elkaar. Meng geleidelijk de stroop en de eieren door het botermengsel en blijf kloppen. Zet de mixer op een lage snelheidsstand en meng het zelfrijzend bakmeel erdoor. Zet dan pas de mixer uit. Doe de dadels in een pan, voeg 300,0 g water toe en breng dit aan de kook. Pureer de dadels met het water. Roer deze warme puree direct door het boter-eimengsel en voeg het zuiveringszout toe. Schenk het direct in de voorbereide bakvorm en bak het 40-45 minuten, tot de bovenkant veerkrachtig aanvoelt. Warm de karamelsaus op een lage hittebron weer op. Neem de sticky toffee pudding uit de oven en laat hem afkoelen. Neem hem uit de bakvorm en snijd hem in stukken.

Serveren

Warm de sticky toffee pudding voor het serveren op in de magnetron, of 5 minuten in een op 180°C voorverwarmde oven. Serveer hem met flink veel saus en een bolletje vanille-ijs of slagroom.



Wat bak jij ervan?

Werken met hoeveelheden

Het recept

In het recept staat dat je voor de sticky toffee pudding stroop en water nodig hebt. Alleen: de hoeveelheden zijn gegeven in grammen! Dat is niet handig. Zie je jezelf al stroop afwegen? Je moet de grammen omrekenen naar milliliters of aantal eetlepels (hoeveel mL is een eetlepel?). Daar heb je het begrip **dichtheid** voor nodig.

Dichtheid

In de onderbouwklas heb je geleerd dat de dichtheid een eigenschap van een stof is (en dus niet van een voorwerp). De dichtheid (symbool ρ) geeft aan hoeveel kg er in één m^3 van die stof zit. Zo is de dichtheid van koper $8,9 \cdot 10^3 \text{ kg per m}^3$. Dat wil zeggen: elke m^3 koper heeft een massa van $8,9 \cdot 10^3 \text{ kg}$. De dichtheid heb je nodig om voor de eerste ingrediënten van de sticky toffee pudding de benodigde hoeveelheden om te rekenen.

Hoe kun je de dichtheid van een stof bepalen met een experiment? De dichtheid kun je niet direct aflezen van een meetinstrument. Je moet namelijk twee dingen meten: de massa (symbool m , in kg) en het volume (symbool V , eenheid m^3). De eenheid voor de dichtheid is dus kg per m^3 (kg m^{-3}).

Metten is weten

Hoe nauwkeuriger je meet, des te meer je weet. In de natuurwetenschappelijke vakken maken we er een gewoonte van om de waarden van gemeten grootheden zo op te schrijven dat je aan het resultaat meteen kan zien hoe nauwkeurig er gemeten is. Nauwkeurigheid wordt uitgedrukt in het aantal cijfers in een meetwaarde. Bijvoorbeeld, als leerling P een stroomsterkte opschrijft van 2,1 A en leerling Q een stroomsterkte van 2,103 A, dan kun je in één oogopslag zien dat leerling Q een nauwkeurigere waarde heeft: deze waarde bevat meer significante cijfers. Het kan zijn dat leerling P heel slordig gemeten heeft, maar het is ook mogelijk dat leerling Q een veel nauwkeuriger instrument heeft gebruikt. *Let op:* De nauwkeurigheid van een meting leid je dus af uit het aantal significante cijfers.

Het aantal significante cijfers van een meetwaarde is het aantal cijfers zonder op de komma te letten. Nullen aan het begin van een getal tellen niet mee. Dus het getal 0,0000021 bevat slechts twee significante cijfers. Significantie geeft aan 'wat je zeker weet' en 'wat je moet schatten'. Wanneer je bijvoorbeeld 80,0 mL water afmeet in een maatcilinder van 100,0 mL weet je zeker dat je ongeveer 80,0 mL water hebt; de eerste decimaal achter de komma moet je schatten. De significantie is dus 3.

Significante cijfers

Getallen die iets zeggen over de nauwkeurigheid van een meting noemen we [significante cijfers]. Als je op een gewone weegschaal staat, kun je jezelf tot op de kilo nauwkeurig wegen. De weegschaal geeft bijvoorbeeld 68 kg aan. Deze meetwaarde heeft twee significante cijfers. Een digitale weegschaal is wat nauwkeuriger. Je leest bijvoorbeeld 67,7 kg af. Dat zijn drie significante cijfers. Bij het tellen van het aantal significante cijfers moet je altijd van rechts naar links tellen. Kom je verder alleen maar nullen tegen, dan tellen die niet mee. Dat is logisch toch? Nog twee voorbeelden...

Voorbeeld 1

Een stroomsterkte is 3,6 mA. Dat zijn twee significante cijfers. Deze stroomsterkte kun je ook noteren als 0,0036 A (de komma moet drie stapjes naar links). Er moeten in dit laatste getal dus ook weer twee significante cijfers staan.

Voorbeeld 2

Een bepaalde massa is 7,2 kg. Dat zijn twee significante cijfers. Als je in de derde klas van kg naar g zou omrekenen, dan zou je daar 7200 g van gemaakt hebben. Maar hopelijk begrijp je nu dat dat niet zomaar mag: er staan dan meer significante cijfers, dus je zou denken dat de meting opeens nauwkeuriger geworden is. Daarom moet je een macht van 10 gebruiken: $7,2 \text{ kg} = 7,2 \cdot 10^3 \text{ g}$. Dan staan er nog steeds twee significante cijfers (maar je hebt wel omgerekend).

Combineren met meetwaarden

Je berekent de dichtheid van een stof door de massa en het volume door elkaar te delen (dichtheid = massa/ volume). Als je dat doet combineer je eigenlijk twee meetwaarden. Wanneer je twee meetwaarden met elkaar combineert dan moet in de uitkomst ook iets te zien zijn van de nauwkeurigheid van beide meetwaarden.

Heb je bijvoorbeeld de massa heel erg nauwkeurig bepaald en het volume ook, dan is de dichtheid ook heel nauwkeurig: er staan veel significante cijfers in de dichtheid. Maar heb je de massa erg nauwkeurig bepaald maar het volume niet, dan is de berekende dichtheid helaas ook niet nauwkeurig. Bij het combineren van meetwaarden moet je je aan de volgende regels houden:

- Het antwoord van een *vermenigvuldiging of deling* mag in niet meer significante cijfers worden gegeven dan de meetwaarde met het kleinste aantal significante cijfers dat je bij de berekening hebt gebruikt.
- Bij het *optellen en aftrekken* wordt het antwoord in niet meer decimalen geschreven dan het bij de berekening betrokken meetresultaat met het kleinste aantal decimalen. *Let op:* deze regels gelden alleen voor meetwaarden en niet voor telwaarden!

Omrekenen van hoeveelheden en eenheden

In het recept van de sticky toffee pudding staat dat je het volgende nodig hebt: $7,5 \cdot 10^{-5}$ ton zachte boter, $2,00 \cdot 10^8 \mu\text{g}$ zelfrijzend bakmeel en $1,0 \cdot 10^{-4} \text{ m}^3$ slagroom. Met zulke getallen kun je natuurlijk niet werken. Dat moeten grammen en deciliteren worden. We gaan nu kijken hoe je eenheden om kunt rekenen. Soms doe je dat om heel kleine of heel grote getallen te vermijden. Soms reken je eenheden om in verband met het aantal significante cijfers: $0,00510 \text{ kg}$ kun je net zo goed noteren als $5,10 \text{ g}$ (en niet $5,1 \text{ g}$). Ook moet je eenheden weleens omrekenen om een vergelijking te kunnen maken met gegevens uit BINAS of van internet. Kijk maar naar het volgende voorbeeld:

Voorbeeld

In BINAS TABEL 8 vind je voor de dichtheid van aluminium $2,70 \cdot 10^3 \text{ kg m}^{-3}$. Dat staat een beetje raar, maar je moet dat lezen als $2,70 \cdot 10^3 \text{ kg per m}^3$.

Stel dat je bij de dichtheidsbepaling van aluminium $2,7 \text{ g per cm}^3$ gevonden hebt. Is dat dan gelijk aan de waarde in BINAS? Om daar achter te komen kun je het beste de kg vervangen door 1000 g en m^3 vervangen door $1.000.000 \text{ cm}^3$. Daarna neem je alle getallen bij elkaar. Je ziet dat er dan 'niks' overblijft (eigenlijk het getal 1). Dus:

$$2,7 \cdot 10^3 \text{ kg m}^{-3} = \frac{2,7 \cdot 10^3 \text{ kg}}{\text{m}^3} = \frac{2,7 \cdot 10^3 \cdot 10^3 \text{ g}}{10^6 \text{ cm}^3} = 2,70 \text{ g cm}^{-3}$$

En, klopte de dichtheid die je in BINAS gevonden had met de uitkomst van je metingen?

Wat bak jij ervan?

Atoommassa en molecuulmassa

Je hebt voor je pudding straks 1,4 10²³ moleculen suiker nodig. Die kun je natuurlijk niet één voor één gaan tellen! Dat moet worden omgerekend naar grammen. Hiervoor hebben we de molecuulmassa nodig. Deze kun je berekenen aan de hand van de atoommassa's. Zoals de naam aangeeft, is de **atoommassa** de massa van een atoom, uitgedrukt in atomaire massa-eenheden (u). Elk isotoop van een scheikundig element heeft een andere atoommassa. De atoommassa van een element als geheel is gedefinieerd als het gewogen gemiddelde van de atoommassa's van alle natuurlijke isotopen. De relatieve aanwezigheid (de mate waarin elk isotoop verhoudingsgewijs voorkomt op aarde) is daarbij de wegingsfactor (zie BINAS TABEL 25). Dit gemiddelde wordt in tabellen meestal aangegeven met de **relatieve atoommassa (A_r)**. Deze relatieve atoommassa's vind je in BINAS TABELLEN 40 en 99 en hebben geen eenheid.

De eenheid om atoommassa's en molecuulmassa's in uit te drukken is de **atomaire massa-eenheid** (u). Omdat atoommassa's zeer klein zijn in vergelijking met de SI-eenheid kilogram, is hiervoor deze speciale eenheid gedefinieerd. De eenheid is zo gekozen dat de massa van een atoom, uitgedrukt in atomaire massa-eenheden, zo goed mogelijk het aantal kerndeeltjes (protonen en neutronen) aangeeft. Het is niet helemaal waar, maar voor het gemak gaan wij ervan uit dat een proton dezelfde massa heeft als een neutron en dat de massa van een elektron te verwaarlozen is. De waarde van de atomaire massa-eenheid (u) kun je vinden in BINAS TABEL 7.

De **molecuulmassa** is de massa van één molecuul van die stof, uitgedrukt in atomaire massa-eenheden (u). De molecuulmassa is de som van de atoommassa's van de afzonderlijke atomen waaruit het molecuul is opgebouwd. Omdat de atomen van een element meestal een mengsel zijn van verschillende isotopen, gaat men daarbij standaard uit van de normale verhouding van deze isotopen voor elk element.

De molaire massa

Het **getal van Avogadro** is afgeleid van de atomaire massa-eenheid: $N_A = 1/u = 6,02 \cdot 10^{23}$ deeltjes per mol. Vanaf nu gaan we bij chemische berekeningen niet meer werken met het *aantal moleculen* of atomen, maar het aantal mol (de chemische hoeveelheid):

1 mol (symbool n) komt overeen met $6,02 \cdot 10^{23}$ deeltjes (atomen, moleculen of ionen)

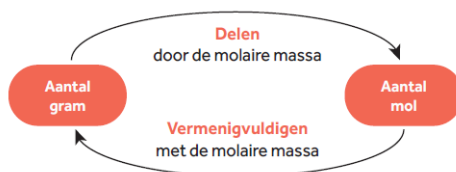
Het is een simpele truc om de dingen die we kunnen meten (zoals de massa en het volume van een stof) om te zetten in aantal deeltjes. In ons voorbeeld weegt 1,000 mol water 18,015 gram.

We zeggen ook wel de **molaire massa** van water gelijk is aan 18,015 gram per mol. De molaire massa ($g \text{ mol}^{-1}$) en de massa van één molecuul (u) heeft dezelfde waarde alleen de eenheid is anders. Omdat de molecuulmassa berekend wordt vanuit de relatieve atoommassa's (tabel 40 en 99), spreken we over de **relatieve molecuulmassa** (symbool M_r). Dit is een getal zonder eenheid.

De molaire massa stelt ons in staat een verband te leggen tussen macroniveau (de massa van een stof) en microniveau (de massa van één molecuul).

- relatieve molecuulmassa 18,015
- massa 1 molecuul water 18,015 u
- molaire massa water $M(\text{H}_2\text{O}) =$ 18,015 $g \text{ mol}^{-1}$

De molaire massa (in g mol^{-1}) van een stof komt overeen met de relatieve molecuulmassa (M_r).



Wat bak jij ervan?

De algemene gaswet

Een verband tussen gasvolume en mol

Bij het bakken van een cake, brood of in dit geval een sticky toffee pudding is een rijsmiddel een onmisbaar ingrediënt. Zonder rijsmiddel krijg je geen lekker luchtig resultaat. De werking van een rijsmiddel is vrij eenvoudig: tijdens het bakken ontstaat een gas, meestal koolstofdioxide. Je moet dus ook leren chemisch rekenen met gassen. Dit doen we in de chemie doorgaans niet met de dichtheid. Bij gassen is de dichtheid namelijk te veel afhankelijk van de temperatuur en de druk. Gassen zetten bijvoorbeeld uit bij een hogere temperatuur, waardoor de dichtheid kleiner wordt.

In de vorige paragraaf hebben we geleerd te werken met de chemische hoeveelheid en een verband gelegd tussen de massa (het aantal gram) en de chemische hoeveelheid (het aantal mol). In deze paragraaf onderzoeken we het verband tussen volume (het aantal dm^3) en de chemische hoeveelheid (het aantal mol).

De gaswet

In 1811 formuleerde de Italiaanse natuur- en scheikundige Amadeo Avogadro (1776-1856) de gaswet, ook wel bekend als de **wet van Avogadro**. Hij veronderstelde dat een bepaald volume gas een bepaald aantal moleculen kon bevatten en dat aantal onafhankelijk is van het soort gas. Het aantal deeltjes in 1 mol gas moet dan ook constant zijn. Tegenwoordig heeft men bepaald dat bij standaardomstandigheden dit aantal 6,02212 10²³ is. Om hem te eren heeft men later dit aantal deeltjes het getal van Avogadro (N_A) genoemd (zie de paragraaf *De chemische hoeveelheid*). Bij een andere temperatuur en druk heeft het molair volume een andere waarde.



Avogadro

De wet van Avogadro

Bij gelijke druk en gelijke temperatuur neemt één mol van een willekeurig gas het zelfde volume in. Dit noemen we het molair volume (V_m).

Bij standaardomstandigheden ($T=273\text{ K}$ en $p=p_o$) geldt $V_m = 22,4\text{ dm}^3\text{ mol}^{-1}$.

De algemene gaswet

De **algemene gaswet** (ook wel ideale gaswet of wet van Boyle en Gay-Lussac genoemd) beschrijft het gedrag van een zogeheten ideaal gas onder invloed van druk, volume, temperatuur en aantal deeltjes.

De wet luidt:

$$\frac{p \times V}{n \times T} = R$$

Daarin is:

- **p** de druk in Pa in N m^{-2}
- **V** het volume in m^3
- **n** de hoeveelheid gas in mol
- **T** de absolute temperatuur in K
- **R** de gasconstante ($8,314472 \text{ J K}^{-1} \text{ mol}^{-1}$)

De waarde van R kun je vinden in BINAS TABEL 7.

In de chemie gebruiken de gaswet meestal op een andere manier door verschillende omstandigheden met elkaar te vergelijken:

$$\frac{p_0 \times V_0}{n_0 \times T_0} = \frac{p_1 \times V_1}{n_1 \times T_1}$$

In dat geval kun je ook andere eenheden gebruiken voor de druk en het volume. Onder standaardomstandigheden ($p = p_0$ en $T = 273 \text{ K}$) geldt voor $n = 1,00 \text{ mol}$ dat $V = 22,4 \text{ dm}^3$. Als je nu het molair volume V_m wilt uitrekenen bij dezelfde druk maar een andere temperatuur, bijv. 293 K , levert het dit op:

$$\frac{P_0 \times 22,4}{1,00 \times 273} = \frac{P \times V_m}{1,00 \times 293}$$

waaruit volgt dat $V_m = 24,0 \text{ dm}^3 \cdot \text{mol}^{-1}$.

Wat bak jij ervan?

Rekenen aan reacties

De molverhouding bij een chemische reactie

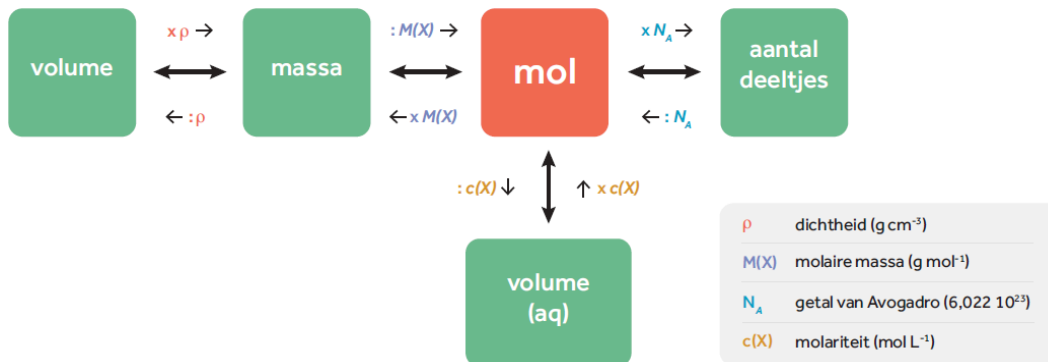
Door experimenten uit te voeren kun je voor iedere reactie de massaverhouding bepalen. Met behulp van de reactievergelijking kun je controleren of de massaverhouding klopt, want in de reactievergelijking geven de coëfficiënten de **molverhouding** aan waarin stoffen verdwijnen en ontstaan. Men noemt dit ook wel de **stoichiometrische verhouding**. Lavoisier was overigens de eerste chemicus die de stoichiometrie van reacties onderzocht. De wetten van Lavoisier en Proust (zie de paragraaf *Inleiding* van de module *Wat bak jij ervan?*) vormen de basis van het chemisch rekenen.



Het 'van-mol-naar-en-terug-schema'

De paragraaf *de algemene gaswet* eindigde met het 'van-mol-naar-en-terug-schema'. Hierin staat welke berekening je moet uitvoeren om de ene grootte in de andere grootte om te rekenen. Bekijk dit schema nog een keer goed. Bij elke berekening gaan we dit schema gebruiken.

Let op: het blokje met 'volume (aq)' en het begrip 'molariteit' komen pas in de paragraaf *Rekenen met concentraties* aan de orde, dus daar hoeft nu nog niet naar te kijken!



Voorbeeld berekening

Gevraagd wordt om het aantal dm³ lucht (bij $p = p_0$ en $T = 298 \text{ K}$) te berekenen dat nodig is voor de volledige verbranding van 1,0 mL methanol.

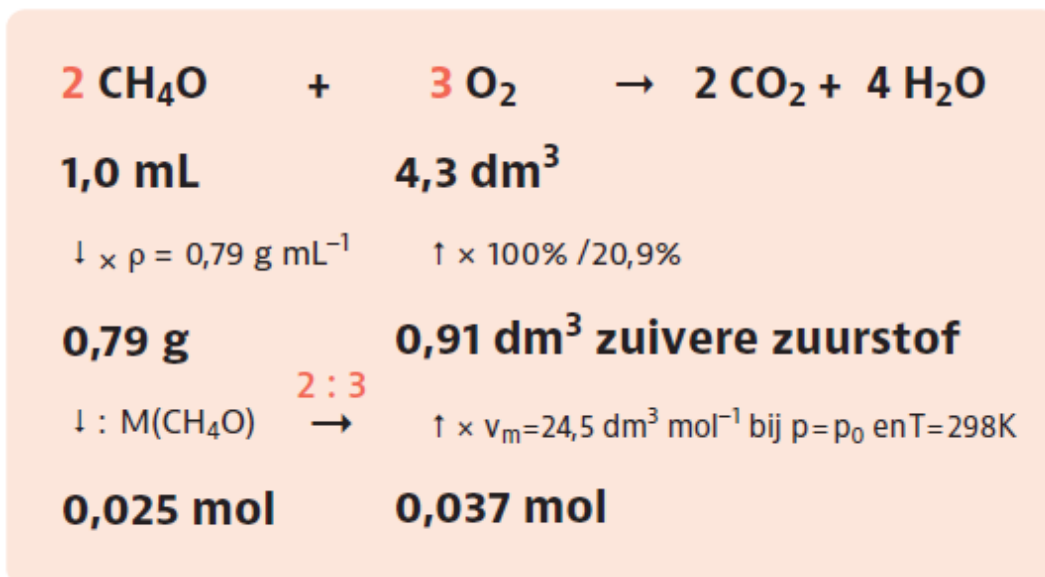
De formule van methanol is $\text{CH}_4\text{O(l)}$. Het is een vloeistof, dus hebben we ook de dichtheid van methanol nodig (BINAS TABEL 11). Verder moeten we er rekening mee houden dat lucht een gasmengsel is met 20,9% zuurstof (zie BINAS TABEL 83C). Bij de berekening maken we naast het 'van-mol-naar-en-terug-schema' gebruik van een stappenplan. Dit stappenplan bestaat uit zeven stappen:

- Stap 1:** Stel de reactievergelijking op
- Stap 2:** Kijk welke stof gegeven is en welke wordt gevraagd
- Stap 3:** Bepaal de molverhouding
- Stap 4:** Bepaal de plaats in het schema en reken de gegeven hoeveelheid stof om in mol
- Stap 5:** Pas de molverhouding toe
- Stap 6:** Reken de hoeveelheid gevraagde stof om naar de gevraagde eenheid
- Stap 7:** Controleer of je het antwoord in het juiste aantal significante cijfers hebt gegeven

Het stappenschema wordt nu verder uitgewerkt voor ons voorbeeld (de volledige verbranding van 1,0 mL methanol).

- Stap 1:** De reactievergelijking is $2 \text{CH}_4\text{O} + 3 \text{O}_2 \rightarrow 2 \text{CO}_2 + 4 \text{H}_2\text{O}$
- Stap 2:** Gegeven is **methanol** en gevraagd wordt **zuurstof**
- Stap 3:** De molverhouding is **2 : 3**
- Stap 4:** Eerst 1,0 mL methanol omrekenen in gram (**0,79**) en daarna naar mol (**0,025**)
- Stap 5:** De molverhouding toepassen **2 : 3 = 0,025 : 0,037**
- Stap 6:** Gevraagde stof omrekenen naar dm³ zuurstof (**0,91**) en daarna naar dm³ lucht (**4,3**)
- Stap 7:** Juiste aantal significante cijfers is **2**

In schema:

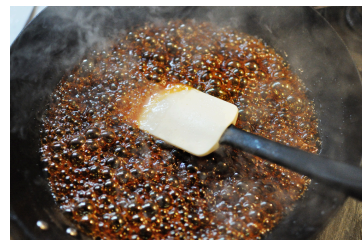


Wat bak jij ervan?

Elementenanalyse

Inleiding

Uiteraard is ook suiker één van de ingrediënten van de sticky toffee pudding. Het zit zowel in de pudding als in de saus. Tijdens het maken van de saus laat je de suiker karamelliseren. Dat is een nauwkeurig werkje. Als je te sterk verhit zal de suiker namelijk gaan verkolen. We gaan deze vaardigheid zo direct oefenen. Daarnaast proberen we langs experimentele weg massapercentages te bepalen.



Berekenen van het theoretische massapercentage

Voor het berekenen van het *theoretische* massapercentage moet je de molecuulmassa of molaire massa van een stof gebruiken. Laten we water als voorbeeld nemen. Dat is wel zo gemakkelijk, want de molecuulmassa van water kennen we inmiddels door en door: 18,015 u.

Het massapercentage waterstof in water is dan de massa van twee waterstofatomen gedeeld door de molecuulmassa van water en vervolgens vermenigvuldigd met 100%. Op dezelfde wijze vind je het massapercentage zuurstof:

- massa % waterstof =
$$\frac{2 \times 1,008}{18,015} \times 10^2 = 11,19\%$$
- massa % zuurstof =
$$\frac{1 \times 16,00}{18,015} \times 10^2 = 88,81\%$$

In de onderzoeken *Massapercentage koolstof in kristalsuiker* en *Massapercentage kristalwater in blauw kopersulfaat* gaan we *experimentele* massapercentages bepalen door de stof te verwarmen. De uitkomsten worden vergeleken met de theoretische waarden.

Om te beginnen proberen we langs experimentele weg achter het massapercentage koolstof in kristalsuiker te komen. Dit doen we zoals gezegd door de suiker te verwarmen en vervolgens te verhitten. Hierbij vindt ontleding plaats.

Daarna doen we nogmaals een massapercentagebepaling. Ditmaal met een stof die niet kan verkolen, simpelweg omdat het geen koolstof bevat! Hiervoor gebruiken we een hydraat. Tijdens het verwarmen verliest het hydraat zijn kristalwater. Zo willen we het massapercentage water in het hydraat gaan bepalen.

Elementenanalyse

In deze paragraaf heb je net geleerd hoe je langs experimentele weg massapercentages van elementen kunt bepalen en hoe je deze kunt vergelijken met de theoretische waarden. Dit wordt ook wel **elementenanalyse** genoemd. Met behulp van elementenanalyse is het ook mogelijk om de formule van een stof te bepalen. De stof moet dan wel zuiver zijn.

Bij een elementenanalyse bewandel je feitelijk de omgekeerde weg als voor het berekenen van de massapercentages. Als voorbeeld nemen we een onbekende stof die als volgt is opgebouwd:

$C_xH_yO_z$				
Element	Symbool	Atoom-massa	Aantal	Massa %
Koolstof	C	12,01 u	x	62,04
Waterstof	H	1,008 u	y	10,41
Zuurstof	O	16,00 u	z	27,55

Bij het bepalen van de formule gaan we uit van 100 g stof. Als we uitgaan van 100 g stof kunnen we de massapercentages dus lezen als grammen en dat blijkt reuzehandig te zijn. In 100 g van de onbekende stof is dus 62,04 g koolstof aanwezig. Deze hoeveelheid rekenen we om in mol door te delen door de molaire massa van koolstof. Dit levert 5,166 mol op. Hetzelfde doen we voor waterstof met als uitkomst 10,33 mol en zuurstof: 1,722 mol. Eigenlijk hebben we de deeltjesverhouding nu al in handen als je je realiseert dat mol staat voor een aantal deeltjes. Het kleinste aantal mol is zuurstof: 1,722 mol. We gaan nu overal delen door dit getal. Bij zuurstof komt er dan 1 te staan, bij waterstof 5,999 en bij koolstof 3,000.

$C_xH_yO_z$	Element	Symb.	Atoom-massa	Aantal	Massa %
	Koolstof	C	12,01 u	x	62,04
	Waterstof	H	1,008 u	y	10,41
	Zuurstof	O	16,00 u	z	27,55
100 gram					
Koolstof	62,04 / 12,01 =	5,166 mol C	/ 1,722 =	3,000 mol	
Waterstof	10,41 / 1,008 =	10,33 mol H	/ 1,722 =	5,999 mol	
Zuurstof	27,55 / 16,00 =	1,722 mol O	/ 1,722 =	1,000 mol	

Als we dit afronden op hele getallen is de verhouding 3 : 6 : 1. Daarmee zijn de x, y en z bekend en komen we uit op de verhoudingsformule C_3H_6O . Let wel even op: we spreken hier over een verhoudingsformule, eigenlijk net als bij zouten. Het kan namelijk ook een veelvoud van C_3H_6O zijn, bijvoorbeeld $C_6H_{12}O_2$ of $C_9H_{18}O_3$. Pas als ook de molecuul- of molaire massa van deze stof bekend is, ben je zeker van je zaak. In dit geval ligt het voor de hand dat het gaat om het bekende oplosmiddel aceton met een molaire massa van 58,08 g per mol.

Atoomspectroscopie

In de praktijk worden de meeste elementenanalyses tegenwoordig gedaan met behulp van **atoomspectroscopie**. Atoomspectroscopie is de verzamelnaam voor een aantal natuurkundige technieken waarbij met behulp van elektromagnetische straling van verschillende golflengten een elementenanalyse van een monster wordt uitgevoerd. Deze techniek wordt veelal toegepast in de scheikunde. Niet de vorm van de moleculen is daarbij het onderwerp van het onderzoek, maar de verhouding waarin de verschillende elementen uit het periodiek systeem voorkomen.

CHN microanalyse

Voor de organische chemici is de elementaire analyse bijna altijd een zogeheten *CHN microanalyse*, de bepaling van het massapercentage koolstof, waterstof en stikstof. Deze informatie kan helpen bij de bepaling van de structuur van een onbekende stof of de zuiverheid van een stof. Denk hierbij ook aan de aanwezigheid van ongewenste verontreinigingen of giftige stoffen in voedingsmiddelen.



Een praktijkvoorbeeld: CHN microanalyse van DMF

DMF is een kleurloze vloeistof, mengbaar met water en een groot aantal organische oplosmiddelen. DMF heeft een hoog kookpunt en wordt gebruikt in de productie van acrylvezels en plastics en verder als oplosmiddel bij de productie van geneesmiddelen, pesticiden en kunststoffen. DMF wordt gesynthetiseerd door middel van de reactie van mierenzuur (HCOOH) met dimethylamine. Bij deze reactie wordt water afgesplitst (zie reactieschema hieronder).



Bekijk de gegevens in de onderstaande tabel:

	% C	% H	% N	% O	kookpunt
zuiver dimethylamine	53,28	15,65	31,07		7°C
zuiver mierenzuur					101°C
zuivere DMF	49,30	9,65	19,15		173°C
verouderde DMF	45,51	9,01	17,85		mengsel

Wat bak jij ervan?

Rekenen met concentraties

De chemische concentratieaanduiding

Er zijn verschillende manieren om concentraties en gehalten aan te geven. Op producten kun je aanduidingen vinden als massa- en volumeprocent, maar ook het aantal gram per 100 mL of het aantal gram per 100 g product. Zo bevat bier 5,0 volume% alcohol en zit er

in volle melk 4,0 g eiwit per 100 g. In de chemie werken we liever met een andere concentratieaanduiding: de concentratie (c) is het aantal mol per liter (mol L⁻¹) en wordt ook wel de [molariteit] van een oplossing genoemd.

$$c(X) = \frac{\text{aantal mol}}{\text{aantal liter}} = \frac{\text{aantal mmol}}{\text{aantal milliliter}}$$

Hierbij stelt c(X) de concentratie van deeltje X voor. Een andere veel gebruikte notatie is [X].

Voorbeeld 1

Bij 293 K is de oplosbaarheid van zuurstof in water volgens BINAS TABEL 44 gelijk aan 1,38 10⁻³ mol L⁻¹. Dit noteren we dan als c(O₂) = 1,38 10⁻³ mol L⁻¹ of [O₂] = 1,38 10⁻³ mol L⁻¹. In plaats van mol L⁻¹ wordt ook wel de hoofdletter 'M' achter de concentratie geplaatst, dus bijvoorbeeld: [O₂] = 1,38 10⁻³ M. Deze 'M' (eenheid: mol L⁻¹) moeten we zeker niet verwarren met de 'M_r' voor molecuulmassa (eenheid: u) en molaire massa (eenheid: g mol⁻¹). Let dus altijd goed op waarvoor de 'M' staat!

Voorbeeld 2

De oplosbaarheid van bariumnitraat in water van 298 K is 103 g per liter. Om de concentratie uit te rekenen moet je eerst omrekenen van gram naar mol: 103 g ÷ 261,34 g mol⁻¹ = 0,394 mol. De concentratie van de oplossing is dus 0,394 mol L⁻¹. Voor de concentratie van de ionen heb je de oplosvergelijking nodig:



Uit één deeltje bariumnitraat ontstaan dus één bariumion en twee nitraationen. De concentratie van de nitraationen is dus twee keer zo groot. Voor de concentraties van de ionen geldt dan:

$$\begin{aligned} [\text{Ba}^{2+}] &= 0,394 \text{ mol L}^{-1} \\ [\text{NO}_3^{-}] &= 2 \times 0,394 = 0,788 \text{ mol L}^{-1} \end{aligned}$$

Rekenen aan neerslagreacties

In afvalwater van fabrieken kunnen giftige, voor het milieu zeer schadelijke ionsoorten voorkomen zoals de ionen van kwik (Hg⁺) en lood (Pb²⁺). Deze zullen eerst verwijderd moeten worden voor het afvalwater in het riool terechtkomt. Dit verwijderingsproces heeft nog een belangrijk voordeel: de terugwinning van metalen is kostenbesparend door terugwinning van grondstoffen. In module 1 hebben we al gezien hoe zo iets in zijn werk gaat: via een neerslagreactie. Het neerslag kan men vervolgens laten bezinken of affiltreren. We leggen dit uit aan de hand van de volgende twee voorbeelden.

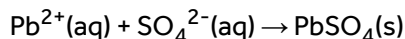
Voorbeeld 1

Een accufabriek verwerkt lood in de accu's en in het afvalwater van de fabriek komen lood(II)ionen voor. De fabriek zal dus via een neerslagreactie moeten voorkomen dat deze giftige ionen in het riool terechtkomen. In BINAS tabel 45A kun je opzoeken welke negatieve ionsoorten geschikt zijn om met Pb²⁺ een onoplosbaar zout te vormen: er kan gekozen worden uit I⁻, SO₄²⁻, OH⁻ of CO₃²⁻. Ga dit zelf na!

We kiezen in voorbeeld 1 voor een kaliumsulfaatoplossing met een sulfaatconcentratie van 0,24 mol per liter: $[\text{SO}_4^{2-}] = 0,24 \text{ M}$. Er zal lood(II)sulfaat neerslaan, dat weer kan worden gebruikt bij de productie van accu's, dus er wordt geen grondstof verspild!

Dan nu de huiskamervraag: *Hoeveel liter 0,24 M sulfaatoplossing is er nodig voor het verwijderen van 25 g Pb^{2-} -ionen?*

We werken weer volgens het vaste stappenplan, te beginnen met de reactievergelijking:



Vervolgens rekenen we de 25 g Pb^{2+} -ionen om naar mol: $25 \text{ g} / 207,2 \text{ g mol}^{-1} = 0,12 \text{ mol}$. De molverhouding is 1 : 1 dus hebben we ook 0,12 mol SO_4^{2-} -ionen nodig.

In de laatste stap (raadpleeg het 'van-mol-naar-en-terug-schema') delen we het aantal mol sulfaationen door de sulfaatconcentratie:

$$0,12 \text{ mol} / 0,24 \text{ mol L}^{-1} = 0,50 \text{ L}$$

Hieronder staat de berekening weergegeven in een schema:

$\text{Pb}^{2+}(\text{aq})$	+	$\text{SO}_4^{2-}(\text{aq})$
1 mol		1 mol
25 g		0,50 L
↓ : $207,2 \text{ g mol}^{-1}$		↑ : $0,24 \text{ mol L}^{-1}$
0,12 mol	:	0,12 mol

Voorbeeld 2

Wat nu als de accufabriek kiest voor een 0,24 M aluminiumsulfaatoplossing in plaats van een 0,24 M kaliumsulfaatoplossing? Is er dan meer, minder of evenveel nodig om de 25 g lood(II)ionen te verwijderen? Laten we aan de hand van de oplosvergelijking van aluminiumsulfaat eerst eens kijken naar de ionconcentraties:



0,24 M 0,48 M 0,72 M

De sulfaatconcentratie is hier dus drie keer zo hoog: $[\text{SO}_4^{2-}] = 0,72 \text{ M}$.

Hierdoor verandert de berekening op één plaats (dikgedrukt) en is er minder oplossing (0,17 L) nodig:

$\text{Pb}^{2+}(\text{aq})$	+	$\text{SO}_4^{2-}(\text{aq})$
1 mol		1 mol
25 g		0,17 L
$\downarrow : 207,2 \text{ g mol}^{-1}$		$\uparrow : 0,72 \text{ mol L}^{-1}$
0,12 mol	:	0,12 mol

In het kort

Het rekenen aan neerslagreacties kan best lastig zijn, maar onthoud dat je bij het rekenen aan neerslagreacties altijd de ionconcentraties nodig hebt! Deze kun je afleiden uit de oplosvergelijking.

Wat bak jij ervan?

A Big Mac

Grenswaarden of MAC-waarde?

De **MAC-waarde** is de Maximaal Aanvaarde Concentratie van een schadelijke stof en is gedefinieerd als de maximale concentratie van stof in de lucht op de werkplek, die bij inademing gedurende de arbeidsperiode in het algemeen geen nadelige gevolgen heeft op de gezondheid. In Nederland zijn MAC's per 1 januari 2007 vervallen en in het nieuwe stelsel *Wettelijke Grenswaarden* opgenomen. Grenswaarden zijn tijdgewogen gemiddelden over 8 uur, aangeduid met TGG-8u. Binnen deze periode van 8 uur kunnen concentratieniveaus voorkomen die hoger zijn dan de grenswaarde als getal. Deze moeten dan echter worden gecompenseerd door lagere waarden waardoor het gemiddelde van 8 uur niet wordt overschreden. Een aantal grenswaarden vind je in BINAS TABEL 97A.



ADI waarden en LD50

Naast grenswaarden bestaan er nog andere waarden die iets zeggen over de veiligheid van stoffen. De **aanvaardbare dagelijkse inname (ADI)** is de hoeveelheid van een stof, gewoonlijk een toevoeging aan levensmiddelen, die levenslang dagelijks kan worden ingenomen zonder dat er, voor zover bekend, noemenswaardige gezondheidsrisico's zijn. ADI's worden gewoonlijk uitgedrukt in milligrammen per kilogram lichaamsmassa per dag (zie BINAS TABEL 95). Meestal wordt een ADI-waarde bepaald door de stof toe te dienen aan ratten en muizen. De **Lethal Dose for 50% of subjects (LD50)** is de hoeveelheid van een stof die bij 50% van een populatie tot de dood leidt. De stof wordt in een keer toegediend en hierdoor is de LD50 een maat voor de acute giftigheid en zegt het niets over de toxiciteit van de stof op lange termijn. De LD50 wordt meestal opgegeven in μg

of mg per kg levend weefsel (zie eveneens BINAS TABEL 95). Ook voor het bepalen van een LD50 worden dieren gebruikt, een reden waarom veel mensen deze experimenten afwijzen.

Procenten, PPM's en PPB's

Vaak gehanteerde eenheden bij grenswaarden zijn [ppm (parts per million)] en [ppb (parts per billion)]. De ppm en ppb vallen in hetzelfde rijtje als procent ('per honderd') en promille ('per duizend'). Dat wil dus zeggen: 1 ppm is één deel in 1.000.000 en 1 ppb is één deel in 1.000.000.000.

De ppm en ppb worden vooral veel gebruikt om lage concentraties aan te duiden in de scheikunde en dan in het bijzonder binnen de toxicologie (giftigheidsleer) en milieukunde. Net als bij procenten maken we een onderscheid in massa-ppm (op ppb) en volume-ppm (of ppb).

Voorbeeld 1

Als je 1 L (ca. 1 kg) water drinkt dat met 1 massa-ppm lood verontreinigd is, hoeveel gram (of milligram) van dit zware metaal krijg je dan naar binnen? Het komt neer op één miljoenste deel van 1 kg, oftewel 0,000001 kg. In grammen is dit 0,001 g (= 1 mg).

Voorbeeld 2

In de buitenlucht bevindt zich rond de 0,0412 volume% koolstofdioxide. Hoeveel is dit uitgedrukt in volume-ppm? Een volumepercentage van 0,0412 % komt overeen met 0,000412 deel van onze buitenlucht. Door dit getal te vermenigvuldigen met 10^6 (één miljoen) kun je er vervolgens ppm van maken. Dit leidt tot de waarde 412 volume-ppm. Ook hier werkt dus het net als bij procenten, alleen vermenigvuldig nu met 10^6 in plaats van 10^2 .

In het kort

Grenswaarden van verontreinigingen worden zoals gezegd dikwijls uitgedrukt in ppm of ppb. In een overzichtelijk rijtje:

- 1 procent = 10^{-2}
- 1 promille = 10^{-3}
- 1 ppm = 10^{-6}
- 1 ppb = 10^{-9}

Veiligheid van voedsel: de Warenwet

In de Warenwet staat waar levensmiddelen en andere consumentenproducten aan moeten voldoen. Een product of levensmiddel mag de veiligheid of gezondheid van de consument niet in gevaar brengen. De *Nederlandse Voedsel- en Warenautoriteit* (NVWA) controleert of de regels van de Warenwet worden nageleefd. Bij overtreding van de Warenwet kan de NVWA maatregelen nemen. De NVWA kan bijvoorbeeld een waarschuwing geven of een bestuurlijke boete opleggen. Als er gevaar dreigt voor de consument, kan de NVWA een bedrijf bevelen een product terug te roepen. Het bedrijf moet dit dan melden met een advertentie in de grote landelijke en regionale dagbladen. Ook kan een bedrijf een periode worden gesloten.

Wat bak jij ervan?

Een sticky toffee pudding

Baking time!

Eindelijk is het zover. Je weet nu genoeg over de chemie van bakken, rijsmiddelen, ingrediënten en hoeveelheden om aan de slag te gaan. Wat bak jij ervan? We zijn erg benieuwd! Je werkt in tweetallen. Bak de sticky toffee pudding, maak de saus en neem het resultaat de volgende les mee naar school.

Maak per tweetal afspraken over wie wat doet (bijvoorbeeld: de één maakt de pudding en de ander de saus). Je kunt de pudding overigens ook van tevoren maken en invriezen. De saus is goed te bewaren in de koelkast. Verder zorgt de docent voor roomijs of slagroom om erbij te serveren!

Om met de woorden van Rudolph van Veen van 24 Kitchen te spreken: 'Koken hoeft niet lang te duren. Maak het jezelf vooral gemakkelijk, maar maak het wel altijd lekker!'

Groene chemie

Wat is groene chemie?

Duurzame ontwikkeling

In de laatste decennia zijn chemici zich meer bewust geworden van menselijk handelen en de gevolgen voor onze leefomgeving. Dit heeft geleid tot een nieuwe visie op het produceren van stoffen: de Groene Chemie. Groene Chemie houdt rekening met de uitgangspunten van *duurzame ontwikkeling*, die aansluiten op de behoeften van het heden zonder het vermogen van toekomstige generaties om in hun eigen behoeften te voorzien in gevaar te brengen, aldus de definitie van de VN-commissie Brundtland uit 1987. De voorraad aan grondstoffen is niet oneindig en onze natuurlijke leefomgeving kent haar grenzen.

Zuinig met grondstoffen

Grondstoffen kunnen niet alleen opraken, maar zullen ook opraken. Wist je dat voor jouw nieuwe mobiele telefoon wel honderd verschillende soorten grondstoffen nodig zijn? Dit is de reden dat bedrijven interesse hebben in oude mobiele telefoons. De kostbare en schaarse grondstoffen die in een mobiele telefoon verwerkt zitten, zijn bijvoorbeeld goud, zilver en platina. Omdat het om kleine hoeveelheden gaat, wordt recycling pas echt interessant wanneer het om honderden telefoons gaat.

Via duurzame technologieën wordt geprobeerd zo zuinig mogelijk met de grondstoffen om te gaan en wordt er ook veel aandacht geschonken aan de mogelijkheid om het product te kunnen recyclen tot hetzelfde product of een ander product. Wist je dat de petflesjes een mooi tweede leven kunnen krijgen als een fleecevest of -trui?



Wettelijke verplichtingen op het gebied van energie

Energie wordt steeds duurder en daarom ook steeds duurzamer. Alternatieve en hernieuwbare energiebronnen als biobrandstoffen, wind- en zonne-energie veroveren langzaam maar zeker de energiemarkt. Door het gebruik van groene energie neemt de CO₂-uitstoot af en kan een bedrijf voldoen aan de steeds strengere milieueisen. Daarom probeert men niet uitsluitend *duurzame* energie, maar ook zo *weinig* mogelijk energie te gebruiken. Als ondernemer heb je daarnaast een zorgplicht om de nadelige gevolgen van je activiteiten voor het milieu te voorkomen of te beperken.

Vanuit de Wet Milieubeheer moet je het terugdringen van de milieubelasting in het algemeen meenemen in je bedrijfsvoering. Deze wet wordt het *Activiteitenbesluit* genoemd en verplicht je bijvoorbeeld tot een doelmatig gebruik van energie. In de chemische industrie gaat veel geld om. Er wordt veel geld verdiend, maar er zijn ook veel kosten, zoals energiekosten. En het is natuurlijk gunstig om deze kosten, maar ook de vervuiling, zo laag mogelijk te houden.

Afval, vervuiling en Cradle-to-Cradle

Tijdens een productieproces is het soms onvermijdelijk dat er afval of bijproducten ontstaan. De kunst is om deze afvalstroom zo klein mogelijk te houden, want ook hier gelden strenge overheidsregels. Het **Cradle-to-Cradle-principe** (beschreven in het boek van William McDonough en Michael Braungart *Cradle-to-Cradle: Remaking the Way We Make Things*) werpt een nieuw licht op duurzaam ontwerpen. Het principe van Cradle-to-Cradle ('wieg tot wieg') is heel simpel: afval is 'voedsel'. De drie basisregels van Cradle-to-Cradle (C2C) zijn:

1. Afval is voedsel
2. Zon is de energiebron
3. Respect voor diversiteit

De filosofie van Cradle-to-Cradle is dat alle gebruikte materialen een tweede leven kunnen beginnen in een ander product.

De twaalf principes van Groene Chemie

Groene Chemie is een nieuwe visie op het verlagen van het gebruik van gevaarlijke en schadelijke stoffen, het recyclen van afvalstoffen en het verlagen van energieverbruik. De laatste jaren wordt de chemische industrie steeds milieuvriendelijker, dus steeds 'groener'. Hierna staan de twaalf principes voor de Groene Chemie. Deze vind je ook in BINAS TABEL 97F.



1. **Preventie**
Vorming van afval moet zoveel mogelijk worden voorkomen.
2. **Atoomeconomie**
Het eindproduct bevat zoveel mogelijk atomen van de in het proces gebruikte stoffen, dus een zo efficiënt mogelijk gebruik van de grondstoffen.
3. **Minder schadelijke productiemethoden**
Ontwerp waar mogelijk productiemethoden die mens en milieu zo weinig mogelijk schaden.
4. **Ontwikkelen van minder schadelijke chemicaliën**
Let er bij de ontwikkeling van producten op dat ze doen wat ze moeten doen, met zo weinig mogelijk schade aan mens en milieu.
5. **Veiliger oplosmiddelen**
Vermijd tijdens de productie zoveel mogelijk het gebruik van oplosmiddelen.

6. Energie-efficiënt ontwerpen

Verlaag de energie die nodig is om een reactie uit te voeren; dit met het oog op vermindering van kosten en van milieuschade. Zo mogelijk dienen processen te worden uitgevoerd bij relatief lage temperaturen en lage drukken (liefst bij normale druk). Probeer om de energie die ontstaat bij een proces weer te gebruiken.

7. Gebruik van hernieuwbare grondstoffen

Grondstoffen moeten zoveel mogelijk hernieuwbaar zijn.

8. Reacties in weinig stappen

Vermijd veel stappen in een reactie, want dit betekent ook dat er meer beginstoffen nodig zijn en dus ook dat er meer vervuiling ontstaat.

9. Katalyse

Gekatalyseerde reacties zijn efficiënter dan niet-gekatalyseerde reacties.

10. Ontwerpen met het oog op afbraak

Ontwerp chemische producten waar bij afbraak stoffen uit ontstaan die niet giftig zijn en niet ophopen in het milieu.

11. Tussentijdse analyse met het oog op preventie van milieuverontreiniging

Ontwerp en gebruik analysemethoden die ervoor zorgen dat milieuverontreinigende (bij)producten worden ontdekt zodra ze vrijkomen.

