



Vademecum Chemie SOHO

Secundair onderwijs – Hoger onderwijs
KULeuven

Departement Chemie

ALO Chemie

Het departement Chemie van de K.U.Leuven biedt deze tekst aan aan aspirant-studenten in de chemie als hulpmiddel om de nodige voorkennis chemie duidelijk te maken. Hij vervangt het vroegere 'Blauwe boekje': Inleiding tot de Algemene Scheikunde, een basistekst voor aspirant-studenten. De inhoud ervan is mede gebaseerd op de leerplannen Chemie ASO van het VVKSO.

Mocht de gebruiker fouten of onduidelijkheden opmerken, dan waarderen we ten eerste de melding ervan aan maria.janssens@chem.kuleuven.be.

Hoofdstuk 1: Bouw van de materie

1 Moleculen en atomen

1.1 Mengsels en zuivere stoffen

1.1.1 Definities

Alle stoffen bestaan uit uiterst kleine deeltjes, **moleculen** genoemd. De moleculen in eenzelfde stof kunnen van verschillende soort zijn of van dezelfde soort. Bestaat de stof uit meer dan één soort moleculen dan spreken we van een **mengsel**. Een **zuivere stof** bevat slechts één soort moleculen.

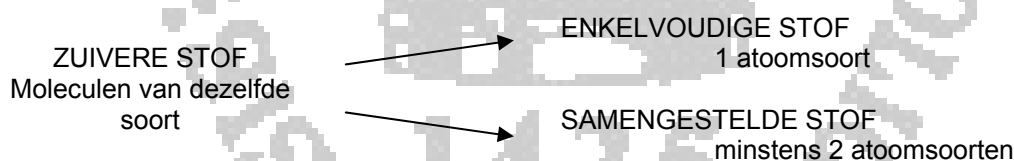
Bij een zuivere stof zijn de waarden van de fysische grootheden zoals smeltpunt, kookpunt, dichtheid, oplosbaarheid ... constant en karakteristiek, dus typisch voor de stof. Bij een mengsel van zuivere stoffen zijn de waarden van deze grootheden afhankelijk van de samenstelling van het mengsel.

Er bestaan twee soorten zuivere stoffen.

- Zuivere stoffen die nog verder ontleed kunnen worden in andere zuivere stoffen zijn **samengestelde zuivere stoffen**. Moleculen van een samengestelde stof bestaan uit *meer dan één soort atomen*.
- Zuivere stoffen die niet meer verder ontleed kunnen worden in andere zuivere stoffen zijn **enkelvoudige zuivere stoffen**. Moleculen van een enkelvoudige stof bestaan uit *slechts één soort atomen*.

Sommige moleculen zoals de edelgassen bestaan uit een atoom. Een dergelijke zuivere stof wordt voorgesteld door het chemisch symbool van de betreffende **atoomsoort**. Meestal echter bestaan de moleculen van een zuivere stof uit twee of meer onderling gebonden atomen. In dit geval wordt de zuivere stof ook een verbinding genoemd. Dergelijke verbindingen worden voorgesteld door de chemische formule van hun molecule. Zo is bijvoorbeeld:

- *neongas* is een enkelvoudige zuivere stof die bestaat uit een verzameling neonatomen met als voorstelling Ne.
- *gedestilleerd water* is een samengestelde zuivere stof die bestaat uit een verzameling watermoleculen, het molecule water bestaat uit twee waterstofatomen en één zuurstofatoom met als voorstelling H_2O . Door elektrolyse van water bekomt men de enkelvoudige zuivere stoffen waterstofgas (H_2) en zuurstofgas (O_2).



Voorbeelden van enkelvoudige stoffen:

- kwikmetaal: Hg
- waterstofgas of diwaterstof: H_2
- heliumgas: He
- tetrafosfor: P_4
- chloorgas of dichloor: Cl_2

Voorbeelden van samengestelde stoffen:

- water: H_2O
- zwavelzuur: H_2SO_4
- keukenzout of natriumchloride: NaCl
- aluminiumhydroxide $Al(OH)_3$
- bakpoeder of natriumbicarbonaat of natriumwaterstofcarbonaat $NaHCO_3$

1.1.2 Onderscheid mengsel en samengestelde zuivere stof

Mengsel	Samengestelde stof SS
<ul style="list-style-type: none">• Een mengsel bestaat uit moleculen van verschillende stoffen.• Een mengsel kan gescheiden worden door een bepaalde scheidingstechniek zoals een destillatie, filtratie, ...• In een mengsel behouden de bestanddelen hun eigenschappen. Zo is lucht een gasmengsel van 80 % N₂ en 20 % O₂. De O₂ in de lucht onderhoudt de verbranding evenals zuivere O₂.• In een mengsel kunnen de bestanddelen in willekeurige verhoudingen voorkomen. Het mengsel suikerwater kan in veel verschillende hoeveelheden suiker en water worden bereid.	<ul style="list-style-type: none">• Een SS bestaat uit moleculen van eenzelfde stof.• Een SS is het eindproduct van een scheiding, maar kan chemisch ontbonden (gesplitst) worden door middel van elektrolyse, fotolyse, thermolyse. Water is een SS, die kan ontbonden worden in H₂ en O₂.• In een SS verliezen de bestanddelen hun eigenschappen. Zo is water een SS die kan ontbinden in O₂ en H₂. H₂O blust de verbranding maar O₂ onderhoudt de verbranding.• In een SS komen de bestanddelen alleen in welbepaalde constante verhoudingen voor. Zo is water een SS steeds bestaande uit 2 atomen H en 1 atoom O.

1.1.3 Onderscheid element en enkelvoudige stof

Een element betekent hetzelfde als 'aatoomsoort' en wordt voorgesteld door een chemisch symbool. Een enkelvoudige stof bestaat uit één of meer atomen van dezelfde soort.

Zo onderscheiden we bijvoorbeeld het element fosfor voorgesteld door P en de enkelvoudige stof tetrafosfor voorgesteld door P₄, het element zuurstof O en de enkelvoudige stof dizuurstof of zuurstofgas O₂, het element helium He en de enkelvoudige stof heliumgas He.

De symbolen van de verschillende elementen vindt men terug in het periodiek systeem van de elementen, het PSE.

KULeuven - CHEMIE

3 Elektronenconfiguraties

3.1 Elektronen in schillen en in orbitalen

3.1.1 Het atoommodel van Bohr

Volgens Bohr bezit een atoom 7 mogelijke energieniveaus of schillen concentrisch rond de kern. Elektronen die zich op dezelfde schil bewegen bezitten eenzelfde energie-inhoud. Deze schillen dragen een schilnummer van 1 tot en met 7 of worden aangeduid met de letters K,L,M,N,O,P,Q, telkens beginnend vanaf de kern. Op elke schil is er plaats voor maximaal $2n^2$ elektronen (n = schilnummer). Nooit worden meer dan 32 elektronen in eenzelfde schil aangetroffen.

In de K schil ($n = 1$) komen er hoogstens $2(1)^2 = 2$ elektronen voor

In de L schil ($n = 2$) komen er hoogstens $2(2)^2 = 8$ elektronen voor

In de M schil ($n = 3$) komen er hoogstens $2(3)^2 = 18$ elektronen voor

In de N schil ($n = 4$) komen er hoogstens $2(4)^2 = 32$ elektronen voor

In de volgende schillen komen voor de bekende elementen 32 elektronen voor.

De elektronen bevinden zich bij voorkeur zo dicht mogelijk bij de kern. Dan bevinden ze zich in de energetisch laagste toestand. Schillen het dichtst bij de kern worden dus het eerst bezet met elektronen. Pas als deze vol zijn komt het volgende elektron in een hoger gelegen schil terecht.

3.1.2 Verdere verfijning van het atoommodel

1 Atoommodel en orbitalen

De bovenvermelde schilstructuur biedt inzicht in verschillende chemische eigenschappen van atomen zoals de emissiespectra, de analogie in eigenschappen van bepaalde atoomsoorten, het maximaal aantal bindingspartners, ... maar niet in bepaalde aspecten van de chemische binding, zoals de typische ruimtelijke ordening van de bindingspartners rond een atoom. Hiervoor blijkt een verdere verfijning van het atoommodel noodzakelijk.

Vanuit de golfmechanica kan het elektron niet langer worden beschouwd als een deeltje in een baan rond de kern maar als een negatieve ladingswolk, driedimensioneel uitgesmeerd rond die kern. De elektronenwolk is samengesteld uit orbitalen. Een **orbitaal** is het 'denkbeeldige' gebied waarbinnen de waarschijnlijkheid om een elektron aan te treffen 90% is. Elk orbitaal heeft een typische vorm of oriëntatie in de ruimte omheen de kern en biedt plaats aan maximaal 2 elektronen, elk met tegengestelde spin. We onderscheiden s-, p-, d- en f-orbitalen.

2 Soorten orbitalen en hun vorm

In elke schil is er één **s-orbitaal**: een bolvormige ruimte die in omvang toeneemt naarmate de schil waartoe dit orbitaal behoort zich verder van de kern uitstrekt. Omdat een bol maar één oriëntatie heeft in een magnetisch veld, is er maar een s-orbitaal per schil.

Vanaf de L-schil komen in elke schil drie **p-orbitalen** voor. Dit zijn haltervormige ruimten waarvan het knooppunt van de halter samenvalt met de atoomkern. In een magneetveld zijn drie oriëntaties mogelijk, respectievelijk volgens de x-, y- en z-as van een cartesiaans assenstelsel: p_x , p_y en p_z . Hierin kunnen in totaal 6 elektronen ondergebracht worden. Ze strekken zich eveneens verder uit ten opzichte van de kern naarmate de schil groter wordt, dus naarmate n toeneemt.

In elke schil, vanaf de M schil, zijn er vijf **d-orbitalen** van gelijke energie, en vanaf de N schil zijn er zeven **f-orbitalen**. Deze vertonen meer ingewikkelde vormen met respectievelijk 5 en 7 oriëntatiemogelijkheden in een magneetveld. In de vijf d-orbitalen is er plaats voor maximaal 10 elektronen in het totaal, in de zeven f-orbitalen kan men maximaal een totaal van veertien elektronen aantreffen.

Hieronder wordt een overzichtstabel gegeven van de orbitalen in de eerste 4 schillen

Schil	Orbitalen															
K	1s															
L	2s	2p _x	2p _y	2p _z												
M	3s	3p _x	3p _y	3p _z	3d ₁	3d ₂	3d ₃	3d ₄	3d ₅							
N	4s	4p _x	4p _y	4p _z	4d ₁	4d ₂	4d ₃	4d ₄	4d ₅	4f ₁	4f ₂	4f ₃	4f ₄	4f ₅	4f ₆	4f ₇

3.2 Elektronenconfiguratie van de elementen

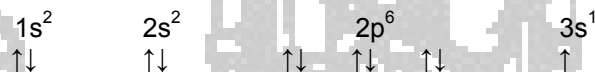
De elektronenconfiguratie is de vertaling van het atoommodel in een symbolische voorstelling waaruit blijkt hoe de elektronen in een concreet atoom verdeeld zitten over de schillen, de subniveaus en orbitalen.

3.2.1 Symbolische voorstelling van de elektronenconfiguratie

Elk orbitaal kan weergegeven worden door een code zoals '1s²' waarbij het eerste cijfer het hoofdniveau voorstelt, de letter het orbitaaltype en het tweede cijfer het aantal elektronen aanwezig in het vermelde orbitaal. Voor de elektronenconfiguratie van een natriumatoom betekent dit:



Elk orbitaal kan ook voorgesteld worden door een vakje waarin één of twee pijltjes getekend worden naargelang één of twee elektronen de orbitaal bezetten. Zijn er twee elektronen in eenzelfde orbitaal (gepaarde elektronen) dan hebben deze een tegengestelde spin en worden de pijltjes ook met tegengestelde zin getekend.



1 Betekenis van de symbolische voorstelling

Bij de weergave van de elektronenbezetting van orbitalen worden volgende symbolen gebruikt:

- $1s^2$ betekent **2** elektronen in de s-orbitaal van de **eerste** schil of K schil
- $2p_x^1$ betekent **1** elektron in een p-orbitaal (gericht volgens de x as) van de **tweede** schil (L)
- $3p_y^2$ betekent **2** elektronen in een p-orbitaal (gericht volgens de y as) van de **derde** schil (M).

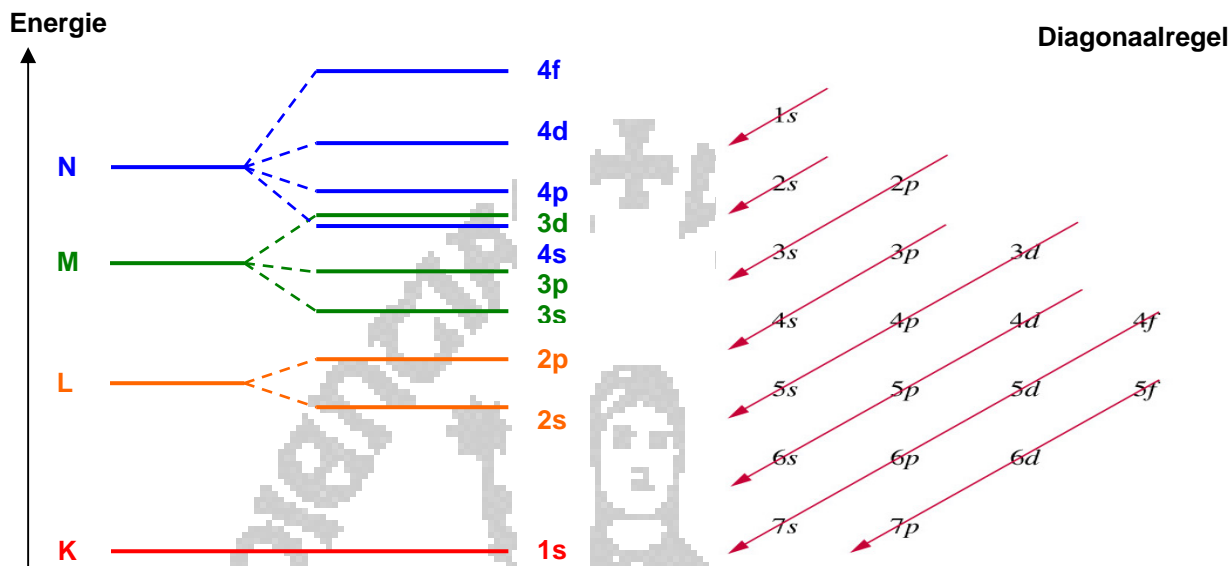
3.2.2 Opvulling van de energieniveaus

1 Opbouwprincipe

De elektronenconfiguratie van een element met atoomnummer Z volgt uit de elektronenconfiguratie van het element met atoomnummer Z-1 waaraan 1 elektron wordt toegevoegd met respect voor de opbouwregels.

2 Regel van de minimale energie

Een elektron in de grondtoestand betreft steeds het laagst mogelijk energieniveau dat beschikbaar is. Orbitalen met een lagere energie-inhoud worden allemaal bezet vooraleer de orbitalen met een hogere energie-inhoud worden aangevuld. De volgorde van opvulling van de subniveaus kan eenvoudig onthouden worden via de zogenaamde **diagonaalregel**, een memotechnisch hulpmiddelje vanuit de effectieve berekening van de energie van de verschillende energieniveaus.



Rangschikking van de schillen (links) en van de subniveaus (rechts) tot en met schilnummer 4 volgens energie-inhoud.

Hieruit kan de volgorde van opvullen van de subniveaus worden afgeleid:
 $1s \rightarrow 2s \rightarrow 2p \rightarrow 3s \rightarrow 3p \rightarrow 4s \rightarrow 3d \rightarrow 4p \rightarrow 5s \rightarrow 4d \rightarrow 5p \rightarrow 6s \rightarrow \dots$

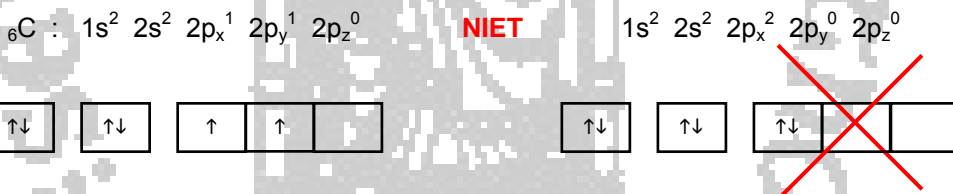
3 *Spreadingsregel van Hund*



1896-1997

Het te bezetten subniveau met de laagste energie-inhoud bezit steeds het maximaal aantal ongepaarde elektronen. De elektronen in eenzelfde subniveau worden dus niet gepaard tenzij het niet anders kan. Elk gelijksoortig orbitaal wordt eerst met één elektron bezet en pas daarna worden eventueel doubletten (gepaarde elektronen) gevormd. De ongepaarde elektronen hebben steeds dezelfde spin (bij afspraak spin up).

Voor het koolstofatoom betekent dit bijvoorbeeld:



4 *Verbodsregel van Pauli*



1900 - 1958

Binnen eenzelfde atoom verschilt elk elektron van elk ander elektron door minstens één van de vier karakteristieken: hoofdniveau, subniveau, magnetisch niveau (orbitaal) of spin. Twee elektronen in eenzelfde magnetisch niveau of orbitaal bezitten dus altijd een verschillende spintoestand. Een orbitaal is dus de 90%-waarschijnlijkheidsruimte waarbinnen men maximaal twee elektronen kan aantreffen. Elektronen die enkel verschillen door hun spin noemt men doubletten of gepaarde elektronen.

Opmerking:

Soms gebruikt men bij het noteren van elektronenconfiguraties een vereenvoudigde notatiewijze (zie bovenstaande voorbeelden). Men noteert daarbij tussen rechthoekige haakjes het symbool van het voorafgaandelijk edelgas gevolgd door de normale notatiewijze voor de overige bezette orbitalen!

Voorbeeld : ${}_{20}\text{Ca} : [{}_{18}\text{Ar}] 4s^2$

Overzicht van de elektronenconfiguratie van de atomen in de grondtoestand

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

3.3 Elektronenconfiguratie en PSE

3.3.1 Perioden en groepen

Het moderne PSE is ingedeeld in horizontale rijen en verticale kolommen.

De horizontale rijen noemt men **perioden**. Ze worden aangeduid met een cijfer van 1 tot 7. **Het periodenummer komt overeen met het aantal schillen** waarover de elektronen van element verdeeld zijn. Zo bijvoorbeeld komt stikstof voor in de 2^e periode en gebruikt een N-atoom 2 schillen.

De verticale kolommen noemt men **groepen**. Ze worden aangeduid met de Romeinse cijfers I tot VII en het cijfer 0. Deze 7 groepen worden opgesplitst in a en b, respectievelijk de *hoofd- en nevgroepen*. De groep uiterst rechts noemt men de nul-groep.

De elementen in eenzelfde groep hebben eenzelfde aantal elektronen in de buitenste bezette schil. Daarom hebben ze ook analoge eigenschappen. **Het groepsnummer duidt dus op het aantal elektronen in de buitenste bezette schil**. Stikstof uit groep Va bezit dus 5 elektronen op de buitenste bezette schil.

PERIODIC TABLE OF THE ELEMENTS

The Atomic Weights shown on this chart are based on atomic mass of C¹² = 12. The Weights in parentheses () are mass numbers of the most stable or best known isotopes.

1	2											3	4	5	6	7	8	9	10																																																						
H	He											B	C	N	O	F	Ne																																																								
Li	Be											Al	Si	P	S	Cl	Ar																																																								
Na	Mg											K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr																																												
Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Xe																																																								
Cs	Ba	La	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn																																																								
Fr	Ra	Ac																																																																							
<table border="1"> <tr> <td>Ce</td><td>Pr</td><td>Nd</td><td>Pm</td><td>Sm</td><td>Eu</td><td>Gd</td><td>Tb</td><td>Dy</td><td>Ho</td><td>Er</td><td>Tm</td><td>Yb</td><td>Lu</td> </tr> <tr> <td>140.12</td><td>140.908</td><td>144.24</td><td>(147)</td><td>150.36</td><td>151.96</td><td>157.25</td><td>158.925</td><td>162.50</td><td>164.930</td><td>167.26</td><td>168.934</td><td>173.04</td><td>174.967</td> </tr> </table> <table border="1"> <tr> <td>Th</td><td>Pa</td><td>U</td><td>Np</td><td>Pu</td><td>Am</td><td>Cm</td><td>Bk</td><td>Cf</td><td>Es</td><td>Fm</td><td>Md</td><td>No</td><td>Lr</td> </tr> <tr> <td>232.0377</td><td>231.036</td><td>238.0289</td><td>(237)</td><td>244</td><td>247</td><td>(251)</td><td>(252)</td><td>(257)</td><td>(258)</td><td>(261)</td><td>(262)</td><td>(267)</td><td>(260)</td> </tr> </table>																		Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb	Lu	140.12	140.908	144.24	(147)	150.36	151.96	157.25	158.925	162.50	164.930	167.26	168.934	173.04	174.967	Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	No	Lr	232.0377	231.036	238.0289	(237)	244	247	(251)	(252)	(257)	(258)	(261)	(262)	(267)	(260)
Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb	Lu																																																												
140.12	140.908	144.24	(147)	150.36	151.96	157.25	158.925	162.50	164.930	167.26	168.934	173.04	174.967																																																												
Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	No	Lr																																																												
232.0377	231.036	238.0289	(237)	244	247	(251)	(252)	(257)	(258)	(261)	(262)	(267)	(260)																																																												

Namen van de groepen

De hoofdgroepen hebben speciale namen:

- Groep Ia: alkali-metalen ns^1
- Groep IIa: aard-alkali-metalen ns^2
- Groep IIIa: aard-metalen $ns^2 np_x^1 np_y^0 np_z^0$
- Groep IVa: de koolstofgroep $ns^2 np_x^1 np_y^1 np_z^0$
- groep Va: de stikstofgroep $ns^2 np_x^2 np_y^1 np_z^1$
- groep VIa: de zuurstofgroep $ns^2 np_x^2 np_y^1 np_z^2$
- groep VIIa: de halogenen $ns^2 np_x^2 np_y^2 np_z^1$
- groep 0: de edelgassen

Voor elementen uit de hoofdgroepen wordt de buitenste bezette schil aangevuld met elektronen in s-orbitalen (**s-blok**) of in p-orbitalen (**p-blok**).

3.3.2 Edelgassen of 0-groep

Elementen uit deze groep bezitten de zeer stabiele structuur $ns^2 np^6$, de zogenaamde edelgasconfiguratie. Atomen met deze structuur vertonen weinig of geen neiging om verbindingen te vormen noch met andere atoomsoorten noch met zichzelf. Daarom zijn moleculen van edelgassen zijn éénatoomig en noemt men ze ook inerte gassen.

Opmerking:

Vanuit de nieuwe IUPAC-richtlijnen gebeurt de nummering van onze groepen op basis van Arabische cijfers (1 tot 18). De Lanthaniden en Actiniden worden in deze nummering niet opgenomen. Zo krijgen we bovenaan de tabel:

IA	IIA	IIIB	IVB	VB	VIB	VII B	VIII B	VIII B	IB	IIB	IIIA	IVA	VA	VIA	VIIA	0	
1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18

4 Het ontstaan van moleculen door bindingen

4.1 Overzicht van de intramoleculaire bindingstypes

Men onderscheidt:

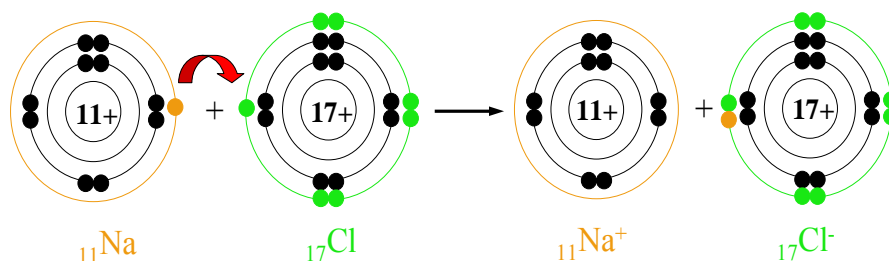
- de *ionbinding* tussen een elektropositief en een elektronegatief element d.w.z. tussen een metaal en een niet-metaal. Bij een ionbinding geldt meestal voor het verschil in elektronegatieve waarde (ΔEN) tussen de bindingspartners: $1,6 \leq \Delta EN \leq 3,3$.
- de *metaalbinding* tussen twee elektropositieve elementen d.w.z. tussen twee metalen.
- de *atoombinding of covalente binding* tussen twee elektronegatieve elementen d.w.z. tussen twee niet-metalen. Bij een atoombinding geldt meestal voor het verschil in elektronegatieve waarde (ΔEN) tussen de twee bindingspartners: $0 \leq \Delta EN \leq 1,6$.

4.2 De ionbinding

4.2.1 Vorming van de ionbinding

Een ionbinding is een binding tussen ionen. Daar enkel de ionen met tegengestelde ladingen elkaar aantrekken, komt een ionbinding tot stand tussen een positief ion en een negatief ion d.w.z. tussen een metaal, links in het PSE, en een niet-metaal, rechts in het PSE. Hieruit volgt dat de sterkste ionbinding zal optreden tussen het sterkste metaal en het sterkste niet-metaal, in praktijk tussen cesium (Cs) en fluor (F).

Bij een ionbinding neemt het meest elektronegatieve element elektronen op die het ontvangt van het minst elektronegatieve element. Dit wordt geïllustreerd in onderstaand voorbeeld NaCl = keukenzout of natriumchloride met tussen Na en Cl een ionbinding.



Beide atomen bezitten de edelgasconfiguratie!

- ♦ Elektronenoverdracht: Na-atoom ($_{10}\text{Ne } 3s^1$) $-1e^- \rightarrow \text{Na}^+$ -ion ($_{10}\text{Ne}$)
Cl-atoom ($_{10}\text{Ne } 3s^2 3p^5$) $+1e^- \rightarrow \text{Cl}^-$ -ion ($_{18}\text{Ar}$)
- ♦ Structuurformule = ionencombinatie: Na^+Cl^-
- ♦ Brutoformule: NaCl (keukenzout = natriumchloride)

Uit Chemische bindingen - ALO-Chemie 2004 - Kelly Servaes

De gevormde molecule is elektrisch neutraal, doch binnen de molecule zijn de elektronen verschoven naar het meest elektronegatieve element zodat het ene uiteinde elektrisch negatief wordt en het andere uiteinde elektrisch positief. Ionverbindingen dragen ionen, zijn ionofoor en aldus polaire moleculen.

Een tweede voorbeeld is CaO = calciumoxide met tussen Ca en O een ionbinding.



4.2.2 Voorbeelden van ionverbindingen

Omdat een ionbinding altijd gebeurt tussen een metaal en een niet-metaal is het eenvoudig in te zien dat metaaloxiden, hydroxiden en zouten voorbeelden zijn van ionverbindingen. Concrete voorbeelden:

Metaaloxiden: Na_2O , MgO , Al_2O_3

Hydroxiden: NaOH , $\text{Mg}(\text{OH})_2$, $\text{Al}(\text{OH})_3$

Zouten: Na_2S , $\text{Mg}(\text{ClO}_2)_2$, $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$

Meer informatie in verband met deze stofklassen vindt men in hoofdstuk 2: Anorganische stofklassen.

4.3 De metaalbinding

Een metaalbinding is een binding tussen elektropositieve elementen, dus tussen metalen, links in het PSE gelegen. Van de metaal-atomen in een metaalrooster worden de elektronen in de buitenste schil gemeenschappelijk gesteld. Daar de metalen een kleine elektronegatieve waarde hebben is de aantrekking tussen de atoomkern en de buitenste elektronen zeer gering. Het gevolg is dat de buitenste elektronen zich vrij bewegen tussen de atomen. Men heeft dus in feite een rooster gevormd door positieve metaal-ionen met daartussen vrije, beweeglijke elektronen. Tussen deze tegengesteld geladen ionen en elektronen heersen echter sterke elektrische aantrekkingskrachten die het geheel stevig aan elkaar houden.

Het verschil tussen een metaalbinding en een atoombinding ligt in het feit dat bij de metaalbinding alle vrije elektronen de aanwezige metaal-ionen samenlijmen terwijl bij de atoombinding twee atomen door een beperkt aantal elektronen gebonden worden.

4.4 De atoombinding of covalente binding

4.4.1 Vorming van de atoombinding

De atoombinding is de binding tussen twee of meer elektronegatieve atomen die elektronen gemeenschappelijk stellen door de vorming van één of meer gemeenschappelijke elektronenparen (bindende elektronenparen) opdat beide atomen een meer stabiele elektronenconfiguratie (meestal de edelgasconfiguratie) zouden bereiken.

Volgens de orbitaaltheorie worden bij de atoombinding tussen twee of meer elektronegatieve atomen de elektronen gemeenschappelijk gesteld door de overlapping van atoomorbitalen. Aldus wordt een bindend molecuulorbitaal gevormd. De aantrekkingskracht van het gemeenschappelijk elektronenpaar (bindend elektronenpaar) is het grootst in de overlappingszone van het molecuulorbitaal.

Belangrijk hierbij is dat de elektronen NIET van het ene naar het andere atoom overlopen om ionen te vormen. Daar het ene element mogelijk meer elektronegatief is dan het andere kunnen wel polaire moleculen worden gevormd.

4.4.2 Soorten

Naargelang de vormingswijze van het bindend elektronenpaar onderscheidt men:

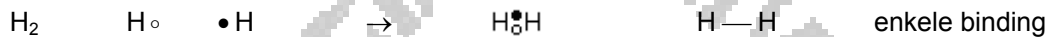
- de normale of gewone covalente binding
 - * tussen identieke atomen
 - * tussen atomen van verschillende elementen
- de dative covalente binding of donor-acceptorbinding

4.4.3 Voorbeelden

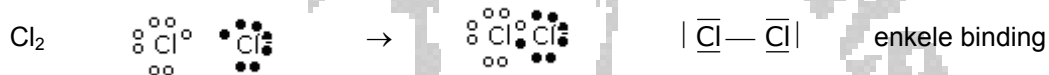
1 De normale covalente binding

Hierbij wordt elk gemeenschappelijk elektronenpaar gevormd door twee ongepaarde elektronen. Per bindend elektronenpaar levert elk gebonden atoom één elektron.

a tussen identieke atomen



Het ongepaard 1s-elektron van elk H-atoom wordt in gemeenschap gesteld door de overlapping van de twee 1s-orbitalen, een van elk H-atoom.



Het ongepaarde 2p_z-elektron van elk Cl-atoom wordt in gemeenschap gesteld door de overlapping van de twee p_z-orbitalen.

Merk op dat elk van de gebonden atomen de edelgasconfiguratie (niet noodzakelijk de octetstructuur) en dat moleculen van covalent gebonden enkelvoudige stoffen apolair zijn.

b tussen atomen van verschillende elementen

H₂S = waterstofsulfide



De twee ongepaarde elektronen van zwavel, respectievelijk in een 2p_y en een 2p_z-orbitaal, worden elk afzonderlijk in gemeenschap gesteld met een ongepaard elektron van telkens een ander H-atoom. De overlapping gebeurt respectievelijk tussen een 2p_y en 1s-orbitaal en tussen een 2p_z en een 1s-orbitaal.

N₂O₃ = distikstoftrioxide of stikstof(III)oxide



2 De dative covalente binding of donor-acceptor binding

Hier is het gemeenschappelijk elektronenpaar een bestaand elektronenpaar afkomstig van één atoom.

In N₂O₃ heeft elk N-atoom een doublet dat niet betrokken is in een N-O-binding. Dit doublet kan aangetrokken worden door een bijkomend O-atoom daar zuurstof een grotere EN-waarde bezit dan stikstof. Wordt dit doublet gemeenschappelijk bezit van stikstof en zuurstof dan bereikt ook zuurstof de edelgasstructuur.



Zulk een binding waarbij het *minst elektronegatief atoom* (hier stikstof) een bestaand elektronenpaar gemeenschappelijk stelt met een meer elektronegatief atoom (hier zuurstof) wordt voorgesteld door een pijltje gericht van de *donor* (hier stikstof) naar de *acceptor* (hier zuurstof).

Andere voorbeelden: HClO₂ HClO₄ HNO₃ H₂SO₄

Het is ook mogelijk dat het *meest elektronegatief atoom* een bestaand elektronenpaar ter beschikking stelt. De acceptor is dan meestal een proton of een metaalion. Voorbeelden:

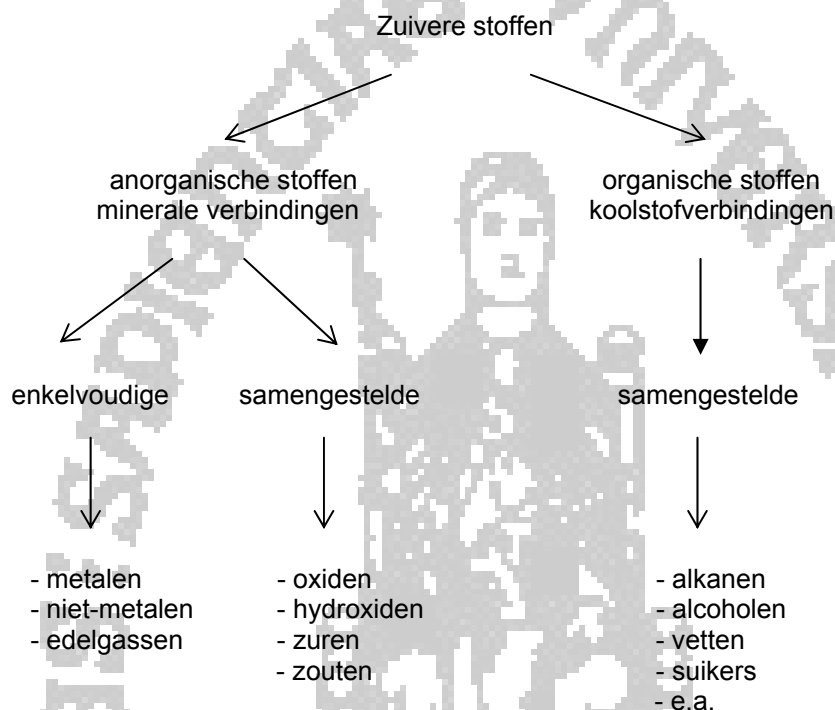
4.5 Samenvatting en enkele algemene kenmerken

Bindingstype	Ionbinding	Atoombinding	Metaalbinding
Binding tussen	een metaalion en een niet-metaalion	twee niet-metalen	metalen
Voorbeeld van een stof met vermelde binding	NaCl	H ₂ O	Fe-rooster (atoomium)
Roostertype	ionrooster	molecuulrooster	metaalrooster
Sterkte van de roosterkrachten	zeer sterk	zwakker	sterk
Aggregatietoestand van de verbindingen bij kamertemperatuur	vast	meestal gas, sommige vloeibaar	vast behalve kwik
Polariteit van moleculen met uitsluitend vermelde binding	polair	polair of apolair bepaald door ΔEN en geometrie	apolair
In zuivere toestand al dan niet geleider van de elektrische stroom	geen geleider	slechte geleider, behalve grafiet	goede geleider

KULeuven - CHEMIE

Hoofdstuk 2: De stofklassen

1 Overzicht en indeling van de zuivere stoffen



2 Vergelijking minerale verbindingen en koolstofverbindingen

Minerale verbindingen Anorganische stoffen	Koolstofverbindingen Organische stoffen
- komen voort uit de levenloze natuur	- komen voort uit de levende natuur
- bevatten één of meer van de 92 elementen uit het PSE. ⇒ combinaties uit een uitgebreide keuze. Voorbeeld: H_2 , Na_2CO_3	- bevatten steeds C en (nagenoeg) steeds H, soms ook O,N,S of halogenen ⇒ combinaties uit een beperkte keuze. Voorbeeld: C_7H_{16} , CH_3OH
- één molecule bevat een beperkt aantal atomen. Voorbeeld: Na_2CO_3 : 6 atomen	- één molecule kan zeer veel atomen (zelfs 10^5) bevatten. Voorbeeld: $C_{16}H_{34}$ bevat 50 atomen
- de totale verzameling minerale stoffen is minder uitgebreid	- de totale verzameling C-verbindingen is zeer uitgebreid.
- atomen zijn gebonden door - ofwel een ionbinding - ofwel een atombinding - ofwel een metaalbinding	- atomen zijn nagenoeg uitsluitend gebonden door een atombinding

3 De anorganische verbindingssklassen of stofklassen

3.1 Overzicht van de anorganische samengestelde verbindingen

De minerale of anorganische verbindingen worden ingedeeld in vier verbindingssklassen of stofklassen: de oxiden, hydroxiden, zuren en zouten.

Oxiden	Basen	Zuren	Zouten
MO of nMO	MOH NH ₃	HZ	MZ

waarin: M = metaal nM = niet-metaal
O = zuurstof H = waterstof
Z = zuurrest (zie verder bij de zuren)

3.2 De oxiden

Oxiden zijn binaire verbindingen tussen een metaal (M) of een niet-metaal (nM) enerzijds en zuurstof anderzijds. Ze vormen respectievelijk de metaaloxiden en de niet-metaaloxiden. Het skelet van de algemene formule wordt geschreven als volgt



1 Formule- en naamvorming

Formule E_nO_m

Het oxidatiegetal van zuurstof in oxiden is steeds -II. De indices n en m worden bepaald met de kruisregel gebaseerd op het feit dat de som van de oxidatiegetallen van alle aanwezige atomen steeds nul bedraagt.

Naam (n) naam van het element + (m) oxide

De telwoorden worden in het Grieks vermeld enkel indien verwarring mogelijk is. In dat geval kan men naar keuze eveneens gebruik maken van de stocknotatie, waarbij het oxidatiegetal van het element wordt vermeld: Fe₂O₃ = diijzertrioxide (Griekse telwoorden) of ijzer(III)oxide (stocknotatie)

2 Indeling en voorbeelden

Men onderscheidt metaaloxiden en niet-metaaloxiden.

Metaaloxiden of basische oxiden

Metaaloxiden zijn ionverbindingen tussen metaalionen en oxide-ionen. Ze zijn meestal vast bij kamertemperatuur. Metaaloxiden uit groep 1 zijn goed oplosbaar in water, die van groep 2 beperkt oplosbaar in water en de andere zijn slecht oplosbaar in water. Indien metaaloxiden oplossen in water vormen ze de overeenkomstige hydroxidebasen. Voorbeelden zijn:



De meeste basische oxiden lossen niet op in water, maar wel in zuren

Niet-metaaloxiden of zure oxiden

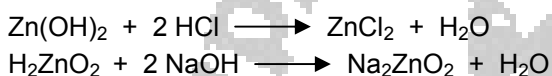
De niet-metaaloxiden zijn atoomverbindingen tussen niet-metaal-atomen en zuurstofatomen. Ze zijn meestal gasvormig bij kamertemperatuur en oplosbaar in water. Met water vormen ze een ternair zuur (oxozuur). Voorbeelden zijn:



Opmerkingen

Brengt men sommige metaaloxiden zoals ZnO, SnO, PbO, CrO₃ in water dan reageren ze als base in aanwezigheid van een zuur en als zuur in aanwezigheid van een base. Men noemt ze amfotere oxiden en amfotere hydroxiden. Dit betekent: $\text{ZnO} + \text{H}_2\text{O} \longrightarrow \text{Zn(OH)}_2$ of H_2ZnO_2

Zinkoxide in water gedraagt zich dus als base in aanwezigheid van waterstofchloride en als zuur in aanwezigheid van natriumhydroxide:



3.3 De basen

Basen zijn verbindingen die protonen opnemen in aanwezigheid van een protondonor. Het zijn dus protonacceptors. De meest bekende zijn de hydroxidebasen. Daarnaast bestaan de aminebasen.

De hydroxidebasen zijn ionverbindingen tussen een metaal (of een positieve groep NH₄⁺) en hydroxide-ionen. Het skelet van de algemene formule wordt geschreven als volgt



1 Formule- en naamvorming

Formule $M(\text{OH})_n$

Het oxidatiegetal van de hydroxidegroep is steeds -I. De index n wordt bepaald met de kruisregel zodanig dat de som van de oxidatiegetallen van alle aanwezige atomen steeds nul bedraagt.

De *waardigheid* verwijst naar het aantal hydroxide-ionen per molecule base. Zo is bijvoorbeeld NaOH een éénwaardige base, Mg(OH)₂ een tweewaardige.

Naam naam van het metaal + (n) hydroxide

De telwoorden worden in het Grieks vermeld enkel indien verwarring mogelijk is. In dat geval kan men naar keuze eveneens gebruik maken van de Stocknotatie.

2 Indeling en voorbeelden

De hydroxidebasen

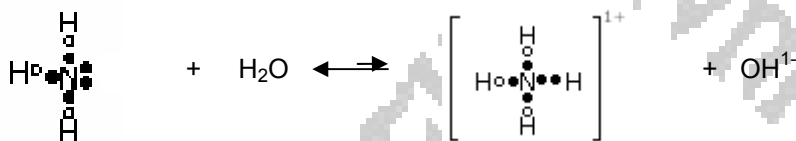
Hydroxidebasen bestaan uit een metaalion en een of meer hydroxide-ionen. Opgelost in water dissociëren/splitsen ze in ionen. Voorbeelden zijn:



De OH¹⁻-groep draagt een negatieve lading en is bijgevolg uiterst geschikt om een H¹⁺ (waterstofion of proton) op te nemen van een protonendonor (zuur).

De aminebasen

Deze basen bevatten een stikstofatoom dat de mogelijkheid bezit om een proton op te nemen. Als men NH_3 gas in water oplost, zal er een klein aantal van de opgeloste NH_3 -moleculen een H^{1+} aan het oplosmiddel (H_2O) onttrekken en binden aan het vrij elektronenpaar van stikstof.



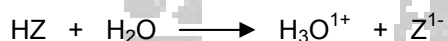
NH_3 bezit geen OH^{1-} -ionen zoals NaOH maar, opgelost in water, doet NH_3 een beperkte hoeveelheid OH^{1-} -ionen ontstaan.

3.4 De zuren

Zuren zijn verbindingen die protonen afgeven in aanwezigheid van een protonacceptor. Het zijn dus protondonors. Zuren zijn atoomverbindingen tussen een waterstofatoom en een zuurrest (Z) bestaande uit één of meerdere niet-metaal-atomen. Het skelet van de algemene formule wordt geschreven als volgt:



Opgelost in water treedt volgende reactie op



Een proton in water betekent de vorming van het oxoniumion H_3O^{1+} .

Naar *samenstelling* onderscheidt men de binaire en de ternaire zuren. Het skelet van de binaire zuren bestaat uit twee elementen nl. waterstof en een niet-metaal verschillend van zuurstof, dat van ternaire zuren of oxozuren uit drie elementen nl. waterstof, een niet-metaal en zuurstof.



De *waardigheid* verwijst naar het aantal waterstofionen per molecule zuur. Zo is bijvoorbeeld HCl een éénwaardig zuur, H_2S een tweewaardig.

1 Binaire zuren

Formule	Systematische naam	Gebruiksnaam
HF	waterstoffluoride	
HCl	waterstofchloride	zoutzuur
HBr	waterstofbromide	
HI	waterstofjodide	
H_2S	waterstofsulfide	
HCN	waterstofcyanide	blauwzuur

2 Ternaire zuren

Formule	Gebruiksnaam	Wetenschappelijke naam waterstof + zuurrest	Zuurrest	O.G. van nM
HClO ₄	perchlorzuur	waterstofperchloraat	ClO ₄ ¹⁻	+ VII
HClO₃	chloorzuur	waterstofchloraat	ClO ₃ ¹⁻	+ V
HClO ₂	chlorigzuur	waterstofchloriet	ClO ₂ ¹⁻	+ III
HClO	hypochlorigzuur	waterstofhypochloriet	ClO ¹⁻	+ I
HBrO ₄	perbroomzuur	waterstofperbromaat	BrO ₄ ¹⁻	+ VII
HBrO₃	broomzuur	waterstofbromaat	BrO ₃ ¹⁻	+ V
HBrO ₂	bromigzuur	waterstofbromiet	BrO ₂ ¹⁻	+ III
HBrO	hypobromigzuur	waterstofhypobromiet	BrO ¹⁻	+ I
HIO ₄	perjoodzuur	waterstofperjodaat	IO ₄ ¹⁻	+ VII
HIO₃	joodzuur	waterstofjodaat	IO ₃ ¹⁻	+ V
HIO ₂	jodigzuur	waterstofjodiet	IO ₂ ¹⁻	+ III
HIO	hypojodigzuur	waterstofhypojodiet	IO ¹⁻	+ I
H₂SO₄	zwavelzuur	waterstofsulfaat	HSO ₄ ¹⁻ , SO ₄ ²⁻	+ VI
H ₂ SO ₃	zwaveligzuur	waterstofsulfiet	HSO ₃ ¹⁻ , SO ₃ ²⁻	+ IV
HNO₃	salpeterzuur	waterstofnitraat	NO ₃ ¹⁻	+ V
HNO ₂	salpeterigzuur	waterstofnitriet	NO ₂ ¹⁻	+ III
H₃PO₄	fosforzuur	waterstoffosfaat	H ₂ PO ₄ ¹⁻ , HPO ₄ ²⁻ , PO ₄ ³⁻	+ V
H ₃ PO ₃	fosforigzuur	waterstoffosfiet	H ₂ PO ₃ ¹⁻ , HPO ₃ ²⁻ , PO ₃ ³⁻	+ III
H ₃ PO ₂	hypofosforigzuur	waterstofhypofosfiet	H ₂ PO ₂ ¹⁻ , HPO ₂ ²⁻ , PO ₂ ³⁻	+ I
H₂CO₃	koolzuur	waterstofcarbonaat	CO ₃ ²⁻ , HCO ₃ ¹⁻	+ IV
H₄SiO₄	kieselzuur	waterstofsilicaat	SiO ₄ ⁴⁻ e.a.	+ IV
H₃BO₃	boorzuur	waterstofboraat	BO ₃ ³⁻ e.a.	+ III

Opmerkingen

1 De vetgedrukte namen en formules van de *aatzuren* zijn van buiten te kennen. Een *per...aatzuur* bezit 1 zuurstofatoom meer, een *ietzuur* 1 zuurstofatoom minder, en een *hypo...ietzuur* 2 zuurstofatomen minder dan het overeenkomstige aatzuur.

2 Naamgeving zuurresten

Een zuurrest is het negatief ion ontstaan na ionisatie van het zuur. De naamgeving volgt logisch uit de naam van het zuur waarbij *waterstof* wordt weggelaten en *ion* achteraan aan de naam van het oorspronkelijke zuur wordt toegevoegd. Blijven nog waterstofatomen in het zuurrestion aanwezig dan wordt hun aantal vermeld met Griekse telwoorden indien verwarring mogelijk is. Voorbeelden:

CO_3^{2-}	carbonaation	PO_4^{3-}	fosfaation
HCO_3^{1-}	waterstofcarbonaation	HPO_4^{2-}	waterstoffosfaation
		$\text{H}_2\text{PO}_4^{1-}$	diwaterstoffosfaation

3.5 De zouten

Zouten zijn ionverbindingen tussen een metaalion en een zuurrestion. Het skelet van de algemene formule wordt geschreven als volgt.



Een zout kan opgevat worden als afgeleid van een zuur waarbij de waterstofatomen geheel of gedeeltelijk vervangen zijn door metaalionen of een positieve groep zoals NH_4^{1+} .

Naar *samenstelling* onderscheidt men de binaire en de ternaire zouten. Binaire zouten zijn afgeleid van binaire zuren, ternaire zouten van ternaire zuren.



1 Formule- en naamvorming

Formule $M_n(nM)_m$ of $M_n[nMO_p]_m$

De formule kan gemakkelijk opgesteld worden indien het OG van het metaalion en van de zuurrest gekend zijn. De indices n en m worden bepaald met de kruisregel gebaseerd op het feit dat de som van de oxidatiegetallen van alle aanwezige atomen steeds nul bedraagt.

Naam (n) naam van het metaal+ (m) naam van de zuurrest

De telwoorden worden in het Grieks vermeld enkel indien verwarring mogelijk is. In dat geval kan men naar keuze eveneens gebruik maken van de stocknotatie.

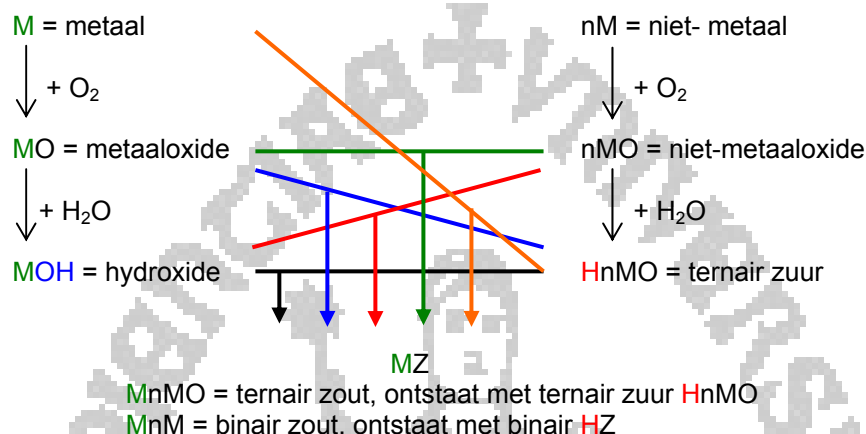
KCl = kaliumchloride	NaBrO = natriumhypobromiet
KClO ₂ = kaliumchloriet	Ca ₃ (PO ₄) ₂ = calciumfosfaat
Hg(NO ₃) ₂ = kwikdinitraat of kwik(II)nitraat	KCN = kaliumcyanide
Fe ₂ (SO ₄) ₃ = ijzer(III)sulfaat of diijzertrisulfaat	FeSO ₄ = ijzer(II)sulfaat of ijzersulfaat

Opmerking

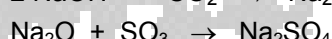
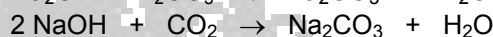
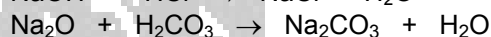
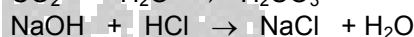
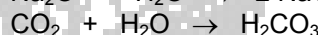
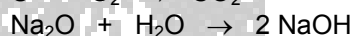
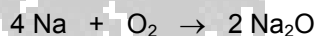
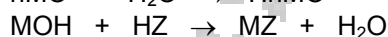
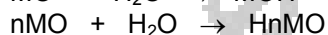
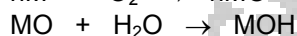
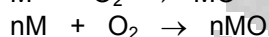
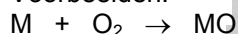
Waterstofzouten bevatten behalve een metaal eveneens het element waterstof. In de naam vermeldt men *waterstof* tussen de naam van het metaal en de naam van de zuurrest. De telwoorden worden in het Grieks vermeld enkel indien verwarring mogelijk is. Voorbeelden:

NaH_2PO_4	natriumdiwaterstoffosfaat
Na_2HPO_4	dinatriumwaterstoffosfaat

3.6 Onderlinge samenhang van anorganische stofklassen



Voorbeelden:



3.7 Enkele eigenschappen van minerale verbindingen

3.7.1 Sterke en zwakke elektrolyten

Verbindingen die in gesmolten toestand of bij oplossen water volledig in ionen zijn gesplitst noemt men elektrolyten omdat ze de elektrische stroom geleiden.

Sterke elektrolyten dissociëren of ioniseren volledig in ionen en geleiden daarom ook zeer goed de elektrische stroom. Zwakke elektrolyten zijn stoffen waarvan het opgeloste gedeelte weinig of niet in ionen is gesplitst en daardoor weinig of niet de elektrische stroom geleiden.

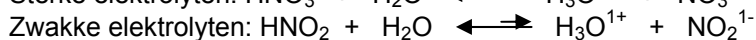
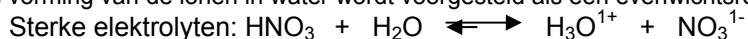
Tot de sterke elektrolyten behoren:

- de ionverbindingen (ionofore stoffen):
 - de hydroxiden NaOH, KOH, Ba(OH)₂, Ca(OH)₂
 - de zouten, ook de slecht oplosbare.
- de sterk polaire atoomverbindingen (ionogene stoffen):
 - de sterke zuren HCl, HBr, HI, H₂SO₄, HNO₃, HClO₄.

Tot de zwakke elektrolyten behoren:

- de zwak polaire atoomverbindingen:
 - de zwakke zuren zoals H₃PO₄, CH₃COOH, HCN, H₂S, (H₂CO₃)
 - de zwakke base NH₃

De vorming van de ionen in water wordt voorgesteld als een evenwichtsreactie:



3.7.2 De oplosbaarheid van stoffen in water

De oplosbaarheid van minerale stoffen in water wordt in volgende tabel overzichtelijk weergegeven.

Verbindingen	Goed oplosbaar	Slecht oplosbaar
Verbindingen met Na^{1+} Verbindingen met K^{1+}	alle alle	
Zouten van:		
Ammonium (NH_4^{1+})	alle	
Nitraten (NO_3^{1-})	alle	
Bromiden (Br^{1-})	alle, behalve ☞	Ag^{1+} , (Hg^{1+} , Pb^{2+} : matig)
Chloriden (Cl^{1-})	alle, behalve ☞	Ag^{1+} , (Hg^{1+} , Pb^{2+})
Jodiden (I^{1-})	alle, behalve ☞	Ag^{1+} , (Hg^{1+} , Hg^{2+} en Pb^{2+})
Sulfaten (SO_4^{2-})	alle, behalve ☞	Ba^{2+} , (Pb^{2+} , Ca^{2+} : matig)
Sulfiden (S^{2-})	Na^{1+} , K^{1+} , NH_4^{1+} , Mg^{2+} , Ba^{2+} , Ca^{2+}	alle andere
Fosfaten (PO_4^{3-})	Na^{1+} , K^{1+} , NH_4^{1+}	alle andere
Carbonaten (CO_3^{2-})	Na^{1+} , K^{1+} , NH_4^{1+}	alle andere
Hydroxiden (OH^{1-})	Groep I _A , beperkter voor groep II _A	andere groepen
Oxiden:		
Metaaloxiden*	Groep I _A , beperkter voor groep II _A	andere groepen
Niet-metaaloxiden*	alle, behalve ☞	SiO_2
Zuren	alle, behalve ☞	H_2S , H_2CO_3 , H_2SO_3

* = het oplossen gaat gepaard met een reactie tussen het oxide en water.

3.7.3 Schrijfwijze van verbindingen in reactievergelijkingen

In een reactievergelijking worden de verbindingen voorgesteld onder de vorm waarin ze voorkomen in een waterig reactiemengsel. Een goed oplosbaar zout, een sterk zuur, een sterke base worden als ionen geschreven, een slecht oplosbaar zout, een zwak zuur en een zwakke base als een molecule.

Voorbeelden:

KCl	wordt	$\text{K}^{1+} + \text{Cl}^{1-}$	goed oplosbaar zout
H_2SO_4	wordt	$2 \text{H}_3\text{O}^{1+} + \text{SO}_4^{2-}$	sterk zuur
$\text{Ba}(\text{OH})_2$	wordt	$\text{Ba}^{2+} + 2 \text{OH}^{1-}$	sterke base
Na_2O	wordt	$\text{Na}^{1+} + \text{OH}^{1-}$	oplosbaar oxide, vormt in water NaOH
AgCl	blijft	AgCl	slecht oplosbaar zout
HCN	blijft	HCN	zwak zuur
NH_3	blijft	NH_3	zwakke base
$\text{Al}(\text{OH})_3$	blijft	$\text{Al}(\text{OH})_3$	slecht oplosbaar hydroxide
CO_2	blijft	CO_2	lost op maar vormt zeer beperkt H_2CO_3

KULeuven - CHEMIE

4 De organische verbindingssklassen of stofklassen

Organische verbindingen of koolstofverbindingen zijn atoomverbindingen opgebouwd uit een beperkt aantal elementen. Koolstof is altijd aanwezig, waterstof nagenoeg altijd. Heteroatomen als zuurstof, stikstof, zwavel, halogenen, ... kunnen eveneens voorkomen.

4.1.1 Overzicht koolstofverbindingen

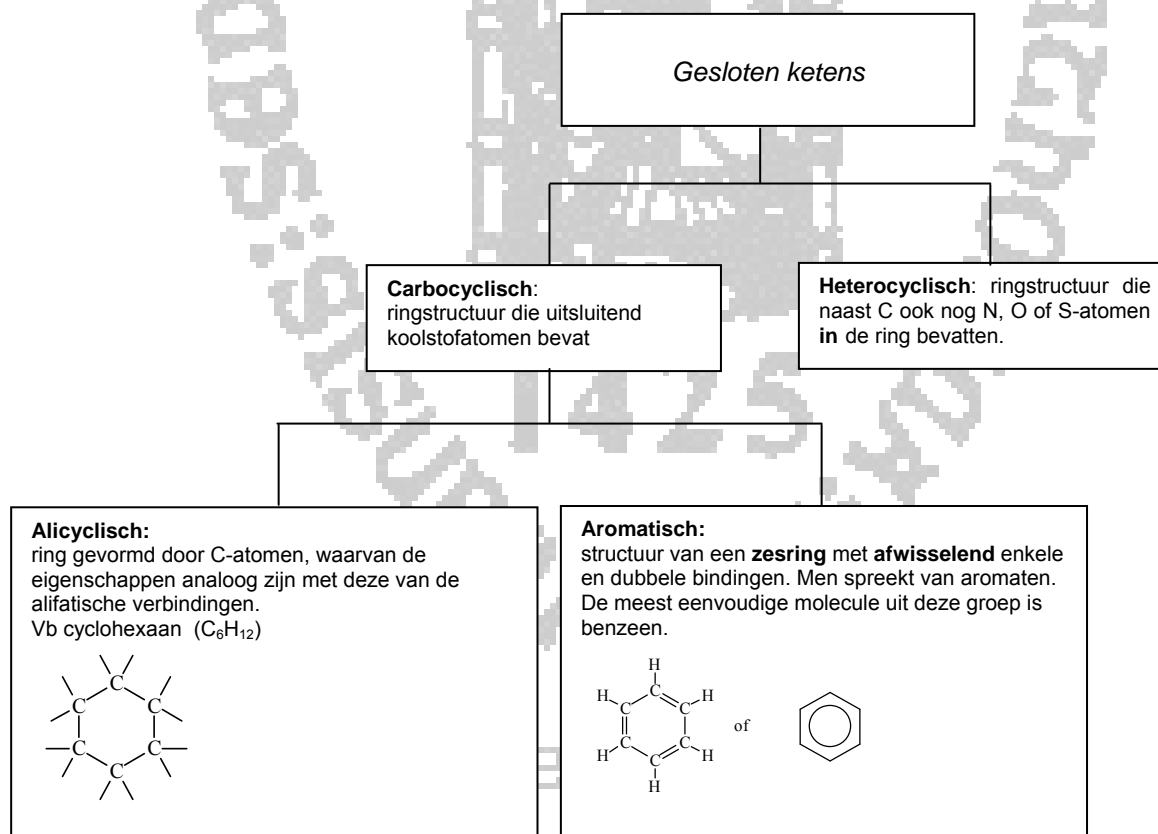
Men onderscheidt:

1 Alifatische of acyclische verbindingen

Open koolstofketens die kunnen zijn:

Niet vertakt of lineair	Vertakt
$\text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{CH}_2 - \text{CH}_3$	$\begin{array}{c} \text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{CH}_2 - \text{CH}_2 - \text{CH} - \text{CH}_2 - \text{CH}_3 \\ \\ \text{CH}_2 \\ \\ \text{CH}_3 \end{array}$
Verzadigd	Onverzadigd
$\begin{array}{cccc} \text{H} & \text{H} & \text{H} & \text{H} \\ & & & \\ \text{H} - \text{C} & - \text{C} & - \text{C} & - \text{C} - \text{H} \\ & & & \\ \text{H} & \text{H} & \text{H} & \text{H} \end{array}$	$\begin{array}{ccccc} & \text{H} & & & \\ & & & & \\ \text{H} & - \text{C} & - \text{C} = & \text{C} & - \text{H} \\ & & & & \\ & \text{H} & & \text{H} & \end{array}$

2 Cyclische verbindingen



4.1.2 Koolwaterstoffen (KWS)

Koolwaterstoffen (=KWS): groep van organische verbindingen die uitsluitend opgebouwd zijn uit koolstof en waterstof.

1 Acyclische verzadigde KWS (= alkanen)

Algemene formule alkanen
 C_nH_{2n+2} (n een geheel getal > 0)

Naamgeving onvertakte alkanen:

Brutoformule	Structuurformule	Naam	Bij kamertemp.
CH ₄	CH ₄	Methaan	gas
C ₂ H ₆	CH ₃ -CH ₃	Ethaan	gas
C ₃ H ₈	CH ₃ -CH ₂ -CH ₃	Propan	gas
C ₄ H ₁₀	CH ₃ -CH ₂ -CH ₂ -CH ₃	Butaan	gas
C ₅ H ₁₂	CH ₃ -CH ₂ -CH ₂ -CH ₂ -CH ₃	Pentaa	vloeistof
C ₆ H ₁₄	CH ₃ -CH ₂ -CH ₂ -CH ₂ -CH ₂ -CH ₃	Hexaa	vloeistof
C ₇ H ₁₆	CH ₃ -CH ₂ -CH ₂ -CH ₂ -CH ₂ -CH ₂ -CH ₃	Heptaa	vloeistof
C ₈ H ₁₈	CH ₃ -CH ₂ -CH ₂ -CH ₂ -CH ₂ -CH ₂ -CH ₂ -CH ₃	Octaa	vloeistof
C ₉ H ₂₀	CH ₃ -CH ₂ -CH ₂ -CH ₂ -CH ₂ -CH ₂ -CH ₂ -CH ₂ -CH ₃	Nona	vloeistof
C ₁₀ H ₂₂	CH ₃ -CH ₂ -CH ₂ -CH ₂ -CH ₂ -CH ₂ -CH ₂ -CH ₂ -CH ₂ -CH ₃	Decaa	vloeistof

Opmerking:

Als aan een alkaan één waterstofatoom onttrokken wordt, ontstaat een alkylradicaal. De algemene voorstelling van een alkylradicaal wordt: **R*** of **C_nH_{2n+1}***

Naamgeving alkylradicaal: **stamnaam** (afhankelijk van het aantal koolstofatomen) en uitgang 'yl'.