12. Minder risicovolle chemie

Kies de stoffen bij een chemisch proces zó, dat het risico van chemische ongelukken zo klein mogelijk is. Werk aan preventie op het gebied van brand en explosie.

In het kort

Groene Chemie streeft naar processen die:

- veiliger zijn;
- minder grondstoffen en energie gebruiken;
- minder vervuiling geven;
- soms kostenbesparender zijn dan traditionele chemie.

Eutrofiëring

Eutrofiëring is een verschijnsel uit de biologie waarmee wordt aangeduid dat door toevoer van een overmaat aan voedingsstoffen een sterke groei en vermeerdering van bepaalde soorten optreedt. Hierdoor neemt de biodiversiteit meestal sterk af. Eutrofiëring treedt bijvoorbeeld op in water waar door uitspoeling veel meststoffen in terecht komen, met name stikstof en fosfor afkomstig van mest en kunstmest uit de agrarische industrie. Het resultaat is een sterke algenbloei. Dit kun je zien aan troebel, donker water dat daarnaast behoorlijk kan stinken. Eutrofiëring kan ook leiden tot een tekort aan zuurstof in water. Slecht nieuws voor de vissen en andere waterdiersoorten dus.

Wasmiddelen uit de jaren zestig

In de jaren zestig van de twintigste eeuw bevatten wasmiddelen polyfosfaten, die een grote milieuverontreiniging veroorzaakten, doordat ze de algen in het water voedden.

Nadat de polyfosfaten waren vervangen door milieuvriendelijke zeolieten, nam de algengroei in het oppervlaktewater af. Polyfosfaten werden gebruikt om het leidingwater te ontharden. Dit is nodig omdat hard water calciumionen bevat, die een deel van de zeep onwerkzaam maken. Daarnaast zijn de wasmiddelen tegenwoordig door toevoeging van

enzymen in staat om bij lagere temperaturen te wassen, waar energie mee wordt bespaard. In de jaren zestig werd de witte was nog bij 90°C gedaan. Later gingen de temperaturen voor het wassen omlaag naar 60 en 40°C. Tegenwoordig wordt de was in de meeste gevallen bij 30°C al schoon. Er zijn in de loop van het eerste decennium van de eenentwintigste eeuw wasmiddelen ontwikkeld die zelfs bij kamertemperatuur hun werk doen.

Groene chemie

Hoe groen is een proces?

Groene processen

In de Groene Chemie hanteert men drie begrippen waarmee berekend kan worden hoe groen een proces is:

- Atoomeconomie
- Rendement
- E-factor

De bijbehorende formules vind je in BINAS TABEL 37H. In de rest van de theorie worden de begrippen uitgelegd.

Atoomeconomie

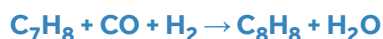
De **atoomeconomie** sluit aan bij het tweede uitgangspunt van de Groene Chemie: 'Syntheseroutes moeten zo ontworpen worden dat de maximale hoeveelheid van alle uitgangsstoffen ingebouwd wordt in het uiteindelijke product (dus het aantal nevenproducten minimaliseren).' De atoomeconomie beschrijft hoeveel massa van de reactanten voorkomt in het eindproduct na een chemische reactie. In een ideale situatie komt de volledige massa van de reactanten terecht in het eindproduct, de atoomeconomie is dan maximaal (100%). De atoomeconomie wordt berekend vanuit de reactievergelijking en gedefinieerd als:

$$\text{atoomeconomie} = \frac{m_{\text{product}}}{m_{\text{beginstoffen}}} \times 10^2\%$$

Hierbij staat 'M' voor de massa van de stof(fen).

Voorbeeld

Styreen is de triviale en meest gebruikte naam van fenyletheen, een organische verbinding met als molecuulformule C₈H₈. Styreen wordt voornamelijk gebruikt voor de productie van plastics. De synthese van styreen is mogelijk via de reactie van toluen met synthese gas (dit is een mengsel van koolstofmono-oxide en waterstofgas):



De molverhouding bij deze reactie is 1 : 1 : 1 : 1 : 1. De totale massa van de beginstoffen is dus de massa van 1 mol C₇H₈ + 1 mol CO + 1 mol H₂. De massa van het gewenste product is de massa van 1 mol C₈H₈. Dit leidt tot de volgende berekening:

$$\text{atoomeconomie} = \frac{104,14}{92,13 + 28,010 + 2,016} \times 10^2\% = 85,25\%$$

Let op: Een veelgemaakte fout is de bepaling van de massa van het gewenste product. Veel leerlingen tellen de massa van de nevenproducten (in dit geval 1 mol H₂O) hierbij op. Ga voor jezelf na dat deze foutieve berekeningswijze altijd leidt tot een atomeconomie van 100%. Vergeet verder niet je antwoord af te ronden op het juiste aantal significante cijfers!

Rendement: Theoretische en praktische opbrengst

De atomeconomie is heel handig wanneer je verschillende syntheseroutes met elkaar wilt vergelijken, maar in de praktijk spelen voor de werkelijke opbrengst van je product ook andere factoren mee. Het kan zijn dat de reactie niet volledig verloopt zoals bij een evenwicht of dat er bij de zuiveringsstappen een deel van de opbrengst verloren gaat. Onder *theoretische opbrengst* verstaan we de massa die volgens een kloppende reactievergelijking zou ontstaan. Onder *praktische opbrengst* verstaan we de massa van het product, zoals die bij een bepaalde synthese in een chemische fabriek gevormd wordt. De praktische opbrengst is, in de meeste gevallen, lager dan de theoretische opbrengst. Het **rendement** van een chemisch proces wordt gedefinieerd als:

$$\text{rendement} = \frac{\text{praktische opbrengst}}{\text{theoretische opbrengst}} \times 10^2 \%$$

E-factor en bijproducten

De introductie van de **E-factor** door professor Roger Sheldon van de TU Delft heeft een belangrijke rol gespeeld bij de aandacht voor het afvalprobleem van chemische processen vanuit de chemische industrie wereldwijd, en met name de farmaceutische industrie.

De E-factor draagt bij aan de ontwikkeling van schonere, meer duurzame processen. De atomeconomie is een uiterst nuttig hulpmiddel voor een snelle evaluatie van de hoeveelheid afval (in de vorm van bijproducten), die wordt gegenereerd door een bepaald proces. De E-factor daarentegen houdt ook nog rekening met het rendement van het proces (in de vorm van verliezen bij zuiveringsstappen en onvolledige omzetting). De E-factor is de hoeveelheid afval per kilogram product en wordt berekend via de volgende formule:

$$E = \frac{M_{\text{beginstoffen}} - M_{\text{werkelijke opbrengst product}}}{M_{\text{werkelijke opbrengst product}}}$$

Onder een bijproduct verstaan we alle producten behalve het gewenste product. De E-factor is *klein* voor een synthese waarin weinig ongewenste bij- producten zijn. Een hogere E-factor betekent meer afval en daarom een grotere negatieve impact op het milieu. De ideale E-factor is gelijk aan nul.

Voorbeeld

We nemen weer het voorbeeld van styreen. Uit 92,13 g C₇H₈ + 28,010 g CO + 2,016 g H₂ ontstaat maximaal 104,14 g C₈H₈. Stel dat de werkelijke opbrengst slechts 80,7 g is, dan wordt de E-factor:

$$E = \frac{122,16 - 80,7}{80,7} = 0,514$$

Groene chemie

Kan het wat sneller?

Reactiesnelheid en de chemische industrie

De reactiesnelheid is een grootte in de (fysische) chemie die weergeeft hoe snel de reagerende stoffen worden omgezet in reactieproducten. De reactiesnelheid hangt af van vijf verschillende factoren, zoals je in de derde klas geleerd hebt:

- Het soort stof
- De concentratie
- De verdelingsgraad
- De temperatuur
- De aanwezigheid van een katalysator

De reactiesnelheid is van groot belang voor de chemische technologie en industrie. Om een hoge opbrengst te krijgen verlopen reacties snel, maar ze moeten niet altijd te snel gaan omdat je bij sommige reacties explosies kunt krijgen. Het is daarom belangrijk om de snelheid van chemische reacties te beheersen.

De reactiesnelheid wordt gemeten als de tijd die nodig is om een bepaalde hoeveelheid eindproduct te vormen. De eenheid is $\text{mol L}^{-1} \text{s}^{-1}$ (het aantal mol per liter per seconde). Als er in 1 seconde 1 mol L^{-1} ontstaat is de reactiesnelheid dus $1 \text{ mol L}^{-1} \text{s}^{-1}$.

Anders gezegd, de reactiesnelheid is de concentratieverandering per tijdseenheid:

$$\text{reactiesnelheid} = \frac{\text{concentratieverandering}}{\text{verandering in de tijd}}$$

Ook wel afgekort tot:

$$s = \frac{\Delta c}{\Delta t}$$

Voorbeeld

Stel, bij het onderzoek *Soort stof en verdelingsgraad* ontstaat in een afgesloten reactievat van 8,0 L gedurende de eerste 15 seconden 2,4 mol waterstof (H_2). De gemiddelde reactiesnelheid tijdens de eerste 15 seconden is:

$$s = \frac{\Delta c}{\Delta t} = \frac{\frac{2,4 \text{ mol}}{8,0 \text{ L}}}{15 \text{ s}} = \frac{0,30 \text{ mol L}^{-1}}{15 \text{ s}} = 0,020 \text{ mol L}^{-1} \text{s}^{-1}$$

Botsende deeltjesmodel

In de derde klas hebben we vooral gekeken naar reactiesnelheid op *macroniveau*. Nu zullen we ook kijken naar reactiesnelheid op *microniveau*. Als uitgangspunt maken we gebruik van het **botsende deeltjesmodel**. Dit model stelt dat een reactie pas kan optreden als de moleculen (of atomen) van de beginstof(fen) met elkaar botsen. Niet elke botsing leidt echter tot een reactie.

Alleen als de botsing krachtig genoeg is, vindt er een hergroepering van de atomen plaats. In dat geval spreken we over een *effectieve botsing*.

In het kort

- De reactiesnelheid is afhankelijk van het aantal *effectieve* botsingen dat er per seconde tussen de deeltjes kan plaatsvinden.
- Het aantal effectieve botsingen wordt beïnvloed door concentratie, verdelingsgraad en temperatuur.
- Hierbij gaat het niet alleen om de *kans* op een botsing, maar ook om de *effectiviteit* van een botsing.
- Bij een hogere temperatuur zullen de deeltjes sneller bewegen, waardoor ze niet alleen vaker botsen, maar ook harder (en dus effectiever).

Groene chemie

Energie en reacties

De ene stof is de andere niet

Zoals je gemerkt hebt kun je verschillen in reactiesnelheid niet altijd verklaren met het botsendedeeltjesmodel, bijvoorbeeld als het gaat om de invloed van soort stof. Dit hebben we gezien bij de reactie van metalen met een sterk zuur. Koper, ijzer en magnesium zijn alle drie metalen, maar magnesium reageert onder gelijke omstandigheden beduidend sneller met zoutzuur dan ijzer, terwijl koper niet reageert met zoutzuur. Bij de reactie van een metaal met een (verdund) sterk zuur is de reactiesnelheid afhankelijk van de **edelheid** van het metaal. De edelheid is een maat voor de reactiviteit van het metaal. Hoe edeler het metaal, des te minder de chemische reactiviteit. In de module *Survival in de bush* komen we hierop terug.

Edele metalen	Roesten niet en reageren niet of nauwelijks met andere stoffen.	Au, Pt en Ag
Half edele metalen	Roesten niet en reageren alleen met een oxiderend zuur als salpeterzuur.	Cu en Hg
Onedele metalen	Roesten langzaam en reageren met sterke zuren als zoutzuur/zwavelzuur.	Alle overige metalen, bv Fe
Zeer onedele metalen	Roesten (zeer) snel en reageren (soms heftig) met water.	Li, Na, K, Mg, Ca, Ba en Al

Energie-effecten tijdens een reactie

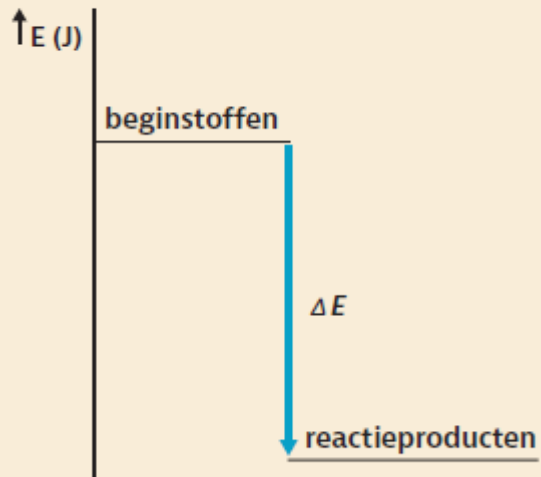
Het botsendedeeltjesmodel geeft geen verklaring voor de invloed van de soort stof op de reactiesnelheid, maar zegt wel dat een botsing voldoende 'hard' moet zijn. Er is dus kennelijk energie voor nodig om een reactie op gang te brengen. Deze energie is nodig om de bindingen van de beginstof(fen) te verbreken en noemt men de **activeringsenergie**. Deze activeringsenergie is voor elke reactie anders en hangt dus af van de soort stof(fen).

Laten we eens kijken naar verbrandingsreacties. Niet elke brandstof brandt even snel of makkelijk. Een houtskoolbarbecue aansteken vergt vaak het nodige geduld. Houtskool (C) heeft een zeer hoge **ontbrandingstemperatuur**. Dit is de minimale temperatuur die nodig is om een brandstof tot ontbranding te brengen. Bij die temperatuur zijn de botsingen met de zuurstofmoleculen hard genoeg om een reactie mogelijk te maken. Als de reactie eenmaal op gang gebracht is komt er voldoende energie vrij om deze minimale temperatuur (de ontbrandingstemperatuur dus) te handhaven. Deze energie heet de **reactie-energie** (ΔE) of in dit geval ook wel de **verbrandingsenergie** en wordt uitgedrukt in joule per mol. Informatie over reactie-energieën kun je vinden in BINAS TABEL 56 en 57.

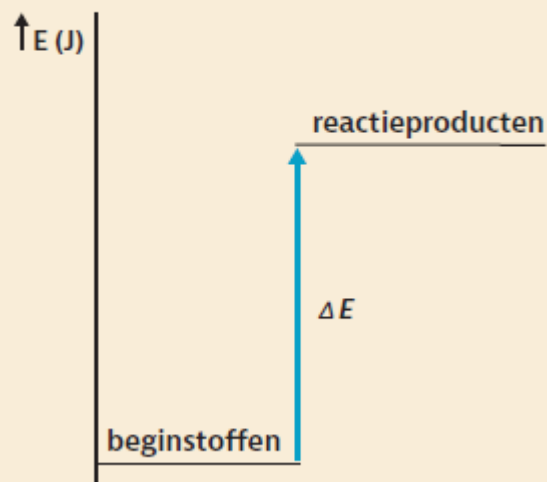
Energiediagrammen

We kunnen het energie-effect van een proces in een zogeheten energiediagram zetten. In een **energiediagram** kennen we de beginstoffen een bepaald energieniveau toe. Dit noemen we het beginniveau. Het niveau van de reactieproducten is het eindniveau. Bij een exotherme reactie ligt het beginniveau hoger dan het eindniveau. Bij een endotherme reactie is dit precies andersom.

Exotherme reactie



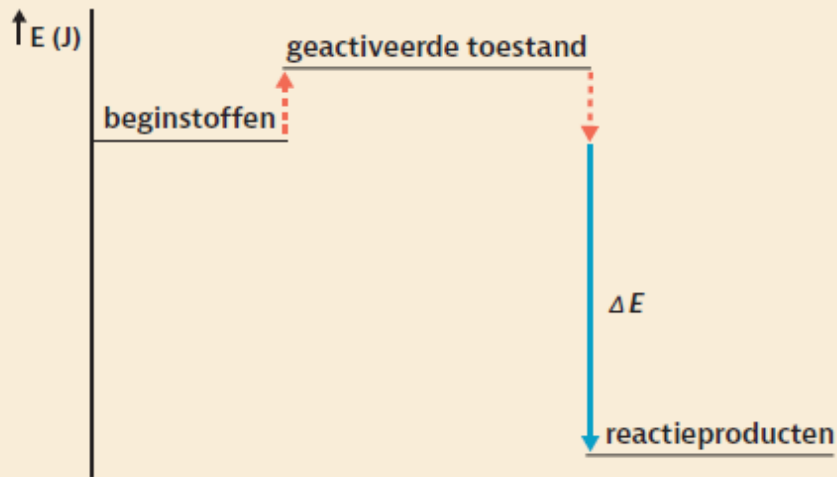
Endotherme reactie



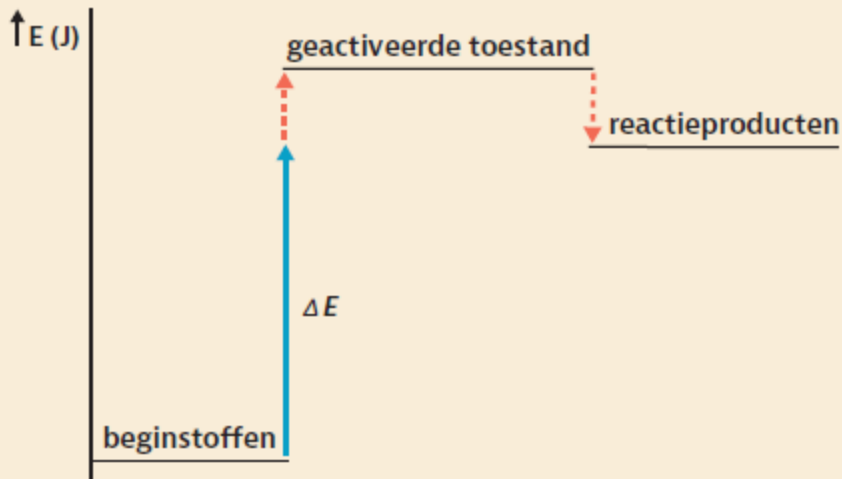
Ook de activeringsenergie (E_{act}) kan in een energiediagram worden weergegeven. We stellen ons voor dat de beginstoffen op een hoger energieniveau terechtkomen: de geactiveerde toestand.

Vanuit deze toestand beginnen de stoffen te reageren en worden de reactieproducten gevormd. De geactiveerde toestand is altijd het hoogste energieniveau. De beginstoffen moeten als het ware over een 'energieberg' heen voordat de reactie kan beginnen.

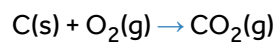
Exotherme reactie met activeringsenergie

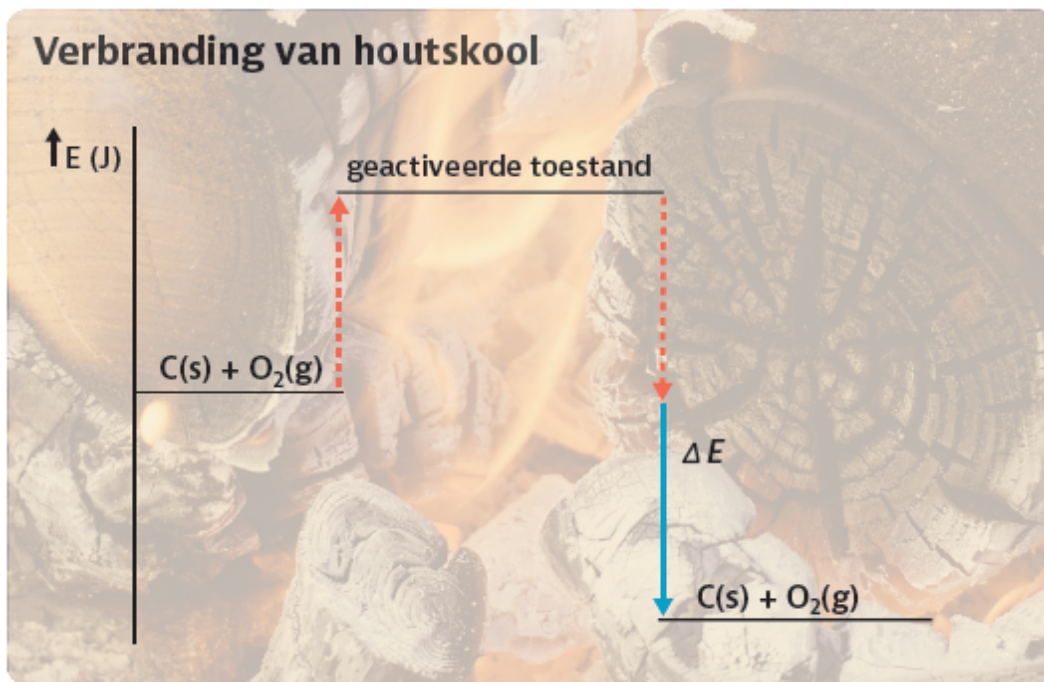


Endotherme reactie met activeringsenergie



Als deze energieberg hoog is zal de reactie zeker in het begin moeizaam verlopen en is de reactiesnelheid laag. Dit is het geval bij de verbranding van houtskool:





De invloed van een katalysator

Bij sommige reacties is het mogelijk om de activeringsenergie te verlagen door gebruik te maken van een geschikte katalysator. Een katalysator verzwakt bindingen of reageert met een van de beginstoffen om later weer te worden teruggevormd. In het laatste geval spreken we van een **reactiemechanisme**, een pad waarlangs de reactie via een aantal stappen verloopt. Hier gaan we echter niet verder op in. Onthoud: een katalysator is dus een stof die wel wordt gebruikt maar niet verbruikt!

Groene chemie

Energiebalans bij reacties

Germain Henri Hess

De Russische scheikundige Germain Henri Hess (1802-1850) deed onderzoek op het gebied van de organische chemie en thermodynamica. Op basis van zijn onderzoek formuleerde hij de wet van Hess, die de thermodynamische eigenschappen van een chemische reactie beschrijft. Zijn wet was in feite een voorloper van de eerste wet van de thermodynamica. Bij een chemische reactie verdwijnen de beginstoffen en ontstaan er andere stoffen, die een andere energie-inhoud hebben. Deze energie-inhoud wordt weergegeven in de vormingswarmte.



Wat is vormingswarmte?

De vormingswarmte (E) is de hoeveelheid energie (in joule) die nodig is voor het vormen van 1 mol van een verbinding uit de elementen in hun meest stabiele (energiearme) vorm. Wanneer er energie vrijkomt bij de vorming uit de elementen, dan is de vormingswarmte negatief en krijgt dus een minteken. Dit geldt voor alle exotherme reacties. Endotherme reacties of processen hebben dus een plusteken. De reden daarvoor is dat men kijkt vanuit de stoffen. Bij een exotherme reactie ontstaan er moleculen of deeltjes die een

lagere energie-inhoud hebben. De vormingswarmte van een element, bijvoorbeeld Fe(s) of O₂(g), is per definitie gelijk aan nul. De vormingswarmten van anorganische stoffen vind je in BINAS TABEL 57A en die van de organische stoffen in BINAS TABEL 57B.

Let op: Gebruik bij je berekeningen *nooit* gegevens uit BINAS TABEL 58, want deze hebben betrekking op zogeheten bindingsenergieën en hebben niets te maken met vormingswarmten. Het begrip bindingsenergie behoort niet tot het examenprogramma en laten we dus met rust.

Rekenen met de wet van Hess

De wet van Hess stelt ons in staat om met behulp van de vormingswarmte het energie-effect van een chemische reactie te berekenen. Bij chemische reacties geldt de *wet van energiebehoud*. Wanneer de totale energie-inhoud van de beginstoffen groter is dan de totale energie-inhoud van de producten is er sprake van een exotherme reactie: er zal warmte vrijkomen. Bij een endotherme reactie is de totale energie-inhoud van de producten groter dan de totale energie-inhoud van de beginstoffen: er moet energie toegevoegd worden.

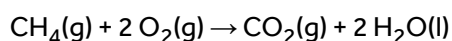
In het volgende voorbeeld gaan we de wet van Hess gebruiken om de verbrandingswarmte van methaan te berekenen.

Voorbeeld

Bekijk de volgende reactievergelijkingen met hun vormingswarmte en controleer deze aan de hand van BINAS TABEL 57A:

reactie	vormingswarmte
$\text{C(s)} + \text{O}_2\text{(g)} \rightarrow \text{CO}_2\text{(g)}$	$-3,935 \cdot 10^5 \text{ J mol}^{-1}$
$\text{H}_2\text{(g)} + \frac{1}{2} \text{O}_2\text{(g)} \rightarrow \text{H}_2\text{O(l)}$	$-2,86 \cdot 10^5 \text{ J mol}^{-1}$
$\text{C(s)} + 2 \text{H}_2\text{(g)} \rightarrow \text{CH}_4\text{(g)}$	$-0,75 \cdot 10^5 \text{ J mol}^{-1}$

Door deze reactievergelijkingen te combineren, kunnen we de verbrandingswarmte van methaan berekenen:



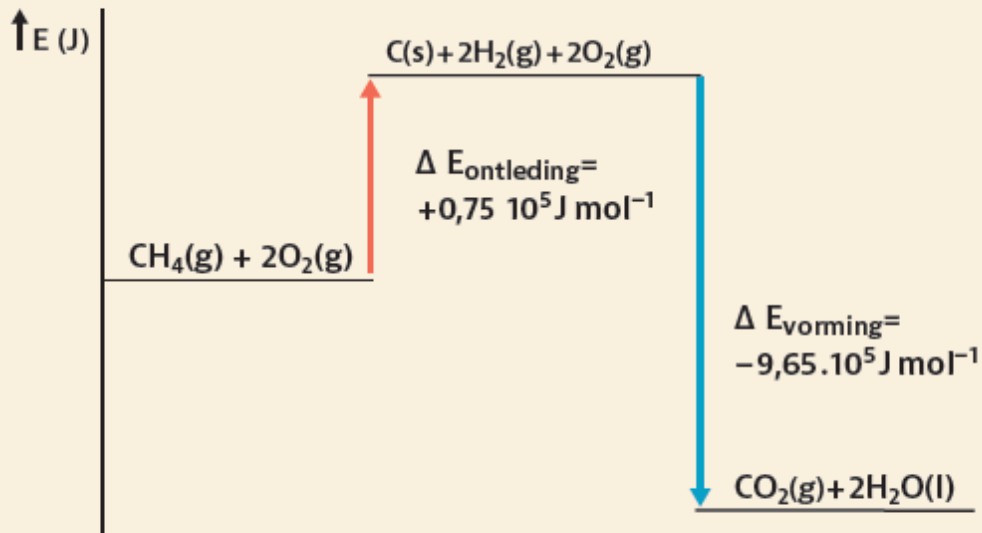
Bij de verbranding van 1 mol methaan zal 1 mol methaan ontleed moeten worden. Dit kost energie, namelijk $+0,75 \cdot 10^5 \text{ J mol}^{-1}$. Er wordt 1 mol koolstofdioxide en 2 mol (vloeibaar) water gevormd. Dus komt in totaal: $1 \times -3,935 \cdot 10^5 + 2 \times -2,86 \cdot 10^5 \text{ J mol}^{-1}$ aan energie vrij.

De verbrandingswarmte is dus gelijk aan: $1 \times -3,935 \cdot 10^5 + 2 \times -2,86 \cdot 10^5 + 0,75 \cdot 10^5 = -8,90 \cdot 10^5 \text{ J mol}^{-1}$.

Vergelijk dit antwoord met wat je vindt in BINAS TABEL 56. Je kunt de berekening ook in een energiediagram weergeven, zoals op de volgende pagina.

Let op: Het hoogst getekende energieniveau (met de elementen) is gebaseerd op de wet van Hess en is niet hetzelfde als de activeringsenergie van de paragraaf *Energie en reacties*. De activeringsenergie ligt op een lager energieniveau, omdat het bij chemische reacties in de praktijk niet nodig is om alle beginstof(fen) volledig om te zetten in de elementen.

Verbranding van methaan



Een andere berekeningswijze is de som van de vormingswarmten (E) voor de pijl af te trekken van de som van de vormingswarmten na de pijl:

$$\Delta E = \sum E_{\text{reactieproducten}} - \sum E_{\text{beginstoffen}}$$

In het geval van de verbranding van methaan wordt dit:

$$\Delta E = \{(1 \times -3,935 + 2 \times -2,86) - (1 \times -0,75)\} \cdot 10^5 = -8,90 \cdot 10^5 \text{ J mol}^{-1}$$

Dit komt op hetzelfde neer. Het is handig om beide rekenwijzen te beheersen. Let hierbij altijd goed op de tekens (plus of min) en verwerk de coëfficiënten in de reactievergelijking op de juiste manier. Soms is het handig om in een reactievergelijking met halfjes te werken, zoals in het voorbeeld is gedaan met de vorming van water ($\text{H}_2 + \frac{1}{2} \text{O}_2 \rightarrow \text{H}_2\text{O}$). Bij energieberekeningen is dit toegestaan!

Groene chemie

Niet altijd wordt alles omgezet

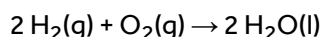
Aflopende en omkeerbare reacties

Glucose ($\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$) is de belangrijkste energiebron en brandstof in het menselijk lichaam. Voor het handhaven van de lichaamstemperatuur en het verrichten van arbeid (ja, ook hersenarbeid) wordt glucose via een aantal ingewikkelde stappen volledig verbrand tot koolstofdioxide en water. Glucose halen we uit ons voedsel. De koolhydraten en suikers die zich in het voedsel bevinden, worden in ons lichaam omgezet in glucose. Glucose wordt aangemaakt in de groene delen van een plant via de fotosynthesereactie. Hierbij reageert koolstofdioxide uit de lucht met water tot glucose en zuurstof. Voor deze reactie is zonlicht nodig.

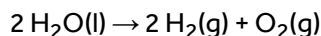
Evenwichtsreacties

Het is niet mogelijk om bovengenoemde reacties gelijktijdig en onder dezelfde omstandigheden te laten verlopen. Anders is dit met de ontleding en vorming van water. Water wordt gevormd door de reactie van waterstof met zuurstof. Deze reactie is

exotherm:

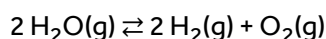


De bekendste manier om water te ontleden is via elektrolyse:



Water kan ook worden ontleed door thermolyse. Bij 1.500°C begint waterdamp te splitsen in waterstof en zuurstof. Deze temperatuur ligt echter ver boven de ontbrandingstemperatuur van waterstof. De waterstof, die bij de ontleding is gevormd, zal bij deze temperatuur weer verbranden tot water. De twee reacties zullen onder deze omstandigheden (1.500°C) dus *gelijktijdig* gaan verlopen.

Dit geven we weer met een 'dubbele' pijl en we spreken van een **evenwichtsreactie**.



Bovenstaande reactie is een voorbeeld van een **homogeen evenwicht**: alle stoffen bevinden zich in dezelfde fase, namelijk de gasfase. Bij een **heterogeen evenwicht** zijn de stoffen in meerdere fasen aanwezig. Bij een **verdelingsevenwicht** verdeelt een stof zich over twee vloeistofflagen (zie de paragraaf *Productie van ammoniak* uit deze module).

De ligging van een evenwicht

Water kan bij kamertemperatuur niet via thermolyse ontleden in waterstof en zuurstof. Het is bij kamertemperatuur een stabiele stof. De ligging van het evenwicht is geheel links van de pijl, kortweg 'het evenwicht ligt aan de linkerkant'. Bij een hogere temperatuur dan 1.500°C verschuift het evenwicht naar rechts. De endotherme reactie zal meer en meer in het voordeel komen naarmate de temperatuur verder wordt verhoogd. Dit kenmerk zien we bij elke evenwichtsreactie.

In het kort

- 'Gewone' reacties zijn aflopend naar rechts.
- Sommige reacties zijn omkeerbaar: de beginstoffen worden weer teruggevormd.
- Als omkeerbare reacties gelijktijdig en onder dezelfde omstandigheden verlopen, is er sprake van een evenwichtsreactie (ook wel chemisch evenwicht genoemd).
- Bij een homogeen evenwicht bevinden alle stoffen zich in dezelfde fase (gasfase of opgelost in water). Bij een heterogeen evenwicht zijn de stoffen in meerdere fasen aanwezig.
- Bij een evenwichtsreactie is toevoeren van energie altijd in het voordeel van de endotherme reactie (het evenwicht verschuift naar de endotherme kant).

Groene chemie

Productie van ammoniak

De geschiedenis van de productie van ammoniak

Zoals we gezien hebben in de paragraaf *Niet alles wordt altijd omgezet* vinden bij een chemisch evenwicht de 'heen- en terugreactie' gelijktijdig plaats. In deze paragraaf gaan we ons verder bezighouden met de reactiesnelheid van de 'heen- en terugreactie'. Als voorbeeld hierbij gebruiken we de productie van ammoniak. Ammoniakgas is een

belangrijk halffabrikaat voor de productie van kunstmest. Ammoniak wordt in grote fabrieken gemaakt via het Haber- Boschproces door middel van de reactie van stikstof en waterstof. Het Haber-Boschproces is in 1909 ontwikkeld en in 1910 gepatenteerd. Het werd voor het eerst op industriële schaal gebruikt door de Duitsers tijdens de Eerste Wereldoorlog. Duitsland importeerde zijn nitraat tot dan toe uit Chili (chilisalpeter), maar door de oorlog en de grote vraag naar munitie bij een onzekere aanvoerweg was er behoefte aan een alternatieve bron. De geproduceerde ammonia kon worden geoxideerd tot nitraat en het gevormde salpeterzuur kon weer gebruikt worden voor het maken van explosieven.

Fritz Haber

Fritz Haber (1868-1934) was een Duitse chemicus. Zijn naam is vooral verbonden aan het Haber-Boschproces, waarmee luchtstikstof kan worden gebonden als ammoniak. Dit proces is de basis van de kunstmestproductie en heeft grote invloed gehad op de productiviteit van landbouwgrond over de gehele wereld. Hij kreeg er in 1918 de Nobelprijs voor. Daarnaast heeft Haber veel tijd en energie besteed aan het onderzoek naar strijdgassen zoals chloor in de Eerste Wereldoorlog, en was hij ook de ontwikkelaar van het cyanideproduct Zyklon B, dat eerst als insecticide werd gebruikt, maar later ook in de vernietigingskampen in de gaskamers. Zijn vrouw, die het niet eens was met zijn werk aan gifgassen, pleegde zelfmoord met zijn dienstwapen toen hij persoonlijk toezicht hield op de eerste inzet van gifgas in leper.

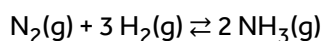


Fritz Haber (9 december 1868 – 29 januari 1934)

Het Haber-Boschproces

De reactie van stikstof en waterstof is exotherm ($\Delta E = -0,459\ 105\ \text{J mol}^{-1}$), maar verloopt niet bij kamertemperatuur. De reactiesnelheid is 'nul', ook in de aanwezigheid van een geschikte katalysator.

Bij het Haber-Boschproces maakt men ammoniak door stikstof en waterstof zonder zuurstof in contact met een ijzerkatalysator onder hoge druk (200 bar) te verhitten. De reactie van stikstof en waterstof is exotherm, maar door de hoge temperatuur (450°C) ontstaat er een evenwicht:

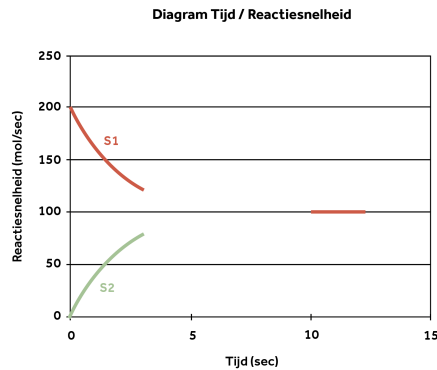


De hoge temperatuur is ongunstig voor de ligging van het evenwicht, maar nodig om de reactie snel genoeg te laten verlopen. Bij hoge druk verschuift het evenwicht wel naar de goede kant, omdat aan de rechterzijde van de reactiepijl minder moleculen staan dan aan de linkerzijde.

Het instellen van een evenwicht

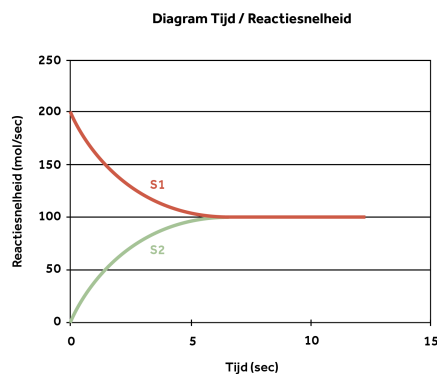
Op het moment dat het stikstof/waterstofmengsel de reactor ingaat, heeft zich uiteraard nog geen ammoniak gevormd. Dit tijdstip noemen we t . Op tijdstip $t = t_0$ is de *reactiesnelheid naar rechts* (s_1) maximaal (de concentraties stikstof en waterstof zijn nog maximaal, want er is nog geen stikstof en waterstof verdwenen) en de *reactiesnelheid naar links* (s_2) nog 'nul' (er is nog geen ammoniak, dus de 'terugreactie' is nog niet mogelijk).

In de reactor is de temperatuur 450°C. De reactie naar rechts begint te verlopen: er ontstaat ammoniak, waardoor ook de terugreactie mogelijk wordt (ontleding van ammoniak). Door de steeds hogere ammoniakconcentratie zal de reactiesnelheid naar links (s_2) steeds verder toenemen. Omdat er stikstof en waterstof verdwijnt, zal de reactiesnelheid naar rechts steeds verder afnemen.



Op het moment dat er evenwicht is bereikt, geldt dat $s_1 = s_2$. Oftewel de reactiesnelheid naar links is gelijk aan de reactiesnelheid naar rechts:

Dit noemen we een **dynamisch evenwicht**. De tijd die nodig is om de evenwichtstoestand te bereiken, noemen we de **insteltijd** van het evenwicht. In het diagram is dit zes seconden. Omdat de reactiesnelheid naar links gelijk is aan de reactiesnelheid naar rechts, zullen ook de concentraties van de reagerende stoffen niet veranderen. Na bereiken van de evenwichtstoestand blijven de concentraties van stikstof, waterstof en ammoniak constant.



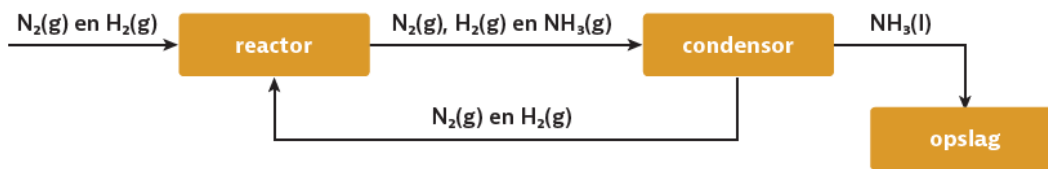
Bij 450°C ligt het evenwicht links en wordt er weinig ammoniak gevormd. De opbrengst is dus laag. Dit probleem wordt opgelost door de niet-gereageerde stikstof en waterstof te 'recyclen'.

Maar eerst moet men de ammoniak uit het gasmengsel afscheiden. Vanuit de reactor wordt het gasmengsel van stikstof, waterstof en ammoniak in een condensor geleid. In de condensor wordt het gasmengsel gekoeld tot er vloeibare ammoniak ontstaat door af te koelen tot beneden het kookpunt van ammoniak (240 K). Waterstof (kookpunt 20 K) en stikstof (kookpunt 77 K) condenseren pas bij een veel lagere temperatuur.

De vloeibare ammoniak wordt afgetapt en opgeslagen. Stikstof en waterstof blijven in de gasfase en worden teruggevoerd in de reactor.

Blokschema

Het hele proces wordt weergegeven in het zogenaamde blokschema.



In het productieproces wordt er dus feitelijk ammoniak onttrokken aan het evenwicht, waardoor de reactie naar links onmogelijk wordt gemaakt. Op deze manier is de reactie toch nog 'aflopend naar rechts'.

Verdelingsevenwichten

Bij homogene evenwichten bevinden de reagerende stoffen zich in dezelfde fase. Dit is het geval bij evenwichten tussen gassen en evenwichten in oplossingen. Bij heterogene evenwichten bevinden de reagerende stoffen zich in meerdere fasen, zoals bij een vaste stof die met een stof in een oplossing reageert. Bij een **verdelingsevenwicht** verdeelt een stof zich over twee vloeistofflagen. Het evenwicht ontstaat ter hoogte van het grensvlak van twee vloeistoffen die met elkaar mengen.

Een typisch voorbeeld hiervan is een hoeveelheid jood opgelost in water en wasbenzine.



In het kort

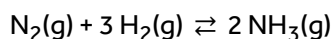
- Bij een chemisch evenwicht is de reactiesnelheid naar rechts (s_1) gelijk aan de reactiesnelheid naar links (s_2), oftewel $s_1 = s_2$.
- Bij een chemisch evenwicht veranderen de concentraties van de stoffen niet en blijven dus constant.
- Bij een homogeen evenwicht vindt de reactie in dezelfde fase plaats. Bij een heterogeen evenwicht zijn de stoffen in meerdere fasen aanwezig. Bij een verdelingsevenwicht verdeelt een stof zich over twee vloeistofflagen.
- De ligging van een evenwicht hangt alleen af van de temperatuur. Toevoeren van energie is in het voordeel van de endotherme reactie.
- Een evenwicht kan aflopend gemaakt worden door een stof voor of na de pijl te onttrekken aan het evenwicht.
- Een chemisch productieproces kun je weergeven in een blokschema.

Groene chemie

Stofbalans bij reacties

De stofbalans

Aan de hand van de productie van ammoniak gaan we in deze paragraaf nog wat dieper in op het rekenen aan evenwichten. Stel, men laat in een reactor 150 kilomol stikstof reageren met 450 kilomol waterstof. Na verloop van tijd stelt zich een evenwicht in, waarbij 120 kilomol ammoniak is ontstaan. Stel, er wordt gevraagd om een diagram te maken waarbij je op de x-as de tijd uitzet tegen het aantal kilomol stikstof, waterstof en ammoniak op de y-as. Voordat je een diagram kunt maken, zul je eerst moeten uitrekenen hoe de hoeveelheden stof tijdens het instellen van het evenwicht veranderen. Hiervoor heb je de reactievergelijking nodig:

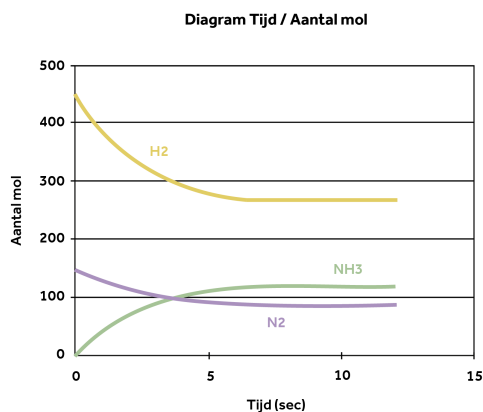


De 120 kilomol ammoniak is volgens de reactievergelijking ontstaan uit 60 kilomol stikstof en 180 kilomol waterstof. Het is belangrijk om in te zien dat er dus 60 kilomol stikstof en 180 kilomol waterstof *verdwijnen*. Er is na instellen van het evenwicht $150 - 60 = 90$ kilomol stikstof en $450 - 180 = 270$ kilomol waterstof over.

Het beste kun je bij je berekening gebruik maken van een **stofbalans**:

Stofbalans	Stikstof $\text{N}_2(\text{g})$	+	waterstof $3\text{H}_2(\text{g})$	\rightleftharpoons	ammoniak $2\text{NH}_3(\text{g})$
voor de reactie	+ 150 kmol		+ 450 kmol		+ 0 kmol
tijdens de reactie	- 60 kmol		- 180 kmol		+ 120 kmol
na de reactie	+ 90 kmol		+ 270 kmol		+ 120 kmol

Vervolgens kun je het gevraagde diagram tekenen:

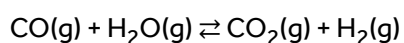


Groene chemie

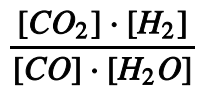
Evenwichtsvoorwaarde

De concentratiebreuk

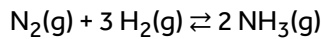
We definiëren de **concentratiebreuk** door het product van de concentraties van de stoffen rechts van de pijl te delen door het product van de concentraties van de stoffen links van de pijl, bijvoorbeeld voor de reactie:



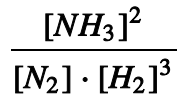
wordt de concentratiebreuk:



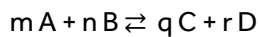
Komen er in een reactie 'coëfficiënten' voor



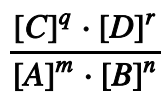
dan zien we deze coëfficiënten als 'exponenten' terug in de concentratiebreuk:



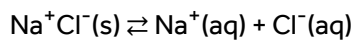
Het 'format' van de concentratiebreuk vind je in BINAS TABEL 37B. Voor de reactie:



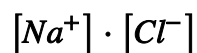
(hierin zijn m, n, q en r dus de coëfficiënten) wordt de concentratiebreuk:



In de concentratiebreuk vermelden we alleen de stoffen waarvan de concentratie te meten is. Dat is het geval bij gassen en oplossingen. In de concentratiebreuk komen dus alleen concentraties van stoffen met de faseaanduiding (g) of (aq) voor. Bij een verzadigde keukenzoutoplossing (met vast keukenzout op de bodem) heb je te maken met het volgende heterogene evenwicht:



De concentratiebreuk is dan:

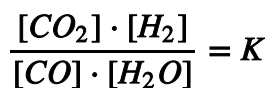


In dit voorbeeld zie je dat de concentratiebreuk niet altijd een echte breuk hoeft te zijn. We praten in dat geval ook liever over een concentratieproduct.

Evenwichtsconstante en evenwichtsvoorwaarde

Zoals je weet, veranderen de concentraties in de evenwichtstoestand niet. Ze blijven constant. Dat betekent ook dat de concentratiebreuk een bepaalde constante waarde heeft. Deze constante waarde geven we aan met een hoofdletter *K*, die we de **evenwichtsconstante** noemen. In tabellenboeken kunnen we de waarden van deze evenwichtsconstanten opzoeken, bijvoorbeeld in de BINAS TABEL 46, 47, 49, 50 en 51. De waarde van *K* (die iets zegt over de ligging van het evenwicht) hangt alleen af van de temperatuur. Als de waarde van de concentratiebreuk gelijk is aan de evenwichtsconstante, dan is er sprake van een chemisch evenwicht.

Deze voorwaarde noemen we de **evenwichtsvoorwaarde**. De evenwichtsvoorwaarden van de aan het begin van de paragraaf besproken voorbeelden zijn:



$$\frac{[NH_3]^2}{[N_2] \cdot [H_2]^3} = K$$

$$\frac{[C]^q \cdot [D]^r}{[A]^m \cdot [B]^n} = K$$

$$[Na^+] \cdot [Cl^-] = K$$

In het kort

- In de concentratiebreuk staan de concentraties van de stoffen rechts van de pijl in de teller en de concentraties van de stoffen links van de pijl in de noemer.
- In de concentratiebreuk staan de coëfficiënten uit de reactievergelijking als exponenten bij de concentraties.
- In de concentratiebreuk staan alleen de concentraties van de stoffen waarvan de concentratie is te meten, dus met de toestandsaanduiding (g) of (aq).
- Bij de evenwichtsvoorwaarde is de concentratiebreuk gelijk aan de evenwichtsconstante (K); deze hangt alleen af van de temperatuur.
- Als je aan een evenwicht stoffen onttrekt of toevoegt, of als je de druk verandert, moet je met behulp van de concentratiebreuk nagaan of er nog sprake van evenwicht is.
- Als de concentratiebreuk niet meer gelijk is aan de evenwichtsconstante, dan is één van de twee reacties in het voordeel.

Groene chemie

Chemische technologie

De afwegingen van een chemisch technoloog

De chemische technologie maakt onderdeel uit van de procestechniek in het algemeen en houdt zich bezig met ontwerp, bedrijfsvoering en bediening van installaties uit de procesindustrie. Het vakgebied bestaat deels uit werktuigbouwkunde, deels uit elektrotechniek en deels uit chemie, en heeft doorgaans een hoop te doen met regeltechniek. Voor het ontwerpen van procestechnische installaties is er de opleiding chemische technologie.

Bij *chemische technologie* draait het om processen waarin grote hoeveelheden, meestal tonnen, geproduceerd worden. Juist vanwege de omvang heeft een chemisch technoloog oog voor de veiligheid en milieubelasting van producten. De chemische technologie is in Nederland een belangrijke bedrijfstak en motor achter de economische groei in Nederland, en de verdere ontwikkeling van een duurzame samenleving. Hier komt heel wat Groene Chemie bij kijken, want men zoekt niet alleen naar de meest economische, maar ook meest *veilige* en *milieuvriendelijke* procesvoering. Er zullen verschillende aspecten tegen elkaar afgewogen moeten worden.

De syntheseroute

Tijd is geld. Bij een hogere temperatuur verlopen veel reacties makkelijker en sneller, maar is er ook meer energie nodig. Sommige reacties verlopen alleen bij een hogere temperatuur. Een katalysator (indien voorhanden) kan uitkomst bieden, bijvoorbeeld bij de productie van ammoniak.

Een ander probleem is dat bij reacties niet altijd alle beginstof wordt omgezet, denk aan evenwichtsreacties. Er zal nooit een 100% opbrengst gehaald kunnen worden. Het resultaat is een mengsel van stoffen, waardoor scheidingen uitgevoerd moeten worden. Bij processen met een lage omzettingsgraad is het zaak om de niet-omgezette beginstoffen terug te winnen en te *recyclen*.

Nevenproducten

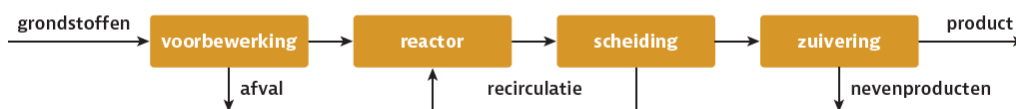
Het is helaas lang niet altijd mogelijk om een zuiver product maken. Er kunnen tijdens het productieproces allerlei problemen optreden, die tijdens of na het proces moeten worden opgelost. Naast het gewenste product kunnen er nog andere producten, zogeheten *nevenproducten* ontstaan. Deze zullen moeten worden afgescheiden. Nevenproducten komen vaak terecht in afvalstromen, gaan ten koste van de opbrengst en zijn vaak een belasting voor het milieu. Om chemische processen schoner te maken (minder energie, zuiniger met de grondstof, een zuiverder product, minder afval) is het soms nodig om een alternatieve syntheseroute te ontwerpen (er zijn meerdere wegen die naar Rome leiden).

Het blokschema

In de procestechnologie wordt vaak gewerkt met *destillatiekolommen*, *filtratiekolommen*, *extractiekolommen*, *krakers* en *reactoren*. In elk van deze apparaten vindt er een proces plaats in de vorm van een chemische reactie of het scheiden van een mengsel. Deze processen kun je weergeven in het al eerder besproken *blokschema*, waarbij in elk blok een stap uit het proces plaatsvindt, bijvoorbeeld een reactie, scheiding of andere bewerking. De blokken zijn verbonden door pijlen, waar alle stoffen bij staan die een blok binnengaan of uitkomen.

Soms is er een voorbewerking nodig om de ruwe grondstof te ontdoen van aanwezige verontreinigingen. Zie het algemene blokschema hieronder.

Algemeen blokschema



Batch- en continuproces

Er bestaan twee soorten processen: **batchprocessen** en **continuprocessen**. Bij een *batchproces* wordt de reactor met de beginstoffen gevuld en op de juiste temperatuur en druk gebracht om de stoffen met elkaar te laten reageren, waarna de reactor wordt leeggehaald en schoongemaakt. Batchprocessen zijn zeer geschikt voor productie op kleine schaal en voor de productie van veel verschillende producten in dezelfde reactor. Voorbeelden van batchprocessen zijn de productie van geneesmiddelen, kleurstoffen en bier.

Bij een *continuproces* worden de beginstoffen en reactieproducten gelijktijdig aan- en afgevoerd. Tijdens het proces blijven de omstandigheden (druk, temperatuur) in de reactor constant. Een continuproces is meestal sneller en goedkoper dan een batchproces. Daar staat tegenover dat een continuproces minder flexibel is. De productie van zwavelzuur, salpeterzuur en ammoniak zijn voorbeelden van een continuproces.

Massabalans en energiebalans

Om verspilling van grondstoffen en energie tegen te gaan spelen de wet van behoud van massa en de wet van behoud van energie een belangrijke rol in de procestechnologie. In een fabriek wordt zowel de **massabalans** als **energiebalans** door chemisch technologen nauwkeurig bijgehouden. Met behulp van de wet van behoud van massa kan voor elk proces in het blokschema de massabalans worden vastgesteld, en berekend worden hoeveel stof moet worden toegevoegd per tijdseenheid. Op dezelfde manier kan een chemisch technoloog ook een energiebalans opmaken voor elk proces: met de wet van behoud van energie.

Microreactoren, de toekomst?

Stel je voor: fabrieken ter grootte van luciferdoosjes. Het lijkt erop dat na de elektronica ook de chemie overschakelt op 'kleiner'. Reactoren worden microreactoren, die in sommige gevallen niet groter dan een computerchip. In smalle kanaaltjes met een diameter van minder dan 0,1 mm stromen de beginstoffen de microreactor in om snel met elkaar te reageren, waarna het product er aan de andere kant uitstroomt.

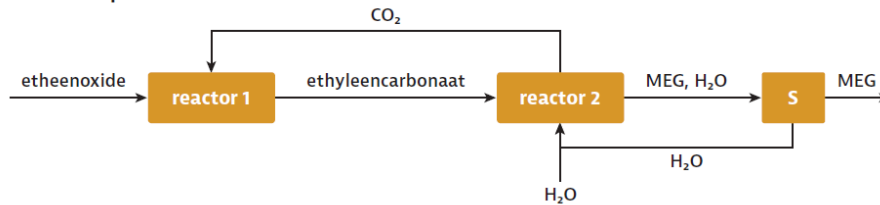
Er komen uiteraard maar kleine hoeveelheden product uit, maar door tientallen microreactoren parallel te schakelen kan de opbrengst toch oplopen tot tientallen kilo's per dag. Dit soort kleine hoeveelheden sluit goed aan bij de behoefte van de farmaceutische industrie en de fijnchemie, waar vaak dure, specialistische stoffen worden geproduceerd. De microreactoren zijn samen een stuk kleiner dan de klassieke reactor, waardoor er efficiënter, schoner en sneller gewerkt kan worden. In microreactoren kunnen stoffen onder optimale omstandigheden reageren, zodat theoretische opbrengsten kunnen worden behaald. Dit komt doordat de reacties plaatsvinden in microkanalen, waar het makkelijker is om de optimale condities te creëren zoals de juiste temperatuur en een snelle menging van de beginstoffen.

In het kort

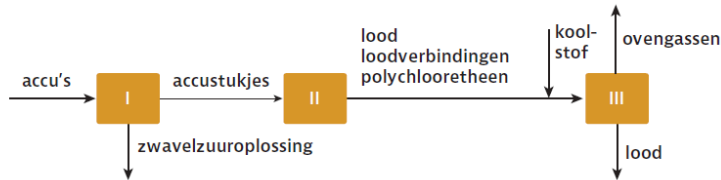
- Bij *chemische technologie* draait het om het ontwerp en onderhoud van industriële chemische processen op grote schaal en wordt de 'boekhouding' voor een fabriek bijgehouden in een *massabalans* en een *energiebalans*.
- Het *rendement* van een chemische proces is de praktische opbrengst gedeeld door de theoretische opbrengst $\times 100\%$.
- Bij een *batchproces* wordt alles bijeengevoegd in de reactor en nadat het zoveel mogelijk heeft gereageerd, wordt het uit de reactor verwijderd. Vervolgens kan men de volgende 'batch' maken.
- Toepassing bij kleine hoeveelheden product: de fijnchemie en farmaceutische industrie.
- Bij een *continuproces* vindt er een constante aanvoer en afvoer van beginstoffen en producten plaats. Niet-gereageerde stoffen worden via recirculatie teruggevoerd naar de reactor. Toepassing: grote hoeveelheden product.
- In een *blokschema* wordt het productieproces schematisch weergegeven, waarbij reacties en/of scheidingen in een blok staan en tussen de blokken met lijnen de stofstromen worden aangegeven.

Blokschema's

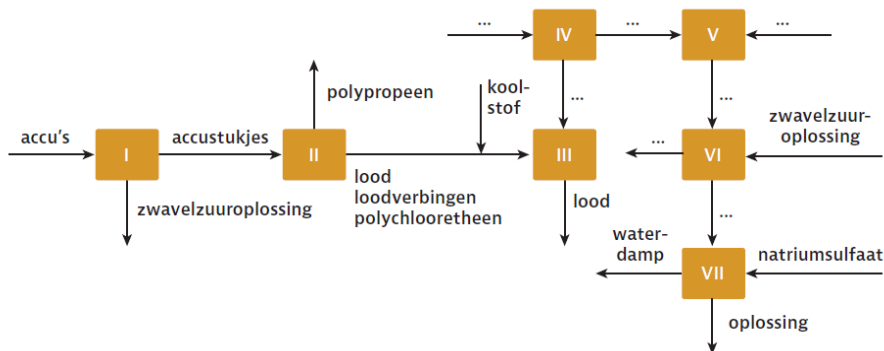
Blokschema OMEGA-proces



Blokschema recycleproces loodaccu



Blokschema recycleproces lood



Groene chemie

De kolenvergasser

KV en STEG

Bij *kolenvergassing* wordt steenkool vergast tot *synthesegas*, een mengsel van voornamelijk koolmono-oxide en waterstof. Kolenvergassing vindt plaats bij hoge temperatuur (1.300 tot 1.500°C) en onder hoge druk, waarbij stoom en afgestemde hoeveelheden zuurstof gebruikt worden. Daarna wordt het synthesegas gereinigd en ontzwaveld tot een zuiverheid die vergelijkbaar is met aardgas. Het synthesegas is dan geschikt voor verbranding in een *STEG* (Stoom en Gasturbine) waar het wordt omgezet in elektriciteit.

Elektriciteit uit steenkool

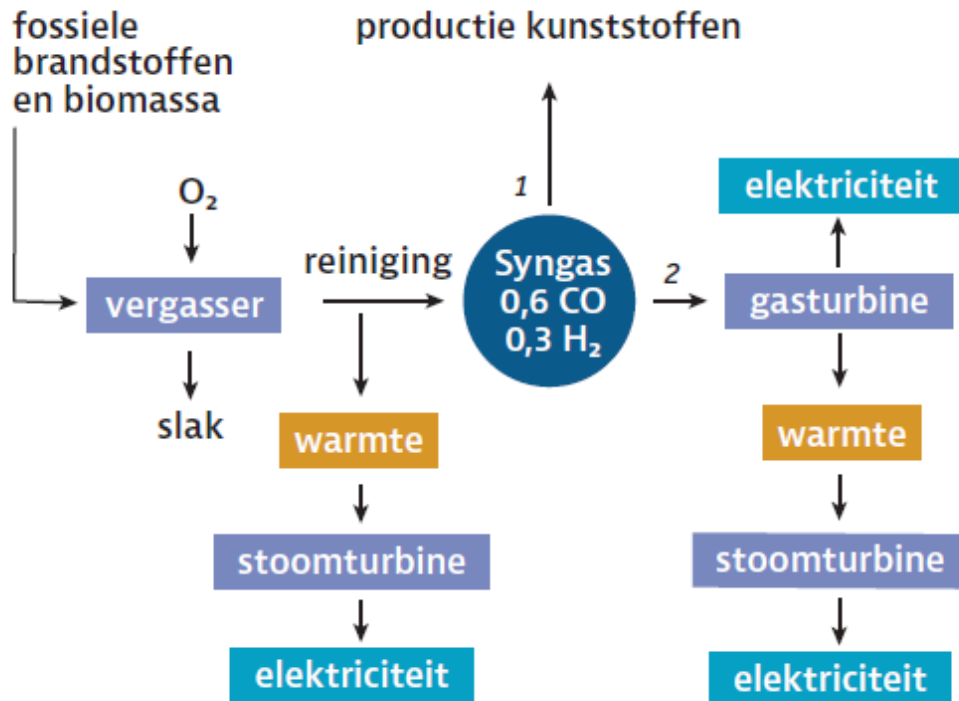
Elektriciteitscentrales gebruiken steenkool als brandstof omdat er meer natuurlijke voorraden van steenkool zijn dan van aardolie en aardgas. Kolenvergassing is milieutechnisch interessanter dan de conventionele verbranding van steenkool:

- Steenkool bevat van nature veel stoffen die bij verbranding vervuiling opleveren.
- Het is eenvoudiger om het synthesegas te reinigen, dan de rookgassen van direct verbrand steenkool. Hierdoor is de uitstoot van onder meer verzurende gassen (zwaveldioxide en stikstofoxiden) lager dan bij conventionele verbranding van steenkool.
- Het totaalrendement kan bij gebruik van synthesegas hoger zijn dan bij directe verbranding van steenkool, hetgeen resulteert in een lagere CO₂-uitstoot per geproduceerde kWh.

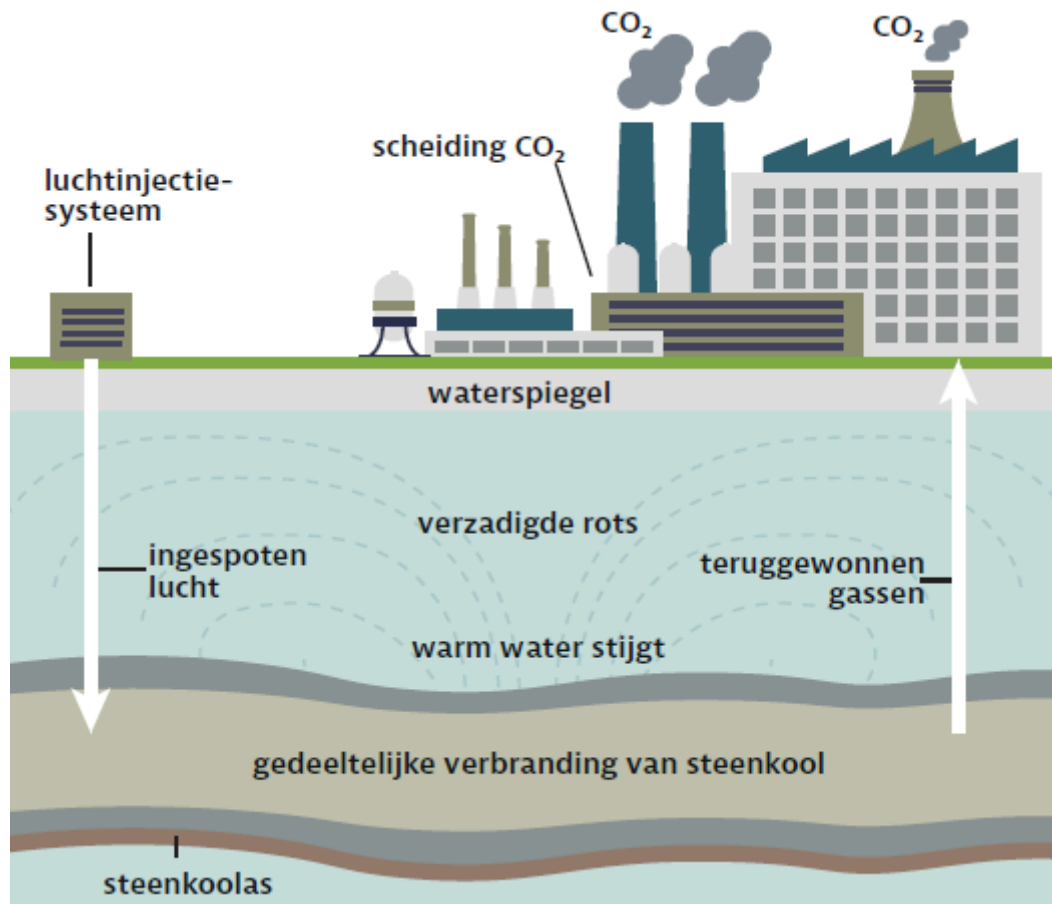
- Het is mogelijk biomassa mee te vergassen, wat effectief ook tot lagere CO₂-productie leidt.

Nadelen van een kolenvergassercentrale zijn de hogere investeringskosten en de complexe techniek.

Hieronder is een vereenvoudigd schema van een kolenvergasser weergegeven.



Onderstaande afbeelding laat zien dat het ook mogelijk is om de kolenvergassing ondergronds te laten plaatsvinden.



In BINAS TABEL 38B3 vind je een uitgebreider blokschema van de kolenvergasser. Gebruik dit schema in combinatie met BINAS TABEL 38B1 voor het beantwoorden van de vragen.

De C/H-verhouding van een brandstof

De samenstelling van de brandstof is bepalend voor de verhouding tussen brandstof en zuurstof in de vergasser. Belangrijk voor de efficiëntie is de C/H-verhouding van een brandstof. Deze wordt gedefinieerd als de molverhouding koolstof/waterstof:

$$\text{C/H-verhouding} = \frac{\text{aantal mol C}}{\text{aantal mol H}}$$

Gebufferd papier

Inktvraat!

Wat is inktvraat?

Vanaf de middeleeuwen tot in de twintigste eeuw werden documenten geschreven met galinkt. Dit was waarschijnlijk de meest gebruikte inkt in het Westen, gemakkelijk en goedkoop te bereiden en erg populair bij kunstenaars en artiesten die met pen of penseel tekenden. Er zijn veel documenten met galinkt beschreven: manuscripten, muzikale partituur, brieven, geografische kaarten, officiële documenten. Galinkt is een mengsel van looistoffen, ijzervitriool, Arabische gom en water. Met de tijd veroorzaakt galinkt

beschadiging van het papier. Dit wordt 'inktvaart' genoemd. De geschreven letters vallen letterlijk uit het papier en er komen gaten in de documenten op de plekken waar de inkt heeft gezeten.



Waarvan wordt papier gemaakt?

Sinds de negentiende eeuw wordt veel papier van hout gemaakt, maar het grootste gedeelte van het papier (ongeveer 70%) wordt tegenwoordig van hergebruikt en ingezameld afvalpapier gemaakt. Om papier te maken worden gekapte bomen met een machine fijn gemalen tot een houtpulp en daarna in een grote ketel gekookt. Dan ontstaat er na toevoeging van enkele chemicaliën een brij die alleen uit *cellulose* (BINAS TABEL 67F3) bestaat. Deze wordt gebleekt, tot er een witte brij overblijft. Hier worden balen van geperst, die later in de papierfabriek weer worden opgelost om papierbrij van te maken voor verdere verwerking. Er is tegenwoordig maar weinig papier dat alleen uit cellulose bestaat. Aan papier wordt tot 25% vulstoffen toegevoegd om bijvoorbeeld de beschrijfbaarheid te verbeteren en het papier gladder te maken. De meest gebruikte vulstof is krijt.

De chemische structuur van papier

Papier is een duurzaam en toch kwetsbaar materiaal. Het kan honderden jaren meegaan, maar wordt gemakkelijk aangetast als het vervaardigd is uit slechte materialen of als het niet goed is behandeld, bewaard of ingelijst. Het hoofdbestandsdeel van papier is zoals gezegd de cellulosevezel. Cellulose is een macromolecuul opgebouwd uit aan elkaar geknoopte glucoseringen. Cellulosemoleculen bestaan uit 3000 tot 5000 glucose-eenheden. De cellulosemoleculen vormen microstructuren die samengehouden worden door waterstofbruggen.

De zure afbraak van papier

De chemische afbraak van papier volgt in feite dezelfde weg als de vorming, maar dan in tegengestelde richting: de zuren vallen de bindingen aan die de glucoseringen bijeenhouden. De cellulosemoleculen worden door zuren in kortere stukken gesneden en het papier verzwakt hierdoor. Dit afbraakproces heet **hydrolyse**. De zuren werken hierbij als katalysator.

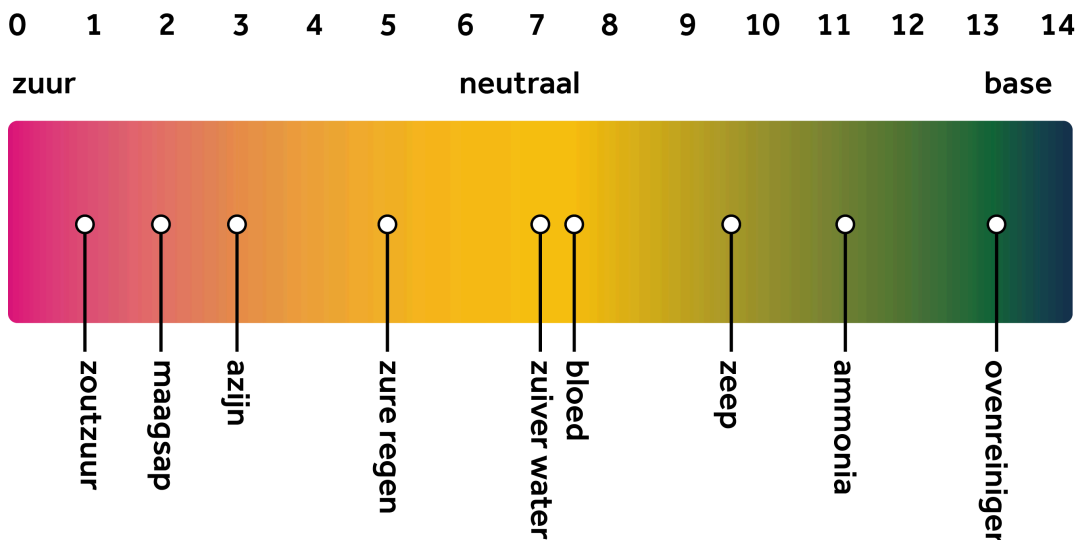
Het papier is onbruikbaar wanneer 0,5% tot 1% van de bindingen tussen de glucose-eenheden verbroken is. Wanneer de celluloseketen verbroken is, dan worden de waterstofbruggen, die de microstructuren samenhouden, verzwakt en bezwijken ze vaak. Deze chemische processen zijn de hoofdoorzaak van de massieve beschadigingen die wereldwijd aan papieren uit de Oudheid waargenomen worden. Het zuur in kwestie kan uit verschillende bronnen komen. Zwaveldioxide uit een verontreinigde atmosfeer kan door het papier geabsorbeerd worden en zich verder ontwikkelen tot zwavelzuur (H_2SO_4). Tot 1960 was er weinig belangstelling voor de conservering van papieren documenten. Daarna werd de interesse in de duurzaamheid van tekeningen en documenten plotseling groter en de vraag naar zuurvrij materiaal begon te stijgen.

Gebufferd papier

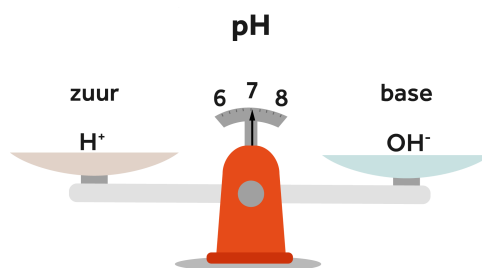
Wat maakt oplossingen zuur?

Inleiding

Deze module gaat over de chemische eigenschappen van *zuren* en *basen*. Misschien denk je er niet zo over na, maar iedere dag kom je wel met zuren en basen in aanraking. Of je nu een flesje prik (met koolzuur) opdrinkt, een pilletje vitamine C (ascorbinezuur) slikt of een schoonmaakmiddel uit de kast pakt (grote kans dat het een base is).



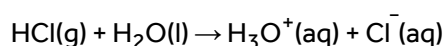
Alle zuren hebben vergelijkbare eigenschappen en hetzelfde geldt voor alle basen. Zoals de naam al zegt smaken alle zuren zuur. Probeer dat echter niet uit in de praktijk, want veel zuren zijn erg gevaarlijk. Dat geldt ook voor de basen, die stuk voor stuk bitter van smaak zijn. Zuren geven een pijnlijk, branderig gevoel als je huid ermee in aanraking komt. Basen voelen glibberig aan. In deze en de volgende paragraaf houden we ons verder bezig met zure stoffen.



Wat maakt een oplossing zuur?

Of een oplossing **zuur**, **neutraal** of **basisch** is wordt weergegeven met de letters **pH**. Chemici spreken over een 'neutrale' oplossing als de pH 7 is. Dat is ook precies de pH van zuiver water. Een oplossing met een pH die lager is dan 7 wordt zuur genoemd en een oplossing met een pH van boven de 7 noemen we basisch. Een **zure oplossing** ontstaat als een zuur in water opgelost wordt. Zuren zijn elektrolyten en splitsen net als zouten in ionen (zie de module *Het geheim van het atoom*). Bij het oplossen van zuren worden H^+ -ionen afgesplitst. Elk H^+ -ion bindt zich vervolgens aan een watermolecuul en zo worden oxoniumionen (H_3O^+) gevormd. Dit noemen we de **ionisatie** van een zuur.

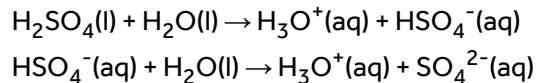
Voorbeeld 1: de ionisatie van waterstofchloride



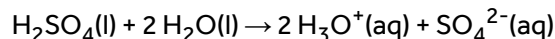
Deze oplossing noemen we zoutzuur. Het chloride-ion noemen we ook wel de **zuurrest** van zoutzuur.

Voorbeeld 2: de ionisatie van zwavelzuur

Zwavelzuur is een zogenaamd tweewaardig zuur en kan twee H^+ -ionen afsplitsen. Dit gebeurt in twee stappen, een zogenaamde **trapsgewijze** ionisatie.



Meestal wordt dit weergegeven in één vergelijking:



Het sulfaation is de zuurrest van zwavelzuur.

Namen en formules die je moet kennen!

Hieronder vind je een overzicht van de belangrijkste zuren. De formules en namen van de zuren en zuurresten moet je goed kennen.

naam	formule	zuurrest	formule
waterstofchloride	HCl	chloride	Cl^-
azijnzuur	CH_3COOH	acetaat	CH_3COO^-
salpeterzuur	HNO_3	nitraat	NO_3^-
koolzuur	$H_2O + CO_2$	carbonaat	CO_3^{2-}
zwavelzuur	H_2SO_4	sulfaat	SO_4^{2-}
fosforzuur	H_3PO_4	fosfaat	PO_4^{3-}

Een volledig overzicht van zuren en basen vind je in BINAS TABEL 49. Deze tabel zullen we in deze module heel vaak gaan gebruiken. Zoals je in deze tabel kunt zien zijn de zuren en basen gerangschikt in koppels. Als een zuur en base precies één H^+ verschillen noemen we dat een **zuur-basekoppel**. We noemen dit ook wel **geconjugeerde zuren en basen**. Azijnzuur en het acetaation zijn een voorbeeld van een zuur-basekoppel. Het acetaation is de geconjugeerde base van azijnzuur en omgekeerd is azijnzuur het geconjugeerde zuur van het acetaation.

Indicatoren

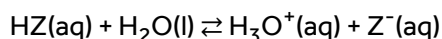
De concentratie van H_3O^+ -deeltjes is bepalend voor de pH van de oplossing: hoe groter de $[H_3O^+]$ des te lager de pH. De pH van een oplossing kun je meten met **zuur-base-indicatoren**. Dat zijn stoffen die van kleur veranderen als ze in contact komen met een zuur of een base. Kijk bijvoorbeeld maar eens hoe een pan met restjes rode kool plotseling blauw kleurt als je hem in het (basische) afwaswater onderdompelt. Met indicatoren kun je simpel bepalen hoe zuur of basisch een oplossing ongeveer is. In de les gebruiken we vooral lakmoespapier, pH-papier en druppelflesjes met indicatoren als thymolblauw, methyloranje, methylrood, broomkresolgroen, broomthymolblauw en fenolftaleïne (BINAS TABEL 52A). Elke indicator heeft zijn eigen *omslagtraject*. Binnen de grenzen van dit omslagtraject is de indicator bezig van kleur te veranderen en bestaat feitelijk uit een mengsel van twee kleuren.

Voorbeeld

Volgens BINAS TABEL 52A heeft broomthymolblauw een omslagtraject dat begint bij pH = 6,0 en eindigt bij pH = 7,6. Bij pH <6,0 is broomthymolblauw geel en bij pH >7,6 blauw. Tussen deze twee pH-waarden is er sprake van een mengsel van geel en blauw. Dit levert voor het menselijk oog de 'tussenkleur' groen op.

Zuursterkte

Lang niet alle zuren hebben een lage pH. We onderscheiden *sterke* en *zwakke* zuren. Dit verschil in **zuursterkte** kun je verklaren met de ionisatiegraad. Bij een zwak zuur is slechts een (klein) deel van de moleculen geïoniseerd en is er sprake van een evenwicht:



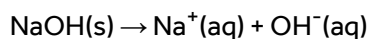
Hierbij stelt 'HZ' een zwak zuur voor en is Z^- de geconjugeerde base. In BINAS TABEL 49 kun je vrij eenvoudig zien of een zuur sterk of zwak is: alle zuren *onder* H_3O^+ zijn zwak. In onderzoek *Zuursterkte* gaan we van een aantal zuren onderzoeken of deze sterk of zwak zijn. Dit doen we door zowel de stroomgeleiding als pH te meten.

Gebufferd papier

Wat maakt oplossingen basisch?

Basen in water

Basische oplossingen bevatten hydroxide-ionen. Stoffen als natriumhydroxide, kaliumhydroxide, calciumhydroxide en bariumhydroxide zijn zouten en zijn opgebouwd uit ionen. Door deze stoffen op te lossen in water ontstaan er basische oplossingen:



De oplossing van NaOH wordt ook wel natronloog genoemd. Dit is een triviale naam, veel gebruikte triviale namen van basische oplossingen zijn:

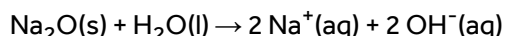
naam	notatie oplossing
ammonia	$\text{NH}_3(\text{aq})$
natronloog	$\text{Na}^+(\text{aq}) + \text{OH}^-(\text{aq})$
kaliloog	$\text{K}^+(\text{aq}) + \text{OH}^-(\text{aq})$
kalkwater	$\text{Ca}^{2+}(\text{aq}) + 2 \text{OH}^-(\text{aq})$
barietwater	$\text{Ba}^{2+}(\text{aq}) + 2 \text{OH}^-(\text{aq})$

Wees voorzichtig met geconcentreerde basische oplossingen, ze zijn bijtend en veroorzaken brandwonden. Geconcentreerde natronloog wordt onder meer toegepast als gootsteenontstopper. Hieronder vind je een overzicht van de belangrijke basen. De formules en namen van deze basen moet je goed kennen.

naam	formule
hydroxide-ion	OH^-
ammoniak	NH_3
oxide-ion	O^{2-}
carbonaation	CO_3^{2-}
waterstofcarbonaation	HCO_3^-

Metaaloxiden in water

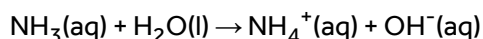
Bij het oplossen van natriumoxide in water ontstaat er natronloog:



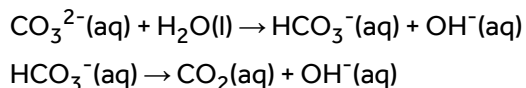
Daarom staat er in BINAS TABEL 45A bij de oplosbaarheid van natriumoxide een 'r': reageert met water. Hetzelfde geldt voor de oxiden van kalium, calcium en barium. De meeste andere metaaloxiden zijn slecht oplosbaar in water. Controleer dit zelf!

Ammoniak en (waterstof)carbonaat in water

Ammoniak vormt hydroxide-ionen volgens de vergelijking:

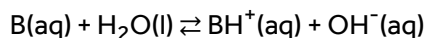


Op overeenkomstige wijze reageren carbonaat- en waterstofcarbonaationen:



Basesterkte

Net als bij de zuren onderscheiden we *sterke* en *zwakke* basen. Bij een zwakke base wordt slechts weinig OH^- gevormd en is er weer sprake van een evenwicht:



Hierbij stelt 'B' een zwakke base voor en is BH^+ het geconjugeerde zuur. Uit BINAS TABEL 49 kun je afleiden of een base sterk of zwak is: alle basen *boven* OH^- zijn zwak. In onderzoek *Basesterkte* gaan we van een aantal basen onderzoeken of deze sterk of zwak zijn.

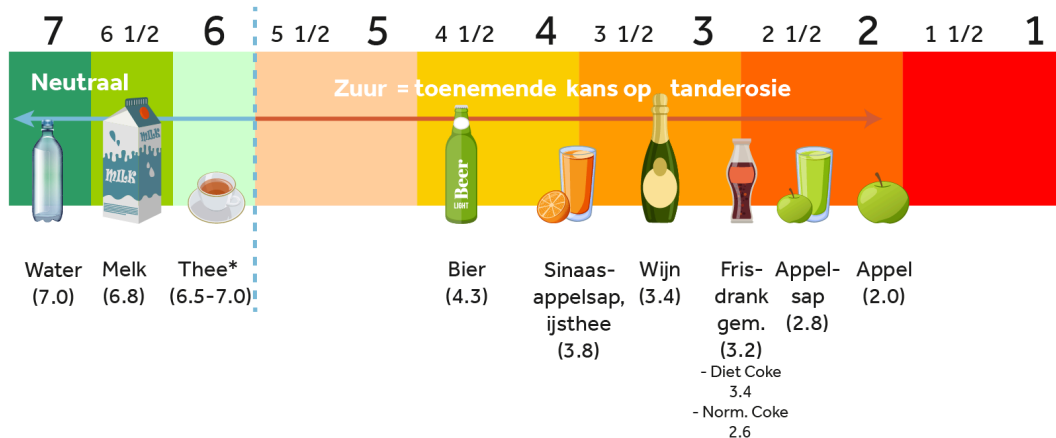
Gebufferd papier

Het ontzuren van zure oplossingen

Waarom is de zuurgraad zo belangrijk?

Zuur heeft een slechte naam. Zuur wordt vaak gebruikt als het tegengestelde van prettig of aardig. Maar jij weet wel beter. Niet altijd even gezond, maar veel van wat je lekker vindt is zuur: fruit, snoep, frisdrank. De tandarts is er niet altijd blij mee!

Zuurhoudende voedingsmiddelen bevorderen tanderosie



* Zwarte-, groene- en thee met fruitsmaakjes zijn veilig voor het gebid. Theesoorten op basis van kruiden, bloemen of natuurlijke fruitextracten kunnen net zo zuur zijn als frisdranken.

De reden om ons met zuren bezig te houden is dat zuren zo belangrijk zijn. Denk maar aan je lichaam: je spijsvertering, er zit zoutzuur in je maag! Maar denk ook aan je bloed: op de intensive care meet men voortdurend hoe zuur het bloed van de patiënt is. Een apparaat registreert dan de [zuurgraad], meestal de [pH] genoemd. Die zuurgraad speelt ook een grote rol bij de waterkwaliteit. Als je een aquarium hebt moet je de zuurgraad in de gaten houden en zo nodig corrigeren. Tja, en dan is er nog de zure afbraak van papier...

Kenmerken van zuren op macroschaal

Nog even de belangrijke kenmerken van zuren op een rij:

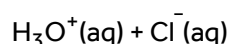
- Zuren smaken zuur;
- Zuren lossen goed op in water;
- Zure oplossingen geleiden elektrische stroom.

Kenmerken van zuren op microschaal

Zure stoffen splitsen een of meerdere H^+ -ionen af en heten daarom ook wel **protodonoren**. Voor het afsplitsen van een H^+ -ion moet er een polaire binding aanwezig zijn. De pH van een zure oplossing kan variëren van heel zuur, bijvoorbeeld $pH = 0$ tot $pH = 7$. Als je een zoutzuuroplossing 10 keer verdunt, wordt de nieuwe pH-waarde één groter.

Notaties van zure oplossingen

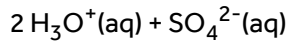
Een sterk zuur is volledig in ionen gesplitst. De chemische notatie voor zoutzuur (de oplossing van waterstofchloride in water) wordt daarom als volgt genoteerd:



Bij de chemische notatie van oplossingen van zwakke zuren ontstaat er een probleem. Een zwak zuur is namelijk niet volledig in ionen gesplitst. Omdat de meeste zwakke zuren slechts voor een klein deel in ionen zijn gesplitst, vaak maar voor 1% of minder, is er afgesproken om bijvoorbeeld een oplossing van azijnzuur in water te noteren als:



Een uitzondering wordt gemaakt voor zwavelzuur. Weliswaar verloopt de tweede ionisatietrap niet volledig, maar vanwege de eenvoud wordt in dit geval net gedaan alsof deze stap wel volledig verloopt. Vandaar dat een zwavelzuuroplossing wordt genoteerd als:

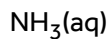


Antizuren (basen) op macroschaal

Er zijn stoffen die de eigenschappen van een zuur wegnemen. Je zou deze dus *antizuren* kunnen noemen. Chemici gebruiken hiervoor de naam **basen**. Basische oplossingen smaken vies, zeepachtig, bitter. Basische oplossingen zijn gevaarlijk, zeker als de oplossing geconcentreerd en/of warm is. Basen tasten je huid aan, met name je ogen zijn heel kwetsbaar. Basische oplossingen geleiden ook stroom en zijn dus ook elektrolyten.

Microschaal: notaties van basische oplossingen

Bij zwakke basen ontstaan er weinig OH^- -ionen. Ook hier is afgesproken om bijvoorbeeld een oplossing van ammoniak in water te noteren als:



Het is belangrijk om deze afspraken over notaties van zure en basische oplossingen te kennen en straks op de juiste manier toe te passen bij de zuur-basereacties.

Ontzuren: zuur neutraliseren

Natronloog kan zoutzuur onschadelijk maken. Dat betekent dat de H^+ -ionen moeten verdwijnen. Het OH^- -ion kan dat. Natronloog is een basische oplossing met $\text{pH} > 7$ en zoutzuur is een zure oplossing met $\text{pH} < 7$. Wanneer je natronloog bij zoutzuur druppelt ligt het dus voor de hand dat de oplossing steeds minder zuur wordt en op een gegeven moment neutraal is ($\text{pH} = 7$). De basische oplossing heeft de zure oplossing geneutraliseerd. Je spreekt van een **neutralisatiereactie**.

Zuur-basereacties

Bij een zuur-basereactie reageert een deeltje dat een of meer H^+ kan afstaan (het zuur, de *protondonor*) met een deeltje dat één of meer H^+ kan opnemen (de base, de *protonacceptor*).

Net als bij een neerslagreactie inventariseer je eerst welk zuur en welk base aanwezig zijn en ga je na hoe je het zuur en de base moet noteren.

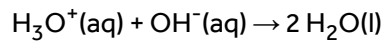
Kijk ook hoeveel H^+ het zuur kan afstaan en hoeveel H^+ de base kan opnemen. Pas daarna stel je de reactievergelijking op. Er volgen twee voorbeelden.

Voorbeeld 1

De reactievergelijking van onderzoek *De neutralisatie van zoutzuur met natronloog*.

- notatie zoutzuur: $\text{H}_3\text{O}^+(\text{aq}) + \text{Cl}^-(\text{aq})$
- notatie natronloog: $\text{Na}^+(\text{aq}) + \text{OH}^-(\text{aq})$
- H_3O^+ is het zuur en OH^- is de base
- OH^- kan 1 H^+ opnemen

De reactievergelijking wordt dan:



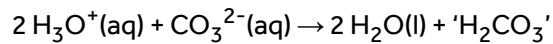
$\text{Na}^+(\text{aq})$ en $\text{Cl}^-(\text{aq})$ zijn bij deze reactie de tribune-ionen. Bij deze neutralisatiereactie ontstaat dus een natriumchlorid-oplossing.

Voorbeeld 2

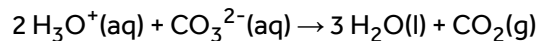
De reactie van een natriumcarbonaatoplossing met verdund zwavelzuur.

- notatie zwavelzuur: $2 \text{H}_3\text{O}^+(\text{aq}) + \text{SO}_4^{2-}(\text{aq})$
- notatie natriumcarbonaat: $2 \text{Na}^+(\text{aq}) + \text{CO}_3^{2-}(\text{aq})$
- H_3O^+ is het zuur en CO_3^{2-} is de base
- CO_3^{2-} kan 2 H^+ opnemen

De reactievergelijking wordt dan:



' H_2CO_3 ' is niet stabiel en valt uiteen in $\text{CO}_2(\text{g})$ en $\text{H}_2\text{O}(\text{l})$. Aangezien $\text{CO}_2(\text{g})$ vrij matig oplosbaar is in water, ontwijkt het grootste gedeelte als gas. De totale reactievergelijking wordt dan:



$\text{Na}^+(\text{aq})$ en $\text{SO}_4^{2-}(\text{aq})$ zijn bij deze reactie de tribune-ionen. Bij deze neutralisatiereactie ontstaat dus onder andere een natriumsulfaatoplossing.

Gebufferd papier

De pH van zure oplossingen

De pH van sterke zuren

Uit de $[\text{H}_3\text{O}^+]$ is vrij eenvoudig de pH te berekenen. Omdat de H_3O^+ concentraties zeer klein kunnen worden, is het handiger om met een logaritmische schaal te werken.

De logaritme is rond 1600 bedacht om gemakkelijk met hele grote of kleine getallen te kunnen delen of vermenigvuldigen. Met behulp van logaritmen kan er met exponenten gewerkt worden, die veel kleiner zijn dan de getallen zelf. Een logaritme heeft altijd een grondtal, meestal is dit 10. De LOG-toets op je rekenmachine werkt met het grondtal 10. Deze toets doet in feite:

$$\text{LOG}(10^x) = x$$

$\text{LOG}(1000)$ is bijvoorbeeld gelijk aan 3, omdat 1000 gelijk is aan 10 tot de macht 3: $1000 = 10 \times 10 \times 10 = 10^3$.

Je kunt je rekenmachine met de 2ND LOG-toetscombinatie ook laten terugrekenen. Deze toets doet:

$$2\text{ND LOG}(x) = 10^x$$

Bijvoorbeeld: $2\text{ND LOG}(-2) = 10^{-2} = 0,01$

Beide bewerkingen hebben we nodig bij pH-berekeningen, want de pH is als volgt gedefinieerd:

$$\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+]$$

Omgekeerd kun je $[\text{H}_3\text{O}^+]$ uit de pH afleiden met:

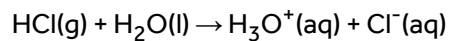
$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}}$$

Let op: bij de pH telt het getal voor de komma niet mee voor de significante cijfers! Een pH van 3,30 heeft 2 significante cijfers, een pH van 11,30 ook.



Voorbeeld 1

Zoutzuur is volledig geïoniseerd:



Uit 1 mol HCl ontstaat 1 mol H_3O^+ . Voor 0,040 M zoutzuur geldt dus ook dat $[\text{H}_3\text{O}^+] = 0,040 \text{ M}$:

$$\text{pH} = -\log(0,040) = 1,40$$

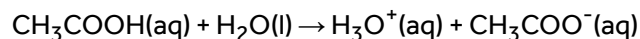
Voorbeeld 2

De $[\text{H}_3\text{O}^+]$ in zure oplossing met een pH van 2,80:

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-2,80} = 1,6 \cdot 10^{-3} \text{ M}$$

De pH van zwakke zuren

Bij zwakke zuren is slechts een klein deel van de moleculen is geïoniseerd en is dus sprake van een evenwicht. Neem bijvoorbeeld azijnzuur:



De zuursterkte wordt bepaald door de *zuurconstante* K_z . Deze kun je opzoeken in BINAS TABEL 49.

Bij 298 K is de K_z waarde van azijnzuur gelijk aan $1,7 \cdot 10^{-5}$. De evenwichtsvoorwaarde luidt:

$$\frac{[\text{H}_3\text{O}^+] \cdot [\text{CH}_3\text{COO}^-]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]} = K_z$$

Bij de berekening stellen we $[H_3O^+]$ op 'x'. Dan geldt ook dat $[CH_3COO^-] = x$. Dit kunnen we weergeven in een 'boekhoudschema'.

	CH_3COOH	H_3O^+	CH_3COO^-
Begin	0,10	0	0
Reactie	- x	+ x	+ x
Evenwicht	0,10 - x	x	x

Dan wordt de ingevulde evenwichtsvoorwaarde:

$$\frac{x^2}{(0,10 - x)} = 1,7 \cdot 10^{-5}$$

Uit de K_z -waarde van $1,7 \cdot 10^{-5}$ kunnen we afleiden dat azijnzuur slechts voor een klein deel geïoniseerd is en we 'x' kunnen verwaarlozen ten opzichte van de beginconcentratie (0,10 M). Op deze manier wordt een vervelende tweede graad vergelijking vermeden:

$$\frac{x^2}{0,10} = 1,7 \cdot 10^{-5}$$

Vrij eenvoudig kan nu de 'x' berekend worden.

En wat als verwaarlozing niet is toegestaan?

Als de verwaarlozing van 'x' meer dan 10% is moet je de 'ABC' of 'wortelformule' gebruiken. Voor een tweede graad vergelijking $ax^2 + bx + c = 0$ luidt deze als volgt:

$$x_{1,2} = \frac{-b \pm \sqrt{b^2 - 4ac}}{2a}$$

Uit deze vergelijking volgen twee oplossingen x_1 en x_2 . Aangezien de waarde van een concentratie nooit een negatief getal mag opleveren, blijft er altijd maar één goede oplossing over.

Gebufferd papier

Zuurgehalte bepalen

Kwantitatieve analyse

Een titratie is een kwantitatieve analysemethode, het gaat om hoeveelheden. Bij een zuur-basetitratie laat men een zuur neutraliseren door een base of omgekeerd. Eén van beide oplossingen heeft een bekende concentratie. De concentratie van de andere oplossing is dan te berekenen. Door toevoeging van een geschikte indicator kunnen we aantonen dat de reactie is afgelopen en weten we dat het *eindpunt* of *equivalentiepunt* is bereikt.

Gebufferd papier

Een buffer kan tegen een stootje!

Bufferoplossingen

Bij onze dagelijkse activiteiten worden in ons lichaam voortdurend stoffen verbrand. Hierbij ontstaan zure stoffen zoals koolstofdioxide en melkzuur. Toch blijft de pH van ons bloed constant.

Het bloed bevat stoffen die ervoor zorgen dat bij het verdunnen of het toevoegen van kleine hoeveelheden zuur of base, de pH niet verandert. We noemen zo'n oplossing een **buffer**. Een buffer is een stof die de zuurgraad regelt of onder controle houdt. Hoe werkt een buffer? Een buffer is in staat om kleine hoeveelheden OH^- te neutraliseren. Maar evenzo moet een buffer als base kunnen reageren met kleine hoeveelheden H_3O^+ . Een buffer moet dus zowel een basisch deeltje als een zuur deeltje bevatten.

In het kort

- Bij een bufferoplossing blijft de pH constant als we een beetje zuur of base toevoegen. Ook bij verdunnen verandert de pH niet.
- Bufferoplossingen bestaan uit een zuur-basekoppel van een zwak zuur en zijn zwakke base. Beiden moeten in voldoende mate aanwezig zijn.

Gebufferd papier

Gebufferd papier

Verzuring van papier

Zelfs als papier zuurvrij geproduceerd wordt kan het in de loop van de tijd toch nog verzuren. De lucht om ons heen bevat vrij vaak allerlei verontreinigingen zoals zuurvormende stikstof- en zwaveloxiden. Papier kan vocht en zuur opnemen uit de lucht en zo kan zuurvrij papier alsnog zuurhoudend worden. Om papier tegen inkomende zuren te beschermen kan er tijdens de fabricage een buffer aan het papier worden toegevoegd die het eventuele binnenkomende zuur neutraliseert. Meestal wordt daar calciumcarbonaat voor gebruikt. Calciumcarbonaat is een base die effectief zuren neutraliseert.