CH₃· : methyl

C₂H₅· : ethyl

Naamgeving vertakte alkanen:

	<p>Langste keten: 5 C-atomen = pentaan</p> <p>Zijketen: 1 C-atoom = methyl Zijketen: 2 C-atomen = ethyl → ethylmethylpentaan (zijketens volgens alfabet)</p> <p>Positiecijfer: nummering van links naar rechts = 2 + 3 = 5 nummering van rechts naar links = 4 + 3 = 7 kleinste som is 2+3 → 3-ethyl-2-methylpentaan</p>
--	---

	<p>Langste keten: 3 C-atomen = propan</p> <p>Zijketen: 2 x 1 C-atoom = dimethyl → dimethylpropan</p> <p>Positiecijfer: nummering van links naar rechts = nummers 2 nummering van rechts naar links = nummers 2 enige mogelijkheid is nummer 2 (positie 1 of 3 gaat niet: want dan langere hoofdketen) → dimethylpropan</p>
--	---

2 Acyclische onverzadigde KWS (= alkenen en alkynen)

Alkeen : een koolwaterstof waarin de koolstofketen een dubbele binding vertoont.

Alkyn : een koolwaterstof waarin de koolstofketen een drievoudige binding vertoont.

Algemene formule alkenen C_nH_{2n} (n een geheel getal > 1)	Algemene formule alkynen C_nH_{2n-2} (n een geheel getal > 1)
--	--

Naamgeving alkenen en alkynen:

Brutoformule	Structuurformule	Naam
C_2H_4	$CH_2 = CH_2$	etheen
C_3H_6	$CH_3 - CH = CH_2$	propeen
C_4H_8	$CH_3 - CH_2 - CH = CH_2$	1-buteen
C_4H_8	$CH_3 - CH = CH - CH_3$	2-buteen
C_4H_6	$CH_3 - CH_2 - C \equiv CH$	1-butyn
C_4H_6	$CH_3 - C \equiv C - CH_3$	2-butyn
C_5H_8	$CH_3 - CH_2 - C \equiv C - CH_3$	2-pentyn
C_6H_{10}	$CH_3 - CH_2 - CH_2 - CH_2 - C \equiv CH$	1-hexyn
C_5H_8	$\begin{array}{c} CH_3-CH-CH=CH_2 \\ \\ CH_3 \end{array}$	4 C-atomen en dubbele binding dus buteen. De dubbele binding staat naast C-atoom nr 1 en de methylgroep op C-atoom nr 3. → 3-methyl-1-buteen
C_5H_8	$\begin{array}{c} CH_3-CH-C \equiv CH \\ \\ CH_3 \end{array}$	4 C-atomen + drievoudige binding dus butyn. De drievoudige binding staat naast C-atoom nr 1 en de methylgroep op C-atoom nr 3. → 3-methyl-1-butyn

4.1.3 De monofunctionele koolstofverbindingen

1 Overzicht

Stofklasse	Functionele groep	Algemene naam	Voorbeeld	Systematische naam
halogeen-alkaan	R-X	halogeenalkaan	CH ₃ -Cl	monochloor-methaan
amine	R-NH ₂	alkaanamine alkylamine**	CH ₃ -CH ₂ -NH ₂	ethaanamine ethylamine**
alcohol	R-O-H	alkanol alkylalcohol**	CH ₃ -CH ₂ -CH ₂ -CH ₂ OH	1-butanol butylalcohol**
ether	R-O-R'	alk-oxy-alkaan* alkyl _a -alkyl _b -ether	CH ₃ -CH ₂ -O-CH ₃	methoxyethaan ethylmethylether
aldehyd	R-C-H O	alkanal (R+1)	CH ₃ -CH ₂ -CHO	propanal
keton	R-C-R' O	alkanon (R+R'+1) alkyl _a -alkyl _b -keton	CH ₃ -CH ₂ -CO-CH ₃	butanon ethylmethyleketon
carbonzuur	R-C-OH O	alkaan(R+1)zuur alkaan(R)carbonzuur	CH ₃ -COOH	ethaanzuur methaancarbon- zuur
ester	R-C-OR' O	alkyl'- alkan - oaat (R') (R+1)	CH ₃ -COOCH ₃	methylethanoaat
amide	R-C-NH ₂ O	alkaan(R+1)amide	CH ₃ -CO-NH ₂	ethaanamide

Opmerkingen:

De recht en **vet** gedrukte namen krijgen de voorkeur.

* alk=kortste keten; alkaan = langste keten a,b = in alfabetische volgorde

** enkel indien de functionele groep eindstandig is = gebonden aan het eerste koolstofatoom

Indien een positiecijfer **nodig is** om verwarring te vermijden, gebeurt de nummering steeds zodanig dat de functionele groep het laagste nummer draagt.

Er bestaan nog andere stofklassen in de koolstofchemie. Een voorbeeld hiervan zijn de nitroverbindingen waarbij een H vervangen is door een NO₂-groep.

2 Naamgeving monofunctionele koolstofverbindingen

De algemene regel voor naamgeving bij monofunctionele organische verbindingklassen luidt:

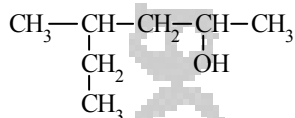
Eventueel positiecijfer –vertakking(en)-eventueel positiecijfer-familienaam

Werkwijze om uit gegeven formule de naam van de stof af te leiden:

1. **Familienaam:**
 - zoek langste koolstofketen met, in volgorde van belang:
 - functionele groep
 - meervoudige binding
 - meeste vertakkingen
 - benoem de verbindingklasse
 - vermeld, indien verwarring mogelijk, het positiecijfer
2. **Vertakking(en):**
 - benoem in alfabetische volgorde, voorvoegsels tellen hierbij niet mee
 - vermeld, indien verwarring mogelijk, het positiecijfer
 - gelijke vertakkingen worden gelijktijdig vermeld met voorvoegsel di, tri, ...
3. **Positiecijfer:**
 - Voor het bepalen van de positiecijfer(s) nummert men de C-atomen in de langste keten of vanaf het linker- of vanaf het rechteruiteinde zodanig dat de gekozen nummering begint met het laagste positiecijfer. Bij eindstandige functies bepaalt het C-atoom van de functionele groep het eerste cijfer.

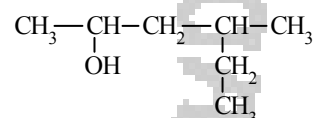
Voorbeelden:

Vergelijk



juist: 4-methyl-2-hexanol
fout: 3-methyl-5-hexanol

met



juist: 4-methyl-2-hexanol
fout: 3-methyl-5-hexanol

$\begin{array}{ccccccc} \text{CH}_3 & - & \text{CH} & - & \text{CH}_2 & - & \text{CH} & - & \text{CH}_3 \\ & & & & & & & & \\ & & \text{CH}_2 & & & & \text{OH} & & \\ & & & & & & & & \\ & & \text{CH}_3 & & & & & & \end{array}$ <p>4-methyl-2-hexanol</p>	$\begin{array}{ccccccc} & & & & \text{CH}_3 & & & & \\ & & & & & & & & \\ \text{CH}_3 & - & \text{CH}_2 & - & \text{CH}_2 & - & \text{C} & - & \text{CHO} \\ & & & & & & & & \\ & & & & & & \text{CH}_3 & & \end{array}$ <p>2,2-dimethylpentanal</p>	$\begin{array}{ccccccc} & & & & & & \text{CH}_2 & - & \text{CH}_3 \\ & & & & & & & & \\ \text{CH}_3 & - & \text{CH}_2 & - & \text{CH}_2 & - & \text{C} & - & \text{CHO} \\ & & & & & & & & \\ & & & & & & \text{CH}_3 & & \end{array}$ <p>2-ethyl-2-methylpentanal</p>
$\begin{array}{ccccccc} \text{CH}_3 & - & \text{CO} & - & \text{CH} & - & \text{CH}_2 & - & \text{CH}_2 & - & \text{CH}_3 \\ & & & & & & & & & & \\ & & & & \text{CH}_3 & & & & & & \end{array}$ <p>3-methyl-2-hexanon</p>	$\begin{array}{ccccccc} \text{CH}_3 & - & \text{CH} & - & \text{CH}_3 \\ & & & & \\ \text{CH}_3 & - & \text{CH} & - & \text{NH}_2 \end{array}$ <p>3-methyl-2-butaanamine</p>	$\text{CH}_3 - \text{O} - (\text{CH}_2)_4 - \text{CH}_3$ <p>methoxypentaan of methylpentylether</p>

4.1.4 Isomerie

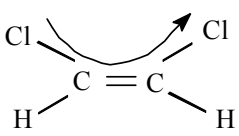
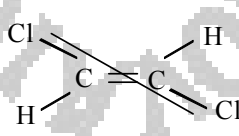
1 Definitie

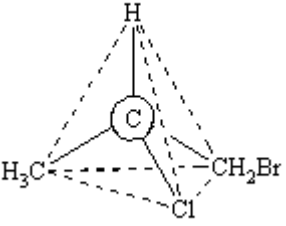
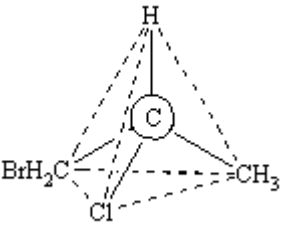
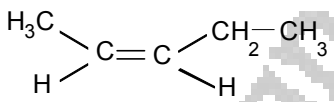
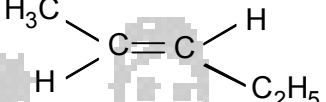
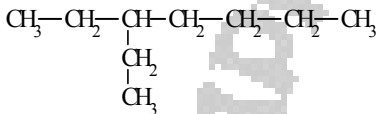
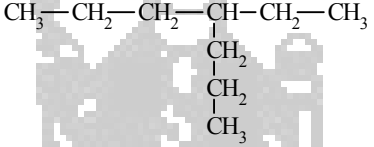
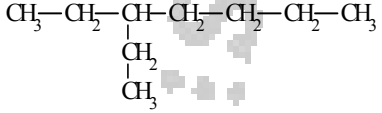
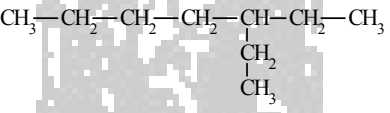
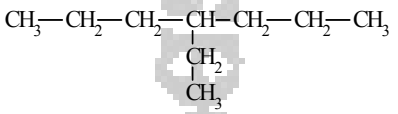
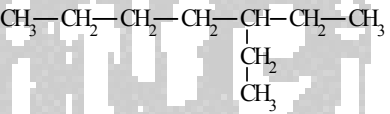


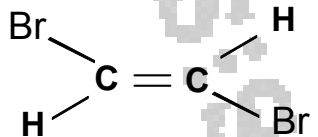
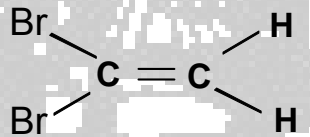
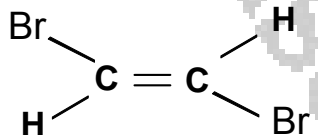
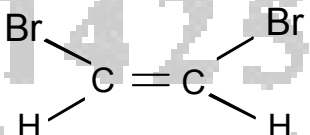
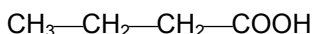

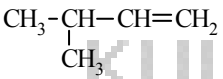
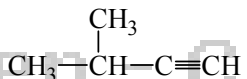
Isomerie komt van de Griekse woorden iso=gelijk en meros=deeltje. Isomeren zijn dus verbindingen die uit gelijke bouwstenen bestaan. Het aantal en de aard van de aanwezige atomen zijn dezelfde en dus ook de brutoformule maar de structuur van de moleculen is verschillend en daardoor ook de eigenschappen van de stoffen.

2 Soorten isomerie – overzicht

Structuurisomerie <i>Bouw van de moleculen verschilt</i>	Geometrische isomerie of Stereo-isomerie <i>Bezetting op overeenkomstig C-atoom verschilt</i>
<p>Ketenisomerie: moleculen verschillen in het al dan niet vertakt zijn.</p> <p>Plaatsisomerie: moleculen verschillen in de plaats van de meervoudige binding of de plaats van de functionele groep of de plaats van de zijketen.</p> <p>Functie-isomerie: moleculen verschillen in de aard van de functionele groep.</p>	<p>Cis-transisomerie: indien een dubbele binding aanwezig is met op elk koolstofatoom twee verschillende atomen of atoomgroepen.</p> <p>Optische isomerie: indien minstens 1 asymmetrisch koolstofatoom aanwezig is: een koolstofatoom gebonden aan vier verschillende atomen of atoomgroepen. Optische isomeren zijn elkaars spiegelbeeld.</p>

3 Voorbeelden

Molecule 1	Molecule 2	Soort isomerie
$\text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{CH}_2 - \text{CH}_2 - \text{CH}_3$	$\begin{array}{c} \text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{CH} - \text{CH}_3 \\ \\ \text{CH}_3 \end{array}$	Ketenisomeren: Onvertakt en vertakt
$\begin{array}{c} \text{CH}_2 = \text{CH} - \text{CH}_2 \\ \\ \text{CH}_2 - \text{CH} = \text{CH}_2 \end{array}$	$\text{CH}_2 = \text{CH} - \text{CH} = \text{CH} - \text{CH}_2 - \text{CH}_3$	Plaatsisomeren: De plaats van de dubbele binding verschilt
$\text{CH}_3 - \text{O} - \text{CH}_3$	$\text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{OH}$	Functie-isomeren: Ether en alcohol
 <p>Deze molecule met de twee chlooratomen aan dezelfde kant ten opzichte van de C=C-binding, wordt cis-isomeer genoemd.</p>	 <p>Deze molecule met een chlooratoom aan beide kanten ten opzichte van de C=C-binding, wordt trans-isomeer genoemd.</p>	Cis-transisomeren: Door de dubbele binding is de vrije rotatie tussen de C-atomen niet meer mogelijk.

		Optische isomeren Asymmetrisch C-atoom
		Cis-transisomeren
		Ketenisomeren
		Geen isomeren
		Plaatsisomeren Dezelfde tak op even lange keten maar op een andere plaats; Soms ook aangegeven als ketenisomeren
		Plaatsisomeren
		Plaatsisomeren
		Cis-transisomeren
		Funcctie-isomeren
		Geen isomeren

Hoofdstuk 3: De chemische reactie

1 Definitie - voorstelling

Een spijker begint in een vlam te gloeien, maar blijft na afkoelen nog altijd een ijzeren spijker! Magnesiumlint in een vlam verbrandt en er ontstaat een wit poeder, duidelijk een andere stof.

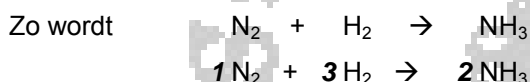
Tijdens *fysische processen* blijven de stoffen *dezelfde*.
Tijdens *chemische processen* worden stoffen omgezet in *andere stoffen*. Een chemisch proces wordt ook chemische reactie genoemd.

Voorbeelden van fysische processen zijn: veranderingen van aggregatietoestand, mengen, filtreren, Voorbeelden van chemische processen zijn: verbranden, corroderen, verteren, ...

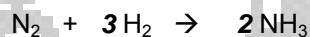
Internationaal worden chemische reacties weergegeven door een reactievergelijking waarin de stoffen als formules worden geschreven. Vóór de reactiepijl plaatst men de **reagentia** (beginproducten of uitgangsstoffen), na de pijl de **reactieproducten** (eindproducten of bekomen stoffen).



Volgens de wet van behoud van atomen geldt bij elke chemische reactie dat het aantal atomen van elke soort voor de reactie gelijk is aan het aantal na de reactie. Daarom voegt men aan de formules in de vergelijking voorgetallen of coëfficiënten toe.



In de tweede vergelijking zijn de **1**, **3** en **2** (schuin gedrukt en voor de formules geplaatst) de voorgetallen of coëfficiënten. Een voorgetal 1 laat men weg zodat de bovenstaande vergelijking wordt:



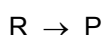
2 Aspecten van een chemische reactie

2.1 Een proces waarbij andere stoffen worden gevormd

Tijdens een chemische reactie worden structuren gebroken en losse atomen worden in andere combinaties aan elkaar gebonden tot moleculen van andere stoffen met andere eigenschappen dan de uitgangsstoffen Omdat bij een chemische reactie geen atomen verdwijnen of bijkomen is het aantal atomen van elke soort vóór de reactie gelijk aan het aantal atomen van elke soort na de reactie. De totale massa blijft dus behouden tijdens een chemische reactie.

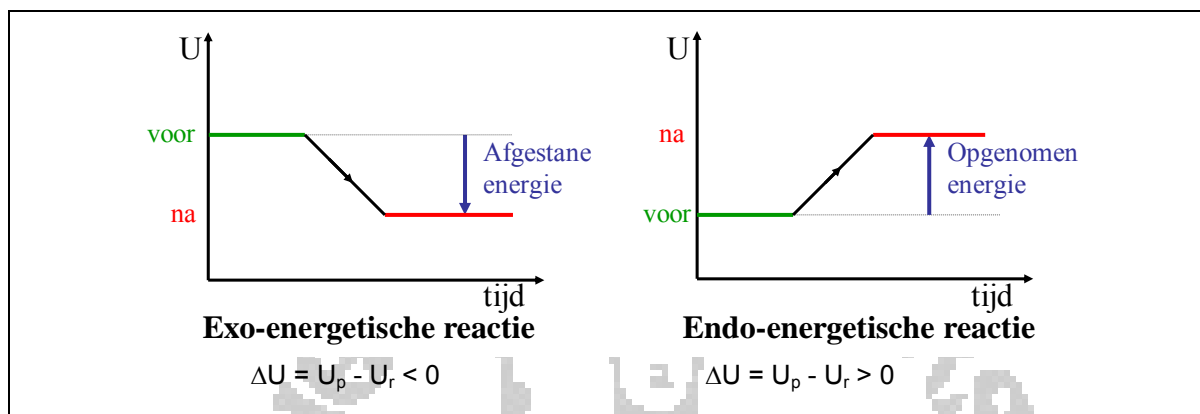
2.2 Een proces waarbij energie wordt omgezet/uitgewisseld

Elke stof bezit een bepaalde hoeveelheid inwendige energie U. Steeds geldt dat hoe geringer de energie-inhoud is, hoe stabielere de stof is. Bij een chemische reactie worden reagerende stoffen (R) omgezet in reactieproducten (P).



Dit gebeurt door het breken van bestaande bindingen en het vormen van nieuwe bindingen. Daar het verbreken van bindingen meestal energie kost en bij de vorming ervan energie vrijkomt, verandert de energie-inhoud tijdens de chemische reactie omdat stoffen veranderen. Deze verandering van energie wordt reactie-energie (ΔU) genoemd en is het verschil tussen de energie van de reactieproducten (U_p) en de energie van de reagerende stoffen (U_r). De energie van een chemisch systeem kan dus afnemen of toenemen. Op deze manier onderscheidt men exo- en endo-energetische reacties.

De energieverandering tijdens een chemische reactie kan voorgesteld worden in een energiediagram.

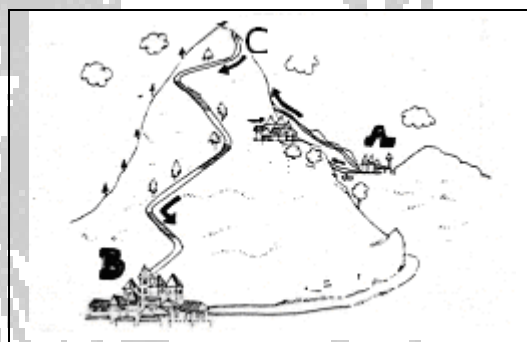


2.2.1 Activeringsenergie

De verbranding van papier is een voorbeeld van een exotherme reactie, een reactie waarbij de producten een lagere energie-inhoud hebben dan de reagerende stoffen en dus stabiel zijn. Nochtans ontbrandt papier niet spontaan. Zo is er om het papier te doen ontbranden de warmte-energie van een brandende lucifer nodig. Om de lucifer eerst te ontsteken volstaat wat wrijvingsenergie.

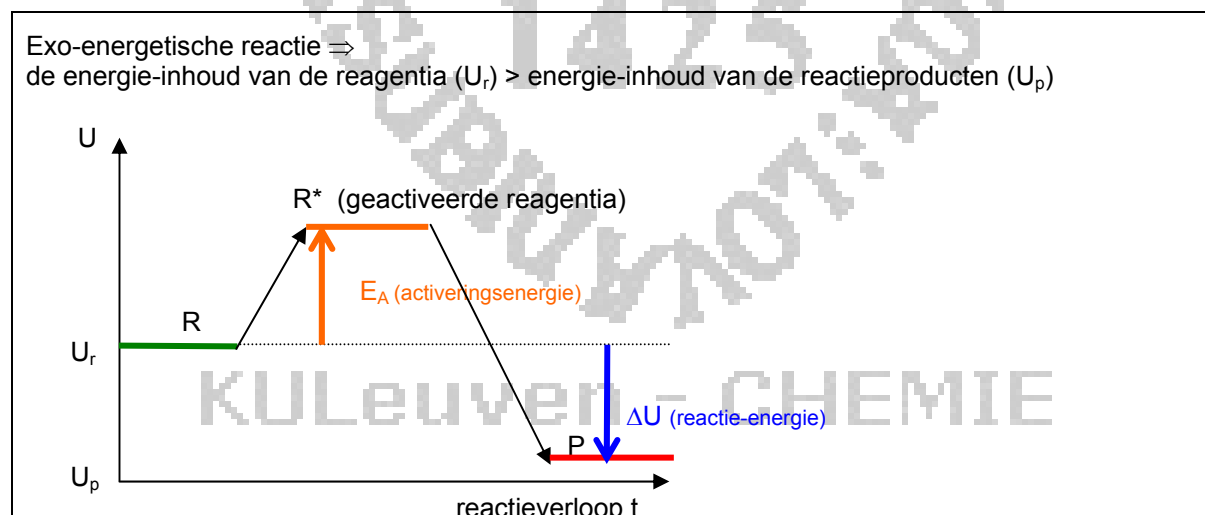
Er is dus een bepaalde hoeveelheid energie vereist om de verbrandingsreactie te starten. Deze startenergie, nodig om de bestaande bindingen te breken en aldus de botsing effectief te maken, noemen we de activeringsenergie (E_A).

In zekere zin kunnen we de activeringsenergie vergelijken met de enige 'weg' om van plaats A naar plaats B te reizen via een hoger gelegen plaats C.



Het branden van het papier is een continu proces van energieoverdracht. Eens het breken van bindingen is gestart door gebruik van activeringsenergie komt bij de vorming van de reactieproducten energie vrij die benut wordt als activeringsenergie om de bindingen van overblijvende reagentiamoleculen te breken. Het overschot aan energie komt bij een verbrandingsreactie vrij als warmte en licht en is de reactie-energie ΔU .

We kunnen dit voorstellen in een energiediagram.



2.3 Snelheid van een chemische reactie

De snelheid van chemische reacties verschilt sterk. Explosies zijn heel snelle chemische reacties. Andere reacties, zoals het composteren van afval, duurt maanden. Vaak willen we de snelheid van een reactie veranderen. Zetten we de melk in de koelkast, dan vertragen we daarmee het tempo van het zuur worden. Ook chemici willen de snelheid van reacties beïnvloeden. In de industrie wil men de reactiesnelheid vergroten om de kosten te drukken. Milieuwetenschappers willen de reacties die de aarde schade berokkenen vertragen.

2.3.1 Definitie

Een chemische reactie veronderstelt steeds een botsing tussen de reagerende moleculen waarbij intramoleculaire bindingen gebroken worden en de brokstukken in andere combinaties samenkomen. Niet elke botsing leidt echter tot een nieuwe combinatie. Enkel wanneer de botsende deeltjes over voldoende kinetische energie beschikken en op een gepaste wijze tegen elkaar botsen, grijpt er een chemische reactie plaats. Men spreekt dan over effectieve botsingen. Bij een *effectieve botsing* reageren moleculen met elkaar tot de vorming van reactieproducten. Bij een *niet-effectieve botsing* heeft er geen reactie plaats.

De reactiesnelheid wordt bepaald door het aantal effectieve botsingen, dus

- tussen deeltjes met voldoende E_k d.w.z. met voldoende snelheid om in de energetisch hoger gelegen tussentoestand te geraken.
- tussen deeltjes met de gepaste oriëntatie, met de juiste positie bij de botsing.

1. Reactiesnelheid is de verandering van concentratie van een van de reagentia of reactieproducten per tijdseenheid.

2. Reactiesnelheid $v = \text{aantal botsingen per seconde} \cdot \text{fractie van aantal botsingen met } E_k > E_A \cdot \text{fractie van aantal botsingen met gepaste positie.}$

Of kortweg: Reactiesnelheid $v = \text{aantal effectieve botsingen per seconde.}$

2.3.2 Factoren die de reactiesnelheid beïnvloeden

We weten al dat de reactiesnelheid erg verschillend kan zijn van reactie tot reactie. Dit verschil wordt vooral bepaald door de aard van de reagerende stoffen. De snelheid voor eenzelfde chemische reactie kan ook beïnvloed worden door factoren die de kans op effectieve botsingen doen wijzigen. Hoe groter de kans op effectieve botsingen, hoe groter de reactiesnelheid.

1 *Verdeeldheid van de reagerende stoffen*

Een grotere verdelingsgraad impliceert een grotere contactoppervlakte, een grotere botsingskans, een hogere kans op gepaste oriëntatie en dus een hogere reactiesnelheid. Zo bevordert het kauwen van voedsel de vertering ervan.

2 *Concentratie van de reagerende stoffen*

Hoe groter het aantal deeltjes in een reactiemengsel, hoe groter de kans op effectieve botsingen en dus hoe groter de reactiesnelheid. Daarom verwekt men 'tocht' voor een intensere verbranding (schoorsteen, sigaar, ...)

3 *Temperatuur – Warmte-energie*

Een temperatuurstijging betekent een verhoging van de gemiddelde snelheid van de moleculen. Omdat $E_k = mv^2/2$, stijgt ook de kinetische energie van de moleculen. Bij hogere temperatuur zullen de moleculen vaker en heviger botsen, verhoogt de kans op effectieve botsingen waardoor de reactiesnelheid toeneemt. Dit wordt toegepast bij het gebruik van koelkast en diepvries om voedselbederf te vertragen.

4 *Lichtenergie*

Sommige moleculen zullen geactiveerd worden door lichtenergie op te nemen. Hoe intenser die lichtenergie, hoe hoger de energie van de reagerende deeltjes, hoe groter de reactiesnelheid. Deze invloed is dus vergelijkbaar met de invloed van de temperatuur. Daarom bewaren we sommige producten in bruine flessen.

5 *Katalysator*

Een katalysator is een stof die een chemische reactie versnelt of vertraagt maar zelf ongewijzigd blijft na actieve hulp. Voor het harden van oliën in de bereiding van margarine wordt nikkel als katalysator gebruikt. Voor het rijpen van geogste vruchten wordt etheengas als katalysator gebruikt. Gist is een katalysator voor de hydrolytische splitsing van sucrose of sacharose. Enzymen laten chemische omzettingen in het lichaam bij lagere temperatuur doorgaan dan die waarbij ze buiten het lichaam kunnen gebeuren.

3 *Reactiesoorten: overzicht*

Chemische reacties worden op verschillende manieren ingedeeld. Hier volgt enkel een overzicht. In volgende hoofdstukken wordt hierop uitgebreider ingegaan en voorbeelden ervan gegeven.

3.1 *Reactiesoorten naar aard van uitwisseling*

Men onderscheidt reactie waarbij een:

- Ionenuitwisseling optreedt en een slecht oplosbare vaste stof of gas ontstaat
- Protonenuitwisseling optreedt = zuur-base-reactie = neutralisatiereactie
- Elektronenuitwisseling optreedt = redoxreactie.

3.2 *Reactiesoorten naar aard van de skeletverandering*

- Substitutiereacties
- Additiereacties
- Eliminatiereacties
- Degradatiereacties
- Polymeervorming

3.3 *Reactiesoorten naar aard van het aanvallende deeltje*

- Radicalaire reacties
- Elektrofiele reacties
- Nucleofiele reacties

3.4 *Reactiesoorten naar aard van de splitsing van de reagentia*

- Heterolytische of ionaire splitsing
- Homolytische of radicalaire splitsing

3.5 *Aflopene, omkeerbare en evenwichtsreacties*

Een aantal chemische reacties zijn **aflopend**. Dit wil zeggen dat de reactie doorgaat tot één of alle reagentia volledig opgebruikt zijn. Voor vele reacties geldt dit eenvoudige verloop niet. Veelal reageren de reactieproducten terug zodat de oorspronkelijke deeltjes opnieuw ontstaan. We zeggen dan dat de beide reacties **omkeerbaar** is: ze kunnen zowel van links naar rechts verlopen als omgekeerd. Verloopt de heen- en terugreactie aan gelijke snelheid zodat er geen concentratieveranderingen meer gebeuren, dan spreekt men van **evenwichtsreacties**.

Hoofdstuk 4: Materieaspecten van een chemische reactie

1 Massa - volume - dichtheid

1.1 Atoommassa

1.1.1 Absolute atoommassa

Onder *absolute atoommassa* verstaat men de *werkelijke massa van 1 atoom*. Ze varieert van $1,67 \cdot 10^{-27}$ kg (H-atoom) tot $395 \cdot 10^{-27}$ kg (U-atoom).

1.1.2 Relatieve atoommassa

De *relatieve atoommassa* drukt dus uit hoeveel maal zwaarder één atoom van een element is ten opzichte van de referentiemassa of vergelijkingsmassa en is per definitie een onbepaald getal. Als referentiemassa gebruikt men steeds de atoommassa eenheid u (unit).

$$1u = \frac{1}{12} \text{de van de massa van één C-atoom} = 1,66 \cdot 10^{-27} \text{ kg}$$

Voorbeelden:

$$A_r(\text{H}) = \frac{A_a(\text{H})}{u} = \frac{1,67 \cdot 10^{-27} \text{ kg}}{1,66 \cdot 10^{-27} \text{ kg}} = 1,006 = 1,0$$

$$A_r(\text{U}) = \frac{A_a(\text{U})}{u} = \frac{395 \cdot 10^{-27} \text{ kg}}{1,66 \cdot 10^{-27} \text{ kg}} = 237,95 = 238,0$$

1.1.3 Gemiddelde relatieve atoommassa

1 Isotopen

Isotopen (iso=gelijk, topos=plaats <in PSE>) van een element hebben hetzelfde atoomnummer Z en dus hetzelfde aantal protonen, zijn chemisch identiek maar verschillen in kernmassa door een verschillend aantal neutronen, hebben dus een verschillend massagetal A.