Survival in de Bush

Reacties met metalen

De eerste Survival Challenge: Van erts naar metaal

Bij het oplossen van de eerste Survival Challenge heb je onder andere een goede kennis van de eigenschappen van metalen nodig. Metalen worden al honderden jaren voor allerlei toepassingen gebruikt en zijn inmiddels niet meer weg te denken uit het dagelijks leven. In de natuur vinden we vrijwel geen zuivere metalen, maar vinden we metalen in de vorm van erts. IJzer wordt bijvoorbeeld gewonnen uit ijzererts. De atoomsoort ijzer zit wel in ijzererts, maar de eigenschappen van de stof ijzer(III)oxide (een belangrijke component van ijzererts) zijn compleet anders dan de eigenschappen van het zogeheten *metallisch* ijzer. Als we ijzer willen winnen moeten we dus van het ijzererts eerst metallisch ijzer maken.

In de derde en vierde klas heb je al het een en ander over metalen en hun eigenschappen geleerd. Laten we even kijken wat je er nog van weet.

Elektronenoverdracht

Een metaalatom is een deeltje met de eigenschap liever elektronen af te staan dan op te nemen. Een niet-metaalatom wil in principe juist wél graag elektronen opnemen.

Metaalatomen worden, als ze reageren, altijd positief geladen. Uit neutrale metaalatomen ontstaan dan positief geladen metaalionen. Niet-metalenatomen worden, als ze reageren, altijd negatief geladen (met waterstof als uitzondering!). Uit een niet-metaalatom ontstaat een negatief geladen ion.

Wanneer een metaal en een niet-metaal samen reageren ontstaan zouten. Het metaal staat dan zijn elektronen af aan het niet-metaal. Beide atomen waren ongeladen vóór de reactie, maar zijn na de reactie ionen geworden. Reacties waarbij elektronen van de ene stof worden overgedragen aan de andere stof noem je **redoxreacties**.

Survival in de Bush

Halfreacties en totaalreacties

De tweede Survival Challenge: De problemen beginnen pas...

Je hebt de verbanddoos te pakken gekregen. Het is een oude EHBO-doos, met veel verband dat waarschijnlijk niet meer steriel is, en allerlei flesjes en pillen. De wonden kunnen in ieder geval ontsmet worden, maar nu beginnen de problemen pas!

Je bevindt je in leeuwengebied en langzaam komt de zon al wat lager aan de hemel te staan. Hyena's, leeuwen en andere wilde dieren vormen vooral 's nachts een enorme bedreiging. Met bloedende wonden is de kans op overleven vrijwel nihil als er 's nachts geen vuur brandt. Er is genoeg droog materiaal, maar er is niets om het vuur mee aan te maken. Het vliegtuig was binnen een minuut na de crash alweer uitgebrand, en je hebt spijt dat je niet snel een vuur hebt gemaakt.



Met redoxreacties zijn er veel verschillende manieren om spontaan vuur te maken, maar je zit natuurlijk in de Afrikaanse bush en niet in een laboratorium. Kun je met je kennis, en de materialen die je na de vliegtuigcrash tot je beschikking hebt, op tijd zelf vuur maken?

Reductoren en oxidatoren

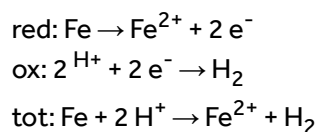
In de paragraaf *Reacties met metalen* zagen we dat er deeltjes zijn, die gemakkelijk een of meer elektronen kunnen afstaan. Deze deeltjes noemt men reductoren. Daarentegen zijn de oxidatoren de deeltjes die elektronen kunnen opnemen. In BINAS TABEL 48 staat een overzicht van deze deeltjes.

Halfreacties

We hebben gezien dat de reactie van een metaal met zuur en de reactie van een metaal met een niet-metaal redoxreacties zijn. In deze paragraaf gaan we dit type reacties nauwkeuriger bekijken en ontleden. Redoxreacties kun je beschrijven als de som van twee deelreacties: de halfreacties. We noemen deze reacties halfreacties, omdat ze niet afzonderlijk van elkaar kunnen verlopen. Twee halfreacties vormen samen één totaalreactie. Hieronder volgen twee voorbeelden.

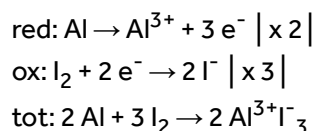
Voorbeeld 1: IJzer met zoutzuur (onderzoek *Reacties van metalen met zuren*)

Gebruik bij redoxreacties waarbij zuren zijn betrokken de notatie H^+ in plaats van H_3O^+ (ga dit na in BINAS TABEL 48!). IJzer treedt op als reductor en de H^+ -deeltjes als oxidator. De totaalreactie kun je afleiden door de halfreacties 'bij elkaar op te tellen':



Voorbeeld 2: Aluminium met jood

Bij het mengen van aluminium en jood is er geen verandering waar te nemen. Maar wanneer er een druppeltje water wordt toegevoegd, dan volgt er een heftige reactie met vuurverschijnselen. Bij deze reactie ontstaat alleen aluminiumjodide. Aluminium treedt op als reductor en jood als oxidator. In voorbeeld 1 vallen de elektronen links en rechts van de pijl tegen elkaar weg. Is dit niet het geval, dan moet je eerst de elektronen 'kloppend' maken:



Reductor- en oxidatorsterkte

Net als bij de zuren en basen kun je bij de reductoren en oxidatoren spreken over de **reductorsterkte** en **oxidatorsterkte**. Een sterke reductor staat gemakkelijk elektronen af en een sterke oxidator neemt gemakkelijk elektronen op. In de linkerkolom van BINAS TABEL 48 staat de sterkste oxidator (F_2) bovenaan en de zwakste onderaan (Li^+). In de rechterkolom is het precies omgekeerd: de zwakste reductor staat bovenaan (F^-) en de sterkste onderaan (Li).

Geconjugeerde deeltjes

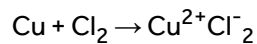
Zoals we bij de zuren en basen al zagen hebben we het bij de reductoren en oxidatoren ook over bijvoorbeeld de oxidator F_2 en zijn geconjugeerde reductor F^- . Deze twee deeltjes vormen samen een **redoxkoppel**. Hetzelfde geldt voor de deeltjes Li en Li^+ . In dit redoxkoppel is Li^+ de geconjugeerde oxidator van de reductor Li.

Wanneer verloopt een redoxreactie?

Een sterke reductor en een sterke oxidator zullen altijd met elkaar reageren, maar naarmate de reductorsterkte en oxidatorsterkte afnemen zal de neiging om elektronen uit te wisselen ook minder worden. Bovendien kan het niet zo zijn dat er bij de reactie 'sterkere' deeltjes ontstaan dan die waarmee je begint. Hieronder twee voorbeelden om de zaak toe te lichten:

Voorbeeld 1

Bij de reactie van chloor met koper ontstaat het zout koperchloride:



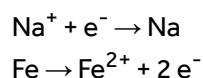
In BINAS TABEL 48 zie je het volgende:

- Chloor is een vrij sterke oxidator.
- Koper is een metaal, dat niet zo gemakkelijk elektronen afstaat. Het is niet zo'n heel sterke reductor.

Toch verloopt de reactie, omdat er geen 'sterkere' deeltjes ontstaan. De oxidator voor de pijl is Cl_2 . Na de pijl vinden we een zwakkere oxidator Cu^{2+} . Op dezelfde manier zien we de sterkere reductor Cu voor de pijl en de zwakkere reductor Cl^- na de pijl.

Voorbeeld 2

Een natriumnitratoplossing reageert niet met ijzerpoeder. Als dit wel het geval zou zijn moeten de volgende halfreacties plaatsvinden:



De reductor die ontstaat (Na) is sterker dan de reductor waarmee je begint (Fe). Deze reactie kan dus onmogelijk verlopen.

De standaardelektrodepotentiaal

Wat bepaalt eigenlijk de sterkte van een oxidator of een reductor onder standaardomstandigheden? Je hebt gezien dat niet iedere oxidator of reductor even sterk is. Zwakke oxidatoren en reductoren reageren bijna niet, sterke oxidatoren en reductoren kunnen weer heel snel reageren. Daarbij moet je kijken naar de **standaardelektrodepotentiaal**:

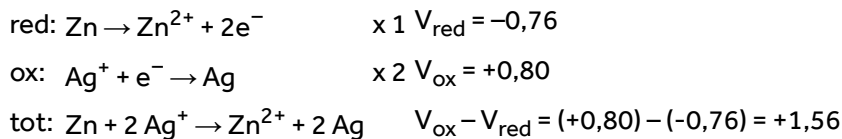
- hoe makkelijker een oxidator elektronen opneemt, hoe sterker de oxidator en hoe hoger de standaardelektrodepotentiaal;
- hoe makkelijker een reductor elektronen afstaat hoe sterker de reductor en hoe lager de standaardelektrodepotentiaal.

Wanneer we willen weten of een redoxreactie verloopt moeten we niet alleen kijken naar de standaardpotentiaal van bijvoorbeeld de reductor, maar naar het verschil tussen de standaardpotentiaal van de reductor en de standaardpotentiaal van de oxidator. Je kunt je voorstellen dat er geen harde scheidslijn is op basis waarvan je kunt bepalen of een reactie wel verloopt of niet. Je kunt de volgende vuistregel gebruiken: wanneer het verschil tussen de standaardpotentialen van de oxidator en reductor groter is dan 0,30 V verloopt de reactie. Wanneer het verschil kleiner is dan $-0,30 \text{ V}$ dan verloopt deze niet. Wanneer de waarde hier tussenin ligt, is er sprake van een evenwichtsreactie.

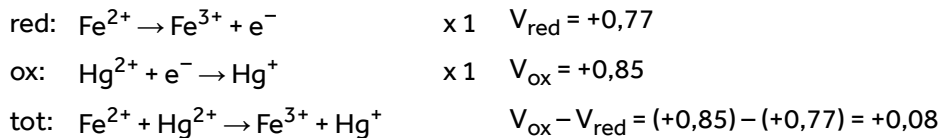
- $V_{\text{ox}} - V_{\text{red}} > 0,30$ reactie is aflopend
- $0,30 > V_{\text{ox}} - V_{\text{red}} > -0,30$ evenwichtsreactie
- $V_{\text{ox}} - V_{\text{red}} < -0,30$ reactie verloopt niet

Laten we deze drie verschillende mogelijkheden nog eens nader bekijken aan de hand van concrete voorbeelden. Controleer bij elk voorbeeld zelf het verschil in elektrodepotentiaal aan de hand van BINAS TABEL 48!

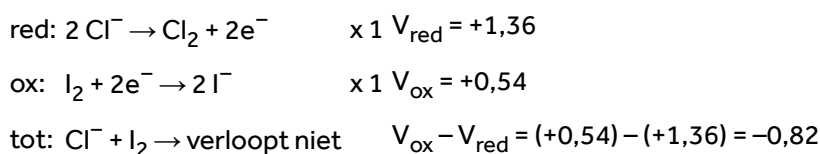
Voorbeeld 1: De reactie verloopt



Voorbeeld 2: Evenwichtsreactie



Voorbeeld 3: De reactie verloopt niet



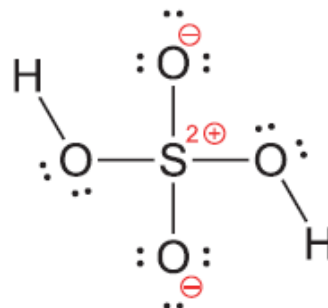
Survival in de Bush

Oxidatiegetal

Wat is het oxidatiegetal?

Het **oxidatiegetal** wordt veelal omschreven als 'de mate waarin een atoom geoxideerd is'. Een atoom kan, zoals we weten, elektronen delen met andere atomen. Deze elektronen vormen dan samen een elektronenpaar. Het elektronenpaar bevindt zich gemiddeld altijd dichter bij een van de twee atomen (tenzij het twee exact dezelfde atomen betreft), te weten bij het atoom met de hoogste elektronegativiteit (zie de module *Superslurpers* en BINAS TABEL 40A). Om het oxidatiegetal te bepalen wordt aangenomen dat het gemeenschappelijke elektronenpaar zich geheel bij het atoom bevindt met de hoogste elektronegativiteit. Omdat het atoom nu een elektron meer heeft dan het zonder de binding zou hebben, is het atoom eenwaardig negatief geladen.

Vervolgens wordt dit voor iedere binding aan een atoom gedaan, en deze getallen worden bij elkaar opgeteld. Dit levert een getal op tussen de -7 en de 7. Deze worden vaak weergegeven in Romeinse cijfers, dit in tegenstelling tot de valentie. We nemen zwavelzuur (H_2SO_4) als voorbeeld (zie hiernaast). De lewisstructuur van zwavelzuur is (inclusief de formele ladingen):



Zuurstof is het meest elektronegatieve element (3,5), veel hoger dan de elektronegativiteit van respectievelijk zwavel (2,4) en waterstof (2,1). De oxidatiegetallen in dit molecuul zijn dus:

- elk zuurstofatoom: -II
- elk waterstofatoom: +I
- het zwavelatoom: +VI

Je hebt niet altijd de structuurformule nodig om het oxidatiegetal te bepalen. De molecuulformule is vaak al voldoende. Doordat H altijd oxidatiegetal +I heeft, O altijd -II heeft en de metalen hun eigen elektrovalenties hebben, kun je de rest eenvoudig afleiden. Hieronder staat een voorbeeld. Om het oxidatiegetal van zwavel uit te rekenen in natriumsulfaat kun je uit de formule Na_2SO_4 afleiden dat:

- $2x \text{ natrium} = 2x +I = +II$
- $4x \text{ zuurstof} = 4x -II = -VIII$
- om 'O' uit te komen $1x \text{ zwavel} = +VI$

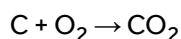
Ook is het mogelijk om op deze manier het oxidatiegetal in een 'los' sulfaation (SO_4^{2-}) te bepalen. Ook hier is het oxidatiegetal van zwavel +VI:

- $4x \text{ zuurstof} = 4x -II = -VIII$
- om '2-' uit te komen $1x \text{ zwavel} = +VI$

Waarvoor wordt het oxidatiegetal gebruikt?

Indien elektronen opgenomen worden treedt het atoom op als een oxidator. Het oxidatiegetal neemt af. Indien het elektronen afgeeft, treedt het atoom op als een reductor. Het oxidatiegetal neemt toe.

Hieronder staat een (makkelijk) voorbeeld: de reactie van koolstof met zuurstof.



Voor de pijl hebben zowel het koolstof- als de twee zuurstofatomen het oxidatiegetal 0. Na de pijl heeft elk zuurstofatoom (elektronegativiteit 3,5) het oxidatiegetal -II en het koolstofatoom (met een lagere elektronegativiteit van 2,5) het oxidatiegetal +IV (ga dit zelf na!). Bij deze reactie is koolstof dus de reductor (geeft elektronen af want het oxidatiegetal neemt toe van 0 naar +IV) en zuurstof de oxidator (neemt elektronen op want het oxidatiegetal neemt af van 0 naar -II).

Edelgassen hebben oxidatiegetal 0. Veel elementen kunnen meerdere oxidatiegetallen hebben. Zwavel komt bijvoorbeeld voor met oxidatiegetal -II, -I, 0, +II, +IV en +VI. Oxidatiegetallen kunnen dus nul, positief of negatief zijn. Ook bij de zogeheten overgangsmetalen (in het midden van het periodiek systeem) kunnen verschillende oxidatiegetallen voorkomen. Vooral voor die elementen wordt meestal het begrip (elektro)valentie ook nog gebruikt: ijzer(II) voor Fe^{2+} en ijzer(III) voor Fe^{3+} . Het oxidatiegetal speelt bij redoxreacties zoals we zien een belangrijke rol.

Samengestelde reductoren en oxidatoren

In de vorige paragraaf hebben we het gehad over reductoren en oxidatoren die zijn opgebouwd uit één atoomsoort. Er bestaat nog een aantal reductoren en oxidatoren die zijn opgebouwd uit meerdere atoomsoorten of een combinatie van verschillende deeltjes. Dit noemen we ook wel *samengestelde reductoren en oxidatoren*. Voor het al dan niet verlopen van een reactie of het opstellen van de reactievergelijking met behulp van de halfreacties gelden dezelfde regels. In de nu volgende onderzoeken maak je kennis met een aantal van deze deeltjes en gaan we dieper in op veranderingen van oxidatiegetallen bij redoxreacties.

Zelf halfreacties opstellen

Veel halfreacties met samengestelde reductoren en oxidatoren zijn te vinden in BINAS TABEL 48. Maar het komt ook voor dat je gevraagd wordt om zelf een halfreactie af te leiden. Daarbij zul je goed moeten letten of de reactie verloopt in zuur, neutraal of basisch

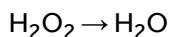
milieu. Aan de hand van een aantal voorbeelden uit BINAS TABEL 48 zullen we uitleggen hoe dit in zijn werk gaat.

Halfreacties van oxidatoren opstellen

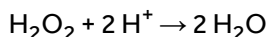
Voorbeeld 1: Waterstofperoxide in zuur milieu

In zuur milieu reageert waterstofperoxide tot water. Bij deze omzetting raakt H_2O_2 één O kwijt. Om een O weg te werken hebben we twee H^+ nodig. Daarna maken we de ladingbalans met e^- kloppend. In drie stappen wordt dit dus:

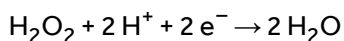
1. H_2O_2 wordt omgezet in H_2O :



2. Eén O wegwerken in zure omgeving:



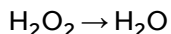
3. Ladingsbalans met e^- kloppend maken:



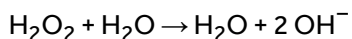
Voorbeeld 2: Waterstofperoxide in neutraal (of basisch) milieu

In neutraal (of basisch) milieu reageert waterstofperoxide ook tot water en raakt weer een O kwijt. Om een O weg te werken gebruiken we nu H_2O in plaats van H^+ . Uit een O en één H_2O ontstaan twee OH^- . Daarna H_2O links en rechts wegstrepen.

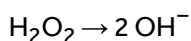
1. $\text{H}_2\text{O}_2(\text{aq})$ wordt omgezet in $\text{H}_2\text{O}(\text{l})$:



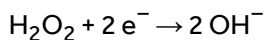
2. Nu met H_2O één O wegwerken:



3. H_2O links en rechts wegstrepen:



4. Ladingsbalans met e^- kloppend maken:

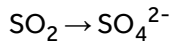


Halfreacties van reductoren opstellen

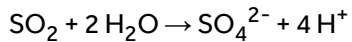
Voorbeeld 3: Zwaveldioxide in neutraal (of zuur) milieu

In neutraal (of zuur) milieu reageert zwaveldioxide tot SO_4^{2-} . Bij deze omzetting heb je twee O nodig. Daarvoor hebben we twee H_2O nodig. Uit iedere H_2O ontstaan twee H^+ . Daarna maken we de ladingbalans weer met e^- kloppend.

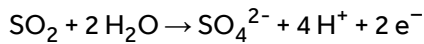
1. SO_2 wordt omgezet in SO_4^{2-} :



2. Twee O nodig:



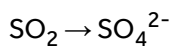
3. Ladingsbalans met e^- kloppend maken:



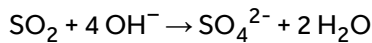
Voorbeeld 4: Zwaveldioxide in basisch milieu

In basisch milieu reageert zwaveldioxide ook tot $\text{SO}_4^{2-}(\text{aq})$ en heb je dus weer twee O nodig. Uit iedere twee OH^- laten we laten we een O ontstaan en een H_2O . Voor twee O hebben we dus vier OH^- nodig. Daarna maken we de ladingbalans kloppend met e^- .

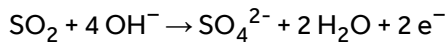
1. $\text{SO}_2(\text{aq})$ wordt omgezet in $\text{SO}_4^{2-}(\text{aq})$:



2. Twee O nodig:



3. Ladingsbalans met e^- kloppend maken:



In het kort

- Reductoren zijn deeltjes die elektronen kunnen afstaan. Oxidatoren zijn deeltjes die elektronen kunnen opnemen. Een reactie tussen een reductor en een oxidator noemt men een 'redoxreactie'. Bij een redoxreactie vindt er elektronenoverdracht plaats.
- Wanneer we willen weten of een redoxreactie verloopt, moeten we kijken naar het verschil tussen de standaardpotentialen van de reductor en oxidator:
 $V_{\text{ox}} - V_{\text{red}} > 0,30$ reactie is aflopend
 $0,30 > V_{\text{ox}} - V_{\text{red}} > -0,30$ evenwichtsreactie
 $V_{\text{ox}} - V_{\text{red}} < -0,30$ reactie verloopt niet
- Bij samengestelde oxidatoren moet je voor de pijl vaak zuurstof wegwerken. Dit kan op twee manieren:
 - In een zuur milieu wordt een O met twee H^+ omgezet tot H_2O .
 - In een neutraal of basisch milieu wordt een O met een H_2O omgezet tot twee OH^- .
- Bij samengestelde reductoren is voor de pijl vaak zuurstof nodig. Dit kan op twee manieren:
 - In een neutraal of zuur milieu geeft een H_2O een O af en wordt omgezet tot twee H^+ .
 - In een basisch milieu geeft twee OH^- een O af en wordt omgezet tot H_2O .
- Het oxidatiegetal wordt veelal omschreven als 'de mate waarin een atoom geoxideerd is'. Indien elektronen opgenomen worden, treedt het atoom op als een oxidator. Het oxidatiegetal neemt af. Indien het atoom elektronen afgeeft, treedt het op als een reductor. Het oxidatiegetal neemt toe.

Survival in de Bush

Corrosie en metaalartsen

De derde Survival Challenge: Het radiobaken

Zonder hulp zul je niet lang overleven in de Afrikaanse bush. Het is waarschijnlijk het beste om bij het vliegtuigwrak te blijven en te wachten op hulp. Maar hoe weten de hulpverleners waar het vliegtuig is neergestort? Een wrak van zo'n 10 meter lang opsporen in een gebied van 2.000 vierkante kilometer is als zoeken naar een speld in een hooiberg. Het is dus verstandig om een noodsignaal uit te zenden. Je weet dat het radiobaken in het vliegtuig een signaal uit kan zenden, al is de accu van het vliegtuig door de vele kortsluitingen helemaal leeg... maar daar vinden we wel wat op!

Het radiobaken bevindt zich onder de vloer in de staart. Je hebt alleen geen gereedschap om de vloerplaten los te draaien. Verderop heb je wel wat restanten gevonden van een oud stroperskamp. Vooral de vergane blikjes zijn interessant. Je hebt op YouTube wel eens thermietreacties gezien, waarbij roest en aluminium worden gebruikt. Je besluit de meest roestige blikjes fijn te stampen tot poeder, en aluminium los te schrapen van het vliegtuigframe. Je hoopt zo thermiet te maken en een bout uit de vloerplaat los te smelten om bij het radiobaken te kunnen komen...

Corrosie en edelheid

Van ijzer is bekend dat het kan roesten. In de scheikunde noem je dat **corroderen**. Het ene metaal corrodeert (en oxideert) sneller dan het andere metaal. Dat hangt onder meer af van de **edelheid**. De edelheid van een metaal is eigenlijk niet veel anders dan een aanduiding van de reductorsterkte van dat metaal. De *edele metalen* (goud, platina en zilver) corroderen onder normale omstandigheden niet. *Half edele metalen* (koper en kwik) reageren alleen met zuurstof bij hogere temperaturen (> 200°C). *Onedele metalen* (de rest) oxideren langzaam, en *zeer onedele metalen* (bijvoorbeeld natrium en kalium) oxideren snel. Een andere manier om onedele metalen van zeer onedele metalen te onderscheiden is dat zeer onedele metalen als reductor kunnen reageren met water als oxidator.



De snelheid van corrosie hangt gek genoeg niet alleen van de edelheid af. Een mooi voorbeeld daarvan is aluminium. Dit is een zeer onedel metaal en het reageert dan ook snel met zuurstof onder vorming van aluminiumoxide. Toch wordt aluminium veel toegepast in de bouw en in de vliegtuigindustrie. Hoe zit dat? Het antwoord is simpel. Het aluminiumoxide hecht zich als een heel dun en transparant laagje aan het aluminium. Dat laagje is ondoordringbaar voor lucht. Door te corroderen 'verft' het aluminium zichzelf als het ware.

Opofferingsmetaal

Er zijn verschillende manieren om een onedel metaal zoals ijzer te beschermen tegen corrosie. Veelal wordt een beschermende laag gebruikt, maar met name in de scheepvaart wordt een fundamenteel andere manier van beschermen gebruikt. Een opofferingsmetaal is een metaal dat een sterkere reductor (onedeler) is dan het metaal waarmee het contact heeft. Het principe van opofferingsmetaal is dat dit metaal oxideert in plaats van het metaal waarmee het contact heeft. Het principe komt overal voor waar constructies van ijzer in een nat milieu corroderen.

Afhankelijk van het soort metaal dat tegen corrosie moet worden beschermd, en of het een zoet- dan wel zoutwatermilieu betreft, bestaat een offerblok meestal uit een legering waarin zink, magnesium en/of aluminium voorkomen. Met name in de scheepsbouw wordt er veelvuldig gebruikgemaakt van zogeheten 'offerblokken'. Het offerblok zal na verloop van tijd geheel weggereageerd zijn en worden vervangen.

Survival in de Bush

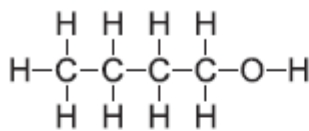
Organische reductoren

De vierde Survival Challenge: Een zieke piloot

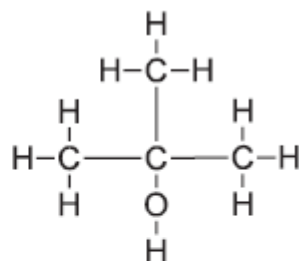
Het blijkt dat de piloot van het vliegtuig diabetes (suikerziekte) heeft. Behalve suikervrije kauwgum, een voorraad kleine suikerzakjes en zoutzakjes, vier pakken crackers, twee zakken chips, een fles cola, een halve fles whisky en een jerrycan met water is er niets te eten en te drinken. Het meeste voedsel dat je de piloot kunt aanbieden bevat dus veel koolhydraten. Zijn voorraad insuline is echter verloren gegaan bij de crash. Uit het Survival Handbook weet je dat een klein beetje azijn een positieve invloed heeft op de bloedsuikerspiegel, maar hoe kom je aan azijn?

Alcoholen als reductor

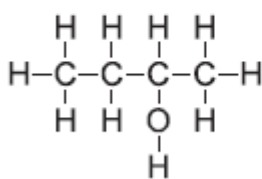
Alcoholen kunnen reageren als reductor. Als het C-atoom dat de -OH-groep draagt aan maximaal één C-atoom gebonden is, dan spreekt men van een primair alcohol (1). Is het C-atoom gebonden aan twee andere C-atomen dan spreekt men van een secundair alcohol (2). Is het C-atoom gebonden aan drie andere C-atomen dan spreekt men van een tertiair alcohol (3).



(1) butaan-1-ol

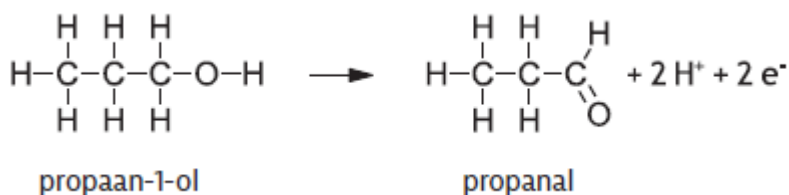


2-methylpropan-2-ol

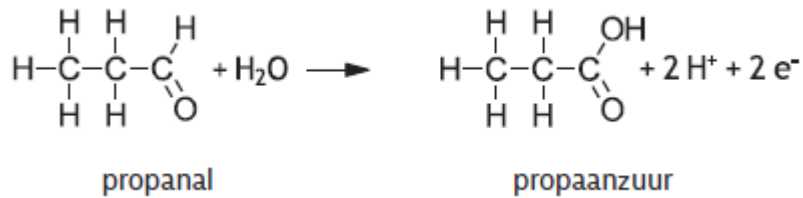


(2) butaan-2-ol

Primaire, secundaire en tertiaire alcoholen reageren elk op een andere wijze met (sterke) oxidatoren. Een primair alcohol wordt door een (sterke) oxidator omgezet in een aldehyde. Bijvoorbeeld de oxidatie van propan-1-ol tot propanal:



Het aldehyde dat ontstaat na oxidatie van een primair alcohol kan zelf weer worden omgezet in een alkaanzuur. Voor deze reactie is echter wel de aanwezigheid van water noodzakelijk. In het onderstaande voorbeeld wordt het bij de vorige halfreactie gevormde propanal verder geoxideerd tot propaanzuur:



Survival in de Bush

Elektrochemische cellen

De vijfde Survival Challenge: Een batterij voor het noodsignaal

Het is je gelukt om het radiobaken uit de staart van het vliegtuig te krijgen. Helaas werkt dit baken normaal gesproken op de accu die nu wegens kortsluiting niet meer werkt. Het in het baken ingebouwde noodbatterijtje is in dit oude toestel en door de jarenlange tropische temperaturen al lang niet meer geladen. Kortom, je hebt helaas een baken in handen dat zo dood is als een pier. Je gaat in deze paragraaf leren hoe je zelf een make-shiftbatterij kunt bouwen om het radiobaken van stroom te voorzien, zodat je toch een noodsignaal kunt uitzenden.

Energie en energieomzettingen

We gebruiken energie bij alles wat we doen. Daarbij gaat altijd een bepaalde vorm van energie (chemische energie uit voedsel, fossiele brandstof) over in een of meer andere vormen van energie, warmte, licht of beweging. De totale hoeveelheid energie blijft daarbij onveranderd. Je zou dus kunnen zeggen dat de energie behouden blijft, maar dat is slechts de helft van de waarheid. De energie die ontstaat is altijd minder bruikbaar dan de energie waarmee je begon. Warmte-energie is maar voor een deel om te zetten in andere energievormen. Lauwe warmte is helemaal onbruikbaar. Zelfs hete stoom, die in stoomturbines wordt gebruikt voor elektriciteitsopwekking, levert minder dan de helft aan elektrische energie. Hoe meer energie we gebruiken, des te meer *hoogwaardige*, goed bruikbare energie overgaat in *laagwaardige*, soms zelfs waardeloze energie. Chemische en elektrische energie zijn hoogwaardige vormen van energie.

Elektrische energie opwekken

We kunnen elektriciteit op verschillende manieren opwekken. De belangrijkste daarvan is de dynamo. De dynamo is veelzijdig en kan voor grote vermogens (elektriciteitscentrales) gebruikt worden. Het rendement van een dynamo kan heel hoog zijn. Als de energiebron voor de bewegingsenergie ook nog duurzaam is, zoals bij windmolens, heb je heel groene energie. De meeste dynamo's in elektriciteitscentrales worden echter nog aangedreven door kolengestookte stoomturbines. Dat is geen groene stroom.

In een elektriciteitscentrale wordt:

- brandstof verbrand;
- met deze warmte hete stoom gemaakt;
- daarmee bewegingsenergie opgewekt;
- en daarmee weer elektriciteit geproduceerd.

Wat is een batterij of accu?

Als er geen stopcontact in de buurt is, ben je aangewezen op een *batterij* of *accu*. Hierin wordt chemische energie direct omgezet in elektrische energie. Batterijen waren lange tijd niet populair, ze waren zwaar, snel leeg en erg milieuonvriendelijk. Je gebruikte ze hooguit voor zaklantaarns. Als je batterijen niet op tijd verving, gingen ze lekken en vernielden je apparaat. Batterijen van vroeger bevatten vaak zeer giftige zware metalen als kwik en cadmium. Lege batterijen werden tot voor kort gewoon weggegooid en zorgden voor veel overlast.

Op macroniveau: wat is elektriciteit?

Voorwerpen kunnen een elektrisch lading krijgen. Er zijn twee soorten lading, *positieve* en *negatieve* lading. Ongeladen voorwerpen bevatten van beide soorten evenveel. Gelijk geladen voorwerpen stoten elkaar af, tegengesteld geladen voorwerpen trekken elkaar aan. Er zijn materialen die lading laten stromen, geleiders (metalen, grafiet, opgeloste zouten). Als lading zich verplaatst door een geleider noemen we dat *elektrische stroom*: de lading die per seconde door de geleider stroomt:

$$I = Q / t$$

Waarbij:

- I de stroomsterkte is in ampère (A);
- Q de elektrische lading in coulomb (C);
- en t de tijd in seconde (s).

Elektriciteit, of nog preciezer: elektrische stroom, is de veelzijdigste vorm van energie. Voor verwarming, verlichting, transport, communicatie, het aandrijven van machines, voor computers is elektriciteit heel geschikt, zo niet onmisbaar.

Op microniveau: wat stroomt er door een stroomdraad?

Sinds ruim een eeuw weten we dat er door een stroomdraad elektronen stromen, negatief geladen deeltjes die voorkomen in alle atomen. Elektronen stromen vanwege hun lading van de negatieve pool naar de positieve pool.

Opgeloste elektrolyten (zouten of zuren opgelost in water) kunnen ook geleiden. We hebben gezien dat als je stroom door zulke oplossingen stuurde, er positieve en negatieve ionen gingen bewegen, zowel naar de pluspool als naar de minpool. De ionen zorgen voor het vervoer van de lading van de ene pool naar de andere. Ionen zijn geladen atomen of moleculen. Een positief ion heeft een of meer elektronen te weinig, een negatief ion heeft elektronen te veel. In oplossingen van zouten en zuren komen er vrije ionen voor.

De eerste batterij: De 'Zuil van Volta'

De eerste succesvolle batterij werd gemaakt door Alessandro Volta, rond 1800. Hij stapelde zink en koperplaatjes op elkaar, afgewisseld met in zuur gedompelde stukjes vilt. Bijzonder aan Volta's batterij was dat de batterij zo eenvoudig was en dat je de spanning van de batterij heel eenvoudig kon opvoeren door de stapel hoger te maken.



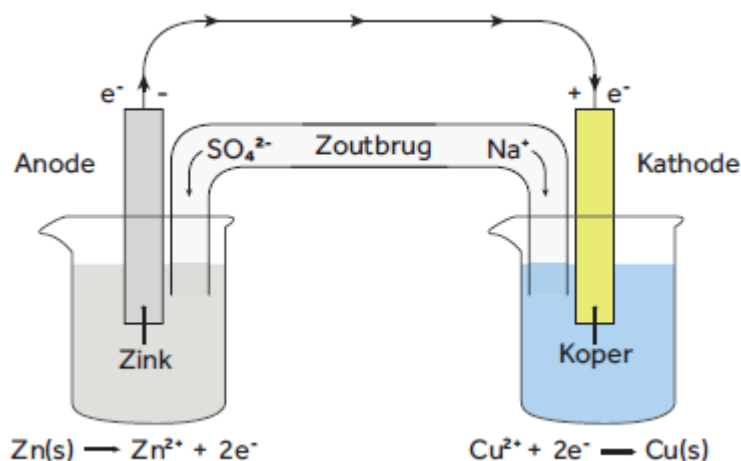
Wat gebeurt er in een batterij?

Door een metaaldraad stromen elektronen. De batterij zorgt ervoor dat die elektronen blijven stromen. De batterij werkt dus als een elektronenpomp. Om die stroom op gang te houden moet de stroombron bij de minpool voortdurend elektronen de draad insturen (naar buiten pompen) en bij de pluspool juist elektronen uit de draad weghalen, opnemen (elektronen aanzuigen).

Je hebt gezien dat er bij een redoxreactie een elektronenoverdracht plaatsvindt. Zou het mogelijk zijn om met een redoxreactie elektrische stroom op te wekken? Het antwoord op deze vraag is ja! Hoe gaat dit in zijn werk? Om te beginnen moet je ervoor zorgen dat de reductor niet direct in contact kan komen met de oxidator. Dit kun je doen door te werken met twee gescheiden compartimenten, die met elkaar in verbinding staan via een *poreuze wand* of een zogeheten *zoutbrug*. Een zoutbrug is een glazen buis die de elektrische verbinding verzorgt tussen de twee compartimenten. De meeste zoutbruggen bestaan uit een zout (bijvoorbeeld natriumnitraat) dat is opgelost in een gel (bijvoorbeeld agar). Verder moet je ervoor zorgen dat de elektronen die de reductor afstaat terechtkomen bij de oxidator. Hiervoor gebruik je natuurlijk een stroomdraadje en voilà: er gaat een stroompje lopen en de *elektrochemische cel* is geboren.

De Daniëll-cel

Een beroemde chemische cel is de Daniëll-cel, vernoemd naar de Engelse uitvinder John Daniëll (1790-1845).



Als je het aardig vraagt, zal je docent deze Daniëll-cel vast wel aan je willen demonstreren! Zoals je hierboven ziet bestaat de Daniëll-cel uit twee compartimenten die zijn verbonden met een zoutbrug. Het linkercompartiment is gevuld met een 1,0 M zinksulfaatoplossing, waarin een zinkstaaf hangt. Het rechtercompartiment is gevuld met een 1,0 M koper(II) sulfaatoplossing, waarin een koperstaaf hangt.

Op het moment dat de zinkstaaf (de minpool) via een stroomdraadje wordt verbonden met de koperstaaf (de pluspool), kan de zinkstaaf via het stroomdraadje elektronen afstaan aan de koper(II)ionen en gaat er dus een stroompje lopen. Tijdens de stroomlevering reageert de zinkstaaf langzaam weg en wordt de koperstaaf steeds dikker. Omdat er in het linker compartiment Zn^{2+} bijkomen, stromen er via de zoutbrug NO_3^- uit het compartiment om het positieve ladingoverschot te compenseren. Aan de andere kant zie je min of meer hetzelfde gebeuren. Daar verdwijnen positieve deeltjes, die worden aangevuld met Na^+ uit de zoutbrug. Dit kan natuurlijk niet eeuwig doorgaan. Op een zeker moment is de cel uitgeput.

De Daniëll-cel levert 1,10 V. Wil je meer spanning, dan zul je ze in serie moeten zetten. Dan krijg je een *batterij*, een term die voor het eerst werd gebruikt door Benjamin Franklin in 1748 als aanduiding voor een rij elektrisch geladen glasplaten. Het woord 'battery' betekent in het Engels een 'klap' en dat is dan ook hoe een elektrische schok van het apparaat aanvoelde. In die tijd had een batterij vooral amusementswaarde en nauwelijks of geen praktische toepassingen.

De standaardelektrodepotentiaal

De **standaardelektrodepotentiaal** (zie BINAS TABEL 48) van een reductor/oxidator is een maat voor hoe goed de oxidator of reductor uit dat koppel is. Een hoge elektrode potentiaal wijst op een sterke oxidator en onvermijdelijk een zwakke reductor. Hoe sterker de oxidator is in het koppel, des te positiever kan de elektrode worden. De standaardelektrodepotentiaal van een redoxkoppel is gedefinieerd als de spanning die optreedt als een *halfcel onder standaardomstandigheden* (zuivere stoffen, 1 molaire oplossingen, druk 1 Bar) wordt verbonden met de *standaardwaterstofelektrode*. Als je een cel bouwt uit twee redoxkoppels kun je uit het verschil in de standaardelektrodepotentiaal van de twee koppels de ongeveer te verwachten bronspanning berekenen. De **bronspanning** zegt iets over de hoeveelheid energie (E) die de cel levert:

$$E = U \times I \times t$$

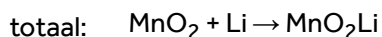
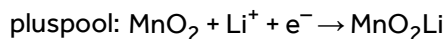
Daarbij is U de spanning (in volt), I de stroomsterkte (in ampère = coulomb per seconde) en t de tijd (in seconde). Bij het rekenen aan de hoeveelheid lading Q die een cel kan rondpompen ($Q = I \times t$) is het handig om te weten dat één mol elektronen een lading vertegenwoordigt van $9,6485 \cdot 10^4$ coulomb. Het aantal coulomb per mol wordt de **constante van Faraday** genoemd (zie BINAS TABEL 7A).

Droge batterijen

De Daniëll-cel is een zogeheten 'natte' batterij. Niet echt handig in gebruik in verband met lekkage. In 1866 patenteerde de Fransman Leclanché de natte koolstof- zinkbatterij. Deze bestond uit een koolstofstaaf, ingebed in bruinsteen gemengd met koolstofpoeder en gedrenkt in een ammoniumchlorideoplossing. In de Tweede Wereldoorlog ontwikkelden Amerikaanse onderzoekers een krachtige batterij op basis van bruinsteen en zink met een alkalische elektrolyt.

Dit leidde rond 1950 tot de introductie van kleine alkalinebatterijen voor algemeen gebruik. Tegenwoordig zijn batterijen niet meer weg te denken uit het dagelijks leven en worden ze almaar beter. Zo hebben de lithium wegwerpbatterijen een zeer hoge energiedichtheid en zijn door hun geringe ontlading tot wel tien jaar houdbaar. Deze batterijen zijn speciaal ontwikkeld voor draagbare elektronische apparaten zoals mobiele

camera's en foto toestellen. Je kunt er sneller en nog meer mee flitsen. Afhankelijk van het ontwerp produceren lithiumbatterijen in vergelijking met andere batterijen hoge spanningen van 1,5 tot ongeveer 3,7 V. Dit zijn de halfreacties en totaalvergelijking:



En dan ook nog: het milieu

De zware metalen kwik en cadmium, die in batterijen worden gebruikt, zijn schadelijk voor het milieu. Daarom moeten lege batterijen, met name kwik en cadmiumbatterijen, niet bij het gewone afval worden gegooid, maar ingeleverd als klein chemisch afval of bij een inzamelpunt voor lege batterijen. Een cel is opgebouwd uit een aluminiumstaaf in een oplossing van aluminiumsulfaat en een koolstofstaaf in broomwater. Verder zijn er een zoutbrug en draden aanwezig en is er een lampje in de schakeling opgenomen.

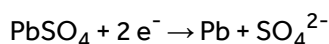
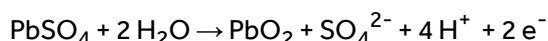
Survival in de Bush

Oplaadbare batterijen

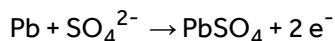
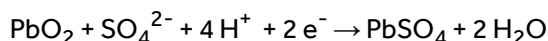
Oplaadbare batterijen

De eerste praktisch toepasbare herlaadbare accu op basis van lood en zuur werd in 1859 ontwikkeld door de Franse uitvinder Gaston Planté. Dit principe wordt nog steeds gebruikt in auto-accu's.

De *loodaccu* bestaat uit een zwavelzuuroplossing met daarin, vóór het laden, twee loodplaten, die beide bedekt zijn met een laagje van het slecht oplosbare lood(II)sulfaat (PbSO_4). Sluiten we de plus- en de minpool aan op een gelijkspanning, dan wordt de accu opgeladen via de volgende halfreacties (zie ook BINAS TABEL 48):



Zowel lood als lood(IV)oxide zijn onoplosbaar. Het laagje lood(II)sulfaat op de pluspool wordt dus omgezet in het bruine lood(IV)oxide, terwijl aan de minpool uit het lood(II)sulfaat lood gevormd wordt. Als al het lood(II)sulfaat is omgezet, kan de accu gebruikt worden als stroombron. Tijdens het stroom leveren neemt het lood(IV)oxide elektronen op en het lood staat elektronen af:



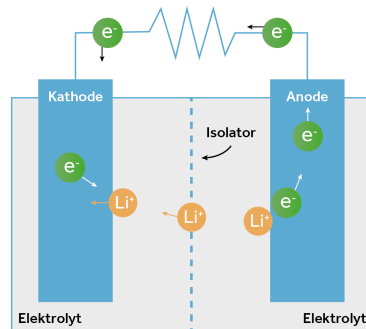
De reacties tijdens het laden en ontladen zijn elkaars tegengestelde en alle vaste stoffen blijven op hun plaats. De accu kan na het ontladen dus steeds weer opnieuw geladen worden.

Lithium-ion-accu's

Lithium-ion-accu's (ook wel Li-ion-accu's) zijn in eerste instantie bekend geworden door toepassing in laptops en mobiele telefoons. Inmiddels worden varianten op de accu breed toegepast in elektrische auto's. Door de relatief hoge energiedichtheid heeft het

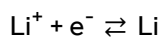
beschikbaar komen van Li-ion-accu's gezorgd voor de huidige doorbraak van elektrische auto's. Er bestaan zeer veel soorten Li-ion-accu's. Lithium vormt in alle varianten de basis, maar de toegepaste chemische samenstelling varieert sterk. In de laboratoria van fabrikanten en onderzoeksinstellingen wordt er volop gezocht naar mogelijkheden om de Li-ion-accu nog verder te verbeteren. Regelmatig halen nieuwe ontwikkelingen het nieuws, waarbij een toekomst wordt geschetst waarin elektrische auto's net zo ver zullen kunnen rijden als conventionele auto's. Het zal echter nog enkele jaren duren voordat deze technologieën beschikbaar worden voor een nieuwe generatie elektrische auto's.

In de Li-ion-accu is de minpool vaak grotendeels van koolstof met daarin lithium. De pluspool kan uit verschillende materialen bestaan. De meest voorkomende types zijn lithium-kobalt, lithium- mangaan en lithium-ijzer-fosfaat. Tussen de elektroden zit een watervrij elektrolyt: een lithiumzout in een oplosmiddel. Het oplosmiddel moet watervrij zijn om de vorming van waterstof te voorkomen.



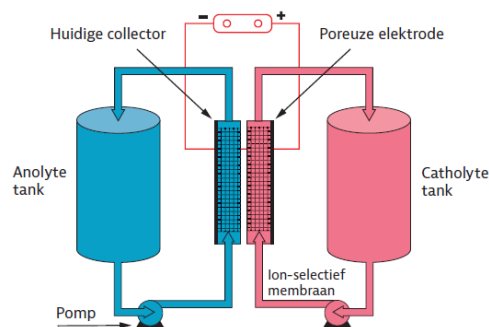
Laden en ontladen

De oplaadbare Li-ion-accu moet niet worden verward met de niet-oplaadbare lithiumbatterij. Bij het laden of ontladen van de Li-ion-accu, beweegt het Li^+ -ion zich van de ene naar de andere pool van de batterij, door het elektrolyt heen (zie de afbeelding hierboven). Bij het ontladen wordt er lithium uit de minpool (anode) onttrokken en in de pluspool (kathode) gebracht. Bij het laden gaat dat precies andersom. De halfreacties:



De redox-flowbatterij

Een **flowbatterij** (of flowaccu) (zie schematische weergave hieronder) is een elektrochemische cel waar elektrische energie in wordt opgewekt door twee oplossingen van metaalionen rond te pompen opgelost langs een membraan. Door het membraan kunnen kleine (meestal H^+) ionen zich verplaatsen van de ene oplossing naar de andere. Gelijktijdig vinden er in beide oplossingen halfreacties plaats en dit veroorzaakt een elektrische stroom.



Net als een normale oplaadbare batterij zoals de loodaccu kan ook de flowbatterij na uitputting opnieuw opgeladen worden door een stroom door het systeem te leiden in omgekeerde richting, zodat de omgekeerde halfreacties plaatsvinden. Maar er is nog een andere manier om de flowbatterij op te laden en dat kan een voordeel zijn: aangezien beide vloeistoffen geheel van elkaar gescheiden zijn, kan de inhoud van de flowbatterij na gebruik geleegd worden en vervangen door nieuwe, verse oplossingen. Een proces dat vergelijkbaar is met tanken.

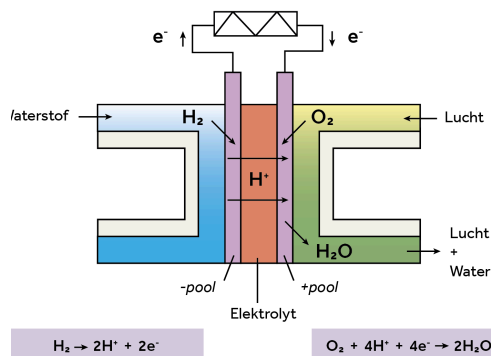
De capaciteit van een flowbatterij is afhankelijk van de beschikbare volumes aan oplossingen en de concentratie van de daarin opgeloste ionen.

Survival in de Bush

De brandstofcel

De brandstofcel

Een batterij waarin de reagerende bestanddelen tijdens de werking kunnen worden aangevoerd is de *brandstofcel*. Deze bestaat uit een poreuze plus- en minpool met daartussen een laag met elektrolyt. In schema:



De negatieve elektrode wordt gevoed door een constante brandstofstroom (in dit geval waterstofgas), terwijl de oxidator (meestal zuurstofgas uit de lucht) met een constante gasvormige stroom aan de positieve elektrode toegevoerd wordt.

De oxidatie- en reductiereacties vinden plaats aan verschillende elektroden. Door een stroomkring aan te brengen kan elektrische energie onttrokken worden aan de reacties. Tussen de elektroden bevindt zich een elektrolyt, die de overdracht van ladingen tussen beide elektroden mogelijk maakt en zo de stroomkring sluit. Een enkele brandstofcel geeft een spanning van ca. 0,7 volt. Om voldoende spanning te krijgen worden er meerdere brandstofcellen bij elkaar geplaatst. Dit noemt men een 'brandstofcelstack'. Brandstofcellen vormen een schoon en milieuvriendelijk alternatief voor de huidige verbrandingsmotor. Uit onderzoek blijkt dat het uitrusten van het huidige wagenpark in Nederland met brandstofcellen zorgt voor een emissiereductie van 14 megaton CO₂ per jaar!

Survival in de Bush

De bereiding van metalen

De laatste Survival Challenge: ontsmetting gezocht!

Je hebt uiteindelijk een noodsignaal uitgezonden. Maar de tijd begint te dringen. Je hand is flink verwond tijdens de crash en begint te ontsteken.

Je weet dat in de tropen ontstekingen erg snel kunnen verslechteren. Bloedvergiftiging en koudvuur liggen op de loer. Een ontstoken vinger kan al binnen twee dagen dodelijk worden. Je moet de hand blijven ontsmetten, maar je ontsmettingsmiddelen uit de EHBO-doos zijn inmiddels op. Als je niet snel je hand kunt ontsmetten ben je misschien wel dood voordat je gered wordt!

Je weet dat chloorwater goed ontsmet. Chloor is een vluchtige stof die helaas niet in het wrak aanwezig is. Je beseft dat als je redoxreacties ook zou kunnen laten verlopen tegen de potentiaal in en je van chloride-ionen (uit de zoutzakjes) chloor kunt maken. Terwijl je hierover hardop aan het nadenken bent, mompelt de piloot iets over elektrolyse... en raakt weer buiten bewustzijn.

Winning van metalen uit metaalertsen

De meeste metalen komen niet 'vrij' in de natuur voor, maar als verbinding. Deze verbindingen noemt men ook wel 'ertsen'. Deze metaalertsen worden gedolven en hieruit worden de metalen gewonnen. Er zijn twee manieren om dit te doen. Beide manieren zijn chemische processen die we in deze paragraaf zullen bespreken. Het gemeenschappelijke uitgangspunt is daarbij dat de in de metaalertsen aanwezige metaalionen moeten worden omgezet in ongeladen metaal-atomen. Bij het omzettingproces vindt er dus een elektronenoverdracht plaats. De metaalionen worden 'gereduceerd' tot metaal-atomen.

Elektrolyse

Elektrolyse is een scheikundige methode waarbij verbindingen met behulp van gelijkstroom worden ontleed tot elementen. In 1832 ontdekte Michael Faraday dat in een zoutoplossing stoffen ontleed worden als er een elektrische stroom doorheen gestuurd wordt en dat die ontleding afhankelijk is van de stroom. Het te ontleden zout wordt opgelost of gesmolten, zodat de ionen vrij kunnen bewegen. In de oplossing worden twee elektroden geplaatst, die worden aangesloten op een spanningsbron van 6 tot 20 V. Hierdoor zullen positieve ionen naar de minpool bewegen en negatief geladen ionen naar de pluspool. Bij de polen worden

de ionen ontladen. Bij elektrolyse worden de oxidatoren en reductoren, die niet spontaan met elkaar kunnen reageren, gedwongen tot een reactie. Door stroom door een oplossing te sturen, kunnen zwakke oxidatoren en reductoren wel met elkaar reageren. Elektrolyse noemen we ook wel een gedwongen redoxreactie. Voor een elektrolyse heb je nodig:

- een oplossing van een elektrolyt of gesmolten zout
- een spanningsbron die gelijkstroom levert
- twee elektroden verbonden met de plus- en de minpool van de spanningsbron

Aan de negatieve elektrode reageert de sterkste oxidator. Aan de positieve elektrode reageert de sterkste reductor.

Houd er bij de elektrolyse van een waterige oplossing rekening mee dat water zowel de sterkste reductor als de sterkste oxidator kan zijn. Dit is het geval bij oplossingen waarin zich een zeer zwakke reductor en/of oxidator bevindt.

Aantastbare en onaantastbare elektroden

Zowel bij een elektrochemische cel als elektrolyse maakt het uit van welk materiaal de elektroden gemaakt zijn. Dit is bijvoorbeeld het geval bij de Daniëll-cel uit de paragraaf *De brandstofcel*. Op de koperelektrode wordt koper gevormd (wordt zwaarder) en de zinkelektrode zal in massa afnemen en deels verloren gaan. Dit noemen wij *aantastbare* elektroden. *Onaantastbare* elektroden zijn van platina en koolstof, deze twee materialen kunnen niet reageren als reductor of oxidator. Deze elektroden zijn dus het meest geschikt en het meest gebruikt bij elektrolyse.

Toepassingen

In de industrie wordt elektrolyse op grote schaal toegepast om metalen te winnen uit mineralen en om de metalen te zuiveren. Daarnaast is het galvaniseren van metalen objecten een toepassing van elektrolyse in de praktijk. Zoutelektrolyse wordt inmiddels vaak gebruikt in zwembaden voor het aanmaken van chloor voor desinfectie.

Winning van metalen

Aluminium wordt gewonnen uit bauxiet. Dit aluminiumerts bestaat voor een groot deel uit aluminiumhydroxide, daarnaast bevat het, afhankelijk van de oorsprong, ook verbindingen van titanium, ijzer en silicium. Bauxiet wordt eerst omgezet in aluminiumoxide. Vervolgens wordt gesmolten aluminiumoxide door *elektrolyse* omgezet in aluminium en zuurstof.

Elektrolyse in oplossingen

Bij de elektrolyse in waterige oplossingen moeten we altijd rekening houden met het feit dat water ook kan optreden als reductor of oxidator.

Bij elektrolyse gelden verder dezelfde regels als een normale redoxreactie als het gaat om welk deeltje er als eerste reageert, namelijk het sterkste deeltje. Aan de pluspool reageert de sterkste reductor en aan de minpool reageert de sterkste oxidator. In een waterige oplossing is het daarom handig om eerst een inventarisatie te maken van de aanwezige deeltjes. Maak altijd een lijst van reductoren en een lijst van oxidatoren en ga met behulp van BINAS TABEL 48 na welke reductor en welke oxidator het sterkst is.

Het hoogovenproces

Boven in de hoogoven worden afzonderlijke lagen cokes en lagen ijzererts geladen. Beneden wordt hete lucht van ongeveer 1.200°C ingeblazen. De zuurstof uit de lucht verbrandt de koolstof uit de cokes onder vorming van koolstofmono-oxide. Het CO-gas, dat een temperatuur van ongeveer 2.300°C heeft, stijgt op door de lagen cokes en erts heen. De ijzeroxiden reduceren onder deze omstandigheden tot ijzer en smelten tot vloeibaar ijzer.

Dit vloeibaar ruwijzer sijpelt door de cokeslagen naar beneden en verzamelt zich onder in de hoogoven. Wanneer er voldoende vloeibaar ruwijzer is ontstaan, wordt de hoogoven onderaan opengeboord en stroomt het vloeibaar ruwijzer via het tapgat naar buiten. Daar wordt het opgevangen in treinwagens die het ruwijzer transporteren naar de staalfabriek voor verdere verwerking.

Chemie voor het leven

Koolwaterstoffen

Alkanen

Alkanen maken deel uit van de grote groep stoffen die we de **koolwaterstoffen** noemen. Dit zijn verbindingen die zijn opgebouwd uit de elementen koolstof en waterstof. Koolwaterstoffen kunnen verdeeld worden in twee groepen: *verzadigde* en *onverzadigde koolwaterstoffen*. Alkanen behoren tot de verzadigde koolwaterstoffen en voldoen aan de algemene formule C_nH_{2n+2} . Verzadigde koolwaterstoffen bevatten geen dubbele bindingen, onverzadigde koolwaterstoffen bevatten deze echter wel.

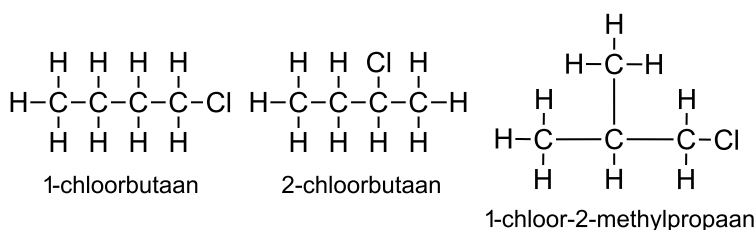
Isomerie en systematische naamgeving

Zoals we in de derde klas geleerd hebben zijn isomeren stoffen met *dezelfde* molecuulformule maar een *verschillende* structuurformule. In onderzoek *De structuur van verzadigde koolwaterstoffen* ga je nog even oefenen met isomeren. Aangezien isomeren verschillende stoffen zijn, moeten ze een verschillende naam hebben. Internationaal zijn er door de IUPAC (International Union of Pure and Applied Chemistry) afspraken gemaakt over de naamgeving van organische verbindingen. De IUPAC is een onafhankelijke organisatie die zich bezighoudt met het opzetten en uitbreiden van standaarden die van belang zijn voor de scheikunde. Dankzij de inspanningen van de IUPAC is er wereldwijd een gestandaardiseerde manier voor de naamgeving voor organische chemische verbindingen: de systematische naamgeving. Dit zijn in het kort de regels voor de systematische naamgeving:

1. Zoek de langste koolstofketen op, dit is de 'hoofdketen'. De naam van de hoofdketen wordt de 'stamnaam'.
2. Kijk welke atomen of zijgroepen (anders dan waterstof) aan de hoofdketen vastzitten. Deze atomen of zijgroepen zullen benoemd moeten worden. Kijk vervolgens aan welk koolstofatoom van de hoofdketen deze zijgroepen zich bevinden. Deze worden in de systematische naam aangegeven met een zo laag mogelijk plaatsnummer. Als er geen verwarring mogelijk is, mag je het plaatsnummer weglaten.
3. Bij meerdere zijgroepen wordt in de naamgeving – onafhankelijk van de Griekse voorvoegsels – de alfabetische volgorde aangehouden.
4. Bij de aanwezigheid van meer dan één vertakking of karakteristieke groep (zie de paragraaf *Karakteristieke groepen*) die met een plaatsnummer moet worden aangeduid, moeten de plaatsnummers achter elkaar worden gezet in opklimmende waarde. De juiste nummering is die nummering waarbij het zo gevormde getal het kleinst is.

Voor meer uitleg, raadpleeg BINAS TABEL 66D.

Voorbeeld 1

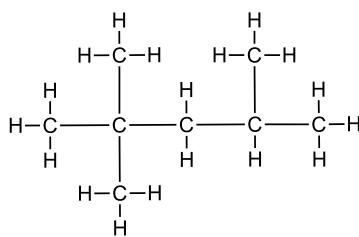


Deze drie stoffen hebben dezelfde molecuulformule, $\text{C}_4\text{H}_9\text{Cl}$. De eerste twee stoffen hebben ook dezelfde stamnaam: butaan (regel 1). Het chlooratoom kan op twee verschillende posities van de butaanketen zitten: op het eerste of het tweede koolstofatoom van de hoofdketen (regel 2). Dit wordt aangegeven met een plaatsnummer: 1-chloorbutaan of 2-chloorbutaan. De derde stof heeft een kortere hoofdketen van drie koolstofatomen: de stamnaam wordt propaan (regel 1). Er zijn twee zijgroepen: een Cl-atoom op C-atoom nr. 1 en een CH_3 -groep op C-atoom nr. 2 (regel 2). De naam van deze stof is dus 1-chloor-2-methylpropaan. Deze CH_3 -groep wordt ook wel een *zijtak* of *vertakking* van de koolstofketen genoemd. Deze zijgroepen hebben de volgende namen:

Structuurformule	Naam
$-\text{CH}_3$	methyl
$-\text{CH}_2-\text{CH}_3$	ethyl
$-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{CH}_3$	propyl
$\begin{array}{c} -\text{CH}-\text{CH}_3 \\ \\ \text{CH}_3 \end{array}$	(1-methylethyl) triviale naam: isopropyl
$-\text{C}_n\text{H}_{2n+1}$	alkyl

De systematische naam van de derde stof wordt dus (volgens regel 3 eerst de **c** dan de **m**): 1-**c**hloor-2-**m**ethylpropan.

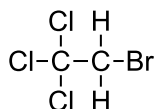
Voorbeeld 2



2,2,4-trimethylpentaan

Deze stof heeft een hoofdketen met vijf C-atomen: de stamnaam wordt pentaan (regel 1). Er zitten twee CH₃-groepen aan C-atoom nr. 2 en één aan C-atoom nr. 4 (regel 2). De drie CH₃-groepen worden weergegeven met het Griekse telwoord tri. De systematische naamgeving inclusief plaatsaanduiding wordt 2,2,4-trimethylpentaan. Voor alle Griekse telwoorden zie BINAS TABEL 66C.

Voorbeeld 3



2-broom-1,1,1-trichloorethaan

De hoofdketen bestaat uit twee C-atomen: de stamnaam wordt ethaan (regel 1). Er zijn vier zijgroepen: één Br-atoom (paars) en 3 Cl-atomen (groen). Alfabetisch komt 'broom' voor 'chloor' (regel 3). Mogelijke plaatsaanduidingen zijn:

- 2-broom-1,1,1-trichloorethaan
- 1-broom-2,2,2-trichloorethaan

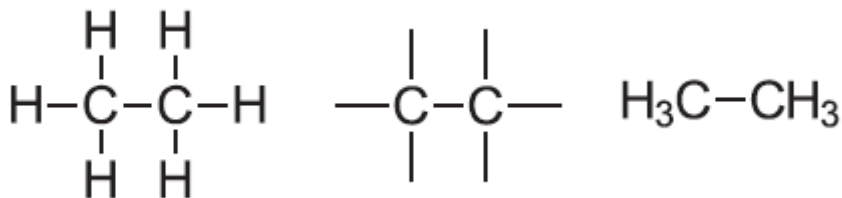
Als we nu regel 4 toepassen, volgen hieruit de getallen 1112 voor de eerste mogelijkheid en 1222 voor de tweede mogelijkheid. Omdat 1112 kleiner is dan 1222, krijgt de nummering 1112 de voorkeur en is de systematische IUPAC-naam 2-broom-1,1,1-trichloorethaan.

Schrijfwijze structuurformules

Hieronder volgen nog enkele opmerkingen over de schrijfwijze van structuurformules. Voor de weergave van bindingen tussen C-atomen en H-atomen gelden de volgende regels:

1. Uit de weergave moet duidelijk blijken dat de covalentie van koolstof 4 is.
2. Wanneer de C-H-bindingen zijn weergegeven met bindingsstreepjes, mogen de symbolen voor de H-atomen worden weggelaten.
3. Wanneer bij de C-atomen het juiste aantal H-atomen is weergegeven (met een getal), mogen de C-H-bindingstreepjes worden weggelaten.

Enkele voorbeelden van juiste weergaven zijn:



Regel 1

Regel 2

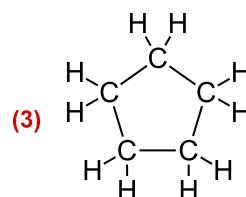
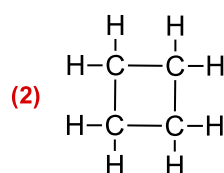
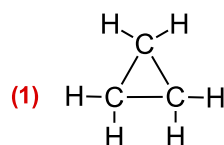
Regel 3

Cyclische koolwaterstoffen

Verzadigde koolwaterstoffen kunnen ook ringvormig zijn. Deze cyclische koolwaterstoffen noemt men de *cycloalkanen*.

De kleinst mogelijke ringstructuur komt voor in cyclopropan (boven).

Deze stof is instabiel door de grote ringspanning, die wordt veroorzaakt door de extreem kleine hoeken van 60° tussen de C-atomen. In cyclobutaan (midden) is deze ringspanning een stuk kleiner (90°) en bij cyclopentaan (onder) vrijwel verdwenen.



Alkenen en alkynen

Onverzadigde koolwaterstoffen danken hun naam aan het feit dat ze door de aanwezigheid van een of meer C=C- of C≡C-bindingen minder H-atomen bevatten dan de verzadigde koolwaterstoffen; ze zijn 'onverzadigd' met waterstof. De homologe reeksen van de *alkenen* en *alkynen* behoren tot deze groep. Vanaf buteen is structuurisomerie mogelijk doordat de tweevoudige binding kan zitten tussen het eerste en tweede C-atoom of het tweede of derde C-atoom.

molecuulformule	naam	structuurformule
C ₂ H ₄	etheen	H ₂ C=CH ₂
C ₂ H ₂	ethyn	HC≡CH
C ₃ H ₆	propeen	H ₂ C=CH-CH ₃
C ₃ H ₄	propyn	HC≡C-CH ₃
C ₄ H ₈	but-1-een	H ₂ C=CH-CH ₂ -CH ₃
C ₄ H ₈	but-2-een	CH ₃ -CH=CH-CH ₃
C ₄ H ₆	buta-1,3-dieen	H ₂ C=CH-CH=CH ₂

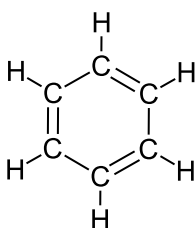
In de systematische naamgeving wordt hier rekening mee gehouden door de dubbele binding een plaatsnummer te geven: bij but-1-een bevindt de dubbele binding zich tussen koolstofatoom 1 en 2 en bij but-2-een tussen koolstofatoom 2 en 3. Als er meer dubbele bindingen aanwezig zijn, maakt men weer gebruik van numerieke voorvoegsels zoals *dieen* of *trieen*.

Het kraakproces

Kraken is een scheikundige techniek die vooral gebruikt wordt bij de verwerking van aardolieproducten. Bij deze techniek worden grotere organische moleculen omgevormd tot moleculen met een lager moleculair gewicht of tot moleculen die betere eigenschappen hebben met betrekking tot de verbranding. De reactieproducten van het kraakproces hangen sterk af van de temperatuur waarbij de reacties plaatsvinden en van eventueel gebruikte katalysatoren. De techniek kan ook toegepast worden voor de bereiding van onverzadigde koolwaterstoffen, bijvoorbeeld door het kraken van pent-1-een, waarbij etheen en propen als belangrijkste reactieproducten ontstaan.

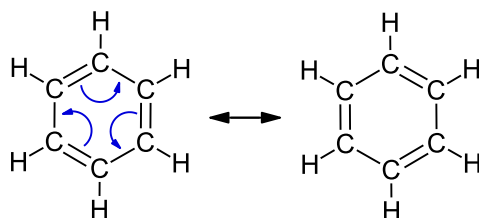
Aromatische koolwaterstoffen

Benzeen (C_6H_6) is een koolwaterstof die wat betreft structuur en eigenschappen sterk afwijkt van andere koolwaterstoffen. Het is bij kamertemperatuur een vloeistof. Door de Duitse chemicus Friedrich Kekulé (1829- 1896) werd in eerste instantie de volgende structuur voorgesteld:



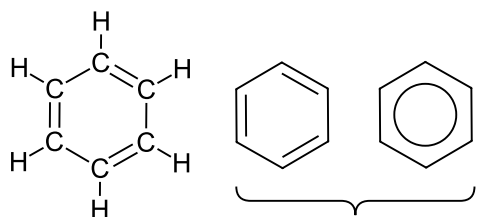
Deze ruimtelijke weergave van het molecuul blijkt echter niet te kloppen met metingen van de bindingsafstanden. De afstand tussen twee koolstofatomen is in benzeen overall hetzelfde: 0,14 nm.

Op grond van de regelmatige structuur was het noodzakelijk om het model aan te passen tot een structuur waarbij de zes elektronen niet meer gelokaliseerd zijn in drie afzonderlijke tweevoudige bindingen, maar *gedelokaliseerd* zijn over de benzeenring omdat deze elektronen kunnen 'verspringen':



verspringende elektronparen benzeen

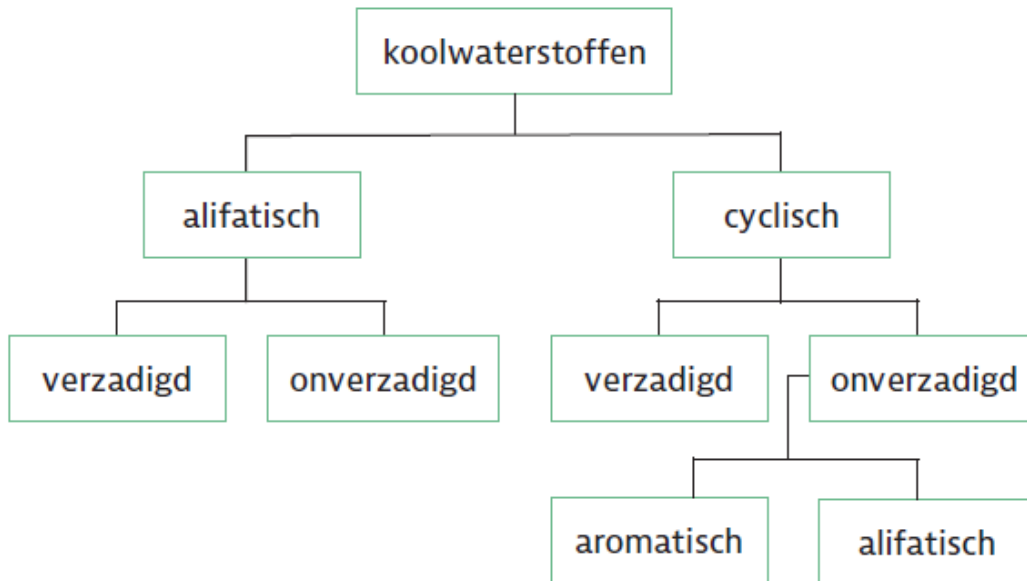
Dit verschijnsel heet **mesomerie** en wordt in de paragraaf *Reactiemechanismen* verder uitgelegd. Vaak wordt de benzeenring verkort genoteerd met een zogeheten *schematische weergave*. Hierin worden zowel de waterstof- als koolstofatomen weggelaten:



schematische weergave

In de rechter structuur zie je in de benzeenring een cirkel getekend. Deze cirkel vertegenwoordigt de zes gedelokaliseerde elektronen. Hoewel deze notatie veel wordt gebruikt, kiezen wij voor de schematische weergave in het midden.

Als zijketen wordt de benzeenring benoemd met de aanduiding fenyl (C₆H₅). Stoffen die een benzeenring bevatten noemen we **aromaten**. Deze naam danken ze aan hun sterke geur. Koolwaterstoffen zonder benzeenring noemen we **alifatische verbindingen**.



Chemie voor het leven

Karakteristieke groepen

Inleiding

In de module *Superslurpers* zijn we een aantal zogeheten karakteristieke groepen tegengekomen bij het onderzoek naar de structuurkenmerken van de superslurper, zonder daarbij al te veel aandacht te besteden aan de systematische naamgeving. Deze paragraaf behandelt de systematische naamgeving aan de hand een uitgebreide uitleg, gevolgd door een aantal vragen. Aan het einde van deze paragraaf staat een overzicht van de regels voor systematische naamgeving. Meer uitleg over deze regels is te vinden in BINAS TABEL 66D.

Alcoholen en alkaanamines

Ethanol is de vloeistof die wij kennen als 'alcohol' en behoort tot de homologe reeks van de alcoholen met als algemene formule C_nH_{2n+1}OH of C_nH_{2n+2}O. De karakteristieke groep is de *hydroxyl*groep (OH). Dit wordt in de naamgeving aangegeven met het achtervoegsel '-ol'. Er bestaan ook alcoholen met meer dan één OH-groep, zoals in de voorbeelden hieronder.

Structuurformule	Systematische naam	Toelichting
$\begin{array}{c} \text{H} \\ \\ \text{H}-\text{C}-\text{OH} \\ \\ \text{H} \end{array}$	methanol	stamnaam methaan + achtervoegsel '-ol'
$\begin{array}{c} \text{H} & \text{H} & \text{H} \\ & & \\ \text{H}-\text{C}-\text{C}-\text{C}-\text{OH} \\ & & \\ \text{H} & \text{H} & \text{H} \end{array}$	propan-1-ol	De positieaanduiding '-1-' is nodig om het onderscheid te maken met propan-2-ol.
$\begin{array}{c} \text{H} & \text{H} & \text{H} \\ & & \\ \text{HO}-\text{C}-\text{C}-\text{C}-\text{OH} \\ & & \\ \text{H} & \text{H} & \text{H} \end{array}$	propan-1,3-diol	Het voorvoegsel 'di' geeft in combinatie met '-1,3-' aan welke van de drie C-atomen de twee OH-groepen zijn gebonden.

Voor de homologe reeks van de alkaanamines ($C_nH_{2n+1}NH_2$) en koolwaterstoffen met meerdere *aminogroepen* gelden dezelfde regels:

Structuurformule	Systematische naam	Toelichting
$\begin{array}{c} \text{H} \\ \\ \text{H}-\text{C}-\text{NH}_2 \\ \\ \text{H} \end{array}$	methaanamine	stamnaam methaan + achtervoegsel '-amine'
$\begin{array}{c} \text{H} \quad \text{H} \\ \quad \\ \text{H}_2\text{N}-\text{C}-\text{C}-\text{NH}_2 \\ \quad \\ \text{H} \quad \text{H} \end{array}$	ethaan-1,2-diamine	Het voorvoegsel 'di' geeft in combinatie met '-1,2-' aan welke van de C-atomen de twee NH_2 -groepen zijn gebonden.

Ethers, isomeren van alcoholen!

Ethers, ook wel alkoxyalkanen genoemd, hebben dezelfde algemene formule als de homologe reeks van de alcoholen ($C_nH_{2n+2}O$). Zo is methoxymethaan een structuurisomeer van ethanol. Beide hebben als bruto molecuulformule C_2H_6O . Het verschil zit in de positie van het zuurstofatoom. Bij een ether bevindt het zuurstofatoom zich tussen twee koolstofatomen, in plaats van tussen een koolstofatoom en een waterstofatoom. Bij de systematische naamgeving wordt in dit geval gebruikgemaakt van voorvoegsels:

Structuurformule	Systematische naam	Toelichting
$\begin{array}{c} \text{H} \quad \text{H} \\ \quad \\ \text{H}-\text{C}-\text{O}-\text{C}-\text{H} \\ \quad \\ \text{H} \quad \text{H} \end{array}$	methoxymethaan	voorvoegsel 'methoxy' + stamnaam methaan
$\begin{array}{c} \text{H} \quad \text{H} \quad \text{H} \\ \quad \quad \\ \text{H}-\text{C}-\text{C}-\text{O}-\text{C}-\text{H} \\ \quad \quad \\ \text{H} \quad \text{H} \quad \text{H} \end{array}$	methoxyethaan	Andersom (dus ethoxymethaan) is fout want de langste keten (stamnaam) is 'ethaan'.
$\begin{array}{c} \text{CH}_3 \\ \\ \text{H}_3\text{C}-\text{O}-\text{CH} \\ \\ \text{CH}_3 \end{array}$	2-methoxypropaan	De positieaanduiding '2-' is nodig om het onderscheid te maken met 1-methoxypropaan.

Ketonen en aldehydes

Ketonen en aldehyden hebben dezelfde algemene formule ($C_nH_{2n}O$) en beide homologe reeksen hebben de carbonylgroep ($C=O$) als karakteristieke groep. Wat is hier het verschil?

Bevindt de carbonylgroep zich aan het begin (of einde) van de keten, dan is het een aldehyde. Aan dit koolstofatoom zit dan nog een waterstofatoom vast. Deze groep is nog oxideerbaar (zie de paragraaf *Organische reductoren*). Zit de carbonylgroep ergens in de keten, dan is het een keton. Hoe zit het met de naamgeving? Enkele voorbeelden met toelichting staan in de tabel hieronder.

Structuurformule	Systematische naam	Toelichting
	propanal	stamnaam propaan + achtervoegsel '-al' Een positieaanduiding is niet nodig want de aldehyde groep krijgt altijd plaatsnummer '1'.
	propaandial	Een positieaanduiding is ook hier niet nodig want beide aldehydegroepen bevinden zich aan begin en einde van de koolstofketen.
	propanon (triviale naam: aceton)	stamnaam propaan + achtervoegsel '-on' Een positieaanduiding is niet nodig want de carbonyl-groep moet in de keten zitten.
	pentaan-2-on	Een positieaanduiding is wel nodig om het onderscheid te maken met pentaan-3-on.

Alkaanzuren

Alkaanzuren (algemene formule $C_nH_{2n+1}COOH$) zijn herkenbaar aan de karakteristieke *carboxyl*groep (COOH). Net als bij de aldehyden is plaatsnummer '1' gereserveerd voor de carboxylgroep, zolang deze maar onderdeel uitmaakt van de hoofdketen. Valt de carboxylgroep buiten de koolstofketen dan verandert het achtervoegsel '-zuur' in '-carbonzuur'.

Een aantal alkaanzuren heeft ook een triviale naam, bijvoorbeeld ethaanzuur (beter bekend als azijnzuur). Deze triviale naam moet je kennen, net als de namen van de zuurresten, respectievelijk ethanoaat (systematisch) en acetaat (triviaal).

Structuurformule	Systematische naam	Toelichting
	methaanzuur (mierenzuur)	stamnaam methaan + achtervoegsel '-zuur'
	ethaanzuur (azijnzuur)	stamnaam ethaan + achtervoegsel '-zuur' De COOH-groep krijgt altijd plaatsnummer '1'.
	3-methylbutaanzuur	stamnaam butaan + achtervoegsel '-zuur' De COOH-groep krijgt plaatsnummer '1', dus de methyl-vertakking heeft plaatsnummer '3'.
	butaandizuur (barnsteenzuur)	stamnaam butaan + achtervoegsel '-dizuur' om beide carboxylgroepen aan te duiden
	benzeencarbonzuur	stamnaam benzeen + achtervoegsel '-carbonzuur', want de carboxylgroep valt buiten de hoofdketen

Meerdere karakteristieke groepen bij elkaar

Een moeilijkheid bij de naamgeving treedt op als een molecuul meer dan één karakteristieke groep bevat. Dit is bijvoorbeeld het geval bij de aminozuren (BINAS TABEL 67H1), die allemaal minstens één aminogroep (NH_2) en één carboxylgroep (COOH) bevatten. Normaal gesproken wordt de aminogroep weergegeven met het achtervoegsel '-amine' en de carboxylgroep met '-zuur'. De carboxylgroep staat hoger in BINAS TABEL 66D dan de aminogroep. Deze rangorde is bepalend voor de systematische naamgeving: de karakteristieke groep met de hoogste positie wordt weergegeven met een achtervoegsel en de andere groep of groepen met één of meerdere voorvoegsels (in alfabetische volgorde). Het is verder de gewoonte om de groep die in de naam als

achtervoegsel wordt aangegeven, het laagste plaatsnummer te geven. Voor alanine komt op deze manier de systematische naam 2-aminopropaanzuur uit de bus. Hieronder vind je de structuurformule van alanine en nog enkele andere voorbeelden.

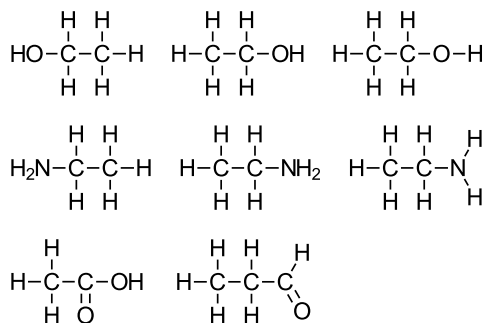
Structuurformule	Systematische naam	Toelichting
$\begin{array}{c} \text{CH}_3 \\ \\ \text{H}_2\text{N}-\text{C}-\text{C}-\text{OH} \\ \quad \\ \text{H} \quad \text{O} \end{array}$	2-aminopropaanzuur (alanine)	stamnaam propaan + achtervoegsel '-zuur' + voorvoegsel '2-amino', want de COOH-groep krijgt plaatsnummer '1'
$\begin{array}{c} \text{H} \\ \\ \text{HO}-\text{C}-\text{CH}_3 \\ \\ \text{H}_2\text{N}-\text{C}-\text{C}-\text{OH} \\ \quad \\ \text{H} \quad \text{O} \end{array}$	2-amino-3-hydroxybutaanzuur (threonine)	De COOH-groep op plaatsnummer '1', dus voorvoegsels 2-amino gevolgd door 3-hydroxy (alfabetische volgorde)
$\begin{array}{ccccccc} \text{H} & \text{H} & \text{H} & & & & \\ & & & & & & \\ \text{H}-\text{C} & -\text{C} & -\text{C} & -\text{C}-\text{OH} \\ & & & \\ \text{H} & \text{CH}_3 & \text{H} & \text{O} \end{array}$	4-hydroxy-3-methylbutanal	stamnaam butaan + achtervoegsel '-al' + dus voorvoegsel 4-hydroxy gevolgd door 3-methyl (alfabetische volgorde)

Schrijfwijze karakteristieke groepen

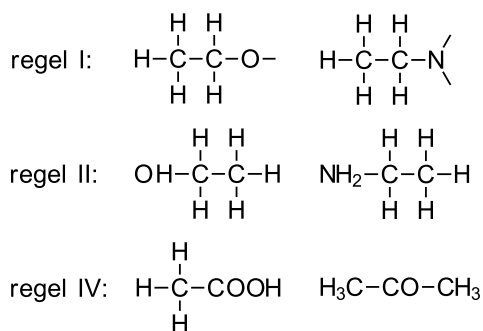
Net als in de paragraaf *Koolwaterstoffen* volgen hier nog enkele opmerkingen over de schrijfwijze van structuurformules. Voor de weergave van karakteristieke groepen gelden de volgende regels:

1. De symbolen voor de H-atomen in de karakteristieke groep moeten worden weergegeven.
2. De binding van de functionele groep aan het koolstofskelet moet worden weergegeven met een bindingsstreepje van het O-atoom/N-atoom naar het koolstofskelet.
3. De bindingsstreepjes tussen de O-atomen en de H-atomen respectievelijk de N-atomen en de H-atomen mogen worden weggelaten.
4. De carbonylgroep (C=O) moet in de structuur altijd worden weergegeven.

Enkele voorbeelden van juiste weergaven zijn:



Enkele voorbeelden van onjuiste weergaven zijn:



Overzicht systematische naamgeving van hoofd- en zijketens en karakteristieke groepen

Overzicht systematische naamgeving van hoofd- en zijketens en karakteristieke groepen														
C's	Stam-naam	Hoofd-keten	Zij-keten	Dubbele binding	Drievoudige binding	Cyclische structuur	Alcohol (OH)	Amine (NH ₂)	Aldehyde (CHO)	Keton (C=O)	Zuur (COOH)	Zuurrest (COO ⁻)	Ester (O=C-O-C)	Ether (C-O-C)
	naam van de karakteristieke groep ▶						hydroxyl	amino	oxo	oxo	carboxyl		ester	alkoxy
n	alk-	alkaan	alkyl	alkeen	alkyn	cyclo-alkaan	alkanol	alkaanamine	alkanal	alkanon	alkaanzuur	alkanoaat	alkyl-alkanoaat	alkoxy-alkaan
1	meth-	methaan	methyl				methanol	methaan-amine	methanal		methaanzuur	methanoaat	of: de ester van het betreffende alcohol en alkaanzuur	methoxy-alkaan
2	eth-	ethaan	ethyl	etheen	ethyn		ethanol	ethaanamine	ethanal		ethaanzuur	ethanoaat		ethoxy-
3	prop-	-aan	-yl	propeen	propyn	cyclo-propaan	-anol	-aanamine	-anal	propanon	-aanzuur	-anoaat		-oxy-
4	but-			-een	-yn	cyclo-butaan				butanon				
5	pent-					cyclo-				-anon				
6	hex-													
7	hept-													
8	oct-										zijketen van een ring: -carbonsuur			
9	non-													
10	dec-					let op C ₆ H ₆ is benzeen	voorvoegsel: hydroxy-	voorvoegsel: amino-			voorvoegsel: carboxy:-			

Chemie voor het leven

Stereo-isomerie

Ruimtelijke structuur van koolwaterstoffen

Structuurformules geven weer hoe de atomen in een molecuul aan elkaar vastzitten en worden in een plat vlak getekend. De meeste moleculen zijn echter niet plat, maar hebben een 3D-structuur.

Bij de koolstofverbindingen gelden voor de ruimtelijke structuur de volgende regels:

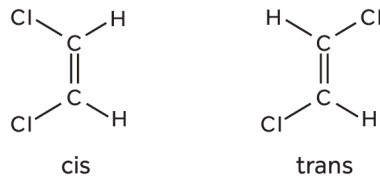
- Als een C-atoom wordt omringd door vier enkelvoudige bindingen, treedt tetraëdrische omringing op. De bindingshoeken zijn 109,5°.
- Als er een C=C- of C=O-binding aanwezig is, bevinden de andere bindingen zich in hetzelfde platte vlak. De bindingshoeken zijn 120°.
- Als er een C≡C-binding aanwezig is, liggen de andere bindingen in het verlengde (lineair). De bindingshoeken zijn 180°.
- Om een enkele binding kunnen groepen vrij draaien. Dubbele en drievoudige bindingen zijn starre bindingen.

Cis-trans-isomerie

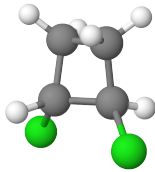
Eerder heb je kennism gemaakt met het begrip isomerie: stoffen met dezelfde molecuulformule en een verschillende structuurformule. Vanaf nu zullen we dit **structuurisomeren** noemen.

Verder zijn door de vrije draaibaarheid rond de C-C-binding vele vormen mogelijk, die we **conformaties** noemen. Maar deze vormen leveren geen extra structuurisomeren op.

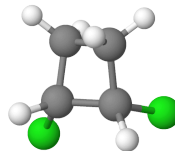
De C=C-binding is niet vrij draaibaar en daardoor komen er van 1,2-dichlooretheen twee verschillende vormen voor: cis-1,2-dichlooretheen en trans-1,2-dichlooretheen. 'Cis' betekent aan 'aan deze zijde' en 'trans' betekent 'aan de andere zijde':



Behalve een twee- of drievoudige binding is de ringstructuur ook star en komen er van 1,2-dichloor-cyclobutaan ook twee stereo-isomeren voor:



cis-1,2-dichloorcyclobutaan

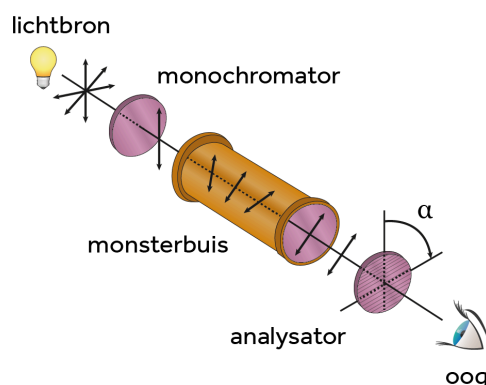


trans-1,2-dichloorcyclobutaan

Optische isomerie en enantiomeren

Een andere vorm van stereo-isomerie is de **optische isomerie** of **spiegelbeeldisomerie**. Dit is het geval bij moleculen die één of meer asymmetrische koolstofatomen bevatten. Een *asymmetrisch C-atoom* is een koolstofatoom waar vier verschillen atomen of groepen aan vastzitten en wordt in de structuur aangegeven met een sterretje (C*). Als je in een molecuul een asymmetrisch C-atoom aantreft, komen er van die stof twee **enantiomeren** voor. Enantiomeren zijn twee moleculen die elkaars spiegelbeeld zijn. Er is altijd een 'linksdraaiende' en een 'rechtsdraaiende' isomeer.

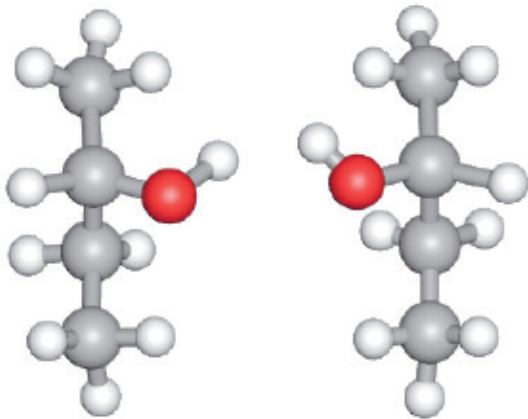
Of een isomeer rechtsdraaiend of linksdraaiend is heeft te maken met de richting waarin het vlak van gepolariseerd licht wordt gedraaid. Een rechtsdraaiend spiegelbeeldisomeer draait het vlak van gepolariseerd licht naar rechts. De linksdraaiende spiegelbeeldisomeer draait het vlak van gepolariseerd licht over dezelfde hoek naar links. We zeggen dat spiegelbeeldisomeren *optisch actief* zijn. Met behulp van een polarimeter kun je de optische draaiingshoek meten van optisch actieve stoffen. Als er een polarimeter op school aanwezig is, kan de docent de werking ervan demonstreren.



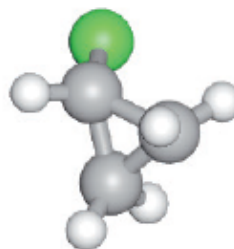
Als beide spiegelbeelden in een molverhouding van 1:1 gemengd zijn spreken we van een **racemisch mengsel** en wordt de trillingsrichting van het licht niet veranderd: er is geen optische activiteit.

Voorbeelden

In butaan-2-ol is het tweede koolstofatoom asymmetrisch. Er bestaan dus twee spiegelbeeldisomeren. Chloorcyclopropan daarentegen heeft een *intern spiegelvlak*. Er zijn dus geen spiegelbeeldisomeren mogelijk. De stof is niet optisch actief en heeft geen asymmetrisch C-atoom.



spiegelbeelden butaan-2-ol



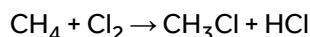
chloorcyclopropan

Chemie voor het leven

Substitutie versus additie

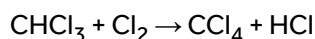
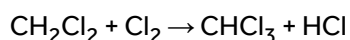
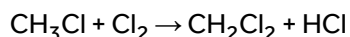
Substitutiereacties bij alkanen

Bij de reactie van chloor met methaan wordt een waterstofatoom van methaan vervangen door een chlooratoom. Er ontstaan waterstofchloride en monochloormethaan:



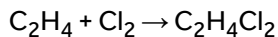
Reacties waarbij atomen of groepen worden vervangen door andere atomen of groepen noemen we substitutiereacties.

In plaats van chloor kunnen ook fluor of broom worden gebruikt. De reactie verloopt alleen in het licht. Een substitutiereactie stopt meestal niet na vervanging van één H-atoom. Bij een overmaat chloor worden uiteindelijk alle H-atomen in het methaan vervangen en ontstaat er tetrachloormethaan.

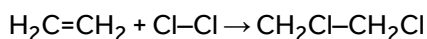


Additiereacties bij alkenen

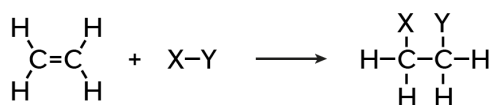
Additie betekent 'toevoeging'. Bij de additie van chloor aan etheen wordt het molecuul chloor in zijn geheel opgenomen door het etheenmolecuul en ontstaat er één nieuw molecuul: 1,2-dichloorethaan.



Additiereacties bij alkenen verlopen in het algemeen vrij snel en hebben geen licht nodig. Dit kunnen we verklaren door aan te nemen dat de dubbele binding 'openspringt' en er twee bindingsplaatsen vrijkomen waaraan de chlooratomen kunnen worden gekoppeld. Je kunt een additiereactie dus herkennen aan het feit dat de dubbele C=C-binding verdwijnt:



Behalve halogenen kunnen ook andere kleine moleculen als waterstof, waterstofchloride en water worden geaddeerd. Additiereacties verlopen altijd volgens onderstaand principe:



Chemie voor het leven

Reactiemechanismen

Substitutie via een radicaalmechanisme

De reactie tussen methaan en chloor verloopt via een zogeheten **radicaal mechanisme**. De eerste stap in dit mechanisme wordt de initiatiestap genoemd. Hierbij wordt een chloormolecuul onder invloed van licht opgesplitst in chloorradicalen.

Radicalen zijn deeltjes met een ongepaard elektron. Een chloorradicaal wordt weergegeven met:



Bij de **initiatiestap** splitst een chloormolecuul in twee chloorradicalen.

Propagatie

In de volgende twee stappen reageert eerst een chloorradicaal met methaan. Hierbij ontstaan een methylradicaal ($\cdot\text{CH}_3$) en waterstofchloride (HCl). Vervolgens reageert het methylradicaal door met een chloormolecuul. Hierbij worden monochloormethaan en een nieuw chloorradicaal gevormd. Deze stappen worden de **propagatiestappen** genoemd, en verlopen zeer snel.

Terminatie

Een reactiemechanisme verzinnen is leuk, maar zijn er ook bewijzen voor te vinden? Het antwoord op deze vraag is: ja! In de reactieproducten van de reactie van methaan en chloor worden sporen van ethaan aangetroffen als gevolg van zogeheten **terminatiereacties**. Hierbij reageren bij de reactie betrokken radicalen met elkaar.

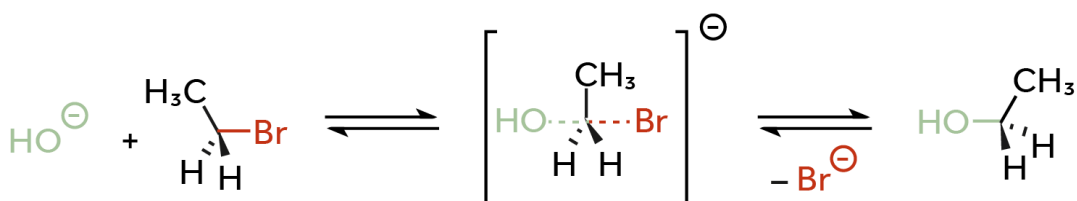
In het kort

- Een substitutiereactie van een alkaan en een halogeen verloopt via een radicaalmechanisme.
- In de initiatiestap splitst het halogeenmolecuul (bijv. Cl_2 of Br_2) in radicalen. Hiervoor is licht nodig.
- Bij de propagatiestappen ontstaan de reactieproducten. Door de propagatiestappen bij elkaar op te tellen kun je de radicalen tegen elkaar wegstrepen en ontstaat de totaalvergelijking.
- De langzaamste stap in een reactiemechanisme is de snelheidsbepalende stap.
- Bij terminatiereacties reageren de bij de reactie betrokken radicalen met elkaar. Hierdoor stopt het substitutieproces. Er is dus voortdurend licht nodig om de substitutie door te laten gaan.