Isotopen worden gekenmerkt door dezelfde chemische eigenschappen (hetzelfde aantal elektronen, hetzelfde atoomnummer en dezelfde plaats in het periodiek systeem) maar vertonen enkele kleine verschillen in sommige fysische eigenschappen bepaald door de verschillende massa en voor radioactieve isotopen de halveringstijd.

Voorbeeld

Chloor bezit 2 natuurlijke isotopen nl. ^{35}Cl en ^{37}Cl . In de natuur zijn 75,5% van de Cl-atomen ^{35}Cl met $A_r = 34,96$ en 24,5% van de Cl-atomen ^{37}Cl met $A_r = 36,96$.

2 Definitie

Houdt men rekening met het procentueel voorkomen van elke isotoop van een element in de natuur dan kan men de **gemiddelde relatieve atoommassa** van dat element berekenen als volgt:

$$A_{\text{rel}}(\text{Cl}) = \left(\frac{75,5}{100} \times 34,96\right) + \left(\frac{24,5}{100} \times 36,96\right) = 35,45$$

De waarde vermeld in het PSE is precies deze gemiddelde relatieve atoommassa

1.2 Molecuulmassa

1.2.1 Absolute molecuulmassa M_a

Onder *absolute molecuulmassa* verstaat men de werkelijke massa van 1 molecule. Omdat een molecule opgebouwd is uit atomen kan de absolute molecuulmassa berekend worden uit de absolute atoommassa's van de samenstellende atomen.

Voorbeeld:

CH₄-molecule heeft als $M_a = 26,6 \cdot 10^{-27}$ kg

want $1 \times A_a(\text{C}) = 19,9 \cdot 10^{-27}$ kg en $4 \times A_a(\text{H}) = 4 \times 1,67 \cdot 10^{-27}$ kg

1.2.2 Relatieve molecuulmassa M_r

Onder *relatieve molecuulmassa* verstaat men de verhouding tussen de absolute of werkelijke molecuulmassa en de atoommassa-eenheid u.

Voorbeeld:

$$\text{CH}_4\text{-molecule: } M_r(\text{CH}_4) = \frac{M_a(\text{CH}_4)}{u} = \frac{26,6 \cdot 10^{-27} \text{ kg}}{1,66 \cdot 10^{-27} \text{ kg}} = 16,0$$

De relatieve molecuulmassa is ook gelijk aan de som van de relatieve atoommassa's (PSE) van alle atomen aanwezig in 1 molecule. Voor CH₄ ($1 \times A_r(\text{C}) + 4 \times A_r(\text{H})$) = ($1 \times 12,0$) + ($4 \times 1,0$) = 16,0.

1.3 Molmassa of molaire massa M

1.3.1 Begrip 'mol'

Een hoeveelheid stof kan, behalve met de massa, ook met het aantal deeltjes aangeduid worden. Sommige welbepaalde aantallen worden daarbij met een specifieke naam aangegeven. Denken we maar aan:

130 g eieren = 2 eieren = 1 paar eieren
2 kg appels = 12 appels = 1 dozijn appels
300 g spijkers = 144 spijkers = 1 gros spijkers

Voor een zeer groot aantal deeltjes definieert men analoog:

$6 \cdot 10^{23}$ deeltjes = 1 mol deeltjes

Algemeen geldt voor om 't even welke stof:

1 mol atomen omvat $6 \cdot 10^{23}$ atomen met een totale massa = A_r g

1 mol moleculen omvat $6 \cdot 10^{23}$ moleculen met een totale massa = M_r g

1.3.2 Molmassa of massa van een mol of molaire massa

De massa van 1 mol atomen, moleculen, ionen, ... wordt de **molaire massa of molmassa M** genoemd. Het aantal mol n in een bepaalde stofhoeveelheid kan eenvoudig berekend worden uit de verhouding:

$$n = \frac{m}{M}$$

M = molaire massa van de stof (g/mol)

n = aantal mol van de stof (mol)

m = massahoeveelheid van de stof (g)

Hieruit volgt dat:

$$M = \frac{m}{n}$$

met als eenheid 1 g/mol

1.4 Molvolume of volume van een mol gas of molair gasvolume

Steunend op de gaswetten kan men eenvoudig aantonen dat bij normale omstandigheden (273 K en 101,3 kPa = n_0 = normale omstandigheden) het volume ingenomen door 1 mol gasmoleculen van om het even welk gas steeds **22,4 liter** bedraagt.

Heel concreet betekent dit dat bij n_0 :

1 mol H₂-moleculen = 2,0 g H₂-moleculen = $6,02 \cdot 10^{23}$ H₂-moleculen = 22,4 l H₂-gas

1 mol N₂-moleculen = 28,0 g N₂-moleculen = $6,02 \cdot 10^{23}$ N₂-moleculen = 22,4 l N₂-gas

1 mol NH₃-moleculen = 17,0 g NH₃-moleculen = $6,02 \cdot 10^{23}$ NH₃-moleculen = 22,4 l NH₃-gas

Analoog als voor de molaire massa geldt dat

$$n = \frac{V_{n_0}}{V_{\text{mol}_{n_0}}}$$

Bij niet normale omstandigheden (n_{no}) kan het molvolume berekend worden uit de algemene gaswet $pV/T = \text{cte}$ of uit

$$\frac{p_{n_0} V_{n_0}}{T_{n_0}} = \frac{p_{n_{no}} V_{n_{no}}}{T_{n_{no}}} \quad \text{en} \quad n = \frac{V_{n_{no}}}{V_{\text{mol}_{n_{no}}}}$$

of uit

$$\frac{p_{n_0} V_{\text{mol}_{n_0}}}{T_{n_0}} = \frac{p_{n_{no}} V_{\text{mol}_{n_{no}}}}{T_{n_{no}}} \quad \text{en} \quad n = \frac{V_{n_{no}}}{V_{\text{mol}_{n_{no}}}}$$

1.5 Dichtheid van stoffen

Onder (massa)dichtheid ρ van een stof verstaat men de verhouding tussen de massa van de stof en het volume ingenomen door die stof of

$$\rho_{\text{stof}} = \frac{m_{\text{stof}}}{V_{\text{stof}}}$$

Voor gassen bij n_0 kan de dichtheid berekend worden uit de verhouding molmassa/molvolume.

$$\rho_{\text{gas}} = \frac{m_{\text{gas}}}{V_{\text{gas}}} = \frac{M_{\text{gas}}}{V_{\text{mol}_{\text{gas}}}}$$

2 Concentratie van een mengsel

2.1 Algemene definitie

Een concentratie c van een oplossing duidt aan hoeveel stof opgelost aanwezig is in een bepaald volume oplossing.

$$c = \frac{\text{hoeveelheid opgeloste stof}}{\text{volume van de oplossing}}$$

bv 100 g suiker per liter suikerwater

2.2 Concentratie-uitdrukkingen

2.2.1 Molaire concentratie

De hoeveelheid opgeloste stof wordt uitgedrukt als molhoeveelheid n of aantal mol

$$c = \frac{n}{V} \quad \text{met als eenheid: } 1 \text{ mol/l} \quad (= 1 \text{ molair} = 1 \text{ M} = \text{verouderde eenheid})$$

Plaatst men de opgeloste stof tussen vierkante haken dan wordt de molaire concentratie bedoeld. [NaCl] betekent dus de concentratie van keukenzout uitgedrukt in mol/liter.

2.2.2 Massaconcentratie

De hoeveelheid opgeloste stof wordt uitgedrukt als massahoeveelheid m of aantal gram

$$c = \frac{m}{V} \quad \text{met als eenheid: } 1 \text{ g/l}$$

2.2.3 Fractionele concentraties




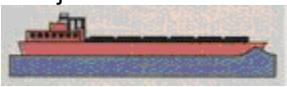
De fractionele concentraties geven de fractie (deel) opgeloste stof in het gehele mengsel weer. Zijn beide grootheden weergegeven als massa dan spreekt men van massafractie. Bij volumefractie zijn beide hoeveelheden uitgedrukt als een volume en bij massa/volumefractie is de hoeveelheid opgeloste stof uitgedrukt als massa en de hoeveelheid mengsel als volume.

De fractionele concentratie kan de fractie weergeven in procenten (%), promille (‰), parts per million (ppm) of parts per billion (ppb). Het gehele mengsel betekent 100 % bij procenten, 1000 ‰ bij promille, 10^6 bij ppm en 10^9 bij ppb.

Massafractie	massa/massa	m%	m‰	(m)ppm	(m)ppb
Volumefractie	volume/volume	V% of V°	V‰	(V)ppm	(V)ppb
Massa/volumefractie	massa/volume	(m/V)%	(m/V)‰	(m/V)ppm	(m/V)ppb

Concreet voorbeeld:

Onderstel dat we 1 suikerklontje (6 gram) oplossen in een totaal volume van:

0,6 liter 	1% (procent) 1 deel per honderd	$c = \frac{6 \text{ g suiker}}{600 \text{ ml mengsel}} = 1\% \left(\frac{m}{V}\right)$
6 liter 	1‰ (promille) 1 deel per duizend	$c = \frac{6 \text{ g suiker}}{6000 \text{ ml mengsel}} = 1\text{‰} \left(\frac{m}{V}\right)$
6000 liter 	1 ppm (part per million) 1 deel per miljoen	$c = \frac{6 \text{ g suiker}}{6\,000\,000 \text{ ml mengsel}} = 1\text{ppm} \left(\frac{m}{V}\right)$
6 miljoen liter 	1 ppb (part per billion) 1 deel per miljard	$c = \frac{6 \text{ g suiker}}{6\,000\,000\,000 \text{ ml mengsel}} = 1\text{ppb} \left(\frac{m}{V}\right)$

In het dagelijkse leven wordt niet altijd aangegeven welke fractionele concentratie men bedoelt. Soms blijkt dit wel uit de concrete context. Voorbeelden hiervan zijn:

2% suiker in suikerwater = 2(m/V)% suiker in suikerwater, betekent 2 gram suiker in 100 ml suikerwater

12% alcohol in wijn = 12° alcohol in wijn = 12(V%) alcohol in wijn, betekent 12 ml alcohol in 100 ml wijn

0,5‰ alcohol in bloed = 0,5(m/V)% alcohol in bloed (zie wetteksten in verband met alcoholcontrole), betekent 0,5 gram alcohol in 1000 ml bloed.

2 ppm goud in gesteente = 2(m)ppm goud in gesteente, betekent 2 microgram goud op 1 gram gesteente.

3 ppb CO in lucht = 3(V)ppb CO in lucht, betekent 3 nanoliter CO op 1 liter lucht bij gelijke omstandigheden van temperatuur en druk.

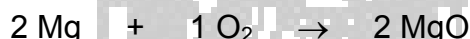
3 Stoichiometrische berekeningen

3.1 Betekenis

Stoichiometrische berekeningen zijn berekeningen die uitgevoerd worden om de hoeveelheid te bepalen van elke stof die bij een gegeven chemische reactie betrokken is. In laboratoria en industriële processen is het van belang te weten welke massa- of volumehoeveelheden op elkaar inwerken en hoeveel reactieproduct er wordt verkregen, zonder dat er overschotten of tekorten zijn.

Tijdens een chemische reactie worden moleculen van bepaalde stoffen (reagentia) omgezet tot andere stoffen (reactieproducten). De coëfficiënten in de reactievergelijking geven het aantal moleculen weer die met elkaar reageren en het aantal moleculen dat gevormd wordt. Omdat de moleculen waaruit de stoffen opgebouwd zijn, uiterst klein zijn (10^{-27} kg) is het onmogelijk slechts enkele moleculen af te wegen om deze te laten reageren volgens de aantallen weergegeven in de reactievergelijking. In de praktijk zullen we voor de stoichiometrische berekeningen gebruik maken van molhoeveelheden, dit wil zeggen van een meetbaar veelvoud ($\times 6,02 \cdot 10^{23}$) van het aantal deeltjes weergegeven in de reactievergelijking. Dit blijkt uit volgend voorbeeld.

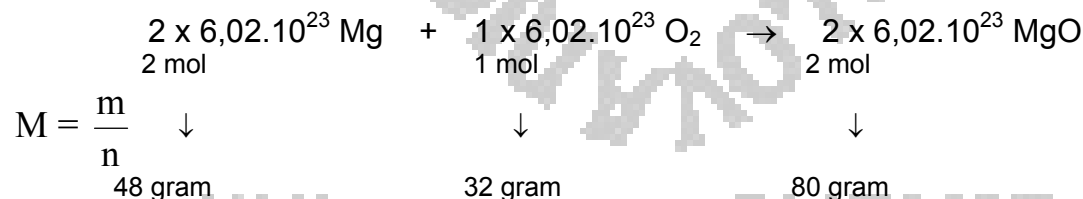
Voor een volledige verbranding van magnesium geldt volgende reactievergelijking:



Hieruit weten we dat om 2 moleculen magnesium volledig te verbranden, 1 molecule zuurstofgas nodig is en dat er tijdens deze verbranding 2 moleculen magnesiumoxide ontstaan. Dan geldt ook het volgende.



Door de kleine massa's van de moleculen is het onmogelijk om enkele moleculen magnesium en zuurstofgas af te wegen. Molhoeveelheden daarentegen zijn wel voldoende groot om afgewogen te worden. Vermenigvuldigen we de voorgetallen in de reactievergelijking met het getal van Avogadro ($6,02 \cdot 10^{23}$) dan worden afweegbare molhoeveelheden bekomen en geldt het volgende:



Wanneer de uitgangsstoffen met elkaar in molverhoudingen reageren dan voorkomen we verspilling en beperken we de hoeveelheid afval aan nevenproducten.

3.2 Stappenplan

- 1 Gegevens herleiden naar molhoeveelheden
- 2 De chemische reactievergelijking opstellen en interpreteren in mol = TH = theoretische hoeveelheden
- 3 Nagaan of één van de gegeven stoffen in overmaat aanwezig is
- 4 Uit de reactievergelijking de WH = werkelijke molhoeveelheden van de gevraagde stoffen berekenen
- 5 De berekende molhoeveelheden herleiden naar de gevraagde grootheid

3.3 Uitgewerkt voorbeeld

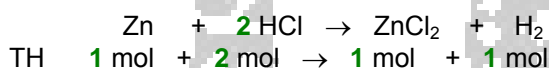
Bereken welk volume van een 0,200 M HCl-oplossing men aan 5,60 g zink moet toevoegen om dit metaal volledig te laten wegreageren. Bereken welk volume H₂-gas bij normale omstandigheden hierbij wordt vrijgemaakt.



- 1 Gegevens in mol
Zink: m = 5,60 g

$$M = \frac{m}{n} \Rightarrow n = \frac{m}{M} = \frac{5,60 \text{ g}}{65,4 \text{ g/mol}} = 0,0856 \text{ mol}$$

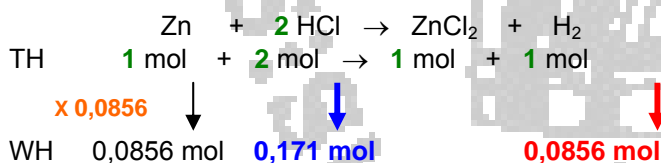
- 2 De chemische reactievergelijking opstellen en interpreteren in mol = theoretische molhoeveelheden



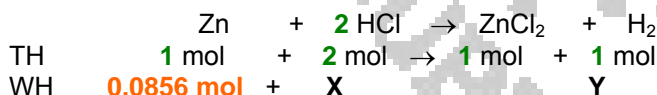
- 3 Nagaan of een van de gegeven stoffen in overmaat aanwezig is. Hier is de hoeveelheid van slechts 1 reagens gegeven, dus niet van toepassing

- 4 Uit de reactievergelijking de werkelijke molhoeveelheden van de gevraagde stoffen berekenen

Oplossingsmodel 1:



Oplossingsmodel 2:



$$\frac{\text{TH}}{\text{WH}} = \frac{1 \text{ mol Zn}}{0,0856 \text{ mol Zn}} = \frac{2 \text{ mol HCl}}{\text{X}} = \frac{1 \text{ mol H}_2}{\text{Y}}$$

$$\text{X} = \frac{2 \text{ mol HCl} \times 0,0856 \text{ mol Zn}}{1 \text{ mol Zn}} = 0,171 \text{ mol HCl}$$

$$\text{Y} = \frac{1 \text{ mol H}_2 \times 0,0856 \text{ mol Zn}}{1 \text{ mol Zn}} = 0,0856 \text{ mol H}_2$$

5 De berekende molhoeveelheden herleiden naar de gevraagde grootheid

$$\text{Volume HCl-oplossing: } c = \frac{n}{V} \Rightarrow V = \frac{n}{c} = \frac{0,171 \text{ mol}}{0,200 \text{ mol/l}} = 0,855 \text{ liter}$$

$$\text{Volume H}_2\text{-gas: } n = \frac{V_{\text{no}}}{V_{\text{mol}_{\text{no}}}} \Rightarrow V_{\text{no}} = n \cdot V_{\text{mol}_{\text{no}}} = 0,0856 \text{ mol} \cdot 22,4 \text{ l/mol} = 1,92 \text{ liter}$$

Antwoord: Men moet 855 ml waterstofchloride toevoegen.
Er wordt 1,92 l diwaterstof gevormd.

KULeuven - CHEMIE

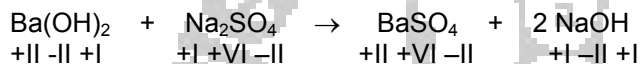
Hoofdstuk 5: Reactiesoorten

1 Reactiesoorten naar aard van de uitwisseling

Naar aard van wat er wordt uitgewisseld onderscheidt men bij de chemische reacties:

- Ionenuitwisselingsreacties waarbij een slecht oplosbare vaste stof of gas ontstaat
- Protonenuitwisselingsreacties of zuur-base-reactie of neutralisatiereactie, een speciaal geval van ionenuitwisseling met als ion het proton (= H⁺-ion).
- Elektronenuitwisselingsreacties of redoxreactie.

Worden ionen uitgewisseld dan blijft het oxidatiegetal van de elementen ongewijzigd zoals blijkt uit onderstaand voorbeeld.



Bij de redoxreactie waarbij een uitwisseling van elektronen optreedt wordt het oxidatiegetal van sommige aanwezige elementen wel gewijzigd.



1.1 Ionenverbindingsreacties

1.1.1 Overzicht

Voegen we waterige oplossingen van twee elektrolyten AB en CD samen, dan brengen we 4 soorten ionen samen in eenzelfde reactievat: A⁺, B⁻, C⁺ en D⁻. De interacties die kunnen optreden zijn:

- * Er gebeurt niets tenzij een menging:



- * Tussen de tegengesteld geladen ionen treedt een nieuwe combinatie op zoals onder andere:



Men onderscheidt:

1 Neerslagreacties: De nieuwe combinatie is een stof die weinig oplost in water. We merken een troebeling die na een tijdje naar de bodem zakt, bezinkt, een neerslag vormt.



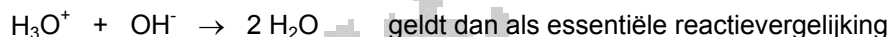
2 Gasontwikkelingsreacties: De nieuwe combinatie is een stof die weinig oplost in water. We merken gasbelletjes die uit de oplossing opstijgen.



H ₂ - waterstofgas - diwaterstof O ₂ - zuurstofgas - dizuurstof N ₂ - stikstofgas - distikstof Cl ₂ - chloorgas - dichloor	H ₂ S - (di)waterstofsulfide CO ₂ - koolstofdioxide - koolzuurgas NH ₃ - ammoniak SO ₂ - zwaveldioxide SO ₃ - zwaveltrioxide NO ₂ - stikstofdioxide
---	--

Stoffen, gasvormig bij kamertemperatuur.

3 Neutralisatiereacties: Bij het samenvoegen van een zuur ($pH < 7$) en een base ($pH > 7$) combineren de oxoniumionen (H_3O^+) van het zuur met de hydroxide-ionen (OH^-) van de base tot water. Er ontstaat een neutrale oplossing ($pH = 7$).

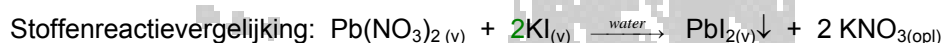
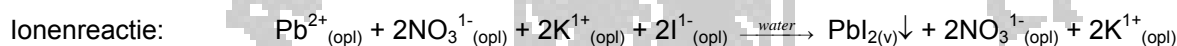
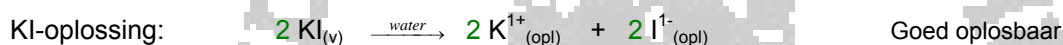
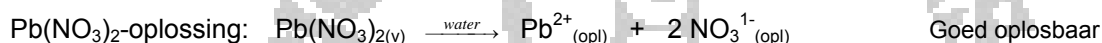


1.1.2 Voorbeelden

1 Neerslagreactie

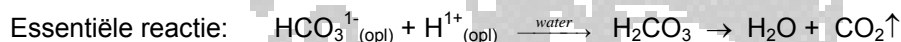
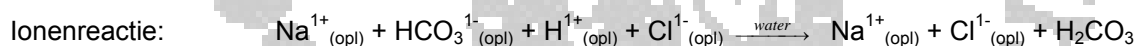
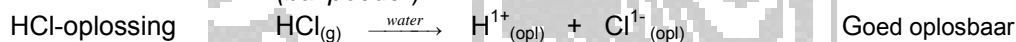
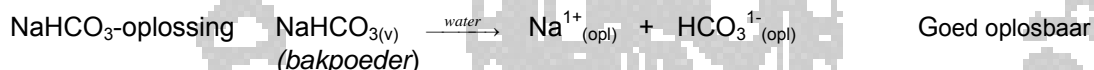
Voegt men aan een $Pb(NO_3)_2$ -oplossing enkele druppels KI-oplossing toe dan wordt een gele neerslag gevormd. Deze reactie kan worden benut voor het aantonen van Pb^{2+} -ionen in oplossing.

Via de gegevens in de oplosbaarheidstabel (zie hoofdstuk 2 – p.21) kan men afleiden dat:



2 Gasontwikkelingsreactie

Giet men HCl-oplossing op een laagje bakpoeder BICAR dan ontstaat koolstofdioxidegas.

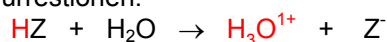


3 Zuur-base-reactie of neutralisatiereactie

De zuur-base-theorie van Arrhenius

Volgens Arrhenius zijn

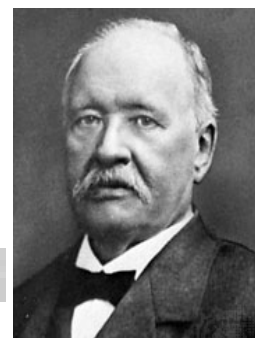
- **zuren** stoffen die in *waterige* oplossing *ioniseren* tot H_3O^{1+} -ionen en zuurrestionen:



- **basen** stoffen die in *waterige* oplossing *dissociëren* tot OH^{1-} -ionen en metaalionen:



Men zegt dat een zuur een *donor is van waterstofionen = protonen*.



S. Arrhenius (1859–1927)

De zuur-base-theorie van Arrhenius en de pH van een oplossing

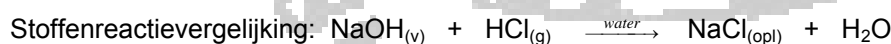
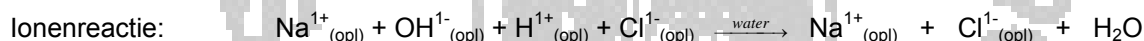
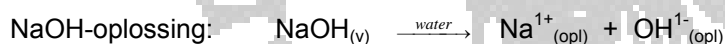
De hoeveelheid aan waterstofionen en/of hydroxide-ionen in oplossing geeft aan of een oplossing neutraal, zuur of basisch is. Men spreekt van:

- * **neutraal** indien *het aantal H^+ -ionen gelijk is aan het aantal OH^- -ionen = 10^{-7} mol/liter*
Zuiver water bevat weinig maar evenveel van beide ionsoorten en is dus neutraal. Een oplossing van een neutraal zout zoals NaCl (keukenzout) in water geeft eveneens een neutrale oplossing.
- * **zuur** indien *het aantal H^+ -ionen groter is dan het aantal OH^- -ionen, dus $> 10^{-7}$ mol/liter*. Dit gebeurt wanneer een zuur door *ionisatie* oplost in zuiver water. Voorbeelden zijn: een HCl-oplossing, een azijnzuuroplossing, citroensap, ...
- * **base** indien *het aantal H^+ -ionen kleiner is dan het aantal OH^- -ionen, dus $< 10^{-7}$ mol/liter*. Dit gebeurt wanneer een base door *dissociatie* oplost in zuiver water. Voorbeelden zijn: een KOH-oplossing, een zeepoplossing, een oplossing van bijtende soda, ...

sterk zuur	0 <-----	zwak zuur	neutraal	zwak basisch	-----> 14	sterk basisch
		$\text{conc}H^{1+} > 10^{-7}$ $\text{conc}OH^{1-} < 10^{-7}$	$\text{conc}H^{1+} = 10^{-7}$ $\text{conc}OH^{1-} = 10^{-7}$	$\text{conc}H^{1+} < 10^{-7}$ $\text{conc}OH^{1-} > 10^{-7}$		
Hoe lager de pH-waarde = zuurgraad, hoe zuurder de oplossing.						

Voorbeeld

Voegt men NaOH-oplossing toe aan een HCl-oplossing met concentratie 0,1 mol/liter in een bekersglas



1.2 Redoxreacties

1.2.1 Omschrijving

Een *reductie* is een chemisch proces waarbij het oxidatiegetal OG van een atoom in een verbinding *daalt* door het *opnemen van elektronen*. De stof die *gereduceerd wordt* noemt men de *oxidator OX* omdat ze de andere stof *doet oxideren*.

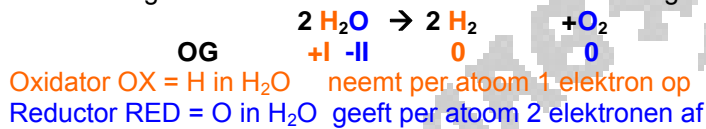
Een *oxidatie* is een chemisch proces waarbij het OG van een atoom in een verbinding *toeneemt* door het *afstaan van elektronen*. De stof die *geoxideerd wordt* noemt men de *reductor RED* omdat ze de andere stof *doet reduceren*.

Een reductie en een oxidatie doen zich steeds gelijktijdig voor. Men spreekt daarom van een reductie-oxidatie-reactie, kortweg van een *redoxreactie*.

1.2.2 Voorbeelden

1 *Splitsen van water = analysereactie*

Een samengestelde stof wordt ontbonden in enkelvoudige stoffen

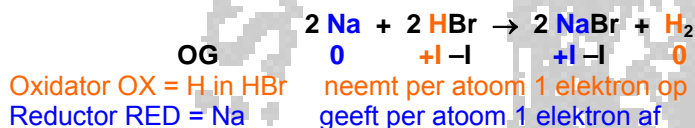


2 *Verbrandingsreactie van magnesiummetaal = synthesereactie*

Een samengestelde stof ontstaat uit enkelvoudige stoffen



3 *Verdringing van waterstof uit een zuur door een sterk metaal = substitutie*



Te onthouden:	
<p>Een oxidator = OX</p> <p><u>Wordt zelf gereduceerd</u></p> <p>Daalt in oxidatiegetal OG</p> <p>Neemt dus elektronen op</p> <p><u>Doet een ander atoom oxideren</u></p>	<p>Een reductor = RED</p> <p><u>Wordt zelf geoxideerd</u></p> <p>Stijgt in oxidatiegetal OG</p> <p>Geeft dus elektronen af</p> <p><u>Doet een ander atoom reduceren</u></p>

2 Reactiesoorten naar aard van de skeletverandering

Voor deze reacties worden uitsluitend voorbeelden gegeven uit de koolstofchemie.

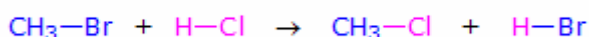
2.1 *Partiële wijziging van het substraat*

2.1.1 De substitutiereactie

Een atoom of atoomgroep, gebonden aan een **verzadigd** koolstofatoom, wordt vervangen door een ander atoom of atoomgroep. De verzadigingsgraad van het reagerende koolstofatoom verandert hierbij niet.



Voorbeeld: Vorming van monochloormethaan

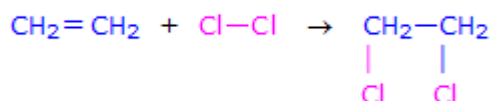


2.1.2 De additiereactie

Het aantal atomen in het substraat neemt toe omdat atomen of atoomgroepen aan **onverzadigde** koolstofatomen toegevoegd worden. Dit gaat gepaard met een verhoging van de verzadigingsgraad.



Voorbeeld: Vorming van 1,2-dichloorethaan door de chlorering van etheen

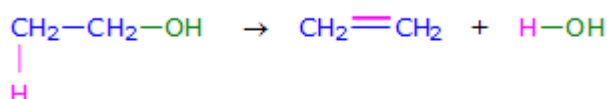


2.1.3 De elimatiereactie

Het aantal atomen in het substraat neemt af omdat atomen of atoomgroepen aan (on)verzadigde koolstofatomen onttrokken worden. Dit gaat gepaard met een verhoging van de onverzadigingsgraad.



Voorbeeld: Vorming van etheen door de eliminatie van water uit ethanol



2.1.4 De condensatiereactie

Twee moleculen combineren door afsplitsing van een kleine molecule, heel vaak water of ammoniak.



Voorbeeld: Vorming van een amide uit een carbonzuur en een amine



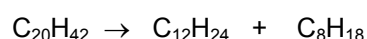
2.2 Drastische wijziging van het substraat

2.2.1 De degradatiereactie

De structuur van de substraatmolecule wordt onherkenbaar gewijzigd meestal door het breken van koolstof-koolstofbindingen.



Voorbeeld: het thermisch kraken van alkanen waarbij lagere alkenen, alkanen en/of H₂ ontstaan.