Substitutie via een $\text{S}_{\text{N}}2$ mechanisme

Het $\text{S}_{\text{N}}2$ -mechanisme (zie BINAS TABEL 54A) is een **nucleofiele substitutiereactie** waarbij een nucleofiel deeltje een elektrofiel centrum 'aanvalt' en een binding aangaat, waarbij gelijktijdig een ander deeltje, dat gebonden was aan het centrum, 'vertrekt' (ook wel de *leaving group* genoemd).

In onderstaand voorbeeld is het negatief geladen hydroxide-ion het nucleofiele deeltje (op zoek naar positieve lading = nucleofiel). Het koolstofatoom, waar het broomatoom aan is gebonden, is δ^+ geladen door het verschil in elektronegativiteit tussen koolstof (2,5) en broom (3,0). Dit koolstofatoom is dus het elektrofiel centrum (trekt negatieve lading aan). De leaving group is hier het Br^- -ion.



Middenin dat proces is er een situatie waarbij zowel het nucleofiele deeltje als de vertrekkende groep gedeeltelijk is gebonden. Het nucleofiele deeltje (het OH^- -ion), het aangevallen elektrofiel centrum (het centrale C-atoom) en de vertrekkende groep (het Br^- -ion) liggen op één lijn, en loodrecht op deze lijn komen de andere drie groepen die aan het centrale C-atoom zijn gebonden samen in één vlak liggen.

Reactiesnelheid: $\text{S}_{\text{N}}2$ vs. $\text{S}_{\text{N}}1$

(BINAS TABEL 54A+B)

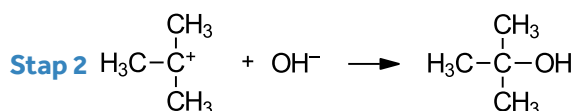
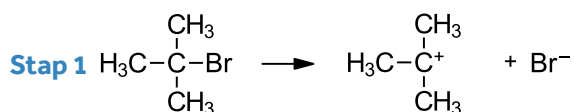
Bij een $\text{S}_{\text{N}}2$ -reactie zijn volgens het mechanisme twee deeltjes betrokken en moeten deze elkaar naderen. De reactiesnelheid zal worden bepaald door de concentraties van beide deeltjes:

$$s = k \cdot [\text{OH}^-] \cdot [\text{CH}_3\text{CH}_2\text{Br}]$$

waarbij s staat voor reactiesnelheid en k voor de reactiesnelheidsconstante (zie ook BINAS TABEL 37A). Een reactie waarbij de reactiesnelheid afhankelijk is van de concentratie van twee stoffen is van de tweede orde, vandaar de '2' in $\text{S}_{\text{N}}2$. We noemen het daarom ook wel een *tweede-orde reactie*. De snelheidsbepalende (langzaamste) stap in een $\text{S}_{\text{N}}2$ mechanisme is dus afhankelijk van de concentraties van *beide* deeltjes.

Voorbeeld van een S_N1 -mechanisme (zie BINAS TABEL 54B) is de reactie van 2-broom-2-methylpropan met het hydroxide-ion. Deze substitutiereactie verloopt in twee stappen. In de eerste stap wordt het 2-broom-2-methylpropan gesplitst in een positief geladen *carbokation* en de leaving group, het negatief geladen bromide-ion.

Vervolgens reageert het *carbokation* met een nucleofiel deeltje, het hydroxide-ion:

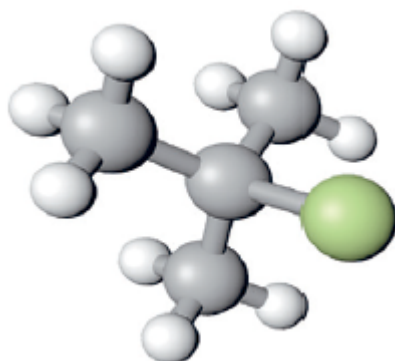


Het mechanisme van deze reactie is ontrafeld met behulp van metingen van reactiesnelheden en de stereochemie. In het algemeen zijn carbokationen zo instabiel dat ze zeer snel met een nucleofiel deeltje zullen reageren. De tweede stap zal dan altijd zeer snel verlopen. Daardoor is bij een S_N1 -mechanisme de eerste stap, de splitsing van het substraat in een carbokation en leaving group, altijd snelheidsbepalend. De reactiesnelheid van de totale reactie is daardoor uitsluitend afhankelijk van de concentratie 2-broom-2-methylpropan en onafhankelijk van de concentratie van de hydroxide-ionen.

Voor deze eerste-ordereactie geldt dus (zie ook BINAS TABEL 37A):

$$s = k \cdot [\text{2-broom-2-methylpropan}]$$

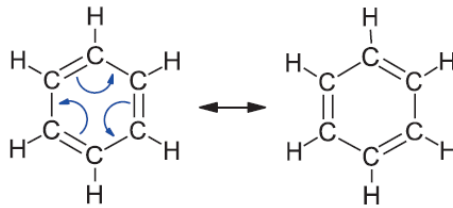
Reacties van de eerste orde komen vaak voor als er sprake is van **sterische hindering**. In het geval van 2-broom-2-methylpropan wordt deze sterische hindering veroorzaakt door de drie 'volumineuze' CH_3 -groepen rondom het elektrofiel centrum:



Mesomerie en grensstructuren

Mesomerie (ook wel chemische resonantie genoemd) is een manier om de elektronenverdeling weer te geven bij bepaalde moleculen en samengestelde ionen die niet met behulp van één lewisstructuurformule beschreven kunnen worden. Het gaat hierbij om deeltjes met gedelokaliseerde elektronenparen. Deze deeltjes worden met behulp van een aantal lewisstructuurformules weergegeven. Deze formules worden **grensstructuren** genoemd. Vaak zijn deze grensstructuren aan elkaar verwant door een spiegeling of een andere symmetrieoperatie. Geen van de grensstructuren is volledig in overeenstemming met de eigenschappen van de stof. De werkelijke elektronenverdeling is een soort 'gemiddelde' van de grensstructuren.

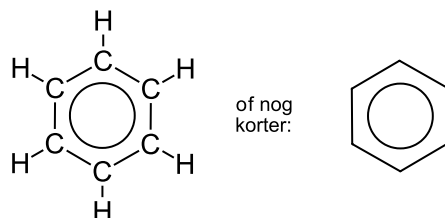
Benzeen (zie de paragraaf *Koolwaterstoffen*) is het bekendste voorbeeld van een stof waarvan de structuur niet met één lewisstructuurformule kan worden weergegeven. Benzeen heeft namelijk twee structuurformules die aan de octetregel voldoen:



Beide lewisstructuren laten een *geconjugeerd* systeem zien van drie enkele en drie dubbele bindingen. In een geconjugeerd systeem is het mogelijk om de elektronen te laten 'verschuiven'.

Beide *grensstructuren* suggereren dat de benzeenring afwisselend langere C-C-bindingen en kortere C-C-bindingen heeft.

De zes C-C-bindingen van benzeen hebben echter een gelijke bindingslengte: 140 pm. Deze bindingslengte ligt tussen een enkele en dubbele C-C-binding in. De structuur van benzeen wordt dus beter weergegeven door het *gemiddelde* van beide grensstructuren:



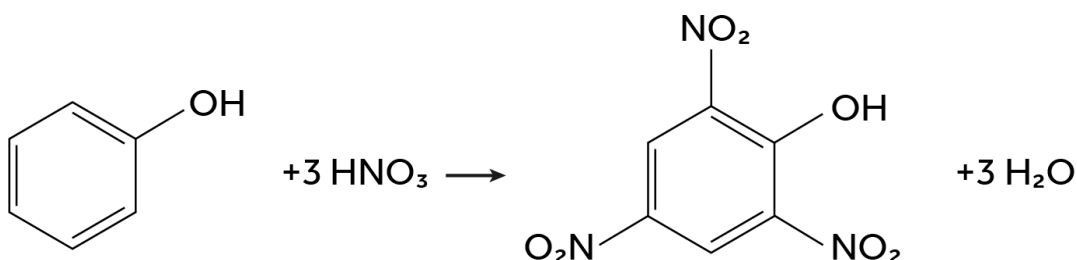
Mesomerie en elektrofile substitutie

Picrinezuur is een organische verbinding met als molecuulformule $C_6H_3N_3O_7$. De systematische naam is 2,4,6-trinitrofenol. Net als trinitrotolueen (TNT) is picrinezuur een explosieve stof wegens het hoge zuurstofgehalte. De explosieve kracht is zelfs iets groter dan die van TNT, waarmee het qua structuur en eigenschappen goed te vergelijken is.

Picrinezuur is op zich stabiel, maar zeer schokgevoelig als het helemaal droog is. Picrinezuur wordt daarom altijd onder water bewaard. Picrinezuur wordt niet alleen als explosief gebruikt, maar ook bij biologie als kleurreagens van celonderdelen. Picrinezuur kan worden bereid door *nitriering* van fenol. Als nitrerend reagens wordt nitreerzuur gebruikt, een mengsel van geconcentreerd zwavelzuur en salpeterzuur. In dit zuurmengsel ontstaan NO^+ -ionen volgens deze reactie:

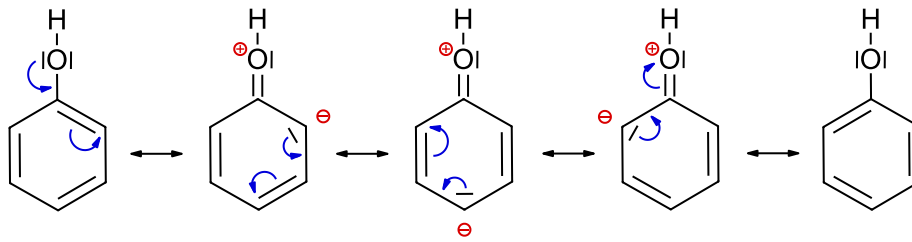


De nitriering van fenol is een **elektrofile substitutiereactie** met als totaalvergelijking:



Het valt op dat bij de reactie drie H-atomen worden gesubstitueerd op de 2-, 4- en 6-posities (ook wel de *ortho*- en *paraposities* genoemd).

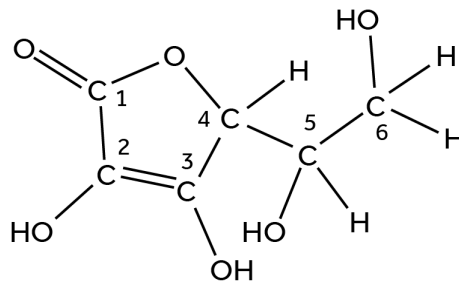
De hydroxylgroep beïnvloedt dus kennelijk de oriëntering van de NO₂-groepen. De hydroxylgroep heeft een mesomeer effect:



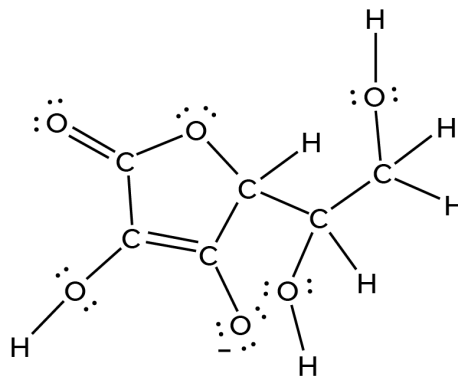
Door dit mesomeer effect ontstaan negatief geladen centra rond de C-atomen in orthoposities (2 en 6) en paraposities (4) t.o.v. de hydroxylgroep: op deze plaatsen gaan de elektrofiële NO₂⁺-deeltjes zich hechten.

Vitamine C

Vitamine C heeft de molecuulformule C₆H₈O₆. De structuurformule van vitamine C kan als volgt worden weergegeven:



Vitamine C is een zwak zuur. Van de H atomen in een molecuul vitamine C is slechts het H atoom van de OH groep aan C atoom 3 als H⁺ af te splitsen. De negatieve lading in de geconjugeerde base C₆H₇O₆⁻ van vitamine C is verspreid over meer dan één atoom. Dit is te verklaren met mesomerie. Eén van de grensstructuren van de geconjugeerde base van vitamine C is.

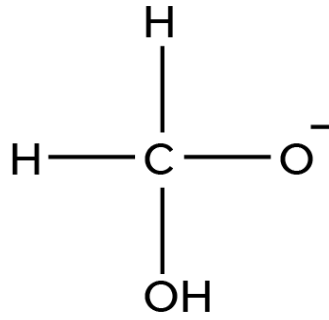


Alkanalen met natronloog

Alkanalen kunnen met natronloog reageren; het type reactie dat dan optreedt, is afhankelijk van het gebruikte alkanal. Bij de reactie van methanal met natronloog ontstaat een oplossing die methanol en natriummethanoaat bevat. Het mechanisme van deze reactie kan als volgt worden beschreven:

Stap 1

Aan een molecuul methanal wordt een OH-ion geaddeerd onder vorming van:



Stap 2

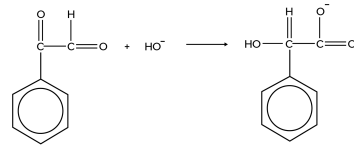
Dit ion draagt een aan C gebonden H, in de vorm van een hydride-ion (H⁻), over aan een ander molecuul methanal; het H-ion hecht zich hierbij aan het C-atoom van dit methanalmolecuul.

Stap 3

Door proton (H⁺) overdracht worden vervolgens een methanolmolecuul en een methanoaat ion gevormd.

Mechanismen

Bij de reactie van 2-fenyl-2-oxo-ethanal met natrionloog ontstaat een oplossing van 2-fenyl-2-hydroxyethanoaat:



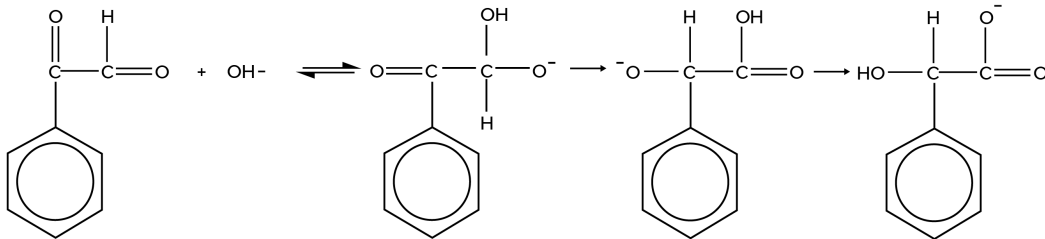
Twee mogelijke mechanismen voor het verloop van deze omzetting zijn:

Mechanisme 1:

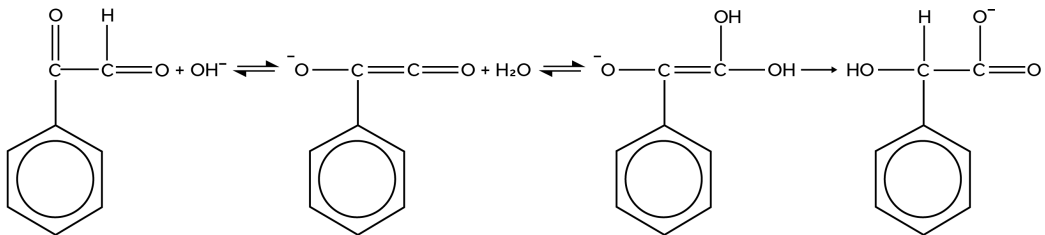
Additie van OH⁻, gevolgd door het verplaatsen van H⁻ en vervolgens van H⁺.

Mechanisme 2:

Onttrekken van H⁺, waarbij een deeltje met een C=C-binding ontstaat, gevolgd door additie van H₂O en verplaatsing van protonen.



Mechanisme 1



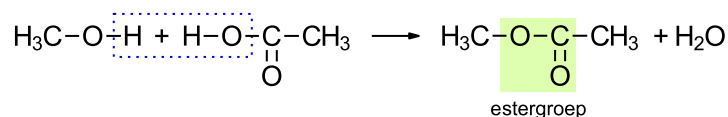
Mechanisme 2

Chemie voor het leven

Esters

Condensatiereactie en hydrolyse

Esters worden gevormd bij de reactie tussen een alcohol en een alkaanzuur. Bij deze reactie wordt een watermolecuul afgesplitst. Daarom wordt dit type reactie ook wel een **condensatiereactie** genoemd. De reactie tussen methanol en ethaanzuur is als volgt in structuurformules weer te geven:



De '-COO-'-groep in het midden is karakteristiek voor een ester. Om een alkaanzuur met een alcohol te laten reageren is geconcentreerd zwavelzuur als katalysator nodig. Omdat geconcentreerd zwavelzuur zeer hygroscopisch is wordt H₂O aan het evenwicht onttrokken en is de reactie naar rechts aflopend. Tegengesteld aan verestering is hydrolyse. Bij de *hydrolyse* van een ester ontstaan een alcohol en een alkaanzuur. Zowel de condensatie- als de hydrolysereacties zijn evenwichtsreacties.

Naamgeving esters

De ester gevormd uit methanol en ethaanzuur heeft de systematische naam methylethanoaat. Je kunt de structuur van deze ester in gedachten verdelen in twee stukken, de alkylgroep (afkomstig van methanol) en de zuurrest (afkomstig van ethaanzuur). Meer ingewikkelde esters hebben meestal de naam van de alcohol en de ester waaruit ze gevormd zijn. Zo noemt men de ester die wordt gevormd uit 3-methylbutaan-1-ol en benzeencarbonzuur de 'ester van 3-methylbutaan-1-ol en benzeencarbonzuur'.

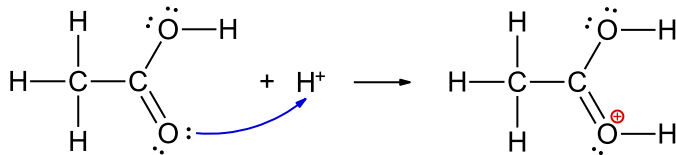
De Fischer-Speier-verestering

De reactie van een organisch zuur met een alcohol wordt ook wel aangeduid als een Fischer-Spreier-verestering. De reactie is vernoemd naar Emil Fischer en Arthur Speier, die dit reactietype in 1895 voor het eerst hebben beschreven. De reactie wordt uitgevoerd zonder oplosmiddel in aanwezigheid van een katalysator, meestal geconcentreerd zwavelzuur. De Fischer-Spreier-verestering is een nucleofiele substitutiereactie gebaseerd op het elektrofiel karakter van het koolstofatoom in de COOH-groep. De OH⁻-groep van de alcohol fungeert als nucleofiel. Het reactiemechanisme bestaat uit vijf verschillende stappen. We nemen de reactie van azijnzuur (ethaanzuur) met methanol weer als voorbeeld.

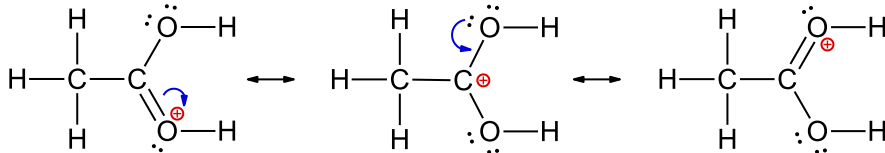
Schrik niet, het mechanisme bestaat uit vijf stappen. Bekijk deze rustig. Je hoeft de stappen niet uit je hoofd te leren, het gaat er meer om dat je begrijpt hoe de elektronenparen zich verplaatsen en hoe je dit kunt weergeven met pijlen. Op examens kan hier naar gevraagd worden. Meestal is daarbij een bepaalde stap van een reactiemechanisme al deels weergegeven.

Stap I

Het azijnzuur neemt een proton (H^+) op van het zwavelzuur. Dit proton hecht zich aan een van de vrije elektronenparen van het dubbelgebonden zuurstofatoom:



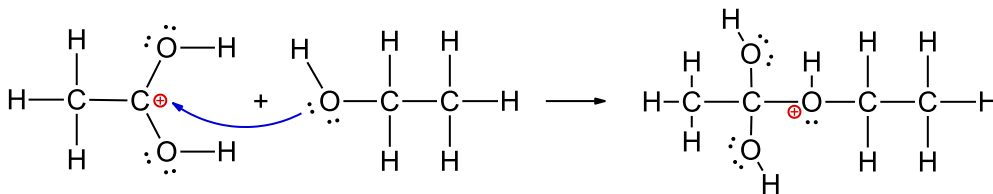
Het lijkt alsof het zuurstofatoom positief geladen wordt, maar dat klopt niet helemaal. De positieve lading wordt eigenlijk uitgesmeerd door verplaatsing van elektronen over het molecuul via de volgende mesomere structuren:



Omdat zuurstof veel elektronegatiever is dan koolstof zal de meeste positieve lading zich bevinden op het koolstofatoom. Voor de volgende stap kiezen we daarom voor de middelste grensstructuur met de positieve lading op het C-atoom.

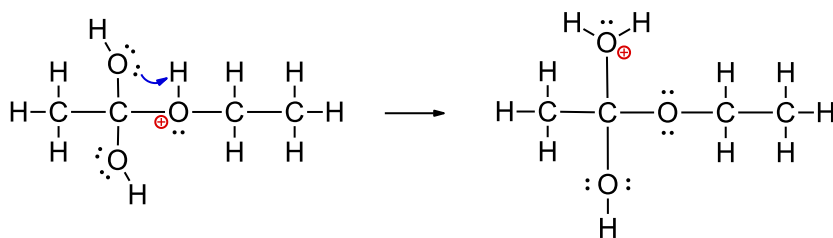
Stap II

Het positief geladen C-atoom van de COOH-groep wordt aangevallen door het nucleofiel zuurstofatoom in de alcohol:



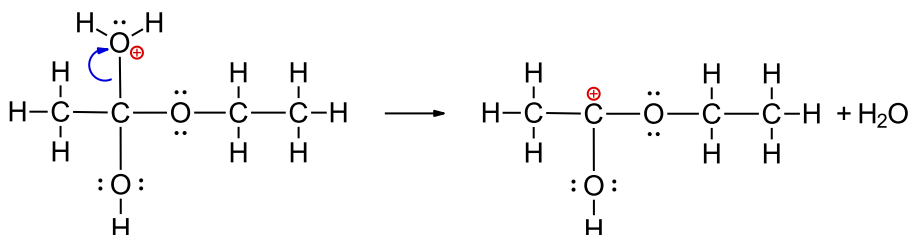
Stap III

Daarna verplaatst een proton zich van het ene naar het andere zuurstofatoom:



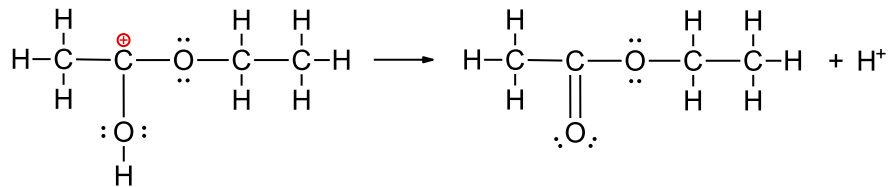
Stap IV

Een watermolecuul splitst zich af:



Stap V

Het opgenomen proton van stap I wordt weer afgestaan en de ester is gevormd:

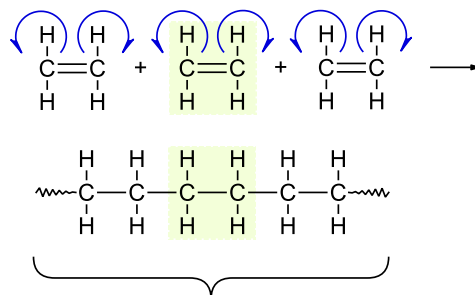


Chemie voor het leven

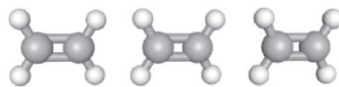
Polyadditie

Plastics

Plastics zijn kunststoffen opgebouwd uit zeer grote moleculen, *macromoleculen*. De meeste plastics worden gemaakt uit één beginstof, die we het **monomeer** noemen. Bij het ontstaan van het macromolecuul worden heel veel monomeermoleculen via een polymerisatiereactie aan elkaar gekoppeld tot een langgerekt **polymeer**, waarvan de molecuulmassa kan oplopen tot 10⁶ u. Polymerisatiereacties kunnen verlopen via twee principes, additie of condensatie. In deze paragraaf wordt polyadditie behandeld en in de paragraaf *polycondensatie*. We hebben al eerder gezien dat de dubbele binding reactief is en kan openspringen. Dat gebeurt meestal niet spontaan. Er is vaak een andere stof of katalysator voor nodig. Maar als de dubbele binding openspringt komen er elektronen beschikbaar om bindingen te vormen en kan het monomeer 'met zichzelf' gaan reageren. Je ziet dat de dubbele binding hierbij verdwijnt:



stukje uit het midden van de polymeerketen
opgebouwd uit drie monomeereenheden

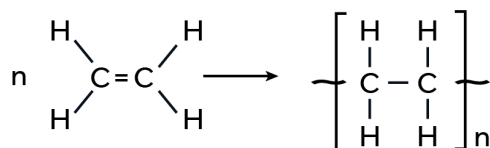


monomeer (etheen)

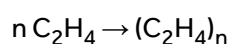


polymeer (polyetheen)

In de structuur kun je met een ~ aangeven dat de keten aan weerszijden doorloopt. De reactievergelijking in structuurformules wordt dan:



In molecuulformules wordt de reactievergelijking:

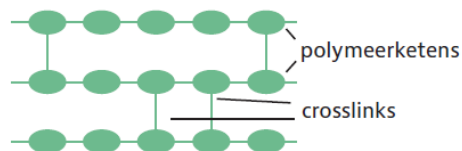


In deze reactievergelijking stelt n een groot getal voor. Dat getal kan oplopen tot wel 75000.

Thermoharders en thermoplasten

Plastics die bij verwarmen smelten noemen we **thermoplasten**. De meeste plastics zijn thermoplasten, want door hun smeltbaarheid zijn ze gemakkelijk te bewerken via *sput-* of *blaastechnieken*. Bovendien zijn thermoplasten recyclebaar, wat beter is voor het milieu.

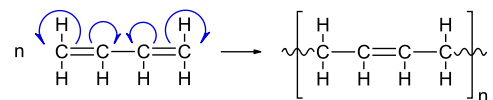
Plastics die bij verwarmen hard blijven zijn **thermoharders**. Dit komt door dwarsverbindingen tussen de polymeerketens. Op deze manier ontstaat er een starre *netwerkstructuur*, die we eerder zijn tegengekomen bij de superslurpers:



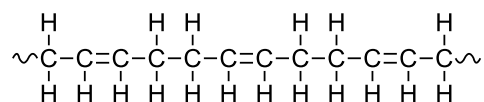
Rubber is een voorbeeld van een stof met een netwerkstructuur. Probeer maar eens een rubber gummetje te laten smelten!

Productie van een thermoharder

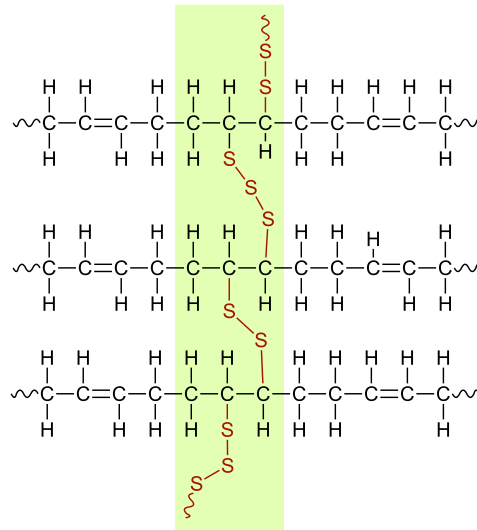
Voor het maken van een thermoharder heb je niet genoeg aan een gewoon monomeer. Je moet er polymeerketen reactieve groepen aanwezig zijn. Isopreen is zo'n monomeer. Het heeft niet één, maar twee dubbele bindingen en het polymeriseert via een zogeheten *1,4-additie*, waarbij beide dubbele bindingen tegelijk openspringen. Hierdoor ontstaat een nieuwe dubbele binding tussen het tweede en derde koolstofatoom en vindt de koppeling plaats tussen het eerste en vierde koolstofatoom (*1,4-additie*):



In de afbeelding hieronder staat een stukje van het gevormde polymeer opgebouwd uit drie monomeereenheden:



Door de aanwezigheid van de dubbele bindingen is het gevormde polymeer nog enigszins reactief. Door toevoeging van zwavel ontstaan dwarsverbindingen, ook wel *crosslinks* genoemd. Dit proces heet *vulkanisatie*. Op deze manier ontstaat rubber:



Elastomeren

Elastomeren zijn polymeren met rubberachtige eigenschappen. De netwerkstructuur van een elastomeer lijkt op die van een thermoharder, maar het aantal crosslinks is veel kleiner waardoor het materiaal elastisch blijft.

Ook op natuurlijke wijze treedt vulkanisatie op. Door de reactie van rubber met zuurstof uit de lucht worden er steeds meer dwarsverbindingen gevormd, waardoor het stijver en brosser wordt. Dit verouderingsproces wordt versneld door *UV-straling*. Daarom wordt er 'carbon black' gebruikt. Dit is roet (koolstof) met specifieke eigenschappen: het zorgt voor de zwarte kleur en voorkomt veroudering doordat het UV-straling absorbeert.

Thermoharders kunnen niet op dezelfde manier worden verwerkt als thermoplasten, maar moeten direct in een mal reageren tot het uiteindelijke polymeer. Thermoharders worden minder gebruikt dan thermoplasten, omdat ze lastiger te produceren zijn door middel van spuitgieten, en ze zijn slecht recyclebaar.

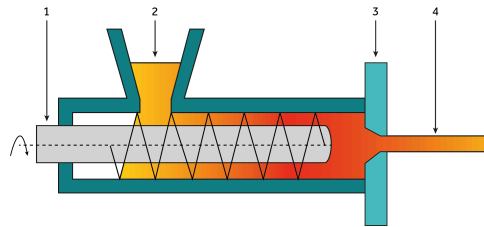
Polyadditie in praktijk: polystyreen (PS)

Polystyreen (afgekort PS) is een thermoplastisch polymeer van het monomeer styreen. PS wordt veel gebruikt voor goedkope geperste voorwerpen zoals wegwerpbekertjes en frietbakjes. PS wordt ook vaak als schuim geproduceerd door toevoeging van CO_2 . Dit *geëxpandeerd* polystyreen (afgekort EPS) staat algemeen bekend als tempex. In de volksmond zegt men meestal piepschuim. Een kubieke meter EPS bevat ongeveer 10 miljoen bolletjes, ook wel parels genoemd.

Elke parel heeft 3000 gesloten, met gas gevulde cellen. Naar volume bestaat EPS slechts voor 2% uit polystyreen en voor 98% uit gas. Het zeer lichte materiaal heeft een dichtheid van 15 tot 40 kg m^{-3} . EPS is daardoor een goede warmte-isolator. Verder wordt EPS niet aangetast door vocht, grondwater en waterdamp. Dankzij de celstructuur kan het grote mechanische belastingen opnemen. In de bouw wordt EPS veel toegepast voor thermische- en geluidsisolatie en om trillingshinder te voorkomen. Verder bestaat EPS uit slechts één materiaalsoort, waardoor het bij uitstek voor recycling in aanmerking komt.

Extruderen

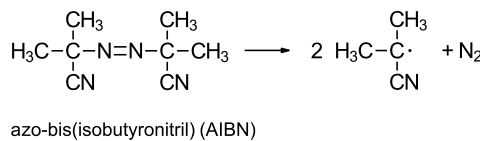
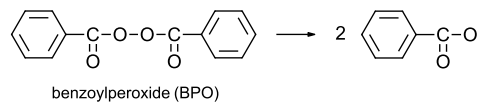
Extruderen is een techniek waarbij een vervormbaar materiaal door een matrijs geperst wordt. In de matrijs zitten één of meerdere gaten, die het staafmateriaal zijn vorm geeft. Extruderen wordt veel gebruikt bij het vormen van kunststoffen.



Een schroef (1) drukt het basismateriaal (2) door een matrijs (3). Het samendrukken van het materiaal gebeurt met zo'n hoge druk dat het smelt. Als het gesmolten materiaal de matrijs verlaat (4) heeft het de vorm van de doorsnede van de matrijs aangenomen en wordt het vervolgens gekoeld met lucht of water. Geëxtrudeerd polystyreen of XPS wordt net als EPS in de bouw toegepast als isolatiemateriaal. Het voordeel van XPS boven EPS is onder meer dat het een hogere toelaatbare druksterkte heeft en een gesloten celstructuur, waardoor het minder gevoelig is voor wateropname.

De bereiding van polystyreen (PS)

Bij additiepolymerisatie is het vaak nodig om een *initiator* toe te voegen. Een initiator is een stof die gemakkelijk onder invloed van (UV-)licht en/of warmte splitst in radicalen. Deze radicalen reageren met het monomeer. Na deze initiatiestap kan de reactie doorgaan en een lange keten vormen (propagatie) totdat het radicaalketenuiteinde wordt gestopt door een terminatiereactie. De bekendste initiators zijn organische peroxides en de 'azoverbindingen', bijvoorbeeld benzoylperoxide en azo-bis(isobutyronitril). De ontledingsreacties van deze initiators zien er als volgt uit:



De petfles: recyclen in plaats van statiegeld?!

Petflessen zijn er in vele maten en soorten. De bekende hervulbare grote petfles met een inhoud van 1,5 of 2L gaat gemiddeld zo'n vijftien maal mee. Daarna wordt de petfles versnipperd en weer opnieuw omgezet in allerlei materialen. PET is sterk en licht en is volledig recyclebaar. Een nieuwe petfles bestaat voor een kwart uit gerecycled materiaal van grote petflessen. Van de ingezamelde grote petflessen wordt 70% hergebruikt voor andere producten zoals vloerbedekking, tennisballen, knuffelbeesten, en de warme voeringen van jassen, fleecetruien en slaapzakken.



Recyclen: hoe doe je dat?

Afhankelijk van de installatie worden nu, of later in het proces, de etiketten van de petflessen verwijderd. De flessen (met dop) worden in een machine in kleine stukjes gesneden. De snippers worden meerdere keren gewassen, waardoor resten frisdrank, lijmresten en andere niet-gewenste stoffen (en eventueel de etiketten) worden verwijderd van het PET. Er zijn nu schone snippers over van zowel PET (de oorspronkelijke fles) als PE (de voormalige dop). Deze twee moeten vervolgens van elkaar worden

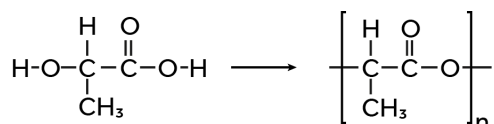
gescheiden door gebruik te maken van het verschil in stoffeigenschap. Tot slot worden de materiaalstukjes gedroogd en gereedgemaakt voor transport, waarna ze verder verwerkt worden.

Chemie voor het leven

Polycondensatie

Polyesters

Bij een condensatie reactie worden er twee moleculen aan elkaar gekoppeld onder afsplitsing van water. Estervorming (paragraaf *Esters*) is hier een voorbeeld van. Hierbij reageert de carboxylgroep van het zuur met de hydroxylgroep van de alcohol. Maar wat gebeurt er als beide karakteristieke groepen zich binnen één molecuul bevinden? Als voorbeeld nemen we 2-hydroxypropaanzuur (melkzuur). Bij het koppelen van twee van deze moleculen blijven er aan weerszijden een -COOH- en een -OH- groep over, die verder kunnen reageren met andere melkzuurmoleculen. Onder afsplitsing van water ontstaat er een **polyester**:

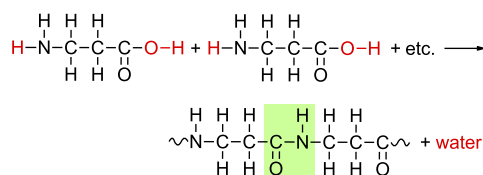


Polyesters hebben een scala van toepassingen: vijvers, zwembaden, motoronderdelen, kleding, touw, etc. Soms wordt polyester verstevigd met behulp van glasvezelmatten, zogeheten glasvezelversterkt polyester. Bekende toepassingen zijn zeiljachten, kano's en roeiboten.

Polyamiden

Polyamiden ontstaan bij koppeling van een aminogroep en een carboxylgroep. Ook hier wordt water afgesplitst. De monomeermoleculen bevatten zowel de -NH_2 -groep als de -COOH -groep.

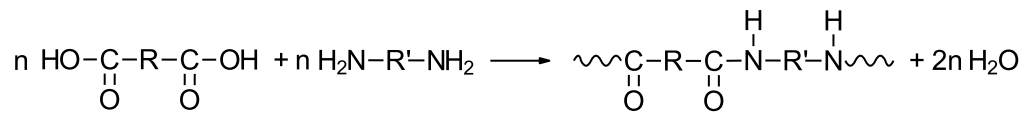
Als voorbeeld nemen we 3-aminopropaanzuur.



De karakteristieke groep van de polyamiden is de *amidebinding* (groen gekleurd). Vezels van polyamiden zijn sterk en worden toegepast in kleding, kabels, touw, verfkwasten, tandenborstels, etc.

Copolymerisatie

De eerste synthetische polyamide 'nylon' werd in 1935 gemaakt in de VS. Nylon is de verzamelnaam van een belangrijke groep polyamiden en kent vele toepassingen, van panty's tot bergklimkoord. De meeste nylonsoorten worden gesynthetiseerd door **copolymerisatie** van een dicarbonzuur en een diamine. Copolymeren zijn polymeren die uit minimaal twee verschillende monomeren zijn ontstaan. Er ontstaat een copolymeer waarbij beide monomeren elkaar in de polymeerketen afwisselen. De algemene reactie voor de vorming van polyamide uit dicarbonzuur en diamine is:



Hierbij stellen R en R' de koolstofketens voor.



Nylon touw

Chemie voor het leven

Eigenschappen van polymeren

Polymeren op micro-, meso- en macroniveau

Kunststoffen zijn in algemene zin alle chemische verbindingen die uit scheikundige processen worden gemaakt en hebben een breed toepassingsgebied, bijvoorbeeld in kleding, verpakkingen, producten en bouw materiaal. Een deelgroep daarvan zijn de plastics, de organische polymeren. Zoals we gezien hebben zijn er drie soorten:

- thermoplasten (smelten bij verwarmen)
- thermoharders (smelten niet, maar ontleden bij verhitten)
- elastomeren

In deze paragraaf gaan we (nog) dieper in op de eigenschappen van organische polymeren op micro-, meso- en macroniveau. Het gaat hierbij om hoe (micro-/meso-)structuurkenmerken bepalend zijn voor de (macro)eigenschappen.

Weekmakers

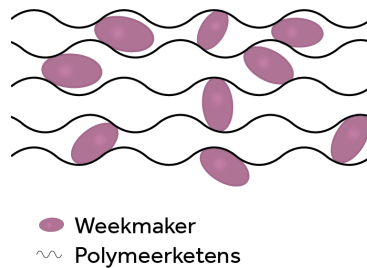
Als een thermoplast zo stevig is dat er weinig meer mee gedaan kan worden, wordt er een weekmaker aan toegevoegd om het zacht en minder bros (breekbaar) te maken. Weekmakers worden hoofdzakelijk in de kunststoffenindustrie toegepast.

Van nature stijve kunststoffen worden soepeler door interactie tussen weekmaker moleculen en de molecuulketens van de kunststoffen. Zacht PVC (polychlooretheen) bestaat voor ongeveer 20 tot 60% uit weekmaker. PVC is zeer goed mengbaar met weekmakers tot bijna elke gewenste kunststof met elke gewenste fysieke eigenschap. Deze mengbaarheid zorgt ervoor dat PVC als bouw materiaal zeer interessant is. Zo wordt PVC onder meer gebruikt voor de productie van kunststof kozijnen.

Weekmakers (zie BINAS TABEL 67A4) zijn heldere, kleur-, reukloze, organische vloeistoffen met een geringe vluchtigheid. Ze zijn oplosbaar in organische oplosmiddelen (zoals alcohol en aceton) en nagenoeg onoplosbaar in water.

De zogeheten *ftalaatesters* zijn veruit de meest toegepaste weekmakers. Ftalaatesters bestaan uit esters van benzeendicarbonzuur en alcoholen met een lange koolstofketen. Plastics bevatten gemiddeld zo'n 1 tot 60% weekmaker. De kookpunten van de ftalaatesters variëren van 260-420°C en de *dampspanning* is meestal erg laag, waardoor ze niet gemakkelijk kunnen verdampen. Bis(2-ethylhexyl)ftalaat (DEHP) is verreweg de meest gebruikte weekmaker, bijvoorbeeld bij de productie van PVC. Vanaf het moment

dat de weekmaker (Engels: *plasticizer*) in contact komt met de polymeerketens vindt er een reeks fysische interacties plaats, waarbij de moleculen van de weekmakers in de polymere structuur worden opgenomen. Bij dit proces wordt de afstand tussen de moleculen van het polymeer vergroot waardoor het product zijn grote bewegelijkheid verkrijgt:



De invloed van de molaire massa

Teflon is de merknaam van polytetrafluoretheen (PTFE), een chemische verbinding die in 1938 ontdekt is in Amerika. In teflon zijn alle waterstofatomen vervangen zijn door fluoratomen.

De polymeerketens hebben een zeer grote lengte, waardoor PTFE tot een van de grootste moleculen behoort. PTFE wordt onder andere toegepast als antiaanbaklaag in pannen, zoals de Tefal-pan.

Bij hogere temperaturen, boven 260°C, gaat de laag in kwaliteit achteruit en boven de 350°C begint de stof te ontleden. De daarbij vrijkomende ontledingsproducten zijn schadelijk voor de gezondheid van mens en dier. PTFE is wel een thermoplast, maar niet als thermoplast verwerkbaar. PTFE wordt als poeder bij kamertemperatuur in een matrijs geperst en hierna in een oven gesinterd.

De reden waarom PTFE niet zacht genoeg wordt bij smelten en dus niet thermisch verwerkbaar is, zit 'm in de zeer hoge molaire massa: vele miljoenen grammen per mol. Daardoor is het materiaal in de buurt van het smeltpunt niet stroperig genoeg om het door openingen van een extruder of spuitgietmachine te persen.

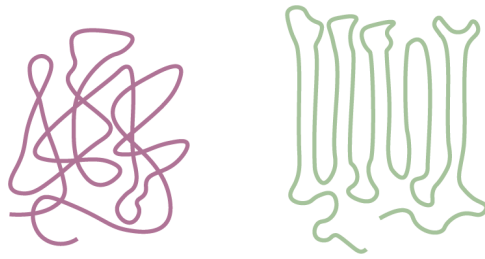
Polymeerketenlengte en zijketens

Het verschijnsel dat de gemiddelde molaire massa de eigenschappen van een kunststof bepaalt, doet zich ook voor bij polyetheen (PE). Boterhamzakjes zijn gemaakt van 'zacht' PE met korte ketens. Voor speelgoed en elektrische leidingen wordt PE met langere polymeerketens gebruikt. Dat geeft een wat harder en stugger materiaal.

Nog een stap verder leidt tot PE met een ultrahoge molaire massa (UHMW) van (net als bij PTFE) enkele miljoenen grammen per mol. Deze UHMW-PE vormt de basis voor zeer sterke kunststofvezels zoals de Dyneema-vezel van onze Koninklijke DSM, het bekende Nederlandse chemiebedrijf dat internationaal actief is. UHMW-PE wordt onder meer toegepast in kogelwerende vesten.

Polymeereigenschappen op mesoniveau

De aard van de interacties is ook van belang. Behalve de treksterkte van een vezel is met name de stijfheid van belang. Normaal gesproken liggen in een thermoplast de polymeerketens kriskras door elkaar. Dit noemt men ook wel een **amorfe structuur**. Als de polymeerketens niet kriskras door elkaar, maar netjes naast elkaar liggen in zogeheten *semi-kristallijne lamellen* dan is de interactie het grootst.



een amorphe structuur (links) versus semi-kristallijne structuur (rechts)

Als we in de voorgaande afbeelding naar de semi-kristallijne structuur kijken dan bevinden we ons op *mesoniveau*, dat tussen microniveau en macroniveau in zit. De kristallijne gebieden in polymeren beïnvloeden de eigenschappen van het polymeer. Hoe meer kristallijne gebieden, des te stijver het materiaal en des te groter de treksterkte van de vezels. Dit noemen we ook wel de **mechanische eigenschappen** van een stof. In een kristallijngedebied liggen de polymeerketens dichter tegen elkaar aan, waardoor de vanderwaalsbinding tussen de polymeerketens zal toenemen. Kristallijne polymeren zijn dus sterker dan amorfe polymeren.

De kristallijne gebieden komen overigens alleen voor bij thermoplasten en moeten verder een regelmatige structuur hebben, zonder al te grote zijgroepen of vertakkingen. Te grote zijgroepen belemmeren de vorming van een semi-kristallijne structuur.

Toepassingen sterke vezels

De enorme treksterkte van UHMW-PE wordt benut in touwen, vislijnen en netten. Bovendien blijkt hierbij de slijtvastheid bijzonder goed, waardoor de duurzaamheid toeneemt. Bij beschermende kleding is de combinatie van treksterkte en rek van belang voor energie-absorptie. In parachutes, ballonnen en andere uiterst lichte weefsels blijken sterke vezels ook goed te werken. Vanwege de unieke trillingsdemping worden sterke vezels toegepast in diverse sportartikelen zoals tennisrackets, ski's, hockeysticks en vishengels. Sterkere, stijvere, maar vooral lichtere vezels bieden de mogelijkheid om in alle vormen van transport (auto's, vliegtuigen, aerospace) energie te besparen. De goede UV-resistentie garandeert daarnaast duurzame toepassingen.

De sterke vezels bezitten een grote chemische resistentie: zowel in sterk zure als sterk basische milieus wordt het materiaal niet aangetast.



UHMW-PE toegepast in kogelvrije vesten

Geleidend plastic?

Een oprolbaar computerscherm, een tentdoek als zonnecel en een lichtgevend plafond. Het zijn geen hersenspinnels van een geflipte technoloog, maar toepassingsmogelijkheden van kunststoffen die stroom geleiden. Plastic geleidt geen stroom, zo leerden we altijd. Niet voor niets wordt een stroomdraad omhuld door een isolerend laagje plastic. Dankzij een chemische truc kunnen polymeren echter tóch stroom geleiden.

Geleidende polymeren zijn in 1977 per ongeluk ontdekt in Japan. Een student van professor Hideki Shirakawa wilde polyacetyleen maken, een zwart poeder dat ontstaat door polymerisatie van acetyleen. De student lette niet goed op en voegde veel te veel katalysator toe. Als gevolg raakte het reactievat bekleed met een metalig glanzende

dunne laag. Professor Shirakawa was in die tijd op zoek naar geleiding in plastics en beseftte dat die metalige glans mogelijk 'bingo' betekende. Hij onderzocht daarom het geleidingsvermogen van het glimmende spul, dat trans-polyacetyleen bleek te zijn. De resultaten waren niet schokkend: het materiaal bleek een halfgeleider te zijn.

Bij toeval raakte Shirakawa niet veel later op een conferentie in gesprek met professor Alan McDiarmid. Deze Amerikaan wist dat oxidatie van dit soort glanzende materialen met jooddamp soms een geleidend materiaal opleverde. Samen oxideerden de onderzoekers polyacetyleen met jooddamp, en een andere Amerikaan, Alan Heeger, hielp met de metingen. De geleiding van het geoxideerde polyacetyleen bleek tien miljoen keer zo hoog! Daarmee was het bijna net zo geleidend als koper.

Deze ontdekking werd gezien als een doorbraak en leverde het drietal in 2000 de Nobelprijs voor Scheikunde op. Wetenschappers realiseerden zich vervolgens maar al te goed de mogelijkheden van geleidende plastics: ze zijn buigzaam en zacht en gemakkelijk te verwerken. Bovendien kun je polymeerketens een beetje veranderen door er zijketens aan te zetten. Op die manier zijn de kleur, oplosbaarheid, flexibiliteit, geleiding en stabiliteit aan te passen. Inmiddels zijn er duizenden soorten geleidende polymeren gemaakt en toegepast, onder andere als transistor en antistatische coating.

De 'band gap'

Dit is geen examenstof, maar wel leuk om te weten: een materiaal waar elektrische stroom doorheen kan lopen is een *geleider*. Vaak zijn dat koperen stroomdraden. In een metaal vindt geleiding plaats dankzij de elektronen, die vrij door het materiaal kunnen bewegen. Ze ondervinden daarbij maar weinig weerstand.

Zouten kunnen eveneens stroom geleiden: in opgeloste of gesmolten toestand. Een andere klasse stroomgeleiders zijn de *halfgeleiders*, zoals het silicium waar computerchips van zijn gemaakt. Deze stoffen geleiden stroom minder goed dan metalen. Dit komt doordat de elektronen niet vrij door het materiaal kunnen bewegen, maar enigszins opgesloten zitten. De sprong die de elektronen moeten maken om zich te kunnen verplaatsen noemen we de *band gap*. Dit is het energieverval tussen de volle band (HOMO, Highest Occupied Molecular Orbital) en de lege band (LUMO, Lowest Unoccupied Molecular Orbital). Bij *isolatoren* kost het te veel energie om een elektron uit de volle band te halen en in de lege te brengen. De meeste plastics, ofwel polymeren, zijn daarom normaal gesproken een isolator.

Geconjugeerde polymeren

Geconjugeerde polymeren zijn van nature halfgeleiders. Deze polymeren hebben om en om een dubbele en een enkele binding tussen de atomen in hun moleculaire ketens. De elektronen in deze bindingen kunnen vrij bewegen: ze kunnen als het ware over de polymeerketen 'lopen'. Zodra een negatief geladen elektron van zijn vaste plaats loopt, blijft daar een positief geladen plek over, een zogeheten gat. Elektronen blijken veel gemakkelijker over de polymeerketen te bewegen wanneer je uit de volle band (HOMO) een elektron weghaalt of er juist eentje injecteert in de lege band (LUMO). Beide processen noemen we *dopen*. Daarmee kan van een halfgeleidend polymeer een nog betere geleider worden gemaakt, die zelfs de geleidbaarheid van koper benadert.

Chemie voor het leven

Composieten

Composieten

Een **composiet** is een materiaal dat is opgebouwd uit verschillende componenten. Vaak worden hiermee *vezelversterkte* kunststoffen bedoeld. De vezels zorgen voor extra sterkte. De bekendste vezels die in composieten verwerkt worden zijn glasvezel, aramide, koolstofvezel en nanotubes. Glasvezelversterkte constructies worden vaak toegepast en zijn onder andere te vinden in de vliegtuig- en de scheepsbouw. Koolstofvezelversterkte constructies hebben een hoge stijfheid en zijn onder meer in de Formule 1 en racefietsen te vinden. Aramidevezelversterkte constructies hebben een hoge slagvastheid en taaheid. Ze zijn vooral te vinden in kogelwerende deuren en -vesten.

In de tandheelkunde is composiet een vullingsmateriaal dat bestaat uit een *matrixfase* en een *vulstoffase*. De matrixfase bestaat uit monomeren die tijdens of na het plaatsen van de vulling gaan polymeriseren onder invloed van licht of een hulpstof zodat de vulling hard wordt. In het eerste geval spreek je van licht uithardend composiet, in het tweede geval van chemisch uithardend composiet.



De aanwezige vulstof, vaak kwarts (siliciumdioxide) of glas (aluminiumsilicaat), zorgt voor de uiteindelijke hardheid van de vulling. De vulstof verdeelt zich tijdens de polymerisatie over het hard wordende materiaal en wordt op zijn plaats gehouden door de kriskras door elkaar liggende polymeerketens (kunsthars). Het grote voordeel van deze kunststof vulmaterialen is dat de kleur bijna gelijk kan worden gemaakt aan die van het natuurlijke tandweefsel. Nadeel van composiet is het optreden van krimp tijdens uitharden, waardoor op de randen lekkages kunnen optreden, waar opnieuw cariës in kan ontstaan. Maar het grootste probleem bij composieten vormt de hechting aan het tandbeen. Composieten zijn hydrofoob terwijl het mondmilieu en het tandbeen hydrofiel zijn. Dit probleem kan worden opgelost door gebruik van een bindmiddel (silaan). Het bindmiddel zorgt voor een goede hechting van het composiet aan het tandbeen.

Glasionomeer

Composiet wordt gebruikt voor het vullen van gaatjes, het repareren van afgebroken tanden, het verfraaien van verkleurde tanden of het aanpassen van tanden met een afwijkende vorm. Met composiet worden ook spleetjes tussen tanden opgevuld.

Glasionomeer cement (GIC) is vanwege de geringere sterkte op minder plaatsen in het gebit toepasbaar. Omdat GIC goedkoper en gemakkelijker aan te brengen is dan composiet wordt het vooral toegepast in het melkgebit. Dit gebit is niet blijvend en daarom hoeven de vullingen maar een beperkt aantal jaren mee te gaan. Glasionomeer cement bestaat uit een glas en een *ionomeer*. Het glas bestaat uit aluminiumoxide, calciumfluoride en siliciumoxide. Een ionomeer is een polymeer dat ionogene groepen bevat. Het is een cement op basis van aluminiumfluorsilicaatglas (poeder) en een polyalkeenzuur (vloeistof), dat bestaat uit een copolymeer van acrylzuur, itaconzuur, maleïnezuur en wijnsteenzuur. Bij het mengen van het poeder en de vloeistof tast het zuur de glasdeeltjes aan. Hierdoor kunnen er aluminium- en calciumionen vrijkomen, zich vervolgens hechten aan de carboxylaatgroepen (COO^-) van de zuren en bruggen vormen tussen verschillende polyalkeenzuurmoleculen. Uiteindelijk ontstaat er een netwerkstructuur van het polyalkeenzuur, bijeengehouden door de aluminium- en calciumionen en een vulstof van de niet-gereageerde glasdeeltjes.

Chemie voor het leven

Biodegradeerbaarheid van polymeren

Plastic soep

Plastic behoort tot één van de meest spectaculaire uitvindingen en is niet meer uit onze samenleving weg te denken. De wereldproductie groeide van bijna niets tot vele miljoenen tonnen per jaar. Een steeds groter wordend probleem hierbij is dat plastic zeer moeilijk afbreekbaar is en een belangrijk deel van ons afval vormt. En niet al het plastic komt in de reguliere afvalstromen terecht, maar ook in de... oceaan. Wel eens gehoord van plastic soep? Eet smakelijk, maar niet heus.



In 1997 zeilde een zekere kapitein Charles Moore op de Grote Oceaan, ver verwijderd van de bewoonde wereld, en ontdekte dat er allerlei stukjes plastic langs zijn boot dreven. Het bleek niet alleen te gaan om grote stukken, maar ook om hele kleine stukjes plastic. Moore noemde dit verschijnsel 'plastic soep', de term die nu overal gebruikt wordt. Wat hij toen nog niet wist, was dat hij een van 's werelds grootste milieurampen had ontdekt.

In een poging om het tij te keren wordt er al jarenlang gezocht naar allerlei oplossingen. Vanuit een chemisch oogpunt kom je dan al snel terecht bij de volgende drie uitgangspunten van de groene chemie, zie BINAS TABEL 97F:

- De vorming van afval moet zoveel mogelijk worden voorkomen (uitgangspunt 1);
- We moeten zo veel mogelijk gebruik maken van hernieuwbare grondstoffen (uitgangspunt 7);
- We moeten producten maken, waaruit bij afbraak stoffen ontstaan die niet giftig zijn en niet ophopen in het milieu (uitgangspunt 10).

Voorkomen van vorming van afval

Door terugwinning en hergebruik kun je het verbruik van plastics al sterk verminderen. In de praktijk komt dat bijvoorbeeld neer op gescheiden afvalinzameling en statiegeld op de petflessen. De meeste plastics zijn in theorie recyclebaar. Ze kunnen na gebruik worden gesmolten en daarna worden gevormd tot een nieuw (en dus gerecycled) product. Sommige plastics kunnen, nadat ze eenmaal een bepaalde vorm hebben gekregen, niet opnieuw worden gesmolten en zijn dus niet recyclebaar.

Daarnaast zijn er heel veel verschillende soorten plastic, waardoor recycling lastig is. Vaak is het zo dat gerecycled plastic van mindere kwaliteit is dan nieuw plastic. Mede daardoor is de vraag naar gerecycled plastic ook laag.

Bioplastics en biodegradeerbare plastics

Synthetische plastics zoals polyetheen en polypropeen worden gemaakt uit aardolie en voldoen daarmee niet aan uitgangspunt 7 van de groene chemie (aardolie is geen hernieuwbare grondstof). Het gebruik van **bioplastics** is een mogelijke oplossing. Bioplastics worden gemaakt van natuurlijke producten, zoals zetmeel gewonnen uit aardappels of maïs. Ook polymelkzuur behoort tot de bioplastics.

Dan hebben we ook nog te maken met uitgangspunt 10, het ontwerpen met het oog op afbraak. Voor alle additiepolymeren geldt dat ze niet of nauwelijks afbreekbaar zijn in de natuur. **Biodegradeerbare plastics** daarentegen bestaan uit polymeren die biologisch afbreekbaar zijn, dat wil zeggen, door micro-organismen volledig afgebroken kunnen worden. Niet alleen bioplastics maar ook synthetische condensatiepolymeren zoals polyesters *kunnen* biodegradeerbaar zijn. *Let dus op:* Biodegradeerbaar wil zeggen dat het plastic *kán* vergaan. Dat gebeurt alleen bij een bepaalde temperatuur en met een bepaalde hoeveelheid vocht. Bioplastic dat afbreekt in een industriële compostinstallatie, zal dat niet noodzakelijk doen in je eigen composthoop. Dat betekent dus dat je bioplastics niet zomaar in de vrije natuur mag weggooien. De praktijk kan dus heel weerbarstig zijn! Samengevat komt het erop neer dat niet alle bioplastics biologisch afbreekbaar zijn en dat niet alle biodegradeerbare plastics vervaardigd zijn uit natuurlijke producten. Polymelkzuur is een voorbeeld van een bioplastic dat ook biologisch afbreekbaar is.

Chemie voor het leven

Biomassa

De drie generaties biomassa

Biomassa is het drooggewicht van organismen of delen ervan. Hier valt zowel plantaardig als dierlijk materiaal onder. Ook producten gewonnen uit plantaardige grondstoffen en dierlijk materiaal, die worden geproduceerd ten behoeve van energieopwekking en/of biobrandstof, rekent men tot biomassa. Voorbeelden hiervan zijn suikerriet, maïs, koolzaadolie, palmolie en dierlijke vetten. Energie uit biomassa wordt opgewekt door *verbranding, vergassing of vergisting*. Bij de verbranding van biomassa komt CO₂ vrij. Daarbij gaat het om CO₂ dat recent door planten aan de atmosfeer is onttrokken. Dit noemen we de *korte koolstofkringloop*.

Bij de verbranding van fossiele brandstoffen is er sprake van een *lange koolstofkringloop*, want hierbij komt CO₂ vrij dat zo lang was opgeslagen dat het in praktische zin geen deel meer uitmaakte van de CO₂-kringloop op deze wereld.

Bij biobrandstoffen wordt vaak gesproken over een eerste, tweede of derde generatie:

- De *eerste* generatie is rechtstreeks uit gewas gewonnen biomassa, zoals hout, suikerriet, maïs, palmolie of koolzaadolie. De problemen van de eerste generatie biomassa zijn schade aan het oerwoud, verlies aan biodiversiteit, of een zeer omvangrijk grondgebruik en waterverbruik.
- Voorbeelden van de *tweede* generatie biomassa zijn biodiesel of bio-ethanol. Deze biomassa wordt vervaardigd via een chemisch proces uit gewassen, gebruikt frituurvet of dierlijk vet.
- De *derde* generatie biomassa wordt door speciaal geprepareerde organismen voortgebracht, zoals algen die voor meer dan 30% uit olie kunnen bestaan. Alhoewel algen een oplossing kunnen zijn voor de vraag naar biomassa en energie, is er nog wel wat onderzoek nodig om algen rendabel en duurzaam te kweken op grote schaal.

Bio-ethanol



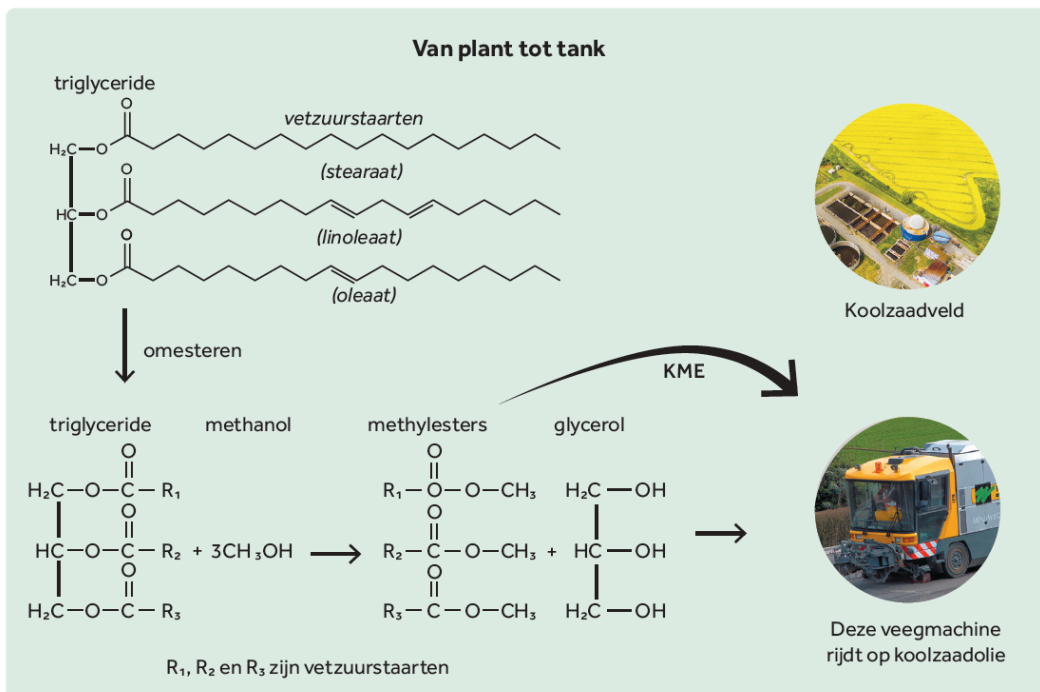
Bio-ethanol is een schoon alternatief voor benzine en wordt het meest als E85 gebruikt. Dit is 85% ethanol gemengd met 15% benzine. Bio-ethanol wordt gemaakt van voedingsgewassen zoals suikerriet, graan, maïs- en suikerbieten, en reststromen, zoals stro en maïsloof. Brazilië en de VS zijn wereldwijd de grootste producenten van bio-ethanol.

De C/H-verhouding

Koolstofdioxide is als verbrandingsproduct een van de belangrijkste oorzaken van het zogeheten 'versterkt broeikaseffect'. De CO₂-emissie wordt niet alleen bepaald door het brandstofverbruik, maar ook door de **C/H-verhouding** in de brandstof. Dit is verhouding tussen het aantal C- en H-atomen. Omschakelen naar brandstoffen met een lagere C/H-verhouding leidt tot een lagere CO₂-uitstoot. Aardgas (methaan) heeft met een C/H-verhouding van 0,25 de laagste CO₂-emissie. Aardolie (0,6) en steenkool (1,4) geven een veel hogere CO₂-uitstoot. Daarnaast kan aardgas in het algemeen met een hoger rendement worden omgezet dan steenkool.

Biodiesel

Triglyceriden zijn esters van glycerol en vetzuren. Ze komen voor in plantaardige olie en vormen de basis voor biodiesel. Vooral koolzaadolie wordt veel gebruikt. Maar deze pure olie is te stroperig om de motor gesmeerd te laten lopen. Omzetting tot koolzaadmethylester (KME) doet wonderen. Men noemt dit proces ook wel 'omesteren'.



Chemie voor het leven

Mens en voeding

Mens en voeding

Onder voedsel worden alle organische stoffen die organismen nodig hebben verstaan. Met deze stoffen kunnen organismen energie opwekken voor alle celprocessen en kan een organisme groeien. Met de opkomst van de levensmiddelentechnologie is ons voedsel in de loop van de tijd sterk veranderd en verbeterd. Conserveringstechnieken maken het mogelijk voedsel lang te bewaren. Ons dagelijks voedsel moet verschillende voedingsstoffen bevatten. Deze stoffen zijn in te delen in *brandstoffen* (koolhydraten en vetten), *bouwstoffen* (eiwitten en mineralen) en *beschermende stoffen* (vitaminen).



Koolhydraten

Koolhydraten zijn verbindingen tussen de elementen koolstof, waterstof en zuurstof (zie BINAS TABEL 67F). De algemene formule van koolhydraten is: $C_x(H_2O)_y$.

Koolhydraten worden door planten opgebouwd via fotosynthese. Ze zijn de voornaamste bron van energie voor het menselijk lichaam. Voorbeelden van voedsel dat rijk is aan koolhydraten zijn brood, suiker, aardappelen en fruit. De belangrijkste koolhydraten in ons lichaam zijn *glucose* en *glycogeen*. Glycogeen is een dierlijk zetmeel, dat uit talrijke druivensuikermoleculen is opgebouwd. Het wordt in de lever en de spieren opgeslagen en vormt zo een koolhydraatreserve, die circa 300-400 gram bedraagt. Leverglycogeen heeft als taak om de bloedsuikerspiegel op peil te houden (vooral van belang voor de hersenstofwisseling), terwijl spierglycogeen de spieren voorziet van direct te gebruiken energie.

Vetten

Vetten zijn, chemisch gezien, *triglyceriden*. In de paragraaf *Biomassa* was te zien dat dit esters zijn van glycerol en vetzuren (zie BINAS TABEL 67G2).

Essentiële vetzuren zijn vetzuren die het lichaam niet zelf kan aanmaken uit andere vetzuren, terwijl het lichaam ze wel nodig heeft om normaal te kunnen functioneren. Dit betekent dat ze via voeding moeten worden ingenomen.

Behalve als leverancier van energie en essentiële vetzuren dienen vetten ook als oplosmiddel voor de in vet oplosbare vitaminen A, D, E en K. Om die reden is in voeding een bepaalde hoeveelheid vet noodzakelijk, hoewel de eigenlijke behoefte aan vetten gering is. Het aandeel van vet in veel van de moderne voedingsmiddelen is daarom vaak veel te hoog. Relatief vet zijn vlees, volle melk, sauzen, chocolade, gebak, koekjes en eieren. Vetten komen in het onderhuidse vetweefsel over het hele lichaam voor.

Eiwitten

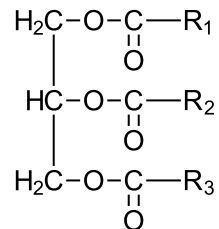
Onder eiwitten of proteïnen verstaan we stoffen die uit *aminozuren* zijn opgebouwd (zie BINAS TABEL 67H1). Eiwitten vormen het bouw materiaal van dierlijke wezens. Spieren, bloed, organen, sommige hormonen en alle enzymen bestaan in hoofdzaak uit eiwitten. In totaal nemen ongeveer twintig verschillende aminozuren deel aan de bouw van een voedingseiwit. Dit levert een welhaast oneindig aantal mogelijke combinaties op. Van de twintig aminozuren zijn er negen essentieel; *essentiële aminozuren* zijn aminozuren die niet in het lichaam van de mens kunnen worden gemaakt. Deze behoren daarom in voldoende mate in het voedsel aanwezig te zijn. Niet-essentiële aminozuren kunnen in de lever uit andere aminozuren worden gevormd. De voornaamste eiwitbronnen in onze voeding zijn vlees, melk, brood, eieren en vis. In ons lichaam worden deze eiwitten eerst in aminozuren omgezet. Daaruit neemt het lichaam de aminozuren op die het voor de bouw van zijn eigen structuur kan gebruiken. Het is zaak om ons lichaam een zo gunstig mogelijk aminozurenpatroon aan te bieden.

Chemie voor het leven

Vetten en oliën

Vetten en oliën

Eetbare vetten en oliën vormen een groep van organische verbindingen die bestaan uit zogeheten *triglyceriden*. Ze ontstaan als glycerol (propan-1,2,3-triol) en vetzuren (BINAS TABEL 67G2) in de molverhouding 1:3 met elkaar reageren. De algemene formule voor een olie of een vet is:



De groepen R_1 , R_2 en R_3 zijn afkomstig van de vetzuren. Als alle drie de R-groepen gelijk zijn aan $\text{C}_{17}\text{H}_{35}$ dan is er sprake van de ester glyceryltristearaat (ontstaan uit glycerol en stearinezuur).

Als de ester is ontstaan uit *verzadigde* vetzuren krijg je een vet (vast) en als het is ontstaan uit *onverzadigde* vetzuren een olie (vloeibaar). Uiteraard komen er ook mengvormen van verzadigd en onverzadigd voor, bijvoorbeeld in cacaoboter.

Eigenschappen en voorkomen in het lichaam

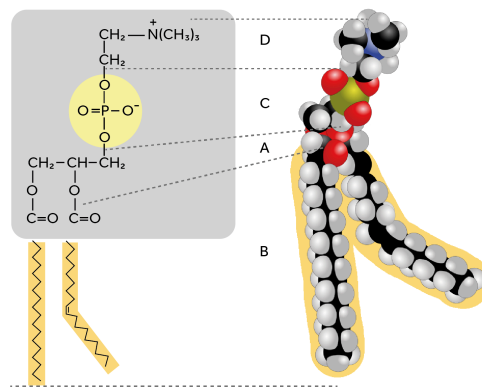
Triglyceriden zijn slecht oplosbaar in water door de aanwezigheid van de (lange) apolaire koolstofketens. Ze worden aangemaakt in dieren en planten. In plantaardige triglyceriden komen veel onverzadigde vetzuren voor en in dierlijke meer verzadigde. Plantaardige triglyceriden hebben daardoor meestal een lager smeltpunt dan de dierlijke. Triglyceriden worden (in de vorm van druppeltjes) voornamelijk in het cytoplasma opgeslagen. Het weefsel waarin vet wordt opgeslagen noemt men het vetweefsel. De energiedichtheid van vet is erg groot (38 kJ per gram).

De onverzadigde vetzuren linolzuur, α -linoleenzuur en arachidonzuur kunnen niet door de mens worden gemaakt. Ze zijn essentieel in de voeding en worden daarom *essentiële vetzuren* genoemd. Het is belangrijk om deze vetten binnen te krijgen, omdat ze de kans op hart- en vaatziekten helpen verkleinen. Westerse voeding bevat naar verhouding veel linolzuur en weinig α -linoleenzuur. Een goede manier om essentiële vetten binnen te krijgen is het eten van olie, noten en vette vis.

De laatste tijd wordt er veel reclame gemaakt voor de alfa-omega 3-vetzuren. Dit zijn vetzuren met dubbele bindingen op een bepaalde plaats. Deze vetzuren zijn erg belangrijk voor opgroeiende kinderen, zwangere vrouwen, oudere mensen, eigenlijk dus bijna iedereen, omdat ze nodig zijn voor de fosfolipiden in de celmembranen. Vooral het zenuwstelsel heeft daarom een grote behoefte aan deze vetzuren.

Celmembranen

Het celmembraan is een vlies dat de cel omsluit, en daarmee de inhoud van de cel van zijn omgeving scheidt. Het celmembraan bestaat uit een dubbele laag *fosfolipiden*. Dat zijn vetachtige moleculen met een hydrofiële kop en een hydrofobe staart. Een fosfolipide is een lipide dat bestaat uit een glycerolgroep (A), twee vetzuur-groepen (B), een negatief geladen fosfaatgroep (C) en een positief geladen stikstofgroep (D) (zie ook BINAS TABEL 67B3):



In een waterige omgeving keren de apolaire staarten zich van de watermoleculen af en richten zich naar elkaar toe. De polaire koppen zijn naar buiten gekeerd. Zo ontstaat een dubbele laag fosfolipiden met daartussen eiwitten (o.a. transport functie) en cholesterol (zorgt voor de stevigheid van het celmembraan). Op de website hieronder wordt uitgelegd hoe een celmembraan precies werkt.

Het celmembraan is semipermeabel, dat wil zeggen: selectief doorlatend. Celmembranen spelen een rol in celprocessen zoals transport.

Passief en actief transport

Kleine, ongeladen moleculen, zoals ethanol en gassen zoals CO₂, O₂ en N₂, kunnen ongehinderd door de fosfolipidenlagen heen glippen. Dit transport kost de cel geen energie en wordt daarom *passief transport* genoemd. Grote moleculen en ionen kunnen het celmembraan alleen passeren met behulp van de transporteiwitten in het membraan. Hier is energie voor nodig en dit wordt dus actief transport genoemd.

Hydrolyse en verzeping

De hydrolyse van vetten is een evenwichtsreactie en verloopt erg langzaam:



Als vetten worden gekookt met kali- of natronloog, dan reageert de base met het vetzuur, zodat de teruggaande reactie niet meer mogelijk is. Deze reactie heet **verzeping**, omdat deze reactie plaatsvindt bij de productie van zeep uit vet en loog. Bij deze verzeping ontstaan glycerol en natrium- of kaliumzouten van diverse vetzuren.



Bereiding van zeep

Tijdens de eerste stap van het maken van zeep wordt er een hoeveelheid vet en olie nauwkeurig afgewogen en in een bekersglas gedaan. In de tweede stap wordt dit mengsel gesmolten en op een temperatuur van ongeveer 45°C gebracht. Daarna wordt er heel langzaam en al roerend natronloog toegevoegd.

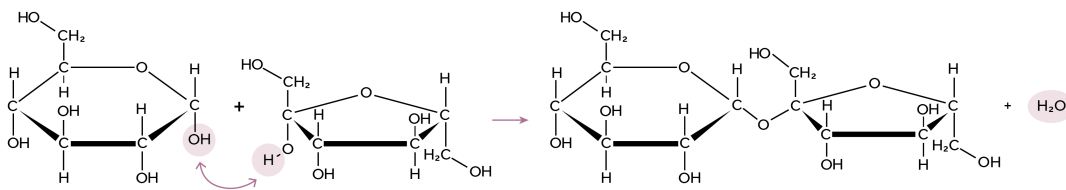
Dit mengsel wordt 5-10 minuten verwarmd bij ca. 90°C. In deze tijd kan er een kleurstof worden toegevoegd. Al roerend wordt het mengsel nu afgekoeld en rond de 30°C kan er een geurstof worden toegevoegd. Om de zeep eerder te laten reageren kan een beetje van een bestaande zeep worden afgeschraapt en toegevoegd aan het oliemengsel. Als het mengsel wat dikker is geworden, wordt het in een vorm gegoten. Voor de vorm kan een plastic bekertje worden gebruikt.

Chemie voor het leven

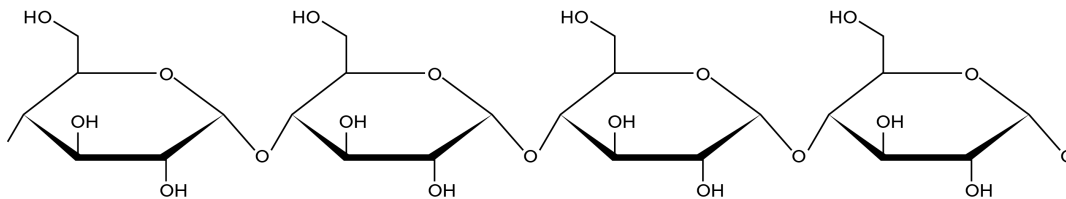
Koolhydraten

Koolhydraten

Tot de koolhydraten behoren fructose, glucose, sacharose (kristalsuiker) en zetmeel. De structuurformules van deze en andere koolhydraten vind je in BINAS TABEL 67F. Glucose en fructose zijn *monosachariden*, ook wel enkelvoudige suikers genoemd, en vormen samen de bouwstenen van andere koolhydraten. Twee monosachariden kunnen onder afsplitsing van water aan elkaar gekoppeld worden tot een *disacharide*. Zo ontstaat één molecuul sacharose uit één molecuul glucose ($C_6H_{12}O_6$) en één molecuul fructose ($C_6H_{12}O_6$):



Uit monosachariden kunnen door polycondensatie polysachariden ontstaan. Voorbeelden zijn zetmeel en cellulose. Hieronder staat de structuur van zetmeel.



De repeterende eenheid in zetmeel is $C_6H_{10}O_5$ en in molecuulformules wordt zetmeel daarom genoteerd als $(C_6H_{10}O_5)_n$.

Chemie voor het leven

Eiwitten

Eiwitsynthese

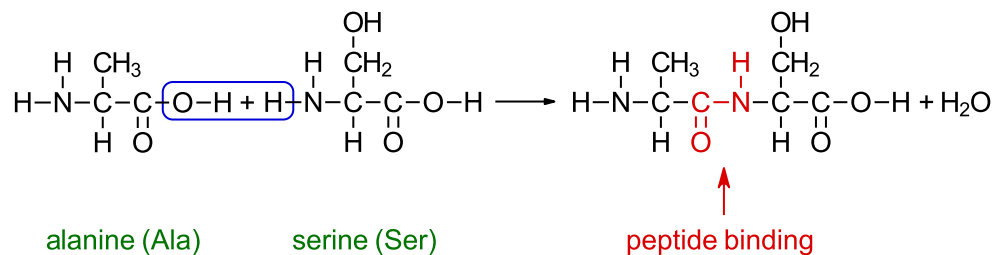
Via onze voeding krijgen we eiwitten binnen. Deze macromoleculen worden tijdens de spijsvertering door hydrolyse afgebroken tot **aminozuren**. Kenmerkend voor de aminozuren uit voedsel is dat het allemaal 2-aminozuren zijn: de $-NH_2$ -groep is altijd

gebonden aan het tweede C-atoom. We noemen deze aminozuren de *natuurlijke* aminozuren. Hiervan zijn er 20 bekend. Je kunt ze vinden in BINAS TABEL 67H1. De algemene structuur van een natuurlijk amino­zuur kun je weergeven als:



Behalve glycine is bij alle aminozuren het tweede C-atoom een asymmetrisch koolstofatoom en komen er twee stereo-isomeren voor. De spiegelbeelden worden *D*- en *L*-*enantiomeren* genoemd. Alhoewel D-aminozuren voorkomen in de natuur, zijn alle aminozuren die door een organisme als bouwsteen voor eiwitten gebruikt worden L-aminozuren. Vroeg in de evolutie van het leven moeten deze L-enantiomeren waarschijnlijk toevallig gekozen zijn. Een duidelijke verklaring voor deze keuze is er vooralsnog niet.

Lichaamseigen eiwitten worden uit natuurlijke aminozuren gemaakt door polycondensatie, waarbij de NH₂-groepen reageren met COOH-groepen onder afsplitsing van water. In deze eiwitten (ook wel *polypeptiden* genoemd) komen net als bij polyamiden peptidebindingen voor. In het voorbeeld hieronder laten we zien hoe uit twee aminozuren (alanine en serine) een *dipeptide* ontstaat:

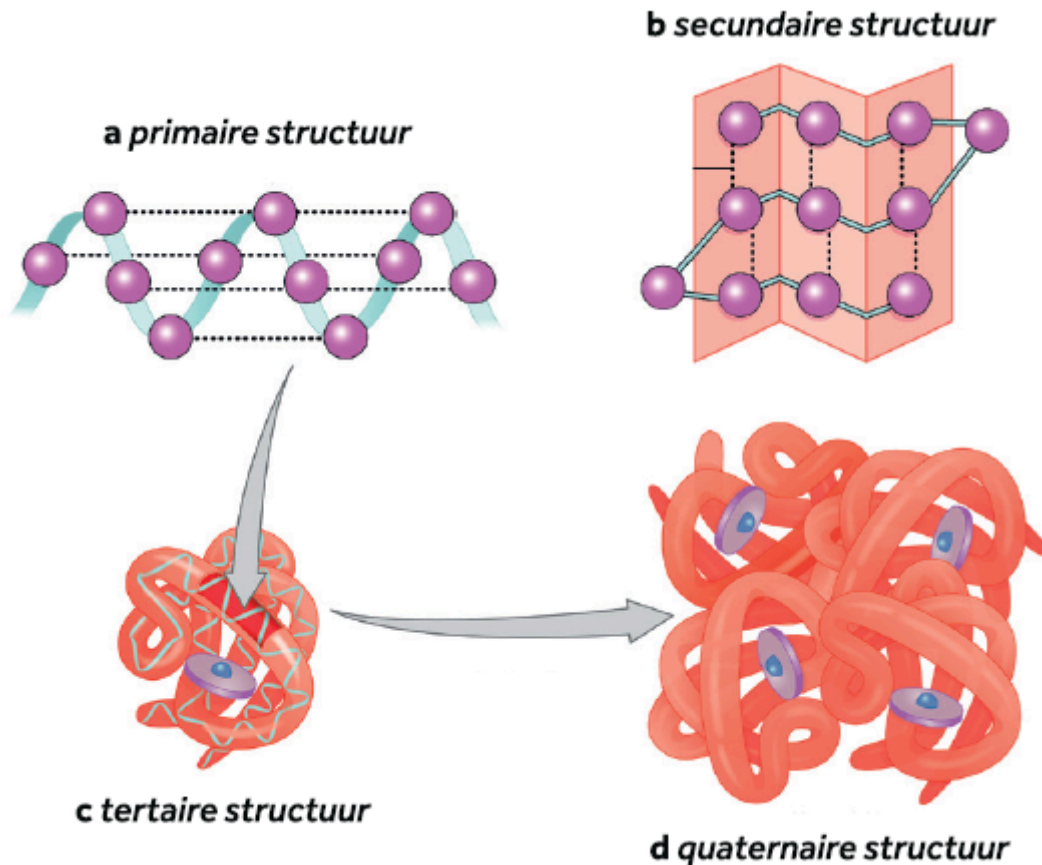


Dit dipeptide kan met de drieletterafkortingen (ZIE BINAS TABEL 67H1) verkort worden weergegeven als Ala-Ser. Uiteraard kan het eiwit verder groeien via de vrije NH₂-groep links en de eveneens vrije COOH-groep rechts. Kenmerkend voor een eiwit is de *peptidebinding*. Eiwitten kunnen ook weer hydrolyseren tot losse aminozuren. Dit is het omgekeerde proces.

De structuur van eiwitten

Eiwitten vouwen zich in een driedimensionale vorm. Deze vorm wordt bepaald door de onderlinge aantrekking en afstoting van de verschillende aminozuren. De vorm van een eiwit is bepalend voor de specifieke interacties die een eiwit aan kan gaan. Hierbij is het van belang dat het eiwit zich goed opvouwt. Wanneer dit niet gebeurt werkt het eiwit niet goed en kan het in uitzonderlijke gevallen zelfs andere effecten veroorzaken, zoals bij de ziekte van Creutzfeldt-Jakob.

Men maakt het volgende onderscheid in de structuur van een eiwit (zie BINAS TABEL 67H2):

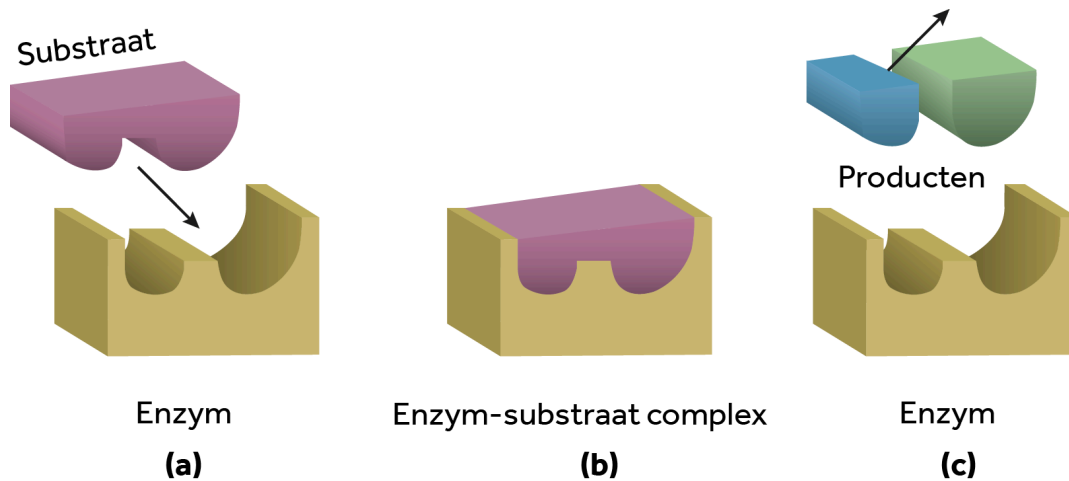


- De *primaire structuur* is de aminozuurvolgorde: Ala-Ser (zie voorbeeld) is niet hetzelfde dipeptide als Ser-Ala.
- De *secundaire structuur* is een opgerolde structuur, de α -helix, die door waterstofbruggen tussen de N—H- en C=O-groepen in stand gehouden wordt.
- De *tertiaire structuur* ontstaat doordat de α -helixen op hun beurt gevouwen worden door de vorming van zwavelbruggen of ionbindingen.
- Bij sommige eiwitten is er nog een *quaternaire structuur* aanwezig, doordat meerdere eiwitketens een eiwitcomplex vormen, bijvoorbeeld hemoglobine, dat uit meerdere eiwitketens bestaat en ook nog eens in het midden een ijzer(II)ion bevat.

Enzymen

Enzymen zijn eiwitten die als katalysator fungeren bij chemische reacties in of buiten de cel. De snelheid waarmee een enzym werkt, is afhankelijk van de temperatuur en pH. De meeste enzymen zijn inactief bij lage temperaturen. Boven 50°C wordt de werking van het eiwit ook geblokkeerd door **denaturatie**. Bij ieder enzym vindt bij een bepaalde optimale temperatuur de maximale activiteit plaats. De enzymwerking is maximaal rond de 37°C. Dat is niet voor niets de lichaamstemperatuur van de mens. Wanneer we koorts hebben vermindert onze enzymwerking, doordat de lichaamstemperatuur stijgt. Andersom geldt hetzelfde bij onderkoeling: dan daalt de enzymwerking ook.

De activiteit van een enzym wordt ook beïnvloed door de pH. Bepaalde enzymen, zoals peptase in de maag, werken goed tot zeer goed in een zuur milieu bij $\text{pH} < 7$. De optimale pH-waarde, het *pH-optimum*, ligt tussen $\text{pH} 5$ en $\text{pH} 8$. Andere enzymen, zoals trypsine in de darmen, werken alleen in een basisch milieu, met $\text{pH} > 7$. De stof waar het enzym op inwerkt en die nodig is voor de stofwisseling of spijsvertering heet het *substraat*. Tijdens de reactie bindt het enzym zich kortstondig aan het substraat. Het enzym klemt zich op een plaats aan het substraat. Het deel dat omklemd is, wordt losgemaakt van het grotere geheel, waarna ook het enzym weer vrij is en verder kan met het volgende molecuul(deel).



Slot/sleutel-principe

De plaats waar substraat en enzym aan elkaar hechten heet de *sleutel* voor het substraat en het *slot* of *actieve centrum* voor het enzym. Zo worden voedingsstoffen in kleine stukjes gebroken en verwerkt, de spijsvertering. Enzymen zijn *stereospecifiek* voor hun substraat, meestal bindt een enzym maar aan één substraat. Veel enzymen zijn sneller en efficiënter dan tot nu toe door de mens ontworpen katalysatoren.

Enzymen worden mede daarom ook ingezet in chemische processen zoals voedselbereiding. Zonder enzymen zouden stofwisselingsprocessen niet mogelijk zijn. Enzymen houden het leven op gang!

Ureum en de eiwitstofwisseling

Ureum is een stikstofhoudende organische verbinding met molecuulformule $(\text{NH}_2)_2\text{CO}$. Het is een afvalproduct bij de eiwitstofwisseling in de lever en is in 1773 ontdekt door de Franse scheikundige Hilaire Rouelle. Ureum wordt gebruikt als meststof voor planten.

Chemie voor het leven

DNA en RNA

De geschiedenis van DNA

DNA werd in 1869 ontdekt door de Zwitserse biochemicus Johann Friedrich Miescher (1844-1895). Hij wist de stof te isoleren uit witte bloedlichaampjes. De chemische structuur van DNA bleef nog lange tijd onduidelijk, totdat de Britse chemica Rosalind Franklin (1920-1958) onderzoek deed naar de structuur van DNA met behulp van de röntgendiffractietechniek. Eén van haar opnamen kwam zonder haar medeweten onder



ogen van de beroemde wetenschappers James Watson en Francis Crick. De gegevens van Franklin hielpen Watson en Crick om de structuur van de dubbele helix te bepalen. Watson en Crick publiceerden het artikel over de structuur van het DNA in het tijdschrift *Nature* op 25 april 1953. Een maand later publiceerden Watson en Crick op basis van deze structuur een model voor het mechanisme van de replicatie van DNA. Watson en Crick

kregen hiervoor in 1962 de Nobelprijs voor Fysiologie of Geneeskunde. Rosalind Franklin was al op jonge leeftijd overleden aan de gevolgen van kanker, en kreeg pas jaren later erkenning voor haar werk.

Structuur en naamgeving van DNA

De afkorting DNA is afkomstig van het Engelse *deoxyribonucleic acid*. Dit wordt in het Nederlands vertaald als 'desoxyribonucleïnezuur' of 'deoxyribonucleïnezuur'. Nucleïnezuren zijn ketens van nucleotiden. Iedere nucleotide bevat een fosfaatgroep, een ribosegroep en een pyrimidine- of purinebase. Het voorvoegsel 'deoxy' betekent dat, in vergelijking met RNA, de ribosegroepen van DNA een zuurstofatoom missen (om precies te zijn, op de zogeheten '2-positie' van de ribosegroep).

Een DNA-molecuul bestaat uit twee lange strengen van nucleotiden, die zich samenbuigen tot een *dubbele helix*. De twee strengen zijn aan elkaar verbonden door zogeheten *basenparen*. Een basenpaar verbindt twee tegenover elkaar liggende nucleotiden. De volgorde van nucleotiden in een streng wordt een sequentie genoemd. Omdat er zeer veel sequenties mogelijk zijn, kan de volgorde van nucleotiden unieke erfelijke informatie verschaffen. Zie ook BINAS TABEL 70 en 71.

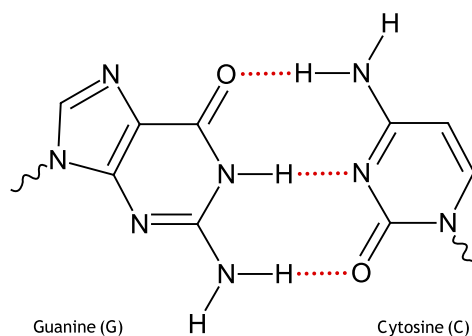
De eiwitsynthese

Aan de hand van de genetische code kan de DNA-sequentie van een gen vertaald worden naar de aminozuursequentie van een eiwit. Dit proces wordt [eiwitexpressie] genoemd. DNA bestaat uit een *coderende* streng en een *matrijsstreng*. De coderende streng bevat de genen en dus de genetische codes voor de productie van eiwitten. De matrijsstreng wordt gebruikt voor de *transcriptie*, hierbij wordt het DNA van een gen eerst gekopieerd naar mRNA. Het mRNA wordt vervolgens bij de *translatie* vertaald naar een eiwit. Hoe gaat dit in zijn werk?

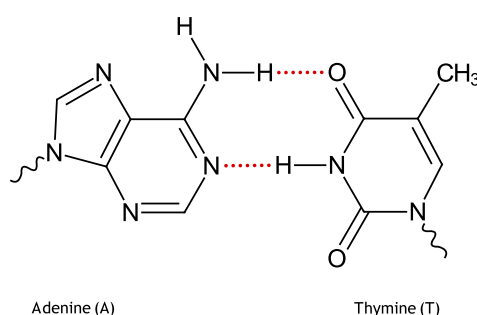
Basen en basenparen

Voor het DNA zijn er vier verschillende basen: guanine, cytosine, adenine en thymine, afgekort met respectievelijk G, C, A en T. In het DNA kunnen twee soorten basenparen gevormd worden.

Guanine en *cytosine* kunnen samen een basenpaar vormen met drie waterstofbruggen:



Adenine en *thymine* kunnen samen een basenpaar vormen met twee waterstofbruggen:

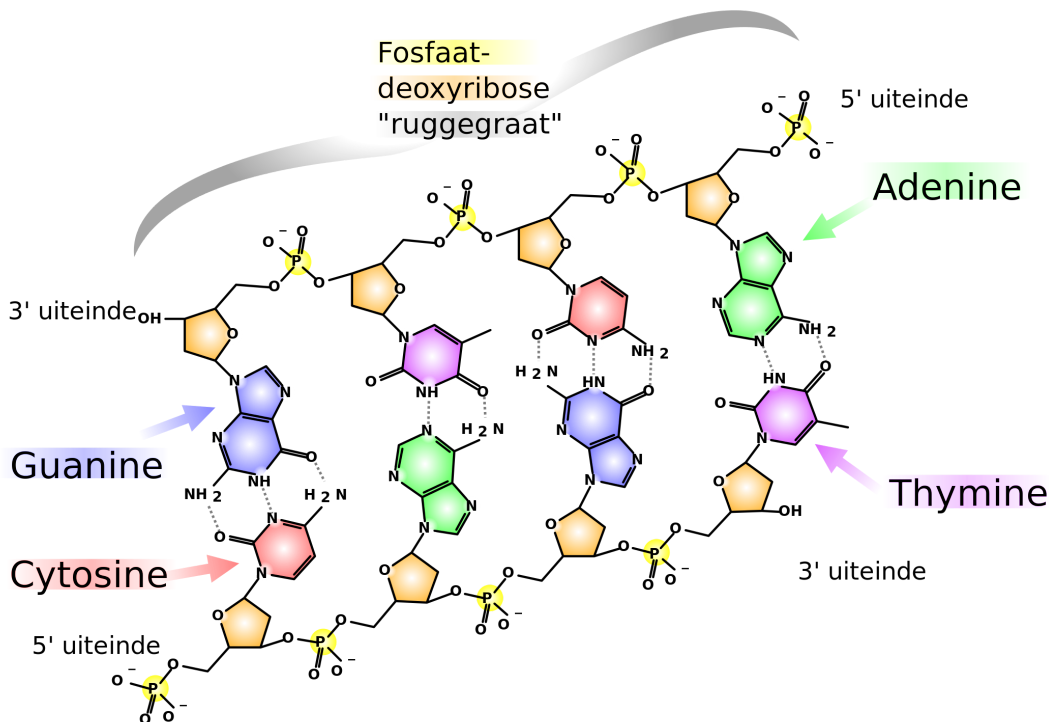


Zo ontstaan er vaste paren: tegenover een C zit altijd een G, tegenover een A zit altijd een T en omgekeerd uiteraard ook.

De ruggengraat van DNA

Een DNA-streng kan beschouwd worden als een 'ruggengraat' die om en om deoxyribose- en fosfaatgroepen bevat, met de basen als ribben die aan de deoxyribosegroepen bevestigd zijn. Omdat DNA twee strengen bevat, kan gesteld worden dat het DNA twee ruggengraten heeft. Hieronder zie je de chemische structuur van DNA.

In het blauw, rood, groen en paars zijn de basen A, T, C en G weergegeven. De deoxyribosegroep is oranje gekleurd en de fosfaatgroep geel. De twee- en drievoudige waterstofbruggen zijn aangegeven met stippellijntjes.



Dubbele helix

In DNA draaien de twee strengen in een opwaartse spiraal langs elkaar heen. Deze structuur wordt een dubbele helix genoemd. DNA is de drager van de erfelijke informatie. Op het DNA liggen de afzonderlijke genen. Eén gen bevat over het algemeen de instructies voor het synthetiseren van één bepaald eiwit. De eiwitten zijn uiteindelijk bepalend voor de biochemische activiteiten van de cel.