2.3 Aaneenschakeling van substraatdeeltjes = polymeervorming

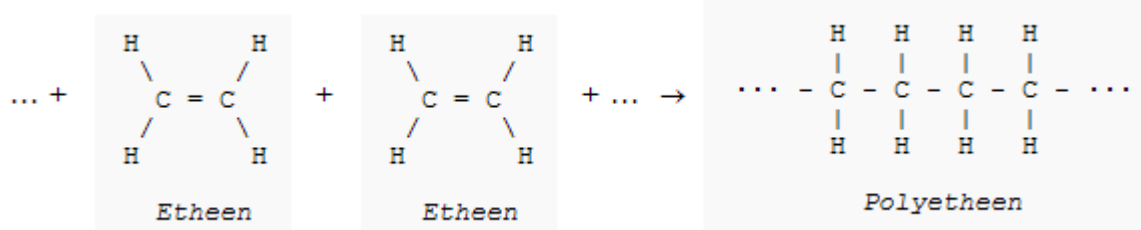
Tijdens deze reacties worden veel substraatdeeltjes (monomeren) aan elkaar geregen tot de vorming van macromoleculen (polymeren). De reactie verloopt ofwel radicalair, als een condensatie of als een additie. Men onderscheidt de:

2.3.1 Polymerisatie

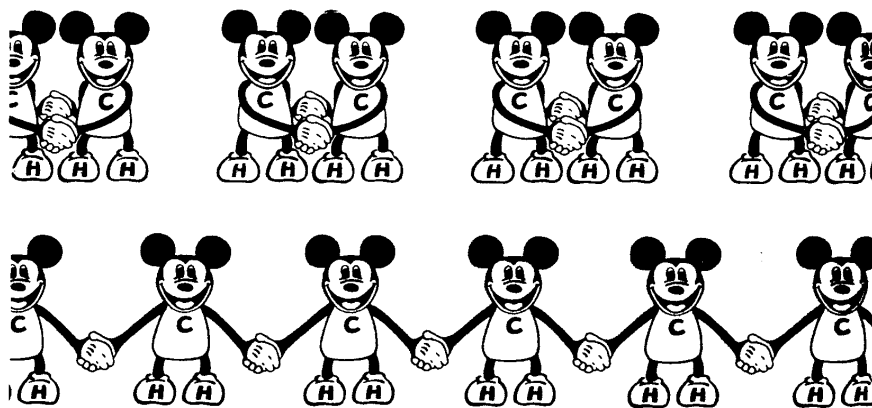
Polymeervorming door additie aan een dubbele binding



Voorbeeld: Productie van polyetheen (plastic)



Voorstelling:



2.3.2 Polycondensatie

Aaneenschakeling van monomeren onder afsplitsing van een klein molecuul, vaak water.



Voorbeeld: productie van polyethyleentereftalaat (PET)

2.3.3 Polyadditie

Reactie waarbij monomeren in hun geheel achter elkaar gekoppeld worden zoals kralen in een ketting



3 Reactiesoorten naar aard van het aanvallende deeltje

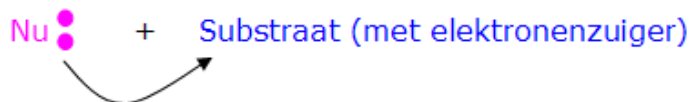
3.1 De radicalaire reactie

Het aanvallend reagens bezit een ongepaard elektron.



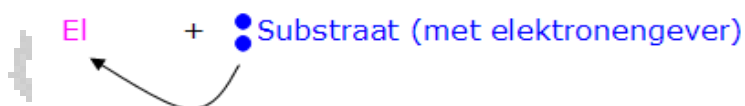
3.2 De nucleofiele reactie

Een nucleofiel (vriend van de nucleus = vriend van het positieve) of elektronenrijk reagens valt een elektronenarm substraat aan. Het nucleofiel deeltje (**Nu**) stelt elektronen ter beschikking. Het is een elektronenpaardonor (EPD). De aanwezigheid van elektronenzuigers in het substraat zal de reactie bevorderen.



3.3 De elektrofile reactie

Een elektrofiel (vriend van het elektron = vriend van het negatieve) of elektronenarm reagens valt een elektronenrijk substraat aan. Het elektrofiel deeltje (**EI**) neemt elektronen op. Het is een elektronenpaaracceptor (EPA). De aanwezigheid van elektronengevers in het substraat zal de reactie bevorderen.



Opmerking: Nucleofiele deeltjes reageren enkel met elektrofile en omgekeerd.

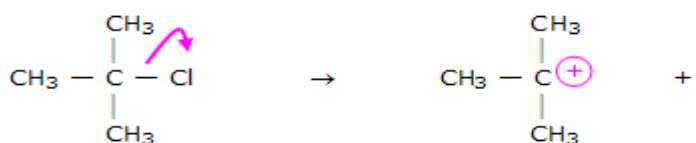
4 Reactiesoorten naar aard van de splitsing van de reagentia

4.1 Heterolytische of ionaire reactie

De covalente binding wordt verbroken zodat ionen ontstaan



Voorbeeld:

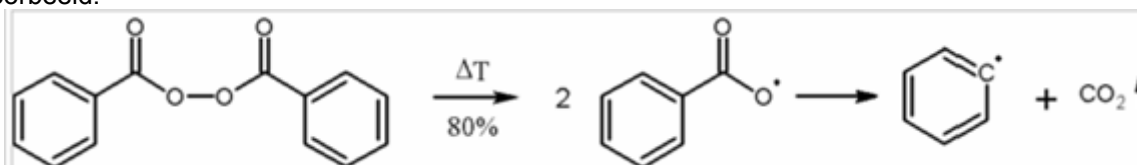


4.2 Homolytische of radicalaire reactie

De covalente binding wordt gebroken waarbij radicalen ontstaan.



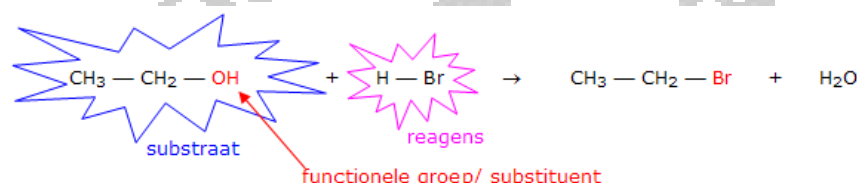
Voorbeeld:



5 Belangrijkste reacties in de organische chemie

5.1 Overzicht

In een chemische reactie tussen organische stoffen wordt de functionele groep van een molecule omgezet tot een andere functionele groep. De molecule waarvan de functionele groep verandert, wordt **substraat** genoemd, meestal het belangrijkste en ook het grootste deeltje in de reactie. Het andere, meestal kleinere deeltje dat het substraat aanvalt om de verandering te verwezenlijken, noemt men **reagens**. Het is zeer dikwijls een heel eenvoudige koolstofverbinding, maar kan ook een anorganische molecule zijn.



Substitutie	heterolytisch/ionair homolytisch/radicalair	$\left\{ \begin{array}{l} \text{nucleofiel } S_N \\ \text{elektrofiel } S_E \end{array} \right.$
Additie	heterolytisch/ionair homolytisch/radicalair	$\left\{ \begin{array}{l} \text{nucleofiel } A_N \\ \text{elektrofiel } A_E \end{array} \right.$
Eliminatie	altijd nucleofiel E	

5.2 Reactiviteit van het substraat

Substituenten op een koolstofketen kunnen twee effecten uitoefenen, nl. een inductief effect (I) en een mesomeer effect (M). Beide effecten bepalen de reactiviteit van het substraat.

Het **inductief effect** (*induceren = opwekken, inductie = beïnvloeding door nabijheid*) is een verandering in elektronendichtheid in de σ -binding van een verzadigde koolstofketen als gevolg van de verandering van het verschil in EN-waarde wanneer een H-atoom op de koolstofketen vervangen wordt door een substituent. Het inductief effect uitgeoefend door een substituent hangt af van zijn EN-waarde t.o.v. de EN-waarde van het H-atoom.

Is de substituent meer elektronegatief dan waterstof dan heeft de substituent een negatief inductief effect (-I) op het koolstofatoom. De elektronen gemeenschappelijk tussen het koolstofatoom en de substituent worden naar de substituent togetrokken waardoor het koolstofatoom een partieel positieve lading krijgt. Zulk een substituent op het koolstofatoom is een 'elektronenzuiger'.



Is de substituent minder elektronegatief dan waterstof dan heeft de substituent een positief inductief effect (+I) op het koolstofatoom. De elektronen gemeenschappelijk tussen het koolstofatoom en de substituent worden naar het koolstofatoom toetrokken waardoor het koolstofatoom een partieel negatieve lading krijgt. De substituent met een positief inductief effect op het koolstofatoom is een 'elektronenduwer'.

Voorbeeld: Vergelijk:



Het inductief effect van een aantal substituenten is weergegeven in onderstaande tabel.

Negatief inductief effect (-I) ($EN_{\text{substituent}} > EN_{\text{H}}$)	REFERENTIE	Positief inductief effect (+I) ($EN_{\text{substituent}} < EN_{\text{H}}$)
-F; -Cl; -Br; -I -OH; -OR -NH ₂ ; -NHR	H	-CH ₃ ; -C ₂ H ₅ ; ...

Belangrijk is dat het effect zich uitbreidt over de molecule en afneemt in sterkte als de afstand tot de substituent toeneemt.

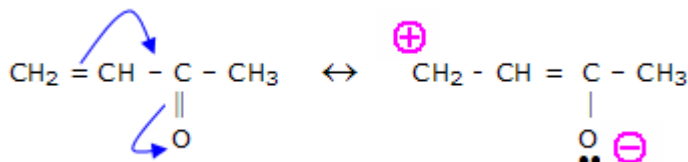
Het negatief inductief effect stijgt in de reeks I < Br < Cl < F

Het positief inductief effect stijgt in de reeks H- < CH₃- < CH₃-CH₂- < CH₃-CH₂-CH₂-

Het **mesomeer effect** (*mesos = tussen, in het midden*) is een verandering in elektronenspreiding als gevolg van een verplaatsing van π -elektronen bij geconjugeerde dubbele bindingen door de aanwezigheid van een substituent. Het mesomeer effect kan zich uitbreiden en verzwakt niet met de afstand. Met geconjugeerde dubbele bindingen wordt bedoeld dat dubbele en enkelvoudige bindingen beurtelings elkaar afwisselen. Vanwege de geconjugeerde structuur zijn de elektronen niet meer gebonden aan een bepaalde atoombinding. Ze krijgen de vrijheid om over de gehele keten te 'reizen'.

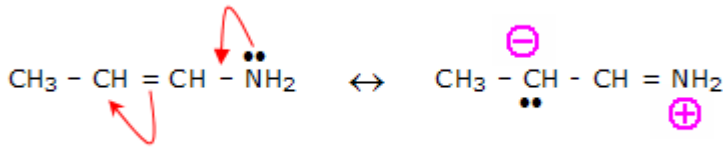
Is de substituent een dubbel gebonden elektronegatief atoom dan heeft de substituent een negatief mesomeer effect (-M). Het gemeenschappelijke elektronenpaar van de π -binding zal naar het elektronegatief atoom van de substituent verschuiven. Hierdoor krijgt het gebonden koolstofatoom een partieel positieve lading die via het geconjugeerde systeem de π -elektronen van de C=C-binding aantrekt. Aldus wordt de partieel positieve lading doorgegeven.

Voorbeeld:



Bezit de substituent een vrij elektronenpaar dan heeft de substituent een positief mesomeer effect (+M). Het vrij elektronenpaar kan wegschuiven van de substituent en gemeenschappelijk gesteld worden met het koolstofatoom waarop de substituent gebonden is. Hierdoor krijgt het gebonden koolstofatoom een partieel negatieve lading die via het geconjugeerde systeem kan worden doorgegeven.

Voorbeeld:



Het mesomeer effect van verschillende substituenten is weergegeven in onderstaande tabel.

Negatief mesomeer effect (-M)	Positief mesomeer effect (+M)
-NO ₂ ; -COR; CN; -SO ₃ H	-OH; -NH ₂ ; -OR; -NHR
	-F; -Cl; -Br; -I

5.3 Substitutiereacties

5.3.1 Nucleofiele substituties

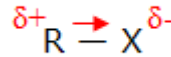
Voorwaarden

Het *reagens* is een elektronenrijk deeltje = nucleofiel deeltje = elektronendonor.

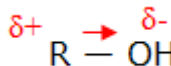
Het *substraat* is een elektronenarm (δ^+) koolstofatoom d.w.z. op het koolstofatoom is een elektronenzuiger (= sterk elektronegatief deeltje) aanwezig dat door een negatief inductief effect een partieel positieve lading op het koolstofatoom veroorzaakt.

Voorbeelden:

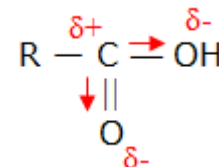
halogeenalkanen



alcoholen



carbonszuren



Het nucleofiele reagens valt een elektronenarm (δ^+) koolstofatoom op het substraat aan en vervangt aldus een ander elektronegatief deeltje (δ^-).

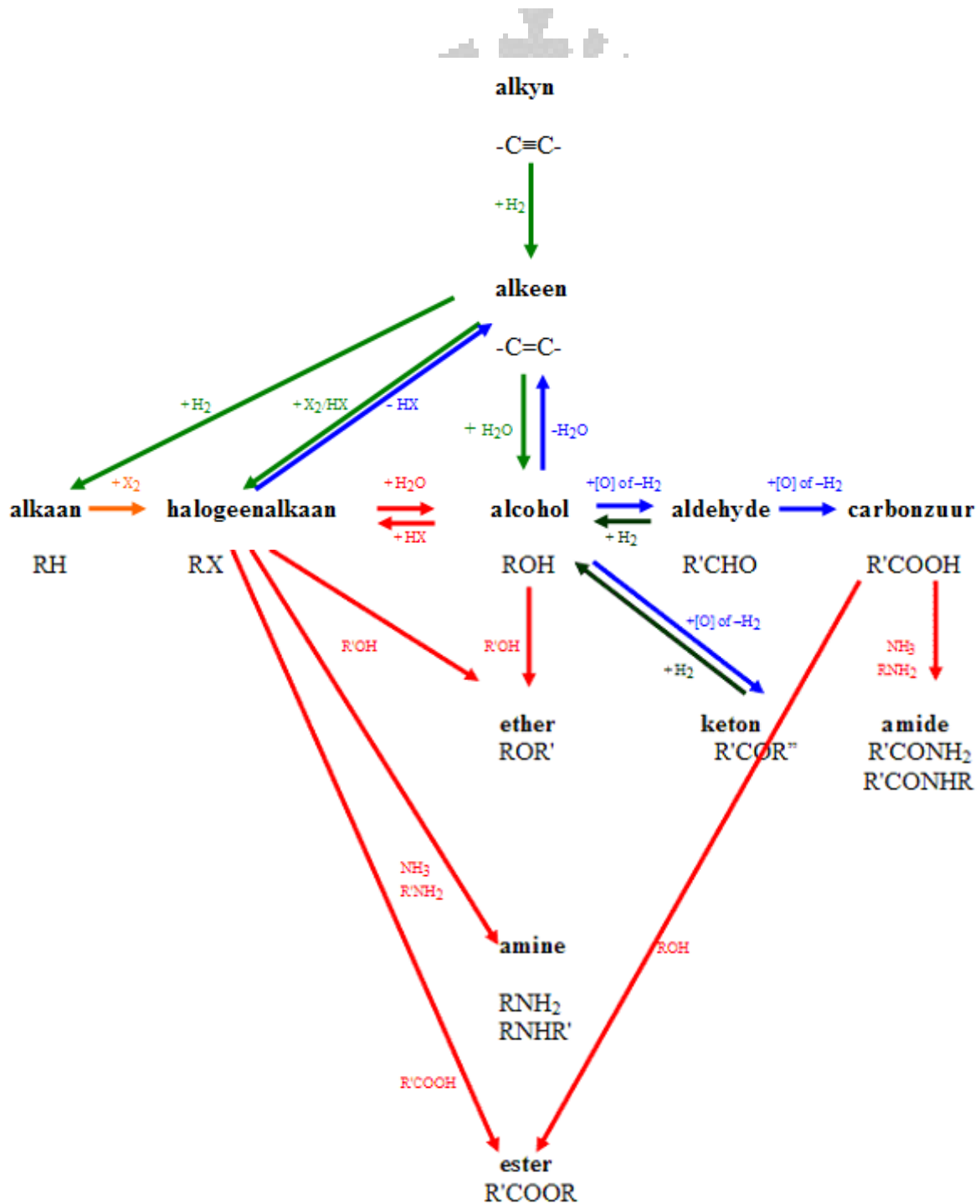
1 Bij halogeenalkanen

Vermits de halogenen sterk elektronegatief zijn verschuift het bindend elektronenpaar tussen het koolstof- en halogeenaatoom naar het halogeenaatoom met polarisatie van de binding tot gevolg. Op het koolstofatoom ontstaat een elektronenarme plaats waarop gemakkelijk een nucleofiel deeltje kan aanvallen. Door nucleofiele substitutie wordt het X-atoom vervangen door een nucleofiel deeltje.

Aldus worden gevormd:

- een alcohol door de reactie met H-OH
- een alkoxyalkaan (ether) door de reactie met RO-H
- een amine door de reactie met NH₂-H
- een ester door de reactie met R'COO-H

Synthesewegen in de koolstofchemie: elementair syntheseschema



- = Nucleofiele substituties
- = Homolytische substituties
- = Elektrofiële addities
- = Nucleofiele addities
- = Eliminaties (nucleofiel)

2 Bij alcoholen

Omdat een alcohol de sterk elektronegatieve OH-groep bevat wordt het koolstofatoom waarop de OH-groep zich bevindt, gepositieerd en vatbaar voor nucleofiele substitutie. De nucleofiele substitutiereactie is hier slechts mogelijk in sterk zuur midden. Er wordt dan water gevormd dat een betere vluchtgroep is dan het sterk basische en sterk nucleofiele OH^{-} -ion. Het gevormde alkyloniumion is een zeer sterk zuur en sterk elektrofiel waardoor het vlot reageert met nucleofiele reagentia.

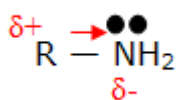
- Vorming van een halogeenaalkaan door de reactie met H-X
- Vorming van een alkoxyaalkaan (ether) door de reactie met R'O-H

3 Bij carbozuren

Omdat het koolstofatoom van de carboxylgroep (CO) sterk gepositieerd is door de ladingsverschuiving naar het dubbelgebonden zuurstofatoom zal in sterk zuur midden een carbokation ontstaan waarop een nucleofiel reagens kan aanvallen.

- Vorming van een alkanoaat (ester) door de reactie met RO-H
- Vorming van een amide door de reactie met $\text{NH}_2\text{-H}$ of RNH-H

4 Met aminen



Het vrije elektronenpaar op het stikstofatoom verklaart waarom het stikstofatoom eerder een proton gaat opnemen dan dat het het naburig koolstofatoom gaat positiveren. Aminen gedragen zich bijgevolg als een zwak nucleofiel reagens. De C-N binding wordt zelden gebroken. De NH_2 -groep is een zwakke vluchtgroep, zelfs in zuur midden. Aminen kunnen dus niet als substraat reageren in nucleofiele substituties maar wel als reagens (zie hoger).

- Vorming van primaire, secundaire, tertiaire aminen en quaternaire ammoniumzouten door de reactie van respectievelijk ammoniakgas, primaire, secundaire en tertiaire aminen met halogeenaalkanen (zie hoger).
- Vorming van amiden door de reactie met carbozuren (zie hoger)

5.3.2 Elektrofiële substituties

Voorwaarden:

Het **reagens** is een elektronenarm deeltje = elektrofiel deeltje = elektronenacceptor

Het **substraat** is een elektronenrijk (δ^-) koolstofatoom d.w.z. op het koolstofatoom is een elektronendonor (= elektropositief deeltje) aanwezig dat door een positief mesomeer effect of een positief inductief effect een partieel negatieve lading op het koolstofatoom veroorzaakt.

Het elektrofiële reagens valt een elektronenrijk (δ^-) koolstofatoom op het substraat aan en vervangt aldus een ander elektropositief deeltje (δ^+).

Voorbeeld:

Reacties van **benzeen** met een elektrofiel deeltje.

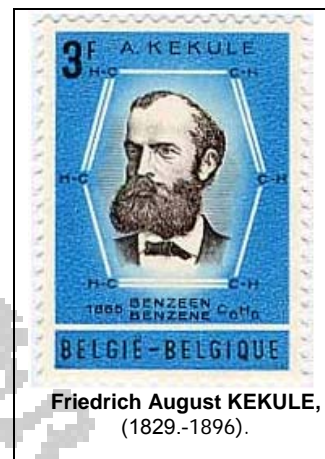
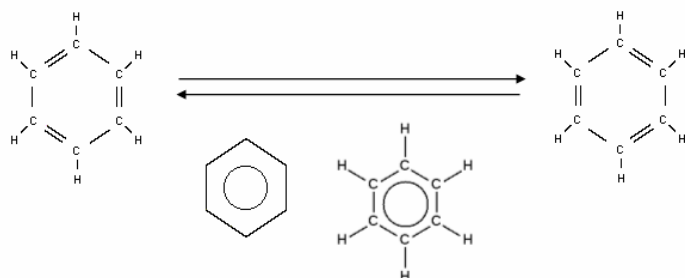
1 Structuur en reactiviteit van benzeen

Benzeen is een aromatische verbinding, een carbocyclische zesring met afwisselend enkele en dubbele bindingen.

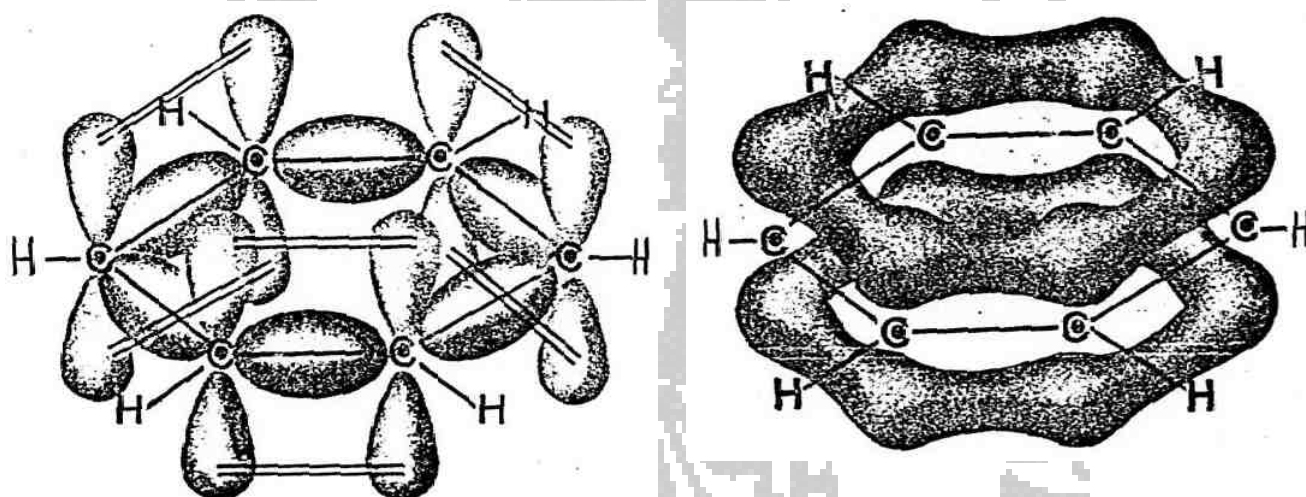
Omwille van de aanwezigheid van drie π -bindingen zou men vooral additiereacties verwachten. Uit onderzoek blijkt echter dat:

- benzeen substitutiereacties ondergaat en geen additiereacties
- de bindingslengte tussen alle koolstofatomen even groot is nl. 0,140 nm
- de vastgestelde bindingslengte tussen die van een enkelvoudige en dubbele binding ligt met als respectievelijke waarde 0,154 nm en 0,134 nm.

In 1865 stelde de Duitse onderzoeker **Kékulé** daarom een structuur voor waarbij noch enkele, noch dubbele bindingen aanwezig zijn. Hij formuleerde een intermediaire structuur tussen twee grensstructuren in. De elektronen zijn meer verspreid dan in elk van deze grensstructuren weergegeven wordt.



In de benzeenmolecule treedt dus een delocalisatie van de elektronen in de 3 π -bindingen op waardoor deze één molecuulorbitaal vormen in plaats van drie. Deze structuur verklaart de grote stabiliteit van benzeen.



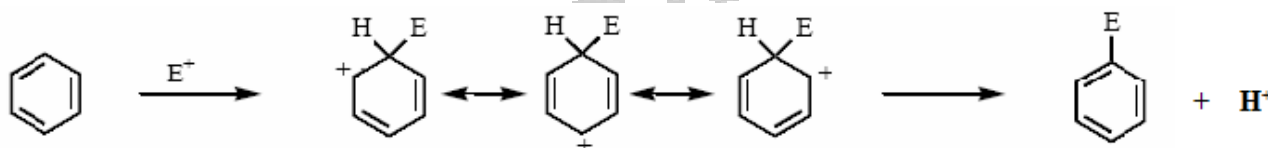
Kunnen voor éénzelfde deeltje verschillende Lewisvoorstellungen geschreven worden dan spreekt men van **mesomerie**. De werkelijke structuur, resonantiestructuur, ligt tussenin twee grensstructuren. Dit verschijnsel geeft extra stabiliteit aan de molecule en verklaart tevens de geringe reactiviteit van benzeen voor additiereacties. Elektrofiële substitutiereacties waarbij H-atomen vervangen worden door positieve deeltjes zullen wel vlot verlopen.

2 Elektrofiële substitutie bij **benzeen**

Meestal dient het reagens eerst nog omgezet te worden tot een elektrofiel deeltje. Dit gebeurt met behulp van een katalysator. De elektrofiële substitutie gebeurt in twee stappen:

- 1 het elektrofiel deeltje bindt zich op de benzeenring (= trage reactiestap)
- 2 het proton wordt van de benzeenring verwijderd (= snelle reactiestap)

Algemeen:



5.3.3 Homolytische/radicalaire substituties

Voorwaarden

Het *reagens* is een halogeen.

Het *substraat* is een alkaan.

- De halogenering van *alkanen*:

Onder invloed van warmte of licht reageren alkanen met halogenen tot halogeenalkanen en het overeenkomstige waterstofhalogenide (zuur).

5.4 Additiereacties

5.4.1 Elektrofiele additiereacties

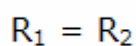
Voorwaarden:

Het *reagens* is een elektronenarm deeltje = elektrofiel deeltje = elektronenacceptor.

Het *substraat* is een onverzadigde organische verbinding met een elektronenrijk (δ^-) koolstofatoom = stoffen met één of meer zwakke elektronenrijke π -bindingen.

Voorbeeld:

alkenen



alkynen



Een elektrofiel deeltje valt een meervoudig gebonden koolstofatoom aan waardoor de onverzadigde verbinding omgezet wordt tot een verzadigde verbinding.

Een elektrofiel additie gebeurt volgens de **regel van Markownikov**:

Het elektrofiel H-deeltje komt op het meervoudig gebonden C-atoom dat de meeste H-atomen draagt. Draagt elk meervoudig gebonden C-atomen evenveel H-atomen, dan komt het elektrofiel H-deeltje terecht op het C-atoom waaraan de kortste keten hangt.

- Vorming van een alkaan door additie van H_2 aan een alkeen of een alkyn
- Vorming van halogeenalkanen door additie van HX of X_2 aan een alkeen
- Vorming van alcoholen door additie van H_2O of $H-OH$ aan een alkeen

5.4.2 Nucleofiele addities

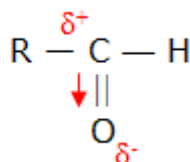
Voorwaarden:

Het *reagens* is een elektronenrijk deeltje = nucleofiel deeltje = elektronendonor.

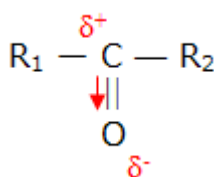
Het *substraat* is een onverzadigde organische verbinding met een elektronenarm (δ^+) koolstofatoom.

Voorbeeld

aldehyden / alkanalen



ketonen / alkanonen



De gepolariseerde carbonylgroep (CO) doet een elektronenarme koolstofatoom ontstaan waarop nucleofiele deeltjes gemakkelijk aanvallen. Bovendien is de aanwezige π -binding zwak en vatbaar voor additie.

- Vorming van een alkanol (alcohol) door additie van **waterstofgas**. De reactie is ook te beschouwen als een reductie. Uit een **aldehyde** ontstaat het overeenkomstig primair alcohol; uit het **keton** het overeenkomstig secundair alcohol.

5.5 Eliminatiereacties

Bij een eliminatiereactie wordt een aantal atomen aan het substraat onttrokken waardoor het substraat meer onverzadigd wordt. Het aanvallend deeltje is steeds een nucleofiel deeltje.

5.5.1 Bij halogeenalkanen

- vorming van alkenen met nucleofiele reagentia

5.5.2 Bij alcoholen

- Eliminatie van water = dehydratatie: vorming van alkenen

Door eliminatie van water bij hoge temperatuur en in aanwezigheid van de hygroscopische stof zwavelzuur als katalysator ontstaan alkenen. Deze **dehydratatie** gebeurt door afsplitsing van de OH-groep en een H-atoom op het naburig koolstofatoom.

- Eliminatie van diwaterstof = dehydrogenatie

Door eliminatie van diwaterstof in aanwezigheid van oxidatoren als CuO, $K_2Cr_2O_7$, $KMnO_4$ of O_2 worden aldehyden en ketonen gevormd. Deze **dehydrogenatie** gebeurt door afsplitsing van het H-atoom van de OH-groep en van een H-atoom op het koolstofatoom dat de alcoholgroep draagt.

Deze reacties zijn op te vatten als een **oxidatie** van het alcohol door een oxidator. Afhankelijk van de aard van het alcohol en de sterkte van de oxidator kunnen verschillende reactieproducten ontstaan. Bij een primair alcohol ontstaat een aldehyde, bij een secundair alcohol een keton en een tertiair ondergaat geen reactie.

5.6 Degradatiereacties

Hierbij worden lange ketens/grote moleculen afgebroken tot korte ketens/kleine moleculen.

- Kraken van alkanen

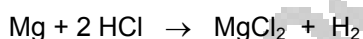
- Verbrandingsreacties. Bij onvoldoende zuurstof ontstaat het giftige CO. Bij extreem weinig zuurstof ontstaat C (= roet). Halogeenalkanen en carbonzuren ondergaan deze degradatiereactie niet.

Hoofdstuk 6: Chemische evenwichten

1 Aflopende, omkeerbare en evenwichtsreacties

1.1 Definitie en kenmerken

Een aantal chemische reacties zijn **aflopend**. Dit wil zeggen dat de reactie doorgaat tot één of alle reagentia volledig opgebruikt zijn. Zulke reacties stellen we voor met een **enkele pijl**.



Voor vele reacties geldt dit eenvoudige verloop niet. De deeltjes van een stof zijn voortdurend in beweging, met als gevolg dat ze onderling tegen elkaar botsen. Als de botsingen effectief zijn dan vindt een chemische reactie plaats en worden nieuwe stoffen gevormd.

De deeltjes die na de reactie gevormd worden (de reactieproducten) kunnen ook botsen. De mogelijkheid bestaat dat deze deeltjes opnieuw reageren en dat de oorspronkelijke deeltjes opnieuw ontstaan. Volgend experiment bewijst dat dit inderdaad gebeurt.

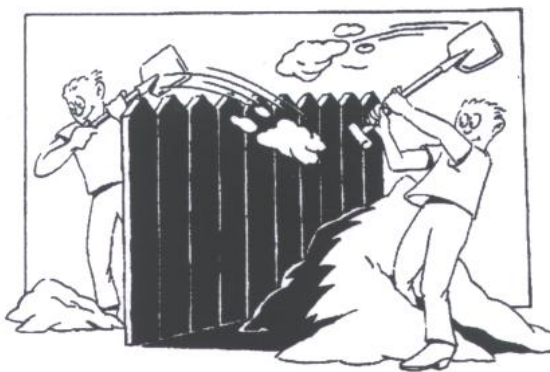
Een oplossing van NH_3 -gas in water kleurt fenolftaleïne fuchsia. Hieruit volgt dat een hydroxide gevormd wordt.



Anderzijds geeft deze oplossing NH_3 -dampen vrij die een vochtig fenolftaleïnepapiertje fuchsia kleuren. Dit betekent:



We zeggen dat de beide reacties **omkeerbaar** zijn: ze kunnen zowel van links naar rechts verlopen als omgekeerd. Een omkeerbare reactie wordt aangeduid met een **dubbele pijl**:



Een reactiemengsel waarbij de heen- en terugreactie aan gelijke snelheid verlopen en waarbij men geen concentratieveranderingen meer kan opmerken heeft zijn evenwichtstoestand bereikt. In dat geval spreekt men van een beweeglijk of dynamisch **chemisch evenwicht**. Geen van beide reacties kent dan een volledig verloop. Is het chemisch evenwicht is bereikt, dan zijn alle reagentia en alle reactieproducten in het reactiemengsel aanwezig.

Aanwezig na de reactie/bij evenwicht	A	+	B	→	C	+	D
Aflopende reactie in stoichiometrische hoeveelheden					X		X
Aflopende reactie met overmaat B			X		X		X
Evenwichtsreactie met overmaat B	X		X		X		X
Evenwichtsreactie in stoichiometrische hoeveelheden	X		X		X		X

1.2 Wet van Le Chatelier - Van 't Hoff

Vermindert men de concentratie van één van de stoffen, dan verloopt de reactie zo dat de betrokken stof weer wordt bijgemaakt.

Vermeerdert men de concentratie van één van de stoffen, dan verloopt de reactie zo dat de betrokken stof wordt opgebruikt.

Vermindert men het reactievolume (concentratievermeerdering) dan loopt de reactie zo dat de concentratie weer afneemt (kleinste aantal moleculen).

Vermeerdert men het reactievolume (concentratievermindering), dan loopt de reactie zo dat de concentratie weer toeneemt (grootste aantal moleculen).

Vermindert men de temperatuur, dan loopt de reactie zo dat er meer warmte vrijkomt (naar de exotherme kant).

Vermeerdert men de temperatuur, dan loopt de reactie zo dat er meer warmte opgenomen wordt (naar de endotherme kant).

Kortweg:

Een invloed verschuift het evenwicht zodanig dat hij wordt tegengewerkt. Omdat de reactie tracht te ontsnappen aan de uitgeoefende invloed wordt deze wet ook het principe van de kleinste dwang of het chemisch traagheidsbeginsel genoemd.



Le Chatelier



Van 't Hoff

1.3 Homogeen evenwicht en evenwichtsconstante

Een reactiemengsel in evenwicht bevindt zich in een toestand van niet-veranderende eigenschappen. Dit wil zeggen dat de concentraties van zowel reagentia als van reactieproducten constant blijven zodra de chemische evenwichtstoestand bereikt wordt. Deze toestand is deels het resultaat van gelijk geworden reactiesnelheden voor de heen- en terugreactie, die in een gesloten systeem omkeerbaar en onvolledig verlopen. Het continu en gelijktijdig optreden van de heen- en terugkerende reactie leidt tot een dynamisch evenwicht waarbij de aanwezige stoffen een bepaalde concentratie bereiken en behouden zolang de reactieomstandigheden niet gewijzigd worden: de evenwichtsconcentratie.

Voor de algemene reactie



geldt dan bij evenwicht volgende evenwichtsconstante K_c

$$K_c = \frac{[C]_e^c [D]_e^d [\dots]_e^{\dots}}{[A]_e^a [B]_e^b [\dots]_e^{\dots}}$$

$[..]_e$ = de molaire concentratie op het ogenblik van het evenwicht

K_c duidt erop dat in de breuk enkel concentraties worden beschouwd

Daar een evenwichtsreactie ook omgekeerd kan geschreven worden geldt dat de evenwichtsconstante van de omgekeerde reactie $K'_c = 1/K_c$. Merk op dat de eenheid van de evenwichtsconstante kan verschillen van reactie tot reactie.

1.4 Evenwichtsconstante en ligging van het evenwicht

De grootte van de evenwichtsconstante K_c geeft de ligging van het evenwichtsstelsel aan. De waarde van K_c interpreteren is niet altijd eenvoudig, omdat de uitdrukking van de evenwichtsconstante van de ene reactie tot de andere verschilt.

Algemeen kunnen we stellen:

- K_c is een positief getal (niet gelijk aan 0)
- een *grote* K_c -waarde betekent dat het *evenwicht meer naar rechts* gelegen is wat praktisch neerkomt op een grote omzetting van links naar rechts en een geringe omzetting van rechts naar links. De reactiepijlen worden dan als volgt getekend: \rightleftharpoons
- een *kleine* K_c -waarde betekent dat het *evenwicht meer naar links* gelegen is wat praktisch neerkomt op een geringe omzetting van links naar rechts en een grote omzetting van rechts naar links. De reactiepijlen worden dan als volgt getekend: \rightleftharpoons
- wanneer K_c *erg groot of heel klein* is vindt een *schijnbaar aflopende reactie of spontaan proces* plaats, respectievelijk naar rechts of naar links en aangegeven met \rightarrow of \leftarrow

Op basis van een diepgaande studie van energetische aspecten van een chemische reactie geldt bij $T = 298 \text{ K}$ volgend overzicht:

$K_c > 10^3$	aflopende reactie	$\alpha \approx 1$
$10^3 > K_c > 10^{-3}$	onvolledige reactie, evenwichtsreactie	$0 < \alpha < 1$
$K_c < 10^{-3}$	nagenoeg geen reactie	$\alpha \approx 0$

1.5 Omzettingsgraad α

De ligging van het chemisch evenwicht wordt niet enkel aangegeven in concentraties van alle stoffen maar eveneens in procenten, in fracties van 1 of in de **omzettingsgraad α** .

$$\alpha = \frac{\text{werkelijke hoeveelheid}}{\text{theoretische hoeveelheid}} = \frac{\text{aantal mol weggereageerd/gevormd bij evenwicht}}{\text{aantal mol weggereageerd/gevormd indien aflopende reactie}}$$

Afhankelijk van de reactiesoort spreekt men in plaats van omzettingsgraad eveneens van ionisatiegraad bij een ionisatiereactie, van dissociatiegraad bij een dissociatiereactie, van hydrolysegraad bij een hydrolysereactie, ...

Bij een aflopende reactie verdwijnen de reagentia volledig uit het reactiemengsel indien ze in stoichiometrische hoeveelheden aanwezig waren. Bij niet-stoichiometrische verhoudingen reageert enkel het limiterend reagens volledig weg en is er een overmaat aan de andere reagerende stof(fen). De omzettingsgraad van dergelijke reacties is volledig en wordt gelijkgesteld aan $1 = 100\%$.

Een evenwichtsreactie verloopt nooit volledig. Het beperkend reagens reageert nooit 100% weg. De omzettingsgraad van een evenwichtsreactie ligt dus tussen 0 en 1 of tussen 0% en 100% ($0,94 = 94\%$). Voor eenzelfde evenwichtsreactie kan α sterk variëren bij wijziging van parameters als concentratie, temperatuur en druk. Denk aan de factoren die de ligging van het chemisch evenwicht verstoren (Wet van Le Chatelier – Van 't Hoff).

2 Zuur-base-evenwichten

2.1 Zuur-base-theorie van Brönsted-Lowry

De zuur-base-theorie van Arrhenius (zie vroeger hoofdstuk) verklaart zeer bevredigend tal van chemische reacties waaronder de neutralisatiereactie: wordt een equivalente hoeveelheid zuur toegevoegd aan een base, dan ontstaat enerzijds water uit de combinatie tussen de H^{1+} -ionen en de OH^{1-} -ionen en anderzijds een zout.

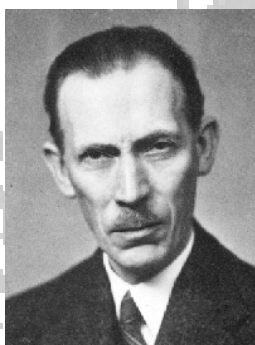
Voor andere zuur-base-reacties geeft deze theorie geen afdoende verklaring.

- Zuren en basen worden gedefinieerd in functie van hun ionvorming in water en niet voor andere solventen.
- Tal van N-verbindingen zoals NH_3 en organische N-verbindingen bezitten ook basische eigenschappen al is geen OH^{1-} aanwezig.
- Oplossingen van bepaalde zouten in water hebben een zuur of basisch karakter al bezitten zouten geen H^{1+} - of OH^{1-} -ionen.

Onafhankelijk van elkaar formuleerden Brönsted en Lowry in 1923 een zuur-base-theorie die universeler is dan de Arrheniustheorie. Ze is vooral interessanter voor de beschrijving van de ionisatie-evenwichten van zwakke zuren en basen en voor de zuur-base-reacties die niet in waterig midden plaatsvinden.

Volgens Brönsted en Lowry is

- een *zuur* elk deeltje dat in staat is om een *proton af te staan* aan een base, dus een **protondonor**.
- een *base* elk deeltje dat in staat is om een *proton op te nemen* van een zuur, dus een **protonacceptor**. Zulk een base bevat steeds een vrij elektronenpaar.



J. Brönsted



T. Lowry

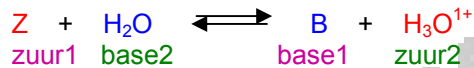
zuurreactie	basereactie
$HCl + H_2O \rightleftharpoons H_3O^{1+} + Cl^{1-}$	$NH_3 + H_2O \rightleftharpoons NH_4^{1+} + OH^{1-}$
$H_2PO_4^{1-} + H_2O \rightleftharpoons H_3O^{1+} + HPO_4^{2-}$	$H_2PO_4^{1-} + H_2O \rightleftharpoons H_3PO_4 + OH^{1-}$
$H_2O + H_2O \rightleftharpoons H_3O^{1+} + OH^{1-}$	$H_2O + H_2O \rightleftharpoons H_3O^{1+} + OH^{1-}$

Een **zuur** dat een proton heeft afgestaan, wordt omgezet in zijn **geconjugeerde base**.
Een **base** die een proton heeft opgenomen, wordt omgezet in zijn **geconjugeerd zuur**.

Het zuur, samen met zijn geconjugeerde base, of de base met zijn geconjugeerd zuur, noemt men een **zuur-base-koppel**. Merk op dat we hier te maken hebben met omkeerbare systemen.

2.2 Sterkte van zuren en basen

Voor de interactie van een zuur Z in water geldt volgende algemene vergelijking:

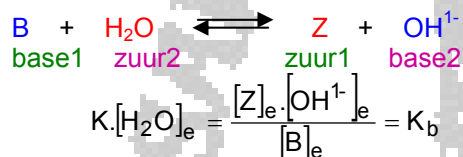


Vanuit de evenwichtsconstante voor deze reactie en omdat in elke verdunde oplossing de concentratie van het oplosmiddel als constant kan beschouwd worden, neemt men $[\text{H}_2\text{O}]_e$ in de evenwichtsconstante op en definieert men het product $K \cdot [\text{H}_2\text{O}]_e$ als **zuurconstante** K_z (zie tabel).

$$K \cdot [\text{H}_2\text{O}]_e = \frac{[\text{B}]_e \cdot [\text{H}_3\text{O}^{1+}]_e}{[\text{Z}]_e} = K_z$$

Naargelang K_z groter is, ligt het evenwicht van de reactie meer naar rechts wat betekent dat het zuur sterker is. De zuurconstante is dus een kwantitatieve maat voor de sterkte van het zuur.

Analoog definieert men voor de reactie van een base B in water de **baseconstante** K_b (zie tabel).



Om bepaalde berekeningen te vereenvoudigen wordt door de chemici de negatieve logaritme van de K-waarden gedefinieerd als pK (p =potentia, p ower, m acht).

$$pK_z = -\log K_z \quad \text{of} \quad K_z = 10^{-pK_z} \quad \text{en} \quad pK_b = -\log K_b \quad \text{of} \quad K_b = 10^{-pK_b}$$

Merk op dat voor eenzelfde zuur-base-koppel geldt:

$$K_z \cdot K_b = 10^{-14}$$

$$pK_z + pK_b = 14$$

2.3 Zuur-base-evenwichtsreacties

Volgens de Brønsted-Lowry theorie is een zuur-base-reactie een reactie waarbij een **protonoverdracht** plaatsvindt van het zuur naar de base. Een deeltje kan dus slechts als protondonor (zuur) optreden in aanwezigheid van een protonacceptor (base). Wanneer een deeltje zich gedraagt als protondonor (PD) en een ander als protonacceptor (PA) spreekt men van een **zuur-base-reactie**.

In een zuur-base-reactie komen dus steeds twee zuur-base-koppels voor.



Na de protolysereacties van zuren of basen met water komen nu de protolysereacties tussen zuren en basen in waterig midden aan bod waarbij het water zelf niet deelneemt aan de reactie. Het verloop van deze reacties kan voorspeld worden uit de kennis van de K_z - en K_b -waarden.

Voor deze algemene zuur-base-reactie $Z_1 + B_2 \rightleftharpoons B_1 + Z_2$ geldt als evenwichtsconstante:

$$K = \frac{[\text{B}_1]_e \cdot [\text{Z}_2]_e}{[\text{Z}_1]_e \cdot [\text{B}_2]_e} \quad \text{of na omzetting} \quad K = \frac{K_{z1} \cdot K_{b2}}{[\text{H}_3\text{O}^{1+}]_e \cdot [\text{OH}^{1-}]_e} = \frac{K_{z1} \cdot K_{b2}}{10^{-14}}$$

Zuur- en baseconstanten ten opzichte van water bij 298 K in mol/l

Base	K_b	pK_b	Zuur	K_z	pK_z
ClO_4^{1-}	10^{-23}	23	HClO_4	10^9	-9
I^{1-}	10^{-23}	23	HI	10^9	-9
Br^{1-}	10^{-20}	20	HBr	10^6	-6
Cl^{1-}	10^{-17}	17	HCl	10^3	-3
HSO_4^{1-}	10^{-17}	17	H_2SO_4	10^3	-3
NO_3^{1-}	10^{-16}	16	HNO_3	10^2	-2
ClO_3^{1-}	$1,26 \cdot 10^{-16}$	15,90	HClO_3	$7,94 \cdot 10^2$	-1,90
H_2O	$1,78 \cdot 10^{-16}$	15,75	H_3O^{1+}	55,6	-1,75
IO_3^{1-}	$5,88 \cdot 10^{-14}$	13,23	HIO_3	$1,70 \cdot 10^{-1}$	0,77
HOOC-COO^{1-}	$1,78 \cdot 10^{-13}$	12,73	HOOC-COOH	$5,35 \cdot 10^{-2}$	1,27
HSO_3^{1-}	$5,81 \cdot 10^{-13}$	12,24	H_2SO_3	$1,72 \cdot 10^{-2}$	1,76
$\text{H}_2\text{PO}_3^{1-}$	$6,33 \cdot 10^{-13}$	12,20	H_3PO_3	$1,58 \cdot 10^{-2}$	1,80
SO_4^{2-}	$8,33 \cdot 10^{-13}$	12,08	HSO_4^{1-}	$1,20 \cdot 10^{-2}$	1,92
ClO_2^{1-}	$1,00 \cdot 10^{-12}$	12,00	HClO_2	$1,00 \cdot 10^{-2}$	2,00
$\text{H}_2\text{PO}_4^{1-}$	$1,32 \cdot 10^{-12}$	11,88	H_3PO_4	$7,59 \cdot 10^{-3}$	2,12
$\text{Fe}(\text{OH})(\text{H}_2\text{O})_5^{2+}$	$1,58 \cdot 10^{-12}$	11,80	$\text{Fe}(\text{H}_2\text{O})_6^{3+}$	$6,31 \cdot 10^{-3}$	2,20
$\text{H}_2\text{C}_6\text{H}_5\text{O}_7^{1-}$	$1,26 \cdot 10^{-11}$	10,90	$\text{H}_3\text{C}_6\text{H}_5\text{O}_7$	$7,94 \cdot 10^{-4}$	3,10
citraat			citroenzuur		
F^{1-}	$1,39 \cdot 10^{-11}$	10,86	HF	$7,20 \cdot 10^{-4}$	3,14
NO_2^{1-}	$1,96 \cdot 10^{-11}$	10,71	HNO_2	$5,10 \cdot 10^{-4}$	3,29
HCOO^{1-}	$5,65 \cdot 10^{-11}$	10,25	HCOOH	$1,77 \cdot 10^{-4}$	3,75
$^{1-}\text{OOC-COO}^{1-}$	$1,56 \cdot 10^{-10}$	9,81	HOOC-COO^{1-}	$6,40 \cdot 10^{-4}$	4,19
$\text{C}_6\text{H}_5\text{COO}^{1-}$	$1,59 \cdot 10^{-10}$	9,80	$\text{C}_6\text{H}_5\text{-COOH}$	$6,30 \cdot 10^{-4}$	4,20
$\text{C}_6\text{H}_5\text{-NH}_2$	$5,01 \cdot 10^{-10}$	9,30	$\text{C}_6\text{H}_5\text{-NH}_3^{1+}$	$2,00 \cdot 10^{-5}$	4,70
$\text{CH}_3\text{-COO}^{1-}$	$5,71 \cdot 10^{-10}$	9,24	$\text{CH}_3\text{-COOH}$	$1,75 \cdot 10^{-5}$	4,76
$\text{C}_2\text{H}_5\text{-COO}^{1-}$	$7,76 \cdot 10^{-10}$	9,11	$\text{C}_2\text{H}_5\text{-COOH}$	$1,29 \cdot 10^{-5}$	4,89
$\text{Al}(\text{OH})(\text{H}_2\text{O})_5^{2+}$	$1,00 \cdot 10^{-9}$	9,00	$\text{Al}(\text{H}_2\text{O})_6^{3+}$	$1,00 \cdot 10^{-5}$	5,00
HPO_3^{2-}	$1,41 \cdot 10^{-8}$	7,85	$\text{H}_2\text{PO}_3^{1-}$	$7,08 \cdot 10^{-7}$	6,15
HCO_3^{1-}	$2,25 \cdot 10^{-8}$	7,65	H_2CO_3	$4,45 \cdot 10^{-7}$	6,35
SO_3^{2-}	$1,56 \cdot 10^{-7}$	6,81	HSO_3^{1-}	$6,43 \cdot 10^{-8}$	7,19
HPO_4^{2-}	$1,58 \cdot 10^{-7}$	6,80	$\text{H}_2\text{PO}_4^{1-}$	$6,34 \cdot 10^{-8}$	7,20
HS^{1-}	$1,74 \cdot 10^{-7}$	6,76	H_2S	$5,75 \cdot 10^{-8}$	7,24
ClO^{1-}	$3,47 \cdot 10^{-7}$	6,46	HClO	$2,88 \cdot 10^{-8}$	7,54
NH_3	$1,76 \cdot 10^{-5}$	4,75	NH_4^{1+}	$5,68 \cdot 10^{-10}$	9,25
CN^{1-}	$2,00 \cdot 10^{-5}$	4,70	HCN	$5,00 \cdot 10^{-10}$	9,30
$[\text{Zn}(\text{OH})(\text{H}_2\text{O})_5]^{1+}$	$5,00 \cdot 10^{-5}$	4,30	$[\text{Zn}(\text{H}_2\text{O})_6]^{2+}$	$2,00 \cdot 10^{-10}$	9,70
$\text{C}_6\text{H}_5\text{-O}^{1-}$	$1,00 \cdot 10^{-4}$	4,00	$\text{C}_6\text{H}_5\text{-OH}$	$1,00 \cdot 10^{-10}$	10,00
CO_3^{2-}	$2,00 \cdot 10^{-4}$	3,70	HCO_3^{1-}	$5,00 \cdot 10^{-11}$	10,30
IO^{1-}	$4,36 \cdot 10^{-4}$	3,36	HIO	$2,30 \cdot 10^{-11}$	10,64
$[\text{Mg}(\text{OH})(\text{H}_2\text{O})_{n-1}]^{1+}$	$3,16 \cdot 10^{-3}$	2,50	$[\text{Mg}(\text{H}_2\text{O})_n]^{2+}$	$3,16 \cdot 10^{-12}$	11,50
PO_4^{3-}	$2,38 \cdot 10^{-2}$	1,62	HPO_4^{2-}	$4,20 \cdot 10^{-13}$	12,38
$[\text{Ca}(\text{OH})(\text{H}_2\text{O})_{n-1}]^{1+}$	$4,00 \cdot 10^{-2}$	1,40	$[\text{Ca}(\text{H}_2\text{O})_n]^{2+}$	$2,50 \cdot 10^{-13}$	12,60
$[\text{Ba}(\text{OH})(\text{H}_2\text{O})_{n-1}]^{1+}$	$1,58 \cdot 10^{-1}$	0,80	$[\text{Ba}(\text{H}_2\text{O})_n]^{2+}$	$6,31 \cdot 10^{-14}$	13,20
$[\text{Li}(\text{OH})(\text{H}_2\text{O})_{n-1}]$	$6,31 \cdot 10^{-1}$	0,20	$[\text{Li}(\text{H}_2\text{O})_n]^{1+}$	$1,58 \cdot 10^{-14}$	13,80
S^{2-}	$8,33 \cdot 10^{-1}$	0,08	HS^{1-}	$1,10 \cdot 10^{-14}$	13,92
$[\text{Na}(\text{OH})(\text{H}_2\text{O})_{n-1}]$	$1,00 \cdot 10^1$	-1,00	$[\text{Na}(\text{H}_2\text{O})_n]^{1+}$	$1,00 \cdot 10^{-15}$	15,00
$\text{CH}_3\text{-O}^{1-}$	$3,16 \cdot 10^1$	-1,50	$\text{CH}_3\text{-OH}$	$3,16 \cdot 10^{-16}$	15,50
OH^{1-}	55,6	-1,75	H_2O	$1,78 \cdot 10^{-16}$	15,75
$\text{C}_2\text{H}_5\text{-O}^{1-}$	$7,94 \cdot 10^1$	-1,90	$\text{C}_2\text{H}_5\text{-OH}$	$1,26 \cdot 10^{-16}$	15,90
H^{1-}	$1,00 \cdot 10^{14}$	-14	H_2	$1,00 \cdot 10^{-28}$	28
O^{2-}	$1,00 \cdot 10^{15}$	-15	OH^{1-}	$1,00 \cdot 10^{-29}$	29
NH_2^{1-}	$1,00 \cdot 10^{21}$	-21	NH_3	$1,00 \cdot 10^{-35}$	35

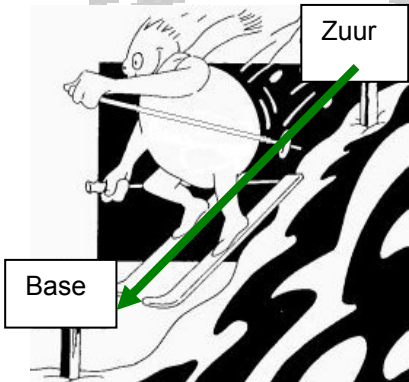
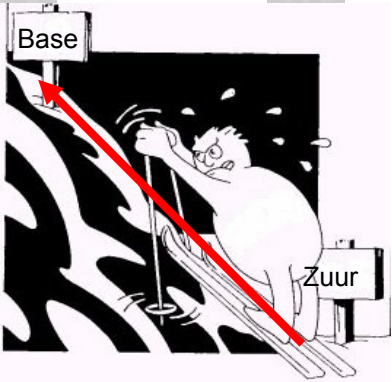
Gebruikmakend van de eerder vermelde criteria kunnen we besluiten dat:

1 $K > 10^3$ aflopende reactie	uiterst zwakke base	1	sterk zuur
2 $10^{-3} < K < 10^3$ onvolledige reactie evenwichtsreactie	zwakke base	2	zwak zuur
3 $K < 10^{-3}$ nagenoeg geen reactie	sterke base	3	uiterst zwak zuur

De zuur-base-reactie verloopt aflopend (spontaan) indien én zuur én base sterk zijn. Zijn én zuur én base uiterst zwak, dan is een spontane reactie onmogelijk. Bij reactie tussen een zwak zuur en een zwakke base stelt zich een evenwicht in.

Memotechnisch middel:

De skiër beweegt zich telkens van het zuur naar de base omdat het een zuur-base-reactie is.

<p>Spontane reactie mogelijk</p> 	<p>Spontane reactie onmogelijk</p> 
<p>Tussen een sterk zuur (rechtsboven in de tabel) en sterke base (linksonder in de tabel) daalt de skiër vanzelf of gaat de reactie spontaan door. De dalende pijl verwijst naar spontaan, de groene kleur naar de kleur van het verkeerslicht waarbij het verkeer verder rijdt.</p>	<p>Tussen een zwak zuur (rechtsonder in de tabel) en zwakke base (linksboven in de tabel) stijgt de skiër niet vanzelf of gaat de reactie niet spontaan door. De stijgende pijl verwijst naar onmogelijk, de rode kleur naar de kleur van het verkeerslicht waarbij het verkeer stopt.</p>

2.3.1 Zuur-base-reacties in de anorganische chemie

Voorbeeld: Reactie tussen zwavelzuur en natriumhydroxide

NaOH dissocieert in Na^{1+} (geen zuur, noch base) en OH^{1-} (sterke base – zie tabel)



Beide reacties lopen volledig want $K \gg \gg 10^3$

Dus $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{OH}^{1-} \rightarrow \text{SO}_4^{2-} + 2 \text{H}_2\text{O}$ is een aflopende reactie tussen een sterk zuur en een sterke base.

2.3.2 Zuur-base-reacties in de koolstofchemie

1 Bij alcoholen

Alcoholen zijn net als water zeer zwakke zuren en zeer zwakke basen. In water opgelost zijn de protolysereacties van alcoholen verwaarloosbaar. Hieruit volgt dat hun geconjugeerde base een sterk nucleofiel deeltje is en hun geconjugeerd zuur een sterk elektrofiel.



De reactie van een alcohol met een sterk zuur



De reactie van een alcohol met een sterke base

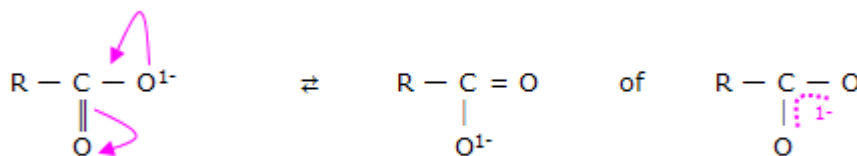


2 Bij carbozuren

Met water reageren de carbozuren als zwakke zuren



Carbozuren zijn echter sterkere zuren dan alcoholen. Vergelijk de zuurconstante K_z van azijnzuur = $1,75 \cdot 10^{-5}$ mol/l met de K_z van ethanol = $1,26 \cdot 10^{-16}$ mol/l. Het gevormde RCOO^{1-} -anion bezit immers een grote stabiliteit tengevolge van het mesomeer effect.

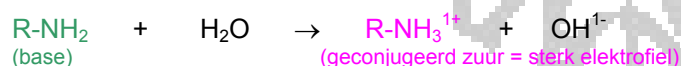


De afsplitsing van het proton wordt tegengewerkt door het positief inductief effect (+I) van de alkylgroepen. Daarom neemt de zuursterkte af naarmate de ketenlengte toeneemt.

3 Bij aminen

Aminen zijn gekend als de basen van de koolstofverbindingen. Het vrije elektronenpaar op het stikstofatoom is een protonacceptor en verklaart het basisch karakter van de aminen. Naarmate meer waterstofatomen op het stikstofatoom vervangen zijn door een alkylgroep neemt het basisch karakter toe omdat het positief inductief effect toeneemt. Tertiaire aminen zijn echter wel zwakker basisch dan secundaire omdat de aanwezigheid van drie alkylgroepen het binden van een proton ruimtelijk hindert.

Met water reageren aminen als zwakke basen.



Met een sterk zuur reageren aminen als een base in een aflopende reactie waarbij een alkylammoniumzout gevormd wordt.



2.4 Zuurgraad van waterige oplossingen

2.4.1 Het ionenproduct van water

Voor de vereenvoudigde autoprotolysereactie van water



Geldt bij 25 °C de evenwichtsvoorwaarde:

$$K = \frac{[\text{H}^{1+}]_e \cdot [\text{OH}^{1-}]_e}{[\text{H}_2\text{O}]_e} = 1,8 \cdot 10^{-16} \text{ mol/liter}$$

Omdat de concentratie aan niet-geïoniseerde H₂O-moleculen echter zo overheersend is, kan [H₂O]_e als constant beschouwd worden en opgenomen worden in de waarde van de evenwichtsconstante. De evenwichtsvoorwaarde wordt dan herleid tot:

$$[\text{H}^{1+}]_e \cdot [\text{OH}^{1-}]_e = K \cdot [\text{H}_2\text{O}]_e = 1,8 \cdot 10^{-16} \text{ mol/l} \cdot 1000 \text{ g/l} \\ = 1,8 \cdot 10^{-16} \text{ mol/l} \cdot 1000/18 \text{ mol/l} = 10^{-14} \text{ mol}^2/\text{l}^2 = K_w$$

De constante K_w wordt het **ionenproduct van water** genoemd.

Voor zuiver water geldt: [H¹⁺]_e of [H₃O¹⁺]_e = [OH¹⁻]_e = 10⁻⁷ mol/liter

[H ₃ O ¹⁺] _e in mol/l	[OH ¹⁻] _e in mol/l	oplossing is	K _w (25°C) in mol ² .l ⁻²
> 10 ⁻⁷	< 10 ⁻⁷	zuur	10 ⁻¹⁴
= 10 ⁻⁷	= 10 ⁻⁷	neutraal	10 ⁻¹⁴
< 10 ⁻⁷	> 10 ⁻⁷	base	10 ⁻¹⁴

Omdat werken met negatieve exponenten vaak onhandig is bedacht **Sørensen** de grootte **pH** (potentia Hydrogenii) als maat voor de zuurheid van een oplossing.

$$\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^{1+}]_e = \text{waterstofionenexponent}$$

midden	[H ₃ O ¹⁺] _e in mol/l	exponent van 10
zuur	> 10 ⁻⁷	< 7
neutraal	= 10 ⁻⁷	= 7
basisch	< 10 ⁻⁷	> 7

Analoog geldt: pOH = -log [OH¹⁻]_e

Merk op dat pH + pOH = 14

2.4.2 De pH van sterke zuren en sterke basen

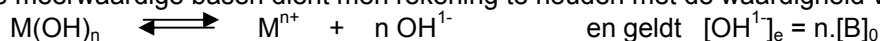
Voor sterke zuren geldt K_z > 1 of pK_z < 0. Voor een éénwaardig sterk zuur is [H₃O¹⁺]_e = [Z]₀

en aldus pH = -log [H₃O¹⁺]_e = -log [Z]₀

Voor sterke basen geldt K_b > 1 of pK_b < 0. Voor een éénwaardige sterke base is [OH¹⁻]_e = [B]₀

en aldus pOH = 14 - pH met pOH = -log [OH¹⁻]_e = -log [B]₀

Voor de meerwaardige basen dient men rekening te houden met de waardigheid van de base



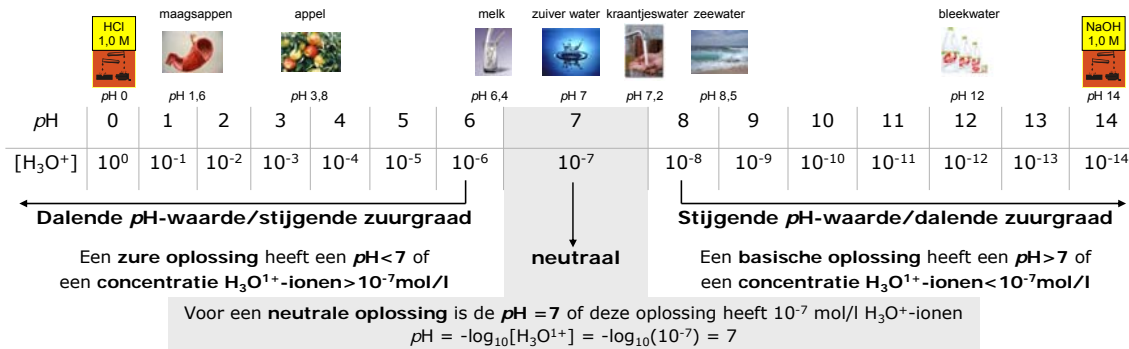
pH met een kleurtje

Wat is pH?