Een stukje DNA kan als volgt worden weergegeven:

```
ATGCCGTTAGACCGTTAGCGGATACGGCA
```

Transcriptie van DNA naar RNA

Het DNA bepaalt de gang van zaken in de cel door het coderen van eiwitten. Dit gaat niet direct, maar met behulp van boodschapper (messenger) RNA, ofwel mRNA, dat erg op DNA lijkt. Het mRNA, dat opgebouwd is uit vrijwel dezelfde bouwstenen (nucleotiden) als DNA, wordt overgeschreven van het DNA: *transcriptie*.

RNA verschilt van DNA doordat de base thymine (T) vervangen is door uracil (U) en als suikerribose in plaats van 2-deoxyribose ribose gebruikt wordt.

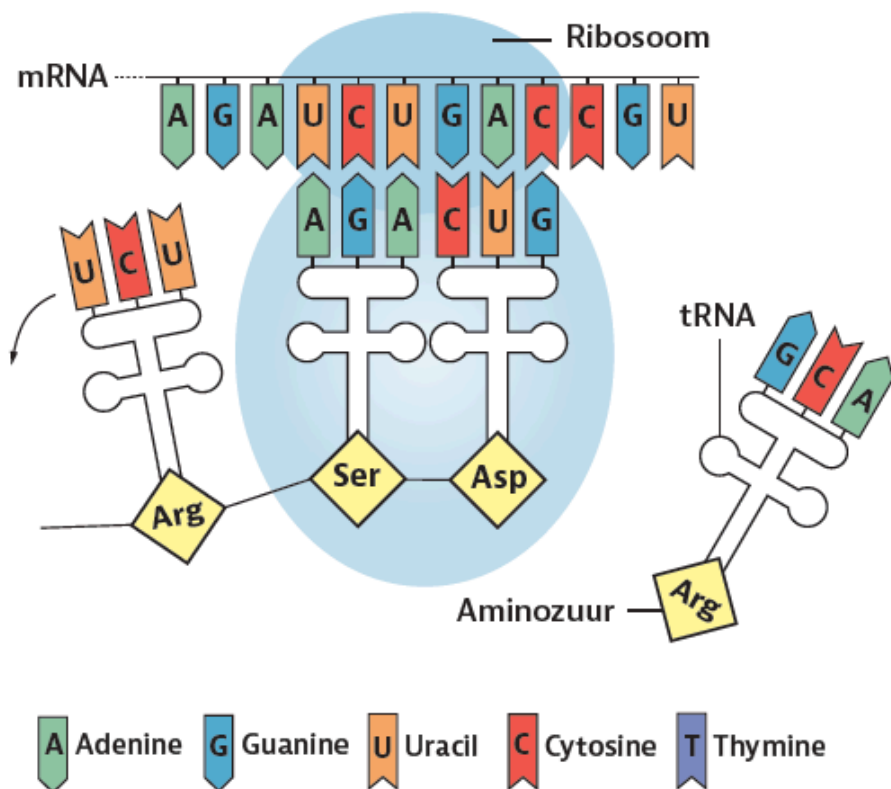
Translatie

Na de transcriptie verlaten deze mRNA-moleculen de celkern en verplaatsen zich naar andere delen van de cel. Daar worden de RNA-moleculen weer vertaald in aminozuren: *translatie*. Zo ontstaan (lange) ketens die we eiwitten noemen. Ieder aminozuur in de eiwitketen wordt gespecificeerd door een bepaalde volgorde van drie basen - een zogenaamd codon - op een DNA/RNA-streng. Omdat op elke positie steeds 4 nucleotiden mogelijk zijn, kunnen er $4 \times 4 \times 4 = 64$ combinaties gevormd worden met 3 basenparen. Dat zijn er meer dan de voor de aminozuren benodigde 20, dus is de code ontaard: er zijn aminozuren die door meer dan één code worden aangeduid. Voor de aminozuren en hun bijbehorende codons zie BINAS TABEL 71G.

Bij de translatie bindt het tRNA (transfer RNA) zich aan een aminozuur, om deze vervolgens "af te leveren" bij het ribosoom (een groot complex van RNA en eiwitten). In het ribosoom komen het mRNA en het passende tRNA bij elkaar. tRNA brengt een bepaald aminozuur naar een groeiende polypeptide keten. Aan het eind van het mRNA zit een stopcodon, waaraan zich geen tRNA kan aanhechten en stopt de aanmaak van het eiwit.

In de tabel en de afbeelding hieronder zie je een concreet voorbeeld hoe de transcriptie en translatie in zijn werk gaat.

DNA-coderende streng:	A-G-A	T-C-T	G-A-C	C-G-T
DNA-matrijsstreng:	T-C-T	A-G-A	C-T-G	G-C-A
	↓ transcriptie	↓	↓	↓
mRNA:	A-G-A	U-C-U	G-A-C	C-G-U
	↓ translatie	↓	↓	↓
aminozuurvolgorde:	Arg	Ser	Asp	Arg

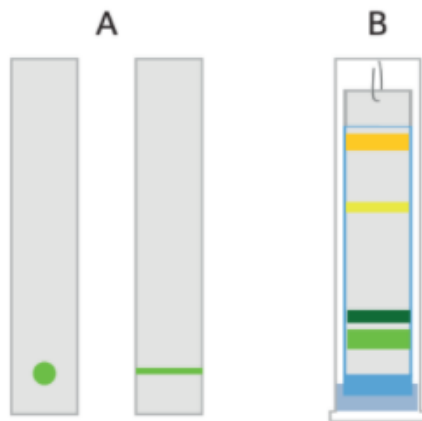


Analysetechnieken

Chromatografie

Dunnelaagchromatografie (TLC)

TLC (*thin layer chromatography*) of **dunnelaagchromatografie** is een scheidingsmethode gebaseerd op verschil in oplosbaarheid én aanhechtingsvermogen. De **stationaire fase** bestaat uit een dunne laag fijnverdeeld absorberend materiaal (meestal silicagel) op een stevige ondergrond van glas of plastic. In de derde klas gebruiken we meestal filterpapier voor bijvoorbeeld het scheiden van een kleurmengsel in een viltstift.



De **mobile fase**, de loopvloeistof, beweegt over de stationaire fase door de capillaire werking en wordt als het ware omhoog gezogen door de stationaire fase. TLC is een veelgebruikte techniek in de organische chemie om te controleren hoeveel stoffen er in een monster aanwezig zijn.

Chromatogram

Het te onderzoeken stofmengsel wordt in de vorm van een stip of streep op de stationaire fase aangebracht. Vervolgens wordt het (silicagel)plaatje in de loopvloeistof gezet of gehangen. Wanneer de stoffen in het mengsel goed in de loopvloeistof oplossen, zullen ze met de loopvloeistof mee omhoog bewegen. Niet alle stoffen zullen even goed oplossen en zo ontstaat er een vlekkenpatroon, het **chromatogram**, en worden de stoffen geheel of gedeeltelijk gescheiden. Vrijwel elk mengsel van polaire en/of apolaire stoffen kan worden gescheiden door gebruik te maken van organische oplosmiddelen als alcoholen, aceton, chloroform, petroleumether, of mengsels hiervan. Voor het scheiden van een mengsel van uitsluitend polaire stoffen wordt water of een mengsel van water met een base of zuur gebruikt.

Verdelingsevenwicht

De manier waarop de stof zich verdeelt over mobiele en stationaire fase, is karakteristiek voor de stof. Er stelt zich een **verdelingsevenwicht** in:

$$A_{\text{mob}} \rightleftharpoons A_{\text{stat}}$$

De evenwichtsvoorwaarde, waarbij K_v de verdelingsconstante voorstelt, wordt dan:

$$\frac{[A_{\text{stat}}]}{[A_{\text{mob}}]} = K_v$$

De waarde van de verdelingsconstante geeft de verhouding weer van de oplosbaarheid in de mobiele fase en de stationaire fase. Ook karakteristiek voor een stof is de 'rate of flow' weergegeven met het symbool R_f . Dit is de verhouding tussen de afstand die de stof A heeft afgelegd en de afstand die de mobiele fase heeft afgelegd.

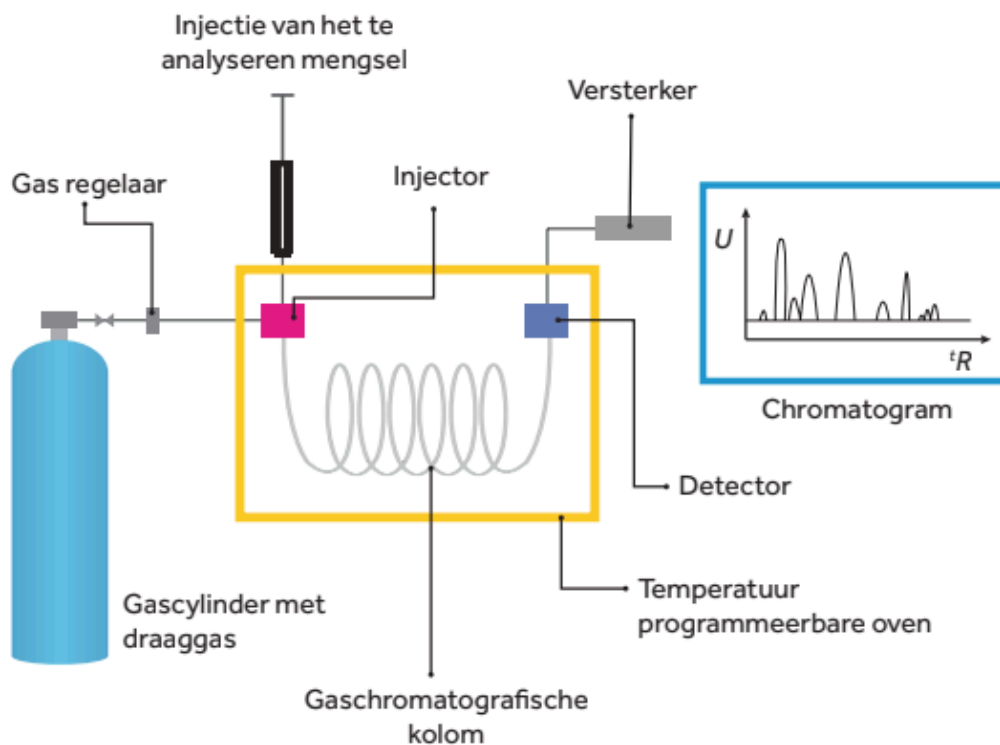
$$R_f = \frac{A (= \text{afgelegde weg vd stof})}{B (= \text{afgelegde weg vh front})}$$

Een aantal R_f -waarden vind je in BINAS TABEL 72. Denk er wel om dat R_f -waarden altijd afhangen van de gebruikte mobiele fase en de gebruikte stationaire fase!

In het onderzoek *Dunnelaagchromatografie van bladgroen* laten we zien hoe R_f -waarden in de praktijk worden bepaald.

Gaschromatografie

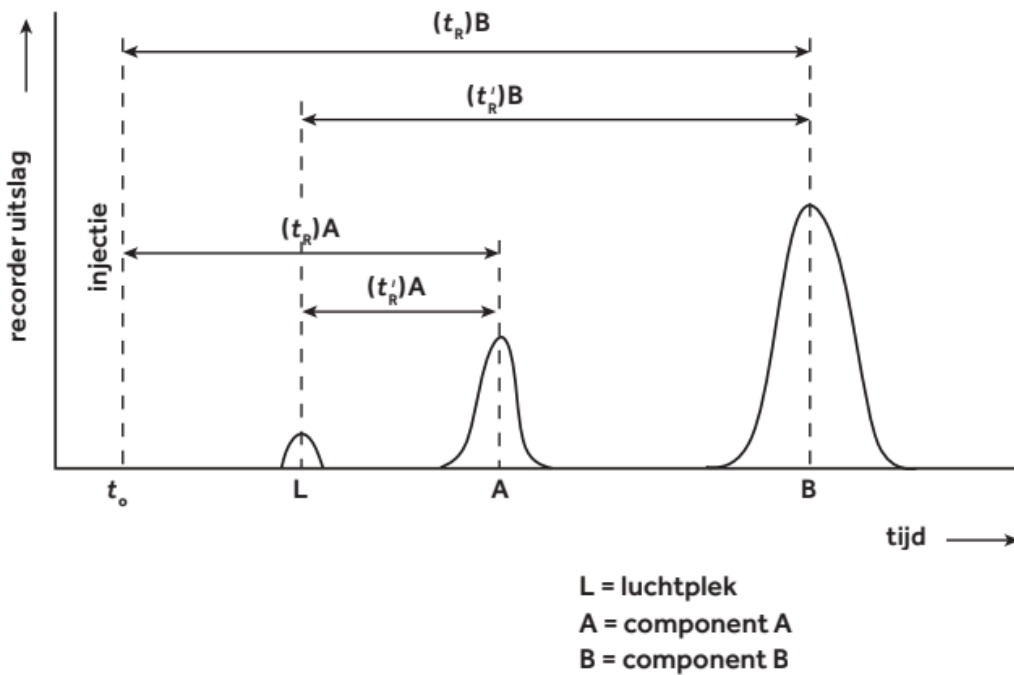
Een andere vorm van chromatografie is **gaschromatografie**. Deze scheidingsmethode berust op dezelfde principes als dunnelaagchromatografie. De stof verdeelt zich over de mobiele fase en een stationaire fase. De mobiele fase is hier een inert gas, ook wel het **dragergas** genoemd. De stationaire fase is een kolom gevuld met een poreuze, korrelvormige drager waaraan een weinig vluchtige vloeistof is geadsorbeerd. Schematisch ziet de gaschromatograaf er als volgt uit:



Het monster wordt met een injectiespuit in een gasstroom met constante snelheid (lucht of aardgas) gebracht. In de kolom vindt adsorptie plaats, waarbij de passerende gassen in meer of mindere mate geadsorbeerd worden en er een scheiding plaatsvindt. Aan het eind passeren de stoffen een detector, die een signaal afgeeft aan de computer. Deze vertaalt het signaal in een *chromatogram*.

Het chromatogram van een gaschromatograaf

Bij gaschromatografie is een chromatogram een diagram dat het verband aangeeft tussen het verloop van het detectorsignaal en de tijd gemeten vanaf het moment dat het monster in de kolom werd geïnjecteerd. De tijd tussen injectie en detectie wordt de **retentietijd** (t_R) genoemd.



De plaats van de top van de piek is karakteristiek voor de stof, wat *kwantitatieve analyse* mogelijk maakt. Dat de plaats van de top van de piek karakteristiek is voor een bepaalde stof, blijkt als de proef wordt herhaald met uitsluitend een andere concentratie van de desbetreffende stof in het geïnjecteerde mengsel. De plek zal ten opzichte van het moment van injecteren niet van plaats veranderen. Meestal is bij injecteren niet te voorkomen dat er een uiterst kleine hoeveelheid lucht in de kolom komt. Dit is op het chromatogram te zien als een kleine zogeheten luchtpeik (een onvertraagde component).

Indien er een gaschromatograaf op school aanwezig is, kan de werking ervan worden gedemonstreerd, bijvoorbeeld door het scheiden van aanstekergas (meestal een mengsel van propaan en butaan).

Kwantitatieve analyse

De *piekoppervlakte* is een maat voor de hoeveelheid van de bij die piek behorende component, waardoor *kwantitatieve analyse* mogelijk is. Deze wordt tegenwoordig automatisch door de computer berekend.

Vroeger werden de pieken vanaf het papier uitgeknipt en vervolgens gewogen. De massa van het papier is in dit geval een maat voor het piekoppervlak. Na bepaling van de piekoppervlakken kan de samenstelling van het mengsel worden bepaald. Dit kan op twee manieren.

De 100%-methode

Dit is de eenvoudigste methode, waarbij je simpelweg de percentages van elke stof in het mengsel uitreken door de piekoppervlakte te delen door de totale oppervlakte van alle pieken bij elkaar, en dat te vermenigvuldigen met 100. Een nadeel van deze methode is echter dat zij niet breed inzetbaar is. Dat komt doordat een detector niet voor elke stof even gevoelig is. Wanneer een detector voor stof 1 gevoeliger is dan voor stof 2, kan de detector van stof 1 meer detecteren en een grotere piek weergeven dan van stof 2, ook al is er van stof 1 en stof 2 evenveel aanwezig. De 100%-methode kan dus alleen toegepast worden wanneer je een mengsel hebt met alleen maar stoffen die heel veel op elkaar lijken, waardoor de detector voor alle componenten even gevoelig is.

Voorbeeldberekening met de 100%-methode

Een mengsel van alkanen geeft een chromatogram met de volgende piekoppervlaktes:

- pentaan: 340
- octaan: 270
- decaan: 490

Percentage pentaan:

$$\frac{340}{340 + 270 + 490} \times 10^2 = 30,9 \%$$

Percentage octaan:

$$\frac{270}{340 + 270 + 490} \times 10^2 = 24,5\%$$

Percentage decaan:

$$\frac{490}{340 + 270 + 490} \times 10^2 = 44,5\%$$

De externe standaard

Bij het gebruik van een externe standaard maak je gebruik van een standaardoplossing met een bekende concentratie van de stof die je wilt onderzoeken. Eerst injecteer je deze oplossing in de chromatograaf en daarna injecteer je het mengsel dat je wilt onderzoeken. Wanneer je zorgt dat je steeds dezelfde hoeveelheid injecteert, is de verhouding van de piekoppervlaktes gelijk aan de verhouding van de concentraties.

Je kunt dan een verhoudingstabelletje of de onderstaande formule gebruiken om de concentratie van de te onderzoeken stof te berekenen:

$$\frac{c_x}{c_s} = \frac{O_x}{O_s}$$

ofwel

$$c_x = \frac{O_x}{O_s} \times c_s$$

Hierbij is c_x de onbekende concentratie van de te onderzoeken stof, c_s de bekende concentratie in de standaardoplossing, O_x de piekoppervlakte van de onbekende concentratie van de te onderzoeken stof en O_s de piekoppervlakte van de bekende concentratie in de standaardoplossing.

Om een grotere nauwkeurigheid te bereiken, maakt men verschillende standaardoplossingen waarvan de concentratie oploopt. Je kunt dan een ijklijn maken door de piekoppervlakte uit te zetten als functie van de concentratie.

Analysetechnieken

Massaspectroscopie

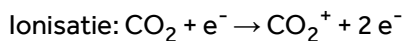
Toepassingen van massaspectroscopie

Massaspectroscopie wordt in laboratoria veel gebruikt. De techniek is zeer geschikt voor de identificatie en structuuropheldering van stoffen. Massaspectroscopie heeft een zeer breed toepassingsgebied. Zo is het mogelijk om op een snelle manier bijvoorbeeld drugs

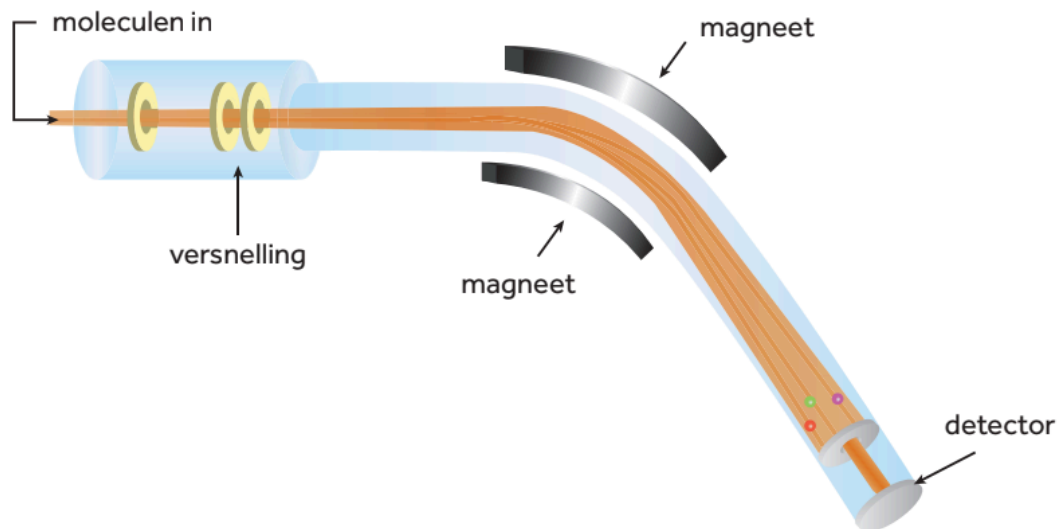
of drugsresten terug te vinden in monsters, en ook om metabolieten van sportdoping en medicijnen terug te vinden in bloedplasma. Voor de scheiding en identificatie van een mengsel van onbekende stoffen wordt de massaspectrometer vaak gekoppeld aan een gaschromatograaf. De gaschromatograaf zorgt dan voor de scheiding van de verschillende componenten van het onbekende mengsel, waarna de massaspectrometer de verschillende componenten afzonderlijk analyseert en identificeert.

De moleculen worden in de massaspectrometer kapotgeschoten in fragmenten. Dit gebeurt door de moleculen te beschieten met elektronen. Hierbij worden de moleculen geïoniseerd. De beschietingselektronen komen zó dicht in de buurt van het molecuul, dat de minst stevig gebonden elektronen uit het molecuul worden verwijderd. Op deze manier ontstaan er positief geladen *molecuulionen*. Het molecuul wordt hierdoor instabiel en 'fragmenteert' (valt uiteen in brokstukken).

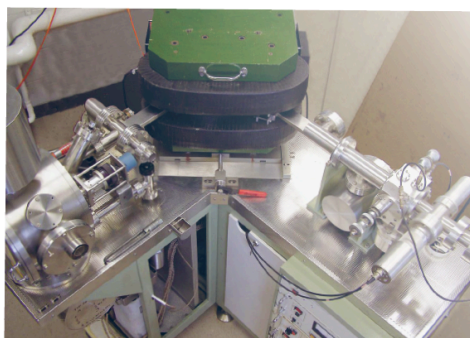
Een eenvoudig voorbeeld van *ionisatie* gevolgd door één van de *fragmentatiemogelijkheden* van een koolstofdioxidemolecuul wordt hieronder weergegeven.



De positief geladen fragmenten worden vervolgens met behulp van een sterk elektrisch veld versneld om daarna terecht te komen in een elektromagnetisch veld, dat loodrecht op de bewegende ionen staat. Hierdoor worden de deeltjes afgebogen. Deze afbuiging is recht evenredig met de verhouding m/z . Hierbij is m de massa van het deeltje en z de lading (meestal $1+$).



De detector

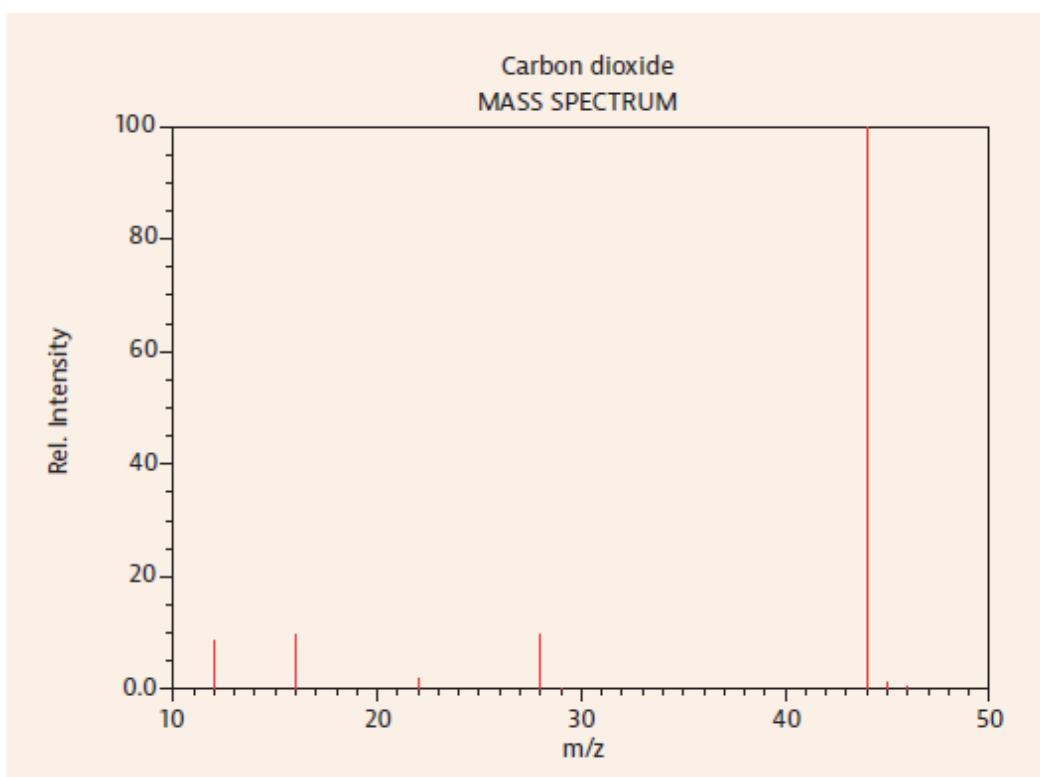


De detector registreert de massa en lading van de fragmenten, waarna via software de massa en vaak ook de structuur van het molecuul worden berekend. De piekhoogte is een maat voor de hoeveelheid of concentratie van de gemeten stof. De prijs van een massaspectrometer varieert van €75.000 tot €500.000. Vandaar dat we het op school moeten doen met massaspectra uit databases.

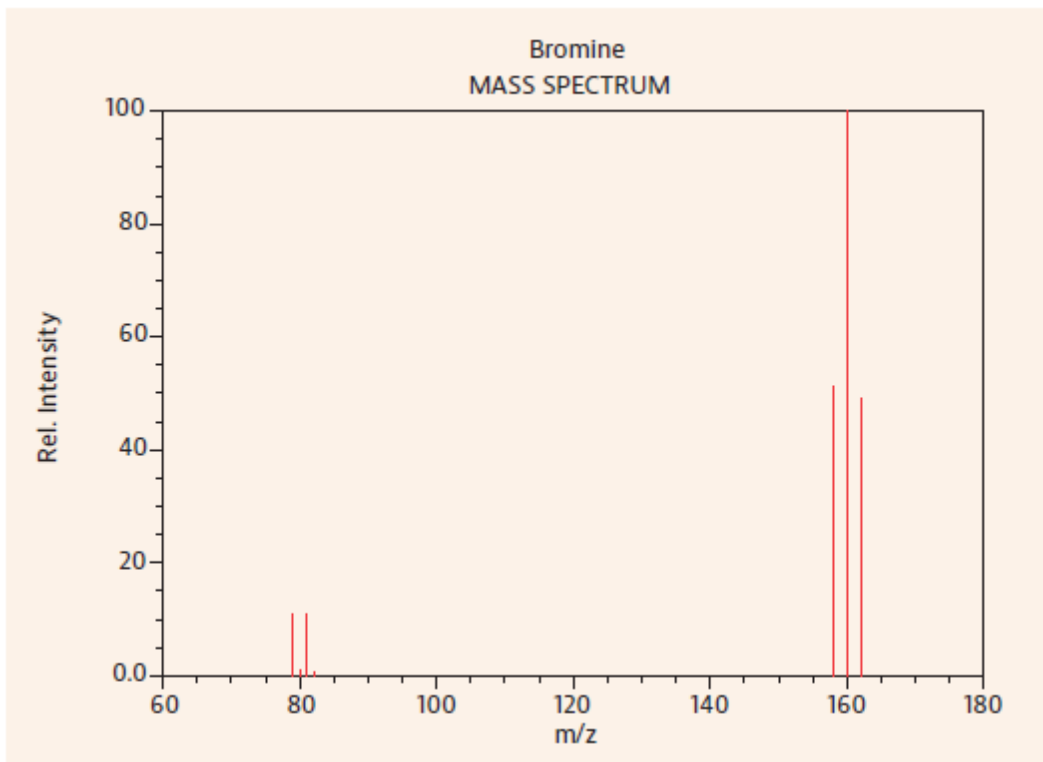
Een mooie database waar je spectra van allerlei aard kunt vinden is het NIST [Chemistry WebBook](#). Op deze website kun je op naam (in het Engels!) of op formule zoeken naar massaspectra en infraroodspectra (de paragraaf *Infrarood*). Je kunt de spectra uitlezen door er op te klikken met de linker muisknop. Deze uitleg komt in plaats van de klassikale uitleg. Kies 'SpectroscopiePlus' en werk het hoofdstuk over massaspectroscopie door. Maak aantekeningen van dingen die je niet snapt.

Puzzelen met de fragmenten

Een massaspectrum is een weergave van de massa's van de geladen fragmenten die afkomstig zijn van het te onderzoeken molecuul. Hieronder is het massaspectrum van koolstofdioxide weergegeven.



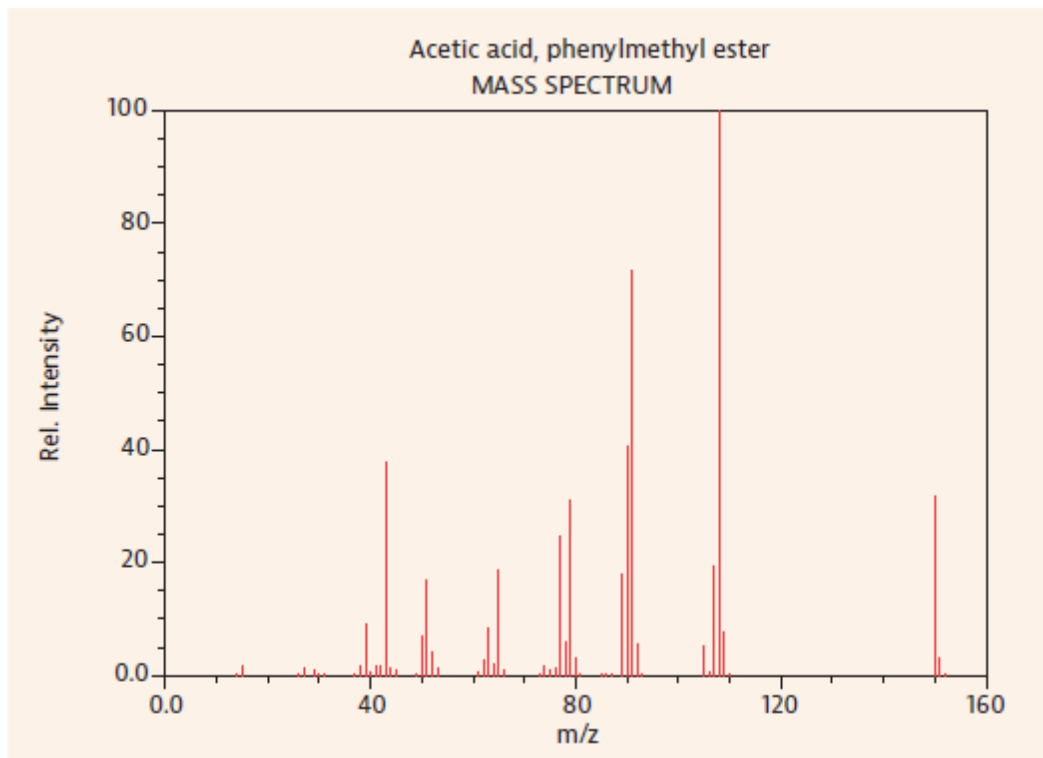
De grote piek uiterst rechts ($m/z = 44$) behoort bij het brokstuk met de grootste massa. In de regel is dat het molecuulion. Hieruit kan de molecuulmassa dus direct worden afgelezen. Naast deze grote piek bevinden zich nog een kleine piekje bij $m/z = 45$ en een nauwelijks zichtbare piek bij $m/z = 46$. Hoe zit het daarmee, zul jij je afvragen. Het antwoord zit 'm in het voorkomen van de natuurlijke isotopen van koolstof (C-13) en zuurstof (O-18), zie BINAS tabel 25. Ga na dat deze aanleiding geven tot deze twee kleine piekjes! Duidelijker zichtbaar is het voorkomen van isotopen in het massaspectrum van broom (Br_2):



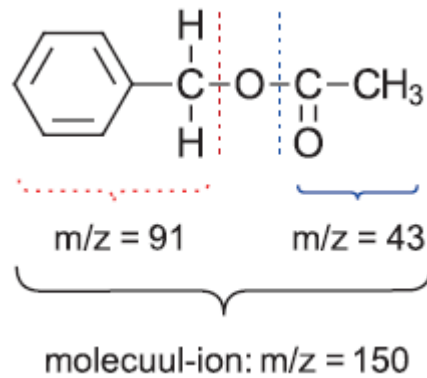
Van het element broom komen er in de natuur twee isotopen voor: Br-79 (50,7%) en Br-81 (49,3%). Deze pieken zijn links in het spectrum te zien. Het molecuul-ion Br_2^+ bestaat uit drie pieken (rechts). Bedenk zelf waarom dit zo is.

Bij grotere moleculen is het vaak even puzzelen met de massa's van kleinere brokstukken en met behulp van BINAS TABEL 39D kan meestal de molecuulstructuur worden vastgesteld.

We nemen als voorbeeld het massaspectrum van benzylacetaat ($\text{C}_9\text{H}_{10}\text{O}_2$), een ester die van nature voorkomt in diverse bloemen en fruitsoorten:



De pieken bij $m/z = 43$, 91 en 150 zijn vrij eenvoudig te verklaren vanuit de structuurformule.



Het fragment met $m/z = 43$ ontstaat bij de blauwe stippellijn en het fragment met $m/z = 91$ ontstaat bij de rode stippellijn. De piek bij $m/z = 150$ is het molecuulion.

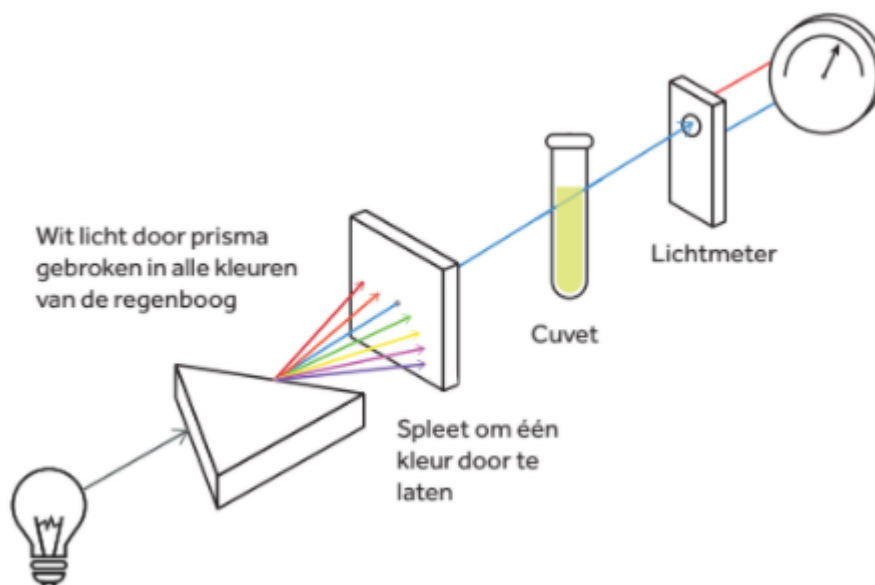
Analysetechnieken

Absorptiespectroscopie

Absorptiespectroscopie

Spectroscopische technieken zijn gebaseerd op het gegeven dat elektromagnetische straling in interactie kan treden met materie. Dikwijls treedt hierbij *absorptie* van licht op, wat gepaard gaat met een overeenkomstige toename van de energie van het absorberende systeem volgens $\Delta E = hn$, waarbij h = de constante van Planck en n = de frequentie van de straling. Hoe de opname van energie ΔE door de materie verloopt, is vooral afhankelijk van de *golflengte* λ van de elektromagnetische straling. Zo kunnen röntgenstralen ($\lambda = 10^{-11}$ à 10^{-8} m) elektronen uit laaggelegen energieniveaus naar hogere niveaus of zelfs buiten de atomen brengen en is infraroodstraling (IR) ($\lambda = 10^{-6}$ à 10^{-4} m) in staat om *vibraties* in moleculen en materialen aan te slaan. Stoffen die een kleur hebben absorberen straling uit het zichtbare licht ($\lambda = 380\text{-}780$ nanometer).

De golflengte die wordt geabsorbeerd is karakteristiek voor de stof (zie BINAS TABEL 39A1). De werking van een **spectrofotometer** is hieronder vereenvoudigd weergegeven. Het licht van de bronlamp wordt door een roterend prisma geleid, waarna de 'regenboog' van golflengten door een mechanische spleet gaat. Daardoor komt er *monochromatisch* licht (licht van één golflengte) uit de spectrofotometer. Deze golflengte is in te stellen door aan de knop van het prisma te draaien.



Het monochromatisch licht gaat vervolgens door een **cuvet**, dit is een soort rechthoekig buisje. Meestal worden bij de bepaling twee cuvetten gebruikt. De ene cuvet bevat alleen het gebruikte oplosmiddel. Dit noemen we de **blanco**. De andere bevat de oplossing van de stof die we willen onderzoeken. Dit noemen we het **monster**.

Transmissie en extinctie

De intensiteit van het licht dat door de blanco gaat wordt aangegeven met I_0 en de intensiteit van het licht dat door het monster gaat wordt aangegeven met I . Bij dezelfde lengte van de lichtweg blijkt de verhouding I/I_0 constant te zijn. Dit noemen we de **transmissie**: $T = I/I_0$. Bij een hoge transmissie wordt er weinig licht geabsorbeerd en bij een lage transmissie wordt er veel licht geabsorbeerd.

De **extinctie** (E) – ook uitdoving genoemd – wordt gedefinieerd als:

$$E = -\log(I/I_0) \text{ of } E = -\log T \text{ waarin } T = I/I_0 \text{ (zie BINAS TABEL 37E)}$$

Extinctie is niet hetzelfde als absorptie. Wanneer 90% van de oorspronkelijke hoeveelheid licht is geabsorbeerd (en maar 10% doorgelaten), dan kan de volgende berekening worden gemaakt:

De transmissie $T = I/I_0 = 10\% / 100\% = 0,1$ dus de extinctie $E = -\log 0,1 = 1$

Bij 99% absorptie is de transmissie 0,01 en heeft E een waarde van 2, enzovoort. Wat je meet is afhankelijk van de gebruikte spectrofotometer. Sommige apparaten meten zowel de transmissie als de extinctie. Bij de blanco moet je de transmissie altijd instellen op 100% oftewel $I/I_0 = 1$. Dan is $E = -\log 1 = 0$.

Absorptiespectroscopie kwantitatief

De extinctie is niet alleen afhankelijk van de kleur van een stof, maar ook van de concentratie. Het is logisch dat de extinctie groter zal worden naarmate de concentratie van een stof toeneemt.

Het verband tussen extinctie en concentratie is vastgelegd in de **wet van Lambert-Beer**:

$$E = \epsilon \cdot [A] \cdot l \text{ waarin } E = -\log(I/I_0) \text{ (zie BINAS TABEL 37E)}$$

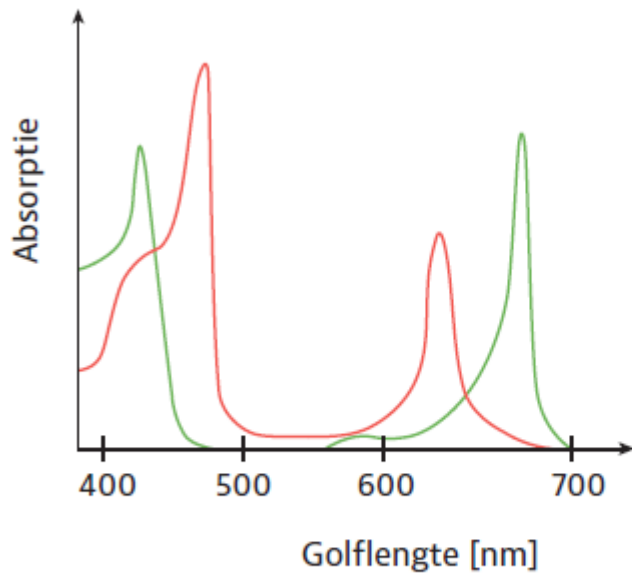
Hierin is:

- ϵ de extinctiecoëfficiënt, een constante die van de soort stof afhangt;
- $[A]$ de molariteit van de oplossing;
- l de lengte van de lichtweg (de breedte van de cuvet in cm, meestal 1,00 cm).

Om van een onbekende oplossing de concentratie te bepalen moet je eerst van een serie oplossingen met bekende molariteit de extinctie bepalen. De grafiek van de extinctie tegen de concentratie moet volgens de wet van Lambert-Beer een rechte lijn door de oorsprong opleveren. Dit noemen we de *ijklijn*. Met behulp van deze ijklijn kan de concentratie van de onbekende oplossing worden bepaald.

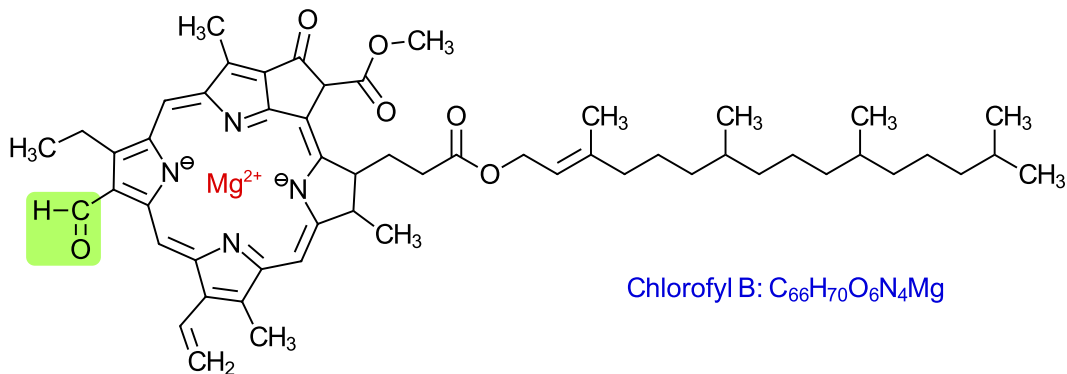
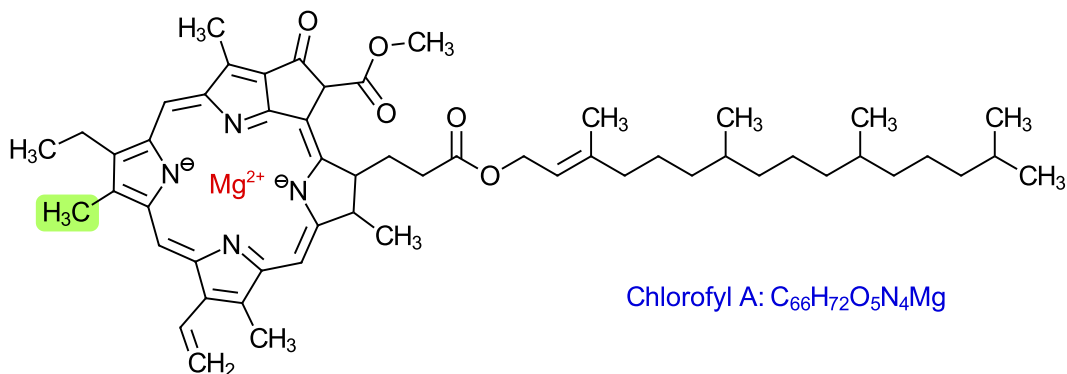
Toepassingen

Chlorofyl is de groene bladkleurstof van planten; en bevindt zich in chloroplasten. Dit wordt gebruikt om licht op te vangen en de energie hiervan om te zetten in chemische energie die wordt gebruikt voor fotosynthese. De groene kleur van chlorofyl is toe te schrijven aan de sterke absorptie die het vertoont in het rode en blauwe deel van het spectrum: alleen de groene kleur wordt teruggekaatst.



Absorptiespectrum van chlorofyl A (groen) en B (rood)

Chlorofyl heeft de eigenschap de energie uit licht, meestal zonlicht, bruikbaar te kunnen maken voor fotosynthese. Dit is een proces waarbij uit kooldioxide en water, koolhydraten en zuurstof ontstaan. Chlorofyl is een stof die verwant is aan de ijzer bevattende porfyrieverbinding die bekendstaat als heem (of haem) en die een belangrijke rol vervult in de rode bloedkleurstof hemoglobine. Midden in het molecuul bevindt zich één atoom magnesium. De zijketens variëren in de verschillende soorten chlorofyl die in verschillende soorten planten worden gevonden. Chlorofyl komt voor in twee vormen:



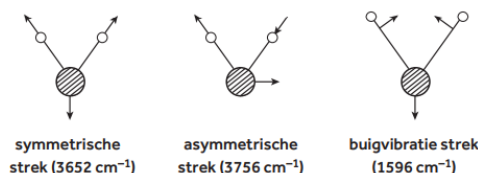
Analysetechnieken

Infrarood

Beknorte theorie

De term **IR-straling** wordt gebruikt voor het deel van het elektromagnetisch spectrum gelegen tussen dat van het zichtbare licht en het microgolfgebied. In het algemeen kan worden gesteld dat moleculen IR-straling tussen 10.000 en 100 cm^{-1} absorberen en omzetten in moleculaire vibraties. De posities van de absorptiebanden in IR-spectra worden weergegeven met golfgetallen met als eenheid de reciproque centimeter (cm^{-1}). Het **golfgetal** (n) bereken je heel eenvoudig met de formule $n = 1 / l$.

IR-spectroscopie is van groot belang voor de **structuuranalyse**. Bepaalde groepen atomen (bijvoorbeeld de functionele groepen in de koolstofchemie) hebben namelijk IR-absorpties bij een karakteristieke frequentie, die grotendeels onafhankelijk is van de rest van het molecuul. De aanwezigheid van deze karakteristieke absorptie in een IR-spectrum maakt het mogelijk om na inspectie van een spectrum met behulp van frequentietabellen structurele informatie te verkrijgen. De intensiteit van de banden kan worden uitgedrukt in termen van Transmissie (T) of Absorptie (A). Er zijn twee types moleculaire vibraties: **strekvibraties** en **buigvibraties**. Een strekvibratie is een beweging langs de bindingsas waardoor de afstand tussen twee atomen wordt vergroot, dan wel verkleind. Een buigvibratie betekent een verandering in een bindingshoek of een buiging van een groep atomen ten opzichte van de rest van het molecuul. Als voorbeeld worden hieronder de drie fundamentele vibraties van water getoond, een niet-lineair drie-atomig molecuul.

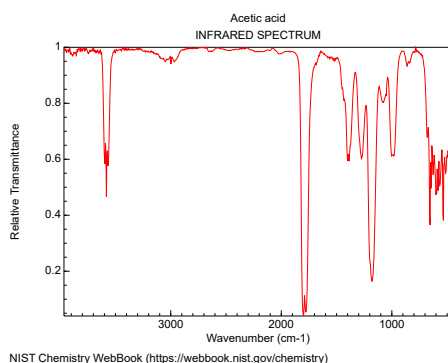


Onderstaande tabel geeft een overzicht van de strekfrequenties van veelvoorkomende bindingen. Voor een uitgebreid overzicht, zie BINAS TABEL 39C.

Bindingstype	Vibratie	Absorptiegebied (cm^{-1})
C-C, C-O, C-N	strek	1300-800
C=C, C=O, C=N, N=O	strek	1900-1500
C≡C, C≡N	strek	2300-2100
C-H, O-H, N-H	strek	3800-2700

Het infraroodspectrum

Een infraroodspectrum is een weergave van de frequenties van het geabsorbeerde infrarode licht. Hieronder is het IR-spectrum van azijnzuur (ethaanzuur) weergegeven.



Duidelijk zichtbaar zijn de twee pieken bij 3550 cm^{-1} en 1800 cm^{-1} . Ga na dat deze pieken volgens BINAS TABEL 39C zijn toe te schrijven aan respectievelijk de OH-strek en de C=O strek. Het gebied tussen 600 cm^{-1} en 1500 cm^{-1} noemen we het **vingerafdrukgebied** ('fingerprint'-gebied). Dit gedeelte van het infraroodspectrum is

uniek voor iedere verbinding en dient dus als een soort vingerafdruk voor een verbinding. Daar staat tegenover dat door de wirwar van pieken, het in dit gebied wat lastiger is om elke piek aan een bepaalde vibratie te koppelen.