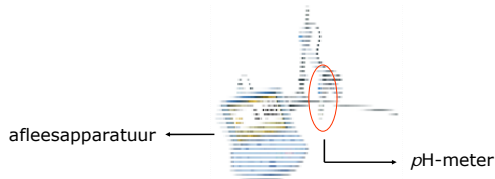
De **pH-waarde** of **zuurgraad** van een oplossing wordt bepaald door de **concentratie van H_3O^+ -ionen**. Deze varieert in een oplossing tussen 10^{-14} mol/l en 1 mol/l. Een negatieve macht van 10 Dit is niet zo praktisch omdat we graag over een eenvoudige schaal beschikken om de zuurgraad van tal van milieus (vb. voedingsmiddelen, waterlopen, ...) op een eenvoudige manier voor te stellen.

Daarom gebruiken we i.p.v. de concentratie van de H_3O^+ -ionen het negatieve logaritme ervan. Dit noemen we de **pH**. Dit symbool (van het Latijn *potentia Hydrogenii*) werd door de Deen SØRENSEN (1869-1939) ingevoerd en gedefinieerd als:

$$pH = -\log_{10}[H_3O^+]$$



Aan de slag ... we gaan de pH bepalen



Heel **nauwkeurige pH-metingen** worden uitgevoerd via de elektrische weg d.m.v. een **pH-meter**. Deze methode steunt op het feit dat tussen twee verschillende chemische oplossingen een elektrische spanning kan ontstaan die afhankelijk is van de H_3O^+ -concentratie. Uit de gemeten spanning t.o.v. een gekende referentie kan men de pH van een oplossing afleiden en aflezen.

pH met een kleurtje

Wanneer je over geen pH-meter beschikt, kan je toch nog op een andere manier de pH bepalen. En wel met behulp van **kleur**.

Bepaalde moleculen hebben afhankelijk van de pH een andere kleur. Deze worden **zuur-base-indicatoren** genoemd. Door de kleur te vergelijken met een referentieschaal kan je dus visueel de pH bepalen. Hiervoor worden oplossingen van deze zuur-base-indicatoren gebruikt of strookjes papier gedrenkt in de zuur-base-indicator. Het meest bekende is **lakmoespapier**, dat rood kleurt in een zure oplossing en blauw in een basische oplossing.

Hiernaast zie je enkele veel gebruikte oplossingen van zuur-base-indicatoren en hun kleur bij verschillende pH -waarden.

0 ← zuur 7 → basisch 14



methyloranje

fenolftaleïne

thymolblauw

Samen sterk: de universele pH-indicator



universele pH-indicator strips

Een **universele pH-indicator** bevat een **mengsel van verschillende zuur-base-indicatoren**. Dit mengsel is zo samengesteld dat de resulterende kleur geleidelijk verandert met de pH . Een voorbeeld is het mengsel methyloranje, fenolftaleïne en thymolblauw. Universeel pH -indicatorpapier is gedrenkt in dit mengsel van zuur-base-indicatoren. Universele **pH-indicatorstrips** bevatten strookjes papier die elk gedrenkt zijn in een andere zuur-base-indicatoroplossing. De kleur van deze strip moet je vergelijken met een referentie en zo kan je de pH aflezen.



0 ← zuur 7 → basisch 14

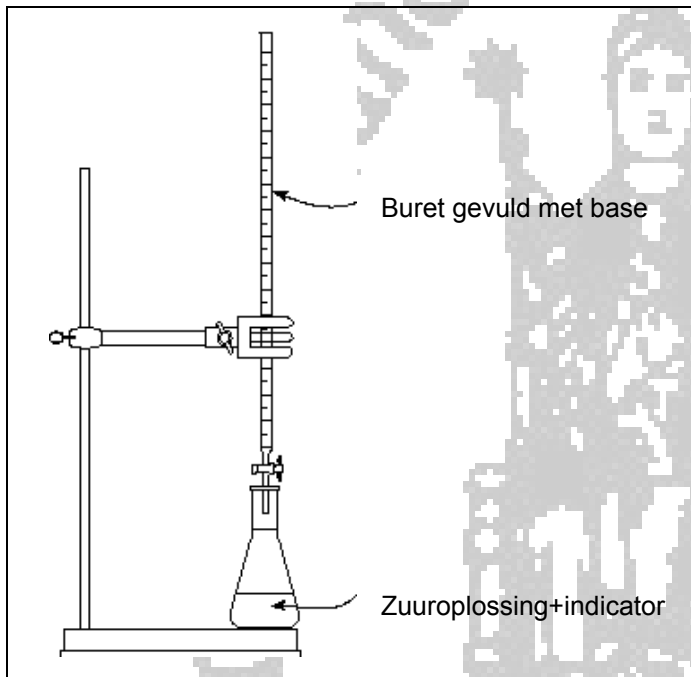
universele pH-indicator

2.5 Zuur-base-titratie

2.5.1 Definitie en principe

Een zuur-base-titratie is een volumetrische methode om de concentratie van een zuur of een base te bepalen.

Bij de titratie van een zuur met een base (acidimetrie) laat men een nauwkeurig afgemeten volume van de zuuroplossing V_z met onbekende concentratie c_z reageren met een geijkte base-oplossing = de standaardoplossing met gekende c_b .

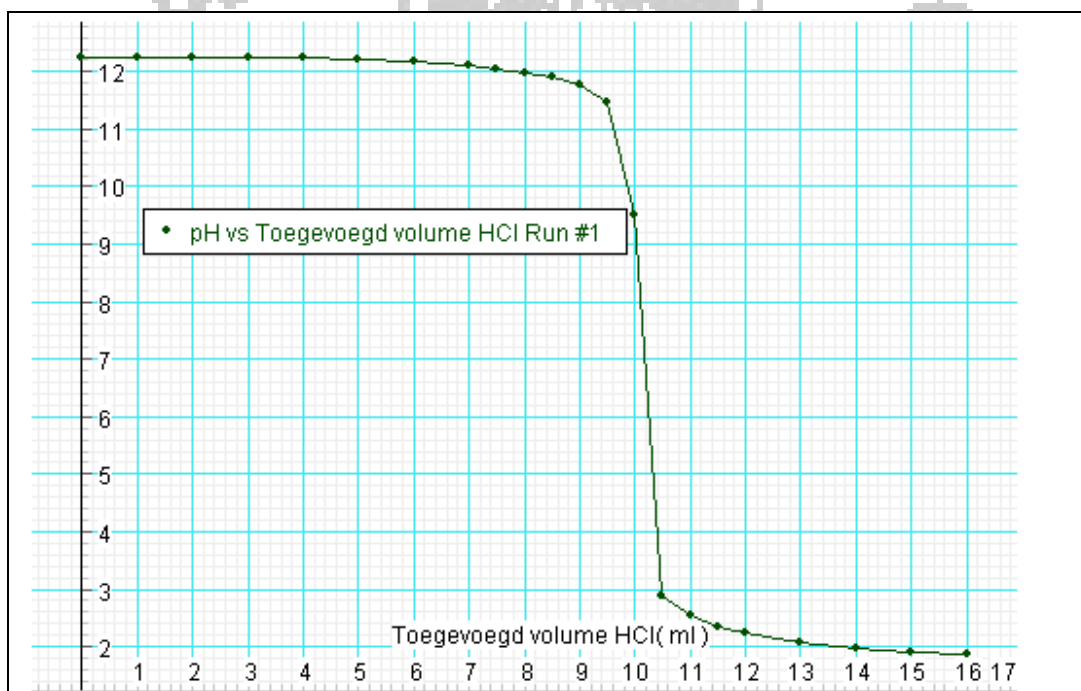


Het toegevoegde volume van de base V_b wordt nauwkeurig bepaald met behulp van een buret. Uit de gegevens V_z , c_b en V_b kan de concentratie van de zuuroplossing c_z afgeleid worden.

De base dient zo gekozen te worden dat de zuur-base-reactie **volledig** afloopt. De evenwichtsconstante van de zuur-base-reactie dient dus zeer groot te zijn. Het moment waarop de reactie juist is afgelopen, wordt **equivalentiepunt (EP)** genoemd. Dit punt kan vastgesteld worden door metingen van het pH-verloop, door geleidbaarheidsmetingen en met zuur-base-indicatoren.

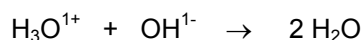
Grafische voorstellingen van het totale reactieverloop noemt men titratiecurven.

Om de concentratie van een base-oplossing te bepalen door titratie met een zuur (alkalimetrie) gaat men analoog te werk. Een voorbeeld van het titratieverloop van een sterke base met een sterk zuur staat afgebeeld in volgende figuur.



2.5.2 Titratieformule

Een zuur-base-titratie komt neer op een neutralisatiereactie waarbij stoichiometrische hoeveelheden met elkaar reageren. Om het equivalentiepunt te bereiken, dienen evenveel H_3O^{1+} -ionen als OH^{1-} -ionen met elkaar te reageren:



Stoichiometrische hoeveelheden die met elkaar reageren, noemt men ook *equivalente hoeveelheden*. De titratie moet dus gestopt worden op het ogenblik dat het aantal equivalenten van de stof met bekende concentratie precies gelijk is aan het aantal equivalenten van de stof met onbekende concentratie.

Bij het equivalentiepunt geldt dus:

$$n(\text{H}_3\text{O}^{1+}) = n(\text{OH}^{1-})$$

Omdat het aantal mol H_3O^{1+} -ionen wordt bepaald door het volume, de concentratie en de waardigheid van het zuur, en het aantal mol OH^{1-} -ionen wordt bepaald door het volume, de concentratie en de waardigheid van de base, geldt:

$$x \cdot c_z \cdot V_z = y \cdot c_b \cdot V_b$$

Titratieformule bij het equivalentiepunt
x = de waardigheid van het zuur
y = de waardigheid van de base

Voorbeelden: telkens wordt een zuur met onbekende concentratie getitreerd met een base met bekende concentratie.



$$c_z \cdot V_z (\text{onbekende}) = c_b \cdot V_b (\text{bekende})$$



$$2 \cdot c_z \cdot V_z (\text{onbekende}) = c_b \cdot V_b (\text{bekende})$$



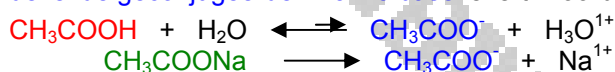
$$3 \cdot c_z \cdot V_z (\text{onbekende}) = c_b \cdot V_b (\text{bekende})$$

2.6 Buffermengsels

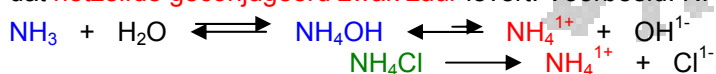
De pH speelt een belangrijke rol bij talrijke biologische, fysiologische en industriële processen. Door de aanwezigheid van zogenaamde buffermengsels kan men deze pH-waarde binnen bepaalde grenzen houden.

Een buffermengsel kan zijn:

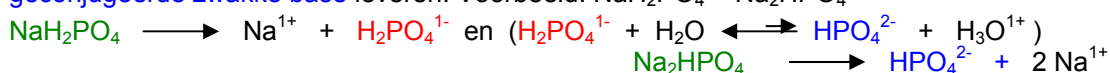
- een waterige oplossing van een **zwak zuur** en een overeenkomstig **goed oplosbaar zout** ervan dat **dezelfde geconjugeerde zwakke base** levert. Voorbeeld: $\text{CH}_3\text{COOH} + \text{CH}_3\text{COONa}$



- een waterige oplossing van een **zwakke base** en een overeenkomstig **goed oplosbaar zout** ervan dat **hetzelfde geconjugeerd zwak zuur** levert. Voorbeeld: $\text{NH}_3 + \text{NH}_4\text{Cl}$



- een waterige oplossing van **twee zouten** die respectievelijk een **zwak zuur** en **dezelfde geconjugeerde zwakke base** leveren. Voorbeeld: $\text{NaH}_2\text{PO}_4 + \text{Na}_2\text{HPO}_4$



3 Redoxevenwichten

3.1 Opstellen van redoxreactievergelijkingen

Stappenplan voor het opstellen van redoxreactievergelijkingen via de redoxbrug

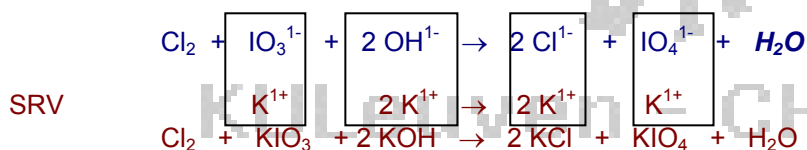
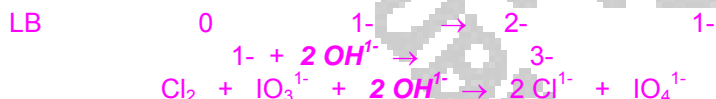
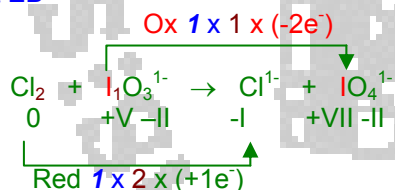
- 1 Het gekende gedeelte van de reactievergelijking in formuletaal schrijven, met de deeltjes waarin de elementen werkelijk voorkomen: ionen voor zouten, zuren en basen; moleculen voor enkelvoudige stoffen en oxiden. Het aantal deeltjes wordt hierbij niet vermeld, enkel de soort.
- 2 *Per atoomsoort* het OG aanduiden. De deeltjes met een element waarvan het OG verandert behouden.
- 3 Afzonderlijk de reductie- en oxidatiereactie opschrijven via deelreacties op de redoxbrug, rekening houdend met de index bij het betrokken element in de formule van het materiedeeltje.
- 4 Elektronenbalans EB in evenwicht brengen. Gebruik het kleinste gemeen veelvoud.
- 5 Ladingsbalans LB in evenwicht brengen met H_3O^{1+} of OH^{1-} (zuur of basisch midden).
- 6 Atomenbalans AB in evenwicht brengen (wet van Lavoisier, massabehoud) met H_2O . Na deze stap bekomt men de *essentiële reactievergelijking*.
- 7 Indien gevraagd de stoffenreactievergelijking (stoffen als moleculen) schrijven.

Uitgewerkt voorbeeld

Leid via de redoxbrug de stoffenreactievergelijking af voor de reactie tussen chloorgas en kaliumjodaat in basisch midden waarbij kaliumchloride en kaliumperjodaat ontstaan.



Redoxbrug met EB



Uitgewerkt voorbeeld – stap per stap

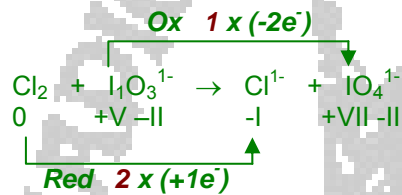
Leid via de redoxbrug de stoffenreactievergelijking af voor de reactie tussen chloorgas en kaliumjodaat in basisch midden waarbij kaliumchloride en kaliumperjodaat ontstaan.



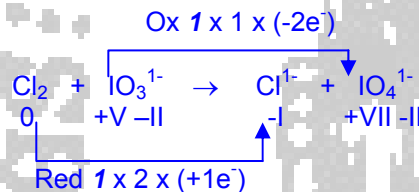
Te behouden deeltjes zijn:



3 Redoxbrug:



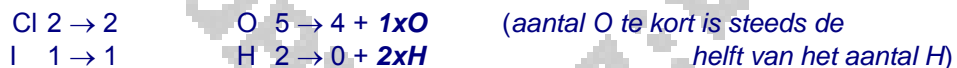
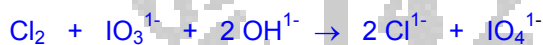
4 Elektronenbalans EB:



5 Ladingsbalans LB:



6 Atomenbalans AB = ERV:



7 Stoffenreactievergelijking SRV:



Stappenplan voor het opstellen van redoxreactievergelijkingen via de halfreacties

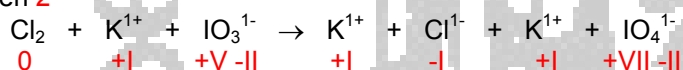
- 1 Het gekende gedeelte van de reactievergelijking in formuletaal schrijven, met de deeltjes waarin de elementen werkelijk voorkomen: ionen voor zouten, zuren en basen; moleculen voor enkelvoudige stoffen en oxiden. Het aantal deeltjes wordt hierbij niet vermeld, enkel de soort.
- 2 *Per atoomsoort* het OG aanduiden. De deeltjes met een element waarvan het OG verandert behouden.
- 3 De deelreacties van respectievelijk de oxidatie en reductie weergeven als volgt:
$$\text{reductie} \Rightarrow \text{oxidator}_1 + n e^- \rightarrow \text{reductor}_1$$
$$\text{oxidatie} \Rightarrow \text{reductor}_2 \rightarrow \text{oxidator}_2 + n e^-$$

In elke halfreactie wordt onmiddellijk het aantal atomen van de oxidator en reductor in evenwicht gebracht.
- 4 Per halfreactie de ladingsbalans en daarna de atoombalans in evenwicht brengen.
- 5 Daarna wordt de elektronenbalans in orde gebracht en beide halfreacties opgeteld. Men bekomt de essentiële reactievergelijking.
- 6 Indien gevraagd de stoffenreactievergelijking (stoffen als moleculen) schrijven.

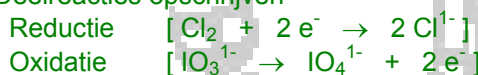
Voorbeeld

Leid via de redoxbrug de stoffenreactievergelijking af voor de reactie tussen chloorgas en kaliumjodaat in basisch midden waarbij kaliumchloride en kaliumperjodaat ontstaan.

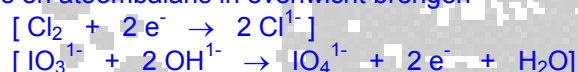
Stap 1 en 2



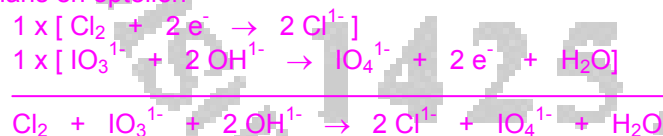
3 Deelreacties opschrijven



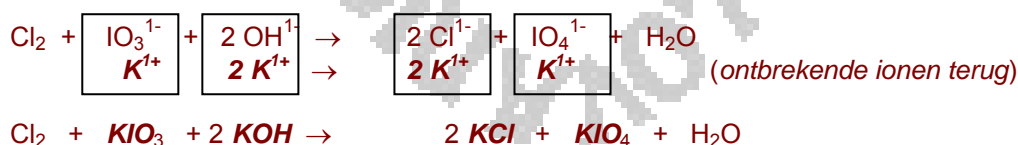
4 Ladingsbalans en atoombalans in evenwicht brengen



5 Elektronenbalans en optellen



6 Stoffenreactievergelijking SRV:



Stappen 4, 5 en 6 worden rechtstreeks op de vergelijkingen in stap 3 aangebracht en in praktijk niet opnieuw neer geschreven.

3.2 Redoxevenwichtsreacties

3.2.1 De spanningsreeks van metalen

Alle metalen worden niet even gemakkelijk geoxideerd. Hoe gemakkelijk een metaalatom elektronen afgeeft en aldus positieve ionen vormt in de oplossing wordt weergegeven door hun rangschikking in de elektrochemische **spanningsreeks of spanningsladder**.

Rechts boven op de ladder staan de **sterke reductoren** of metalen die gemakkelijk elektronen afstaan (= geoxideerd worden) en aldus gemakkelijk positieve ionen vormen. Deze metalen noemt men *sterke of onedele* metalen. Hun overeenkomstige metaalion is een zwakke oxidator.

Hoe meer naar **onder rechts** in de reeks, hoe geringer de metaalatomen de neiging vertonen om elektronen af te staan (= moeilijker geoxideerd worden), hoe moeilijker ze positieve ionen vormen of hoe gemakkelijker ze als metaalatom blijven bestaan. Deze metalen noemt men de *zwakke of edele* metalen. Het zijn **zwakke reductoren**. Hun overeenkomstige metaalion is een sterke oxidator.

OX Zwak	RED Sterk	Norm- potentiaal- waarde
Ca ²⁺	Ca	-2,76 V
Na ⁺	Na	-2,71 V
Mg ²⁺	Mg	-2,38 V
Al ³⁺	Al	-1,66 V
Zn ²⁺	Zn	-0,76 V
Fe ²⁺	Fe	-0,41 V
Sn ²⁺	Sn	-0,14 V
Pb ²⁺	Pb	-0,13 V
H ⁺	H	0,00 V
Cu ²⁺	Cu	+0,34 V
Ag ⁺	Ag	+0,80 V
Hg ²⁺	Hg	+0,85 V
Au ³⁺	Au	+1,42 V

Het ion Ca²⁺ zal moeilijk elektronen van andere metaalatomen opnemen. **Ca²⁺ is de zwakste oxidator** die hier wordt afgebeeld. Omgekeerd zal een Ca-atom gemakkelijk elektronen afstaan aan ionen van alle andere afgebeelde metalen. **Ca is de sterkste reductor**.

Het ion Au³⁺ zal gemakkelijk elektronen van andere metaalatomen opnemen. **Au³⁺ is de sterkste oxidator** die hier wordt afgebeeld. Omgekeerd kan een Au-atom geen elektronen afstaan aan ionen van alle andere afgebeelde metalen. **Au is de zwakste reductor**.

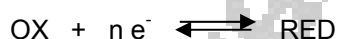
Principieel treedt er spontaan een redoxreactie op tussen metaalatomen hoger in de reeks en metaalionen meer beneden in de spanningsreeks (Cfr. een groene, dalende lijn van de RED naar de OX). Metaalatomen beneden in de reeks en metaalionen hoger in de reeks reageren niet spontaan met elkaar (Cfr. een rode, stijgende lijn van de RED naar de OX).

3.2.2 De spanningsreeks van niet-metalen

Ook voor niet-metalen bestaat een analoge verdringsreeks gebaseerd op de typische eigenschap van niet-metalen = elektronen opnemen = negatieve ionen vormen = gereduceerd worden = zelf oxidator zijn. Hoe gemakkelijker een niet-metaal atoom elektronen opneemt of hoe gemakkelijker het gereduceerd wordt, hoe sterker de oxidator (OX). Hun overeenkomstige ionen worden dan moeilijk geoxideerd en zijn daarom zwakke reductoren (RED).

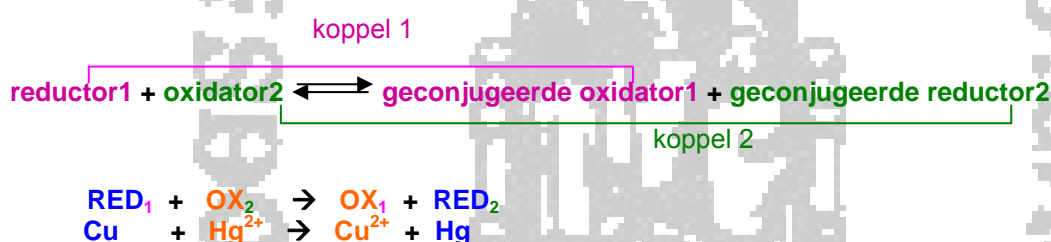
3.2.3 Redoxkoppels

Wil men een algemeen geldende rangschikking dan dient men zich aan de internationale IUPAC-afspraken te houden. Omdat eenzelfde element, naargelang zijn toestand, elektronen kan opnemen of afstaan, wordt dit proces voorgesteld als een evenwichtsreactie tussen de RED en de OX, het redoxkoppel.



Bij concrete voorstellingen zorgt men ervoor dat de ladingen en atomen in evenwicht zijn, rekening houdend met het reactiemidden.

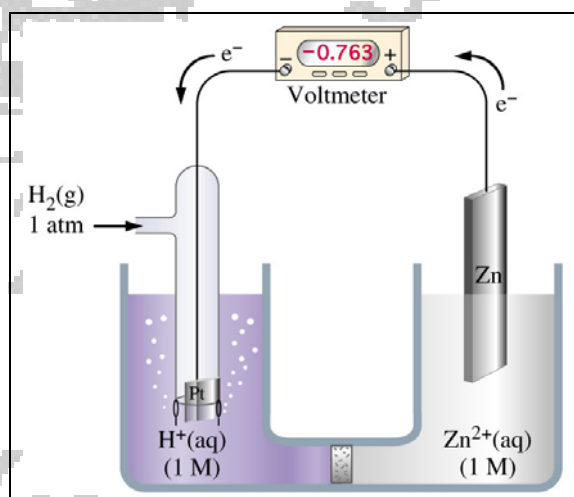
Merk op dat een redoxreactie steeds optreedt tussen 2 redoxkoppels:



3.2.4 Normpotentiaal of E^0 -waarde van een redoxkoppel

Metalen, niet-metalen en ionen van ternaire verbindingen rangschikt men in eenzelfde spanningsreeks: de tabel met de normpotentialen. De normpotentiaal E^0 is een kwantitatieve maat voor de sterkte van oxidatoren en reductoren. Het is de gemeten elektrische spanning tussen het beschouwde redoxkoppel en de waterstofreferentie-elektrode, beide in standaard omstandigheden of normomstandigheden STP ($c = 1 \text{ mol/l}$, $T = 298 \text{ K}$, $p = 1013 \text{ hPa}$).

Redoxkoppels met een negatieve E^0 -waarde bezitten een sterkere reductor dan H_2 en een zwakkere oxidator dan H_3O^{1+} . Redoxkoppels met een positieve E^0 -waarde bezitten een zwakkere reductor dan H_2 en een sterkere oxidator dan H_3O^{1+} . Zie tabel normpotentialen.



De kennis van redoxpotentialen laat toe het verloop van de reactie tussen redoxkoppels kwalitatief te voorspellen.

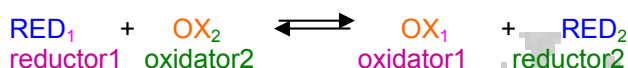
Ook bij redoxevenwichten verschuift het evenwicht in de richting van de zwakste oxidator en zwakste reductor. Redoxreacties tussen een sterke reductor en een sterke oxidator verlopen spontaan (Cfr. dalende groene lijn) en aflopend waarbij de bijbehorende zwakke oxidator en zwakke reductor van de koppels worden gevormd.

NORMPOTENTIALEN VAN ENKELE REDOXSTELSLS (298 K)

		E^0 (V)			E^0 (V)		
$\text{Li}^{1+} + 1 e^-$	\rightleftharpoons	Li	-3,02	$\text{Sn}^{2+} + 2 e^-$	\rightleftharpoons	Sn	-0,14
$\text{K}^{1+} + 1 e^-$	\rightleftharpoons	K	-2,92	$\text{Pb}^{2+} + 2 e^-$	\rightleftharpoons	Pb	-0,13
$\text{Ba}^{2+} + 2 e^-$	\rightleftharpoons	Ba	-2,90	$\text{Fe}^{3+} + 3 e^-$	\rightleftharpoons	Fe	-0,04
$\text{Ca}^{2+} + 2 e^-$	\rightleftharpoons	Ca	-2,76	$2 \text{H}_3\text{O}^{1+} + 2 e^-$	\rightleftharpoons	$\text{H}_2 + 2 \text{H}_2\text{O}$	0,00
$\text{Na}^{1+} + 1 e^-$	\rightleftharpoons	Na	-2,71	$\text{NO}_3^{1-} + \text{H}_2\text{O} + 2 e^-$	\rightleftharpoons	$\text{NO}_2^{1-} + 2 \text{OH}^{1-}$	+0,01
$\text{Mg}^{2+} + 2 e^-$	\rightleftharpoons	Mg	-2,38	$\text{HCOOH} + 2 \text{H}_3\text{O}^{1+} + 2 e^-$	\rightleftharpoons	$\text{H}_2\text{CO} + 3 \text{H}_2\text{O}$	+0,06
$\text{Al}^{3+} + 3 e^-$	\rightleftharpoons	Al	-1,66	$\text{AgBr} + 1 e^-$	\rightleftharpoons	$\text{Ag} + \text{Br}^{1-}$	+0,07
$\text{Zn}(\text{OH})_4^{2-} + 2 e^-$	\rightleftharpoons	$\text{Zn} + 4 \text{OH}^-$	-1,22	$\text{S}_4\text{O}_6^{2-} + 2 e^-$	\rightleftharpoons	$2 \text{S}_2\text{O}_3^{2-}$	+0,10
$\text{Mn}^{2+} + 2 e^-$	\rightleftharpoons	Mn	-1,03	$\text{S} + 2 \text{H}_3\text{O}^{1+} + 2 e^-$	\rightleftharpoons	$\text{H}_2\text{S} + 2 \text{H}_2\text{O}$	+0,14
$\text{HSO}_4^{1-} + \text{H}_3\text{O}^{1+} + 2 e^-$	\rightleftharpoons	$\text{SO}_3^{2-} + 2 \text{H}_2\text{O}$	-0,92	$\text{Sn}^{4+} + 2 e^-$	\rightleftharpoons	Sn^{2+}	+0,15
$2 \text{H}_2\text{O} + 2 e^-$	\rightleftharpoons	$\text{H}_2 + 2 \text{OH}^{1-}$	-0,83	$\text{Cu}^{2+} + 1 e^-$	\rightleftharpoons	Cu^{1+}	+0,16
$\text{Zn}^{2+} + 2 e^-$	\rightleftharpoons	Zn	-0,76	$\text{HSO}_4^{1-} + 3 \text{H}_3\text{O}^{1+} + 2 e^-$	\rightleftharpoons	$\text{SO}_2 + 5 \text{H}_2\text{O}$	+0,20
$\text{Cr}^{3+} + 3 e^-$	\rightleftharpoons	Cr	-0,74	$\text{AgCl} + 1 e^-$	\rightleftharpoons	$\text{Ag} + \text{Cl}^{1-}$	+0,22
$\text{Cr}^{2+} + 2 e^-$	\rightleftharpoons	Cr	-0,56	$\text{Cu}^{2+} + 2 e^-$	\rightleftharpoons	Cu	+0,34
$\text{S} + 2 e^-$	\rightleftharpoons	S^{2-}	-0,51	$\text{Fe}(\text{CN})_6^{3-} + 1 e^-$	\rightleftharpoons	$\text{Fe}(\text{CN})_6^{4-}$	+0,36
$\text{NO}_2^{1-} + \text{H}_2\text{O} + 1 e^-$	\rightleftharpoons	$\text{NO} + 2 \text{OH}^{1-}$	-0,46	$\text{O}_2 + 2 \text{H}_2\text{O} + 4 e^-$	\rightleftharpoons	4OH^{1-}	+0,40
$\text{Cr}^{3+} + 1 e^-$	\rightleftharpoons	Cr^{2+}	-0,41	$\text{H}_2\text{SO}_3 + 4 \text{H}_3\text{O}^{1+} + 4 e^-$	\rightleftharpoons	$\text{S} + 7 \text{H}_2\text{O}$	+0,45
$\text{Fe}^{2+} + 2 e^-$	\rightleftharpoons	Fe	-0,41	$\text{S}_2\text{O}_3^{2-} + 6 \text{H}_3\text{O}^{1+} + 4 e^-$	\rightleftharpoons	$2 \text{S} + 9 \text{H}_2\text{O}$	+0,50
$\text{Cd}^{2+} + 2 e^-$	\rightleftharpoons	Cd	-0,40	$\text{Cu}^{1+} + 1 e^-$	\rightleftharpoons	Cu	+0,52
$\text{PbSO}_4 + 2 e^-$	\rightleftharpoons	$\text{Pb} + \text{SO}_4^{2-}$	-0,36	$\text{I}_2 + 2 e^-$	\rightleftharpoons	2I^{1-}	+0,54
$\text{Co}^{2+} + 2 e^-$	\rightleftharpoons	Co	-0,28	$\text{MnO}_4^{1-} + 1 e^-$	\rightleftharpoons	MnO_4^{2-}	+0,54
$\text{Ni}^{2+} + 2 e^-$	\rightleftharpoons	Ni	-0,23	$\text{MnO}_4^{1-} + 2 \text{H}_2\text{O} + 3 e^-$	\rightleftharpoons	$\text{MnO}_2 + 4 \text{OH}^{1-}$	+0,59
$\text{O}_2 + 2 \text{H}_2\text{O} + 2 e^-$	\rightleftharpoons	$\text{H}_2\text{O}_2 + 2 \text{OH}^{1-}$	-0,15	$\text{O}_2 + 2 \text{H}_3\text{O}^{1+} + 2 e^-$	\rightleftharpoons	$\text{H}_2\text{O}_2 + 2 \text{H}_2\text{O}$	+0,68

$\text{BrO}^{1-} + \text{H}_2\text{O} + 2 \text{e}^-$	\rightleftharpoons	$\text{Br}^{1-} + 2 \text{OH}^{1-}$	+0,76	$\text{BrO}_3^{1-} + 6 \text{H}_3\text{O}^{1+} + 6 \text{e}^-$	\rightleftharpoons	$\text{Br}^{1-} + 9 \text{H}_2\text{O}$	+1,44
$\text{ClO}_2^{1-} + 2 \text{H}_2\text{O} + 4 \text{e}^-$	\rightleftharpoons	$\text{Cl}^{1-} + 4 \text{OH}^{1-}$	+0,77	$2 \text{HIO} + 2 \text{H}_3\text{O}^{1+} + 2 \text{e}^-$	\rightleftharpoons	$\text{I}_2 + 4 \text{H}_2\text{O}$	+1,45
$\text{Fe}^{3+} + 1 \text{e}^-$	\rightleftharpoons	Fe^{2+}	+0,77	$\text{ClO}_3^{1-} + 6 \text{H}_3\text{O}^{1+} + 6 \text{e}^-$	\rightleftharpoons	$\text{Cl}^{1-} + 9 \text{H}_2\text{O}$	+1,45
$\text{Ag}^{1+} + 1 \text{e}^-$	\rightleftharpoons	Ag	+0,80	$\text{PbO}_2 + 4 \text{H}_3\text{O}^{1+} + 2 \text{e}^-$	\rightleftharpoons	$\text{Pb}^{2+} + 6 \text{H}_2\text{O}$	+1,46
$\text{NO}_3^{1-} + 2 \text{H}_3\text{O}^{1+} + 1 \text{e}^-$	\rightleftharpoons	$\text{NO}_2 + 3 \text{H}_2\text{O}$	+0,81	$2 \text{ClO}_3^{1-} + 12 \text{H}_3\text{O}^{1+} + 10 \text{e}^-$	\rightleftharpoons	$\text{Cl}_2 + 18 \text{H}_2\text{O}$	+1,47
$\text{Pd}^{2+} + 2 \text{e}^-$	\rightleftharpoons	Pd	+0,83	$\text{HClO} + \text{H}_3\text{O}^{1+} + 2 \text{e}^-$	\rightleftharpoons	$\text{Cl}^{1-} + 2 \text{H}_2\text{O}$	+1,49
$\text{Hg}^{2+} + 2 \text{e}^-$	\rightleftharpoons	Hg	+0,85	$\text{MnO}_4^{1-} + 8 \text{H}_3\text{O}^{1+} + 5 \text{e}^-$	\rightleftharpoons	$\text{Mn}^{2+} + 12 \text{H}_2\text{O}$	+1,49
$\text{H}_2\text{O}_2 + 2 \text{e}^-$	\rightleftharpoons	2OH^{1-}	+0,87	$2 \text{BrO}_3^{1-} + 12 \text{H}_3\text{O}^{1+} + 10 \text{e}^-$	\rightleftharpoons	$\text{Br}_2 + 18 \text{H}_2\text{O}$	+1,52
$\text{ClO}^{1-} + \text{H}_2\text{O} + 2 \text{e}^-$	\rightleftharpoons	$\text{Cl}^{1-} + 2 \text{OH}^{1-}$	+0,94	$\text{HClO}_2 + 3 \text{H}_3\text{O}^{1+} + 4 \text{e}^-$	\rightleftharpoons	$\text{Cl}^{1-} + 5 \text{H}_2\text{O}$	+1,56
$\text{NO}_3^{1-} + 3 \text{H}_3\text{O}^{1+} + 2 \text{e}^-$	\rightleftharpoons	$\text{HNO}_2 + 4 \text{H}_2\text{O}$	+0,94	$2 \text{HBrO} + 2 \text{H}_3\text{O}^{1+} + 2 \text{e}^-$	\rightleftharpoons	$\text{Br}_2 + 4 \text{H}_2\text{O}$	+1,59
$\text{NO}_3^{1-} + 4 \text{H}_3\text{O}^{1+} + 3 \text{e}^-$	\rightleftharpoons	$\text{NO} + 6 \text{H}_2\text{O}$	+0,96	$2 \text{NO} + 2 \text{H}_3\text{O}^{1+} + 2 \text{e}^-$	\rightleftharpoons	$\text{N}_2\text{O} + 3 \text{H}_2\text{O}$	+1,59
$\text{HNO}_2 + \text{H}_3\text{O}^{1+} + 1 \text{e}^-$	\rightleftharpoons	$\text{NO} + 2 \text{H}_2\text{O}$	+0,99	$2 \text{HClO} + 2 \text{H}_3\text{O}^{1+} + 2 \text{e}^-$	\rightleftharpoons	$\text{Cl}_2 + 4 \text{H}_2\text{O}$	+1,63
$\text{HIO} + \text{H}_3\text{O}^{1+} + 2 \text{e}^-$	\rightleftharpoons	$\text{I}^{1-} + 2 \text{H}_2\text{O}$	+0,99	$\text{MnO}_4^{1-} + 4 \text{H}_3\text{O}^{1+} + 3 \text{e}^-$	\rightleftharpoons	$\text{MnO}_2 + 6 \text{H}_2\text{O}$	+1,68
$\text{Br}_2 + 2 \text{e}^-$	\rightleftharpoons	2Br^{1-}	+1,07	$\text{PbO}_2 + 4 \text{H}_3\text{O}^{1+} + \text{SO}_4^{2-} + \text{e}^-$	\rightleftharpoons	$\text{PbSO}_4 + 6 \text{H}_2\text{O}$	+1,68
$\text{IO}_3^{1-} + 6 \text{H}_3\text{O}^{1+} + 6 \text{e}^-$	\rightleftharpoons	$\text{I}^{1-} + 9 \text{H}_2\text{O}$	+1,09	$\text{H}_2\text{O}_2 + 2 \text{H}_3\text{O}^{1+} + 2 \text{e}^-$	\rightleftharpoons	$4 \text{H}_2\text{O}$	+1,78
$2 \text{IO}_3^{1-} + 12 \text{H}_3\text{O}^{1+} + 10 \text{e}^-$	\rightleftharpoons	$\text{I}_2 + 18 \text{H}_2\text{O}$	+1,19	$\text{S}_2\text{O}_8^{2-} + 2 \text{e}^-$	\rightleftharpoons	2SO_4^{2-}	+2,00
$\text{Pt}^{2+} + 2 \text{e}^-$	\rightleftharpoons	Pt	+1,20	$\text{O}_3 + 2 \text{H}_3\text{O}^{1+} + 2 \text{e}^-$	\rightleftharpoons	$\text{O}_2 + 3 \text{H}_2\text{O}$	+2,07
$\text{MnO}_2 + 4 \text{H}_3\text{O}^{1+} + 2 \text{e}^-$	\rightleftharpoons	$\text{Mn}^{2+} + 6 \text{H}_2\text{O}$	+1,21	$\text{F}_2 + 2 \text{e}^-$	\rightleftharpoons	2F^{1-}	+2,87
$\text{O}_2 + 4 \text{H}_3\text{O}^{1+} + 4 \text{e}^-$	\rightleftharpoons	$6 \text{H}_2\text{O}$	+1,23				
$2 \text{HNO}_2 + 4 \text{H}_3\text{O}^{1+} + 4 \text{e}^-$	\rightleftharpoons	$\text{N}_2\text{O} + 7 \text{H}_2\text{O}$	+1,27				
$\text{HBrO} + \text{H}_3\text{O}^{1+} + 2 \text{e}^-$	\rightleftharpoons	$\text{Br}^{1-} + 2 \text{H}_2\text{O}$	+1,33				
$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + 14 \text{H}_3\text{O}^{1+} + 6 \text{e}^-$	\rightleftharpoons	$2 \text{Cr}^{3+} + 21 \text{H}_2\text{O}$	+1,33				
$\text{Cl}_2 + 2 \text{e}^-$	\rightleftharpoons	2Cl^{1-}	+1,36				
$\text{Au}^{3+} + 3 \text{e}^-$	\rightleftharpoons	Au	+1,42				

Zijn én RED én OX uiterst zwak, dan is een spontane reactie onmogelijk (Cfr. stijgende rode lijn). Bij reactie tussen een zwakke RED en een zwakke OX stelt zich een evenwicht in.



Overzicht:

1 $K > 10^{+3}$ aflopende reactie	uiterst zwakke OX	1	sterke RED
2 $10^{-3} < K < 10^{+3}$ onvolledige reactie evenwichtsreactie	zwakke OX	2	zwakke RED
3 $K < 10^{-3}$ nagenoeg geen reactie	sterke OX	3	uiterst zwakke RED

Uit de kennis van de redoxpotentialen kan men voorspellen welke metalen spontaan oplossen in/reageren met welke zuren.

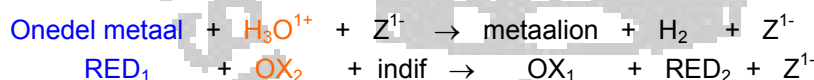
Als algemeen reactiepatroon voor de reactie van een metaal met een zuur geldt



Het metaal kan enkel maar als reductor optreden omdat het zich in zijn laagste oxidatietoestand bevindt (OG=0). Opdat het metaal geoxideerd zou kunnen worden moet het oxoniumion of het zuurrestion als oxidator optreden. Afhankelijk van de aard van de zuurrest kan ofwel enkel het oxoniumion als oxidator optreden ofwel zowel het oxoniumion als het zuurrestion, dus beide als oxidator optreden.

Algemeen geldt dat indien in een reactiemengsel gelijktijdig verschillende oxidatoren en/of reductoren aanwezig zijn de sterkste oxidator en reductor zal reageren. Is er weinig verschil in sterkte tussen de oxidatoren of reductoren in competitie, dan zal de concentratie mee bepalend zijn. De oxidator of reductor in de hoogste concentratie zal dan reageren.

1 Enkel het oxoniumion is een OX-deeltje

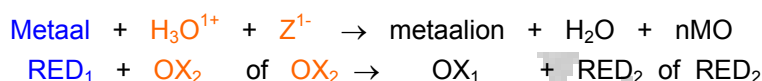


Dit wordt voor het zuur HCl verduidelijkt in volgend schema:

OX	RED		
Fe ²⁺	Fe	$E^0 = -0,41 \text{ V}$	Voor Fe + HCl geldt: De reactie is mogelijk tussen Fe en H ₃ O ¹⁺ . De reactie is onmogelijk tussen Fe en Cl ¹⁻ . Voor Cu + HCl geldt: De reactie is onmogelijk tussen Cu en H ₃ O ¹⁺ . De reactie is onmogelijk tussen Cu en Cl ¹⁻ .
H ₃ O ¹⁺	H ₂	$E^0 = 0,00 \text{ V}$	
Cu ²⁺	Cu	$E^0 = 0,34 \text{ V}$	
Cl ₂	Cl ¹⁻	$E^0 = 1,36 \text{ V}$	

Andere voorbeelden van indifferente zuren zijn H₃PO₄, CH₃COOH, ... De reactie tussen onedele metalen ($E^0 < 0$) en deze zuren leidt daarom steeds tot de vorming van H₂. Hoe meer onedel het metaal hoe heviger de reactie met deze zuren is. Halfedel- en edelmetalen ($E^0 > 0$) zullen bijgevolg nooit met deze zuren reageren.

2 Zowel het oxoniumion als het zuurrestion zijn OX-deeltjes



Dit wordt voor het zuur HNO_3 verduidelijkt in volgend schema:

OX	RED		
Fe^{2+}	Fe	$E^0 = -0,41 \text{ V}$	Voor Fe + HNO_3 geldt: De reactie is mogelijk tussen Fe en H_3O^{1+} . De reactie is mogelijk tussen Fe en NO_3^{1-} . Omdat NO_3^{1-} de sterkste OX is ontstaat geen H_2 , wel NO dat verder omzet tot NO_2 Voor Cu + HNO_3 geldt: De reactie is onmogelijk tussen Cu en H_3O^{1+} . De reactie is mogelijk tussen Cu en NO_3^{1-} . Voor Au + HNO_3 geldt: De reactie is onmogelijk tussen Au en H_3O^{1+} . De reactie is onmogelijk tussen Au en NO_3^{1-} .
H_3O^{1+}	H_2	$E^0 = 0,00 \text{ V}$	
Cu^{2+}	Cu	$E^0 = 0,34 \text{ V}$	
NO_3^{1-}	NO_2	$E^0 = 0,81 \text{ V}$	
NO_3^{1-}	NO	$E^0 = 0,96 \text{ V}$	
Au^{3+}	Au	$E^0 = 1,42 \text{ V}$	

3.3 Toepassingen van redoxreacties

3.3.1 De elektrolyse

1 Theoretische aspecten

Bij een elektrolyseproces gebruikt men een uitwendige spanningsbron om elektrische stroom te laten vloeien door een elektrolytoplossing. Bij doorgang door de elektrolytoplossing veroorzaken de bewegende elektronen redoxreacties waarbij andere stoffen ontstaan. **In de IUPAC-conventie noemt men de elektrode waar de reductie plaatsvindt steeds de kathode en de elektrode waar de oxidatie plaatsvindt de anode.** Tijdens een elektrolyse nemen OX-deeltjes elektronen op aan de negatieve elektrode en worden aldus gereduceerd. Dit betekent dat bij elektrolyse de negatieve pool kathode is. Aan de positieve pool worden elektronen afgestaan door het RED-deeltje dat aldus geoxideerd wordt. Bij een elektrolyse is de positieve pool dus de anode.

ELEKTROLYSE: elektrische energie wordt omgezet in chemische energie		
pool	positief (+)	negatief (-)
elektrode	anode	kathode
reactietype	oxidatie (Ox)	reductie (Red)
reagens	sterkste reductor (RED)	sterkste oxidator (OX)
elektronenverplaatsing	afgave elektronen	opname elektronen

Onthoud: ENKEL elektrolyse is KNAP (kathode = negatieve pool, anode = positieve pool).

Van de aanwezige oxidatoren en reductoren wordt het **sterkste** OX-deeltje gereduceerd aan de kathode en wordt het **sterkste** RED-deeltje geoxideerd aan de anode.

Algemeen kunnen we stellen voor waterige oplossingen:

REDUCTOREN (RED) met een normpotentiaal lager dan $E^0 (\text{H}_2\text{O}/\text{O}_2) = +1,23 \text{ V}$ zijn sterker dan H_2O en zullen in waterig midden geoxideerd worden evenals reductoren met een lichtjes hogere E^0 -waarde indien ze in hoge concentratie aanwezig zijn. Om deze reden is de stof waaruit de anode is vervaardigd meestal de zwakste reductor van het systeem. Zwakke reductoren komen in een reactiemengsel nooit in aanmerking om elektronen af te geven en aldus wordt de oxidatie van het anodemateriaal voorkomen.

OXIDATOREN (OX) met een normpotentialaal hoger dan $E^0(\text{H}_2\text{O}/\text{H}_2) = -0,83 \text{ V}$ zijn sterker dan H_2O en zullen in waterig midden gereduceerd worden evenals oxidatoren met een lichtjes lagere E^0 -waarde indien ze in hoge concentratie aanwezig zijn.

elektrolise in waterig midden sterkte OX	$\text{OX} + n e^- \rightleftharpoons \text{RED}$	
	$\text{K}^+ + 1 e^- \rightarrow \text{K}$	$E^0 = -2,92 \text{ V}$
	$2 \text{H}_2\text{O} + 2 e^- \rightarrow \text{H}_2 + 2 \text{OH}^{1-}$	$E^0 = -0,83 \text{ V}$
	$\text{Pb}^{2+} + 2 e^- \rightarrow \text{Pb}$	$E^0 = -0,13 \text{ V}$
	$\text{I}_2 + 2 e^- \leftarrow 2 \text{I}^{1-}$	$E^0 = +0,54 \text{ V}$
	$\text{O}_2 + 4 \text{H}_3\text{O}^{1+} + 4 e^- \leftarrow 6 \text{H}_2\text{O}$	$E^0 = +1,23 \text{ V}$
	$\text{Cl}_2 + 2 e^- \leftarrow 2 \text{Cl}^{1-}$	$E^0 = +1,36 \text{ V}$
	$\text{F}_2 + 2 e^- \leftarrow 2 \text{F}^{1-}$	$E^0 = +2,87 \text{ V}$
		sterkte RED elektrolise in waterig midden

2 Voorbeeld 1

De elektrolise van een zinknitraatoplossing met elektroden uit koper

De aanwezige deeltjes zijn: Zn^{2+} , NO_3^{1-} , H_2O , Cu

Kandidaat oxidatoren (kunnen worden gereduceerd aan de kathode = negatieve pool)

Zn^{2+}/Zn ($E^0 = -0,76 \text{ V}$)

$\text{H}_2\text{O}/\text{H}_2 + \text{OH}^{1-}$ ($E^0 = -0,83 \text{ V}$)

NO_3^{1-} is een oxidator ($E^0 = +0,01 \text{ V}$) maar afstoting door de negatieve pool

Cu : geen oxidator, laagste OG

Kandidaat reductoren (kunnen worden geoxideerd aan de anode = positieve pool)

Zn^{2+} reeds hoogste OG en afstoting

$\text{H}_2\text{O}/\text{O}_2 + \text{H}_3\text{O}^{1+}$ ($E^0 = +1,23 \text{ V}$)

NO_3^{1-} N in hoogste OG, geen oxidatie meer mogelijk

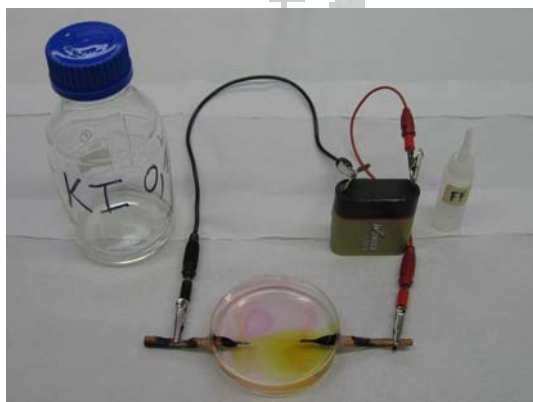
Cu/Cu^{2+} ($E^0 = +0,34 \text{ V}$ als hoogste waarde)

Sterkste OX is Zn^{2+} : $\text{Zn}^{2+} + 2 e^- \rightarrow \text{Zn}$ (afzetting van zinkmetaal)

Sterkste RED is Cu : $\text{Cu} \rightarrow \text{Cu}^{2+} + 2 e^-$ (oplossing kleurt blauw)

3 Voorbeeld 2

De elektrolise van **opgelost** kaliumjodide KI met **inerte** koolstofelektroden



De aanwezige deeltjes zijn: K^+ , I^{1-} , C , water

Kandidaat OX:

$\text{OX} + n e^- \rightarrow \text{RED}$

$\text{K}^+ + 1 e^- \rightarrow \text{K}$

$E^0 = -2,92 \text{ V}$

$2 \text{H}_2\text{O} + 2 e^- \rightarrow \text{H}_2 + 2 \text{OH}^{1-}$

$E^0 = -0,83 \text{ V}$

Kandidaat RED

$\text{OX} + n e^- \leftarrow \text{RED}$

$\text{I}_2 + 2 e^- \leftarrow 2 \text{I}^{1-}$

$E^0 = +0,54 \text{ V}$

$\text{O}_2 + 4 \text{H}_3\text{O}^{1+} + 4 e^- \leftarrow 6 \text{H}_2\text{O}$

$E^0 = +1,23 \text{ V}$

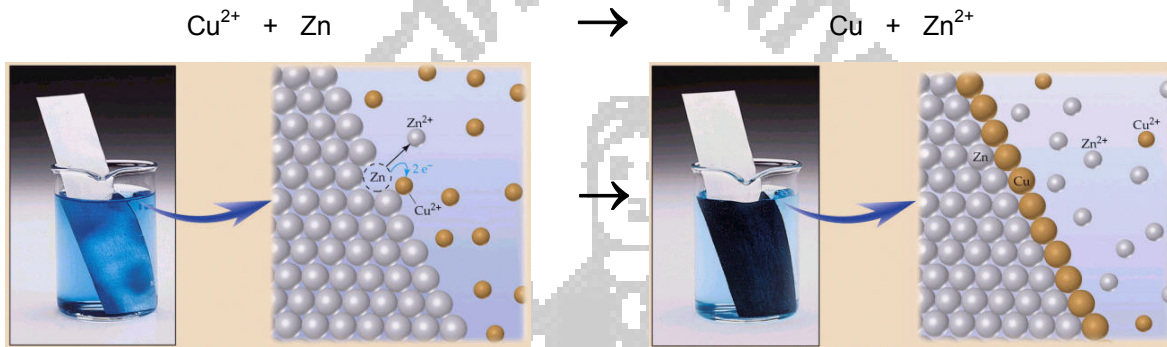
Aan de kathode wordt water gereduceerd: de hydroxide-ionen worden aangetoond met fenolftaleïne en er ontstaat waterstofgas. Volgende reductiereactie treedt op: $2 \text{H}_2\text{O} + 2 e^- \rightarrow \text{H}_2 + 2 \text{OH}^{1-}$

Aan de anode wordt jodium gevormd waarneembaar door de gele kleur en aantoonbaar met zetmeel. Volgende oxidatiereactie treedt op: $\text{I}_2 + 2 e^- \leftarrow 2 \text{I}^{1-}$

3.3.2 De chemische stroombron – chemische cel

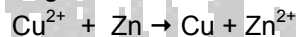
1 Principe

Uit de spanningsreeks weten we dat indien een staafje zinkmetaal gedompeld wordt in een CuSO_4 -oplossing, het zinkmetaal gaat oplossen en kopermetaal gaat afzetten op het zinken staafje. Volgende reactie vindt spontaan plaats:



Zinkmetaal heeft immers een sterkere neiging om geoxideerd te worden dan kopermetaal. Er worden tijdens dit proces enkel elektronen uitgewisseld in de onmiddellijke buurt van het zinken staafje. Indien we deze natuurlijke eigenschap van zink om gemakkelijk elektronen af te staan efficiënter gebruiken zodanig dat deze elektronen door een uitwendig circuit moeten vloeien, dan kunnen we die elektrische stroom benutten als bron van elektrische energie en beschikken we over een chemische stroombron.

Het principe van een chemische cel is dus een spontane redoxreactie tussen een sterke reductor (bijvoorbeeld Zn) en een sterke oxidator (bijvoorbeeld Cu^{2+}) waarbij de bijbehorende zwakke oxidator en bijbehorende zwakke reductor worden gevormd:



De uitgewisselde elektronen worden uitgewisseld via een uitwendig circuit en de elektronenstroom wordt benut als bron van elektrische energie.

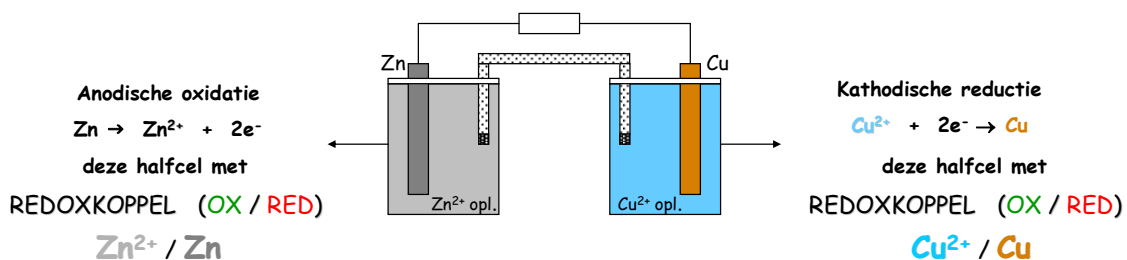
Redoxreacties kunnen dus worden aangewend als **productiebron van elektrische stroom waarbij chemische energie omgezet wordt in elektrische energie**. Chemische stroombronnen noemt men soms ook galvanische elementen of volta-elementen. In het dagelijkse leven vinden we chemische stroombronnen terug in alkalinecellen, knopcellen, batterijen, accu's, ...

2 Theoretische aspecten

a Bouw

Een voorbeeld van een eenvoudige chemische cel is de daniëllcel. Ze bestaat uit twee afzonderlijke recipiënten, twee halfcellen, respectievelijk voorzien van een Zn-elektrode gedompeld in een ZnSO_4 -oplossing en een Cu-elektrode gedompeld in een CuSO_4 -oplossing. Om de kring te sluiten dienen beide halfcellen onderling verbonden te zijn met:

- een uitwendige metaalbrug voor de verplaatsing van elektronen
- een elektrolytbrug voor de verplaatsing van ionen



Symbolisch wordt deze chemische cel voorgesteld als $\text{Zn}/\text{ZnSO}_4//\text{CuSO}_4/\text{Cu}$ of als $\text{Zn}/\text{Zn}^{2+}//\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}$.

Bij gesloten elektrische kring en bij norm- of STP-omstandigheden ($T = 298 \text{ K}$, $p = 1013 \text{ hPa}$, $c_{\text{reagentia}} = 1 \text{ mol/l}$) meten we voor deze cel een potentiaalverschil van $1,10 \text{ V}$. Deze waarde noemen we de bronspanning of celspanning (zie verder).

b Werking

Omdat zink een sterkere reductor is dan koper wordt zink gemakkelijker geoxideerd dan koper. Op de Zn-elektrode zullen bijgevolg spontaan meer elektronen ontstaan dan op de Cu-elektrode. Daarom wordt de Zn-elektrode negatief geladen ten opzichte van de Cu-elektrode, die daarom de positieve elektrode wordt. Verbinden we beide elektroden uitwendig dan verplaatsen de elektronen zich langs de metaalbrug van de Zn-elektrode naar de Cu-elektrode. Aan de Cu-elektrode worden de aanwezige koperionen gereduceerd tot kopermetaal op voorwaarde dat ook een elektrolytbrug de oplossingen met elkaar verbindt.

Aan de zink-elektrode (sterkste reductor) vindt een oxidatie plaats. Hierdoor worden Zn^{2+} -ionen gevormd, die in oplossing gaan. De elektronen vloeien langs de metaalbrug weg. Dit heeft tot gevolg dat de oplossing van de Zn-halfcel steeds positiever wordt en de Zn-elektrode langzaam verteerd wordt. De oplossing van de Cu-halfcel wordt steeds negatiever omdat er steeds maar elektronen toekomen waardoor de Cu^{2+} -ionen uit de oplossing worden gereduceerd tot Cu, de koperen elektrode steeds maar aangroeit en sulfationen eenzaam achterblijven. Om het ladingsevenwicht in beide oplossingen te herstellen vloeien daarom door de elektrolytbrug Zn^{2+} -ionen naar de koper-halfcel en SO_4^{2-} naar de zink-halfcel.

Aan de negatieve pool vindt dus een oxidatie van de REDuctor plaats en aan de positieve pool een reductie van de OXidator. **Bij de chemische cel is daarom de positieve pool de kathode en de negatieve pool de anode.**

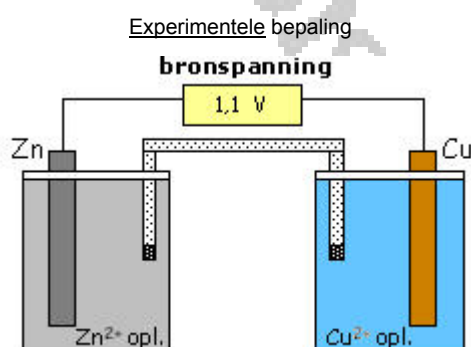
3 Bronspanning van een chemische cel

De bronspanning U_b van een chemische cel is het meetbare potentiaalverschil tussen de twee elektroden van een chemische cel op het moment dat deze geen stroom levert (meetbaar met voltmeter) en staat ook aangegeven op elke batterij. Deze spanning kan ook theoretisch afgeleid worden uit de normpotentialen van de overeenkomstige redoxkoppels van de samenstellende halfcellen.

Algemeen geldt bij normomstandigheden:

$$U_b = E^0_{\text{kathode}} - E^0_{\text{anode}}$$

Toegepast op bijvoorbeeld de daniëllcel:



Theoretische bepaling via normpotentialen (tabel)



$$U_b = E^0_{\text{kathode}} - E^0_{\text{anode}} = E^0_{\text{OX}} - E^0_{\text{RED}}$$

$$= E^0(\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}) - E^0(\text{Zn}/\text{Zn}^{2+})$$

$$= 0,34 \text{ V} - (-0,76 \text{ V})$$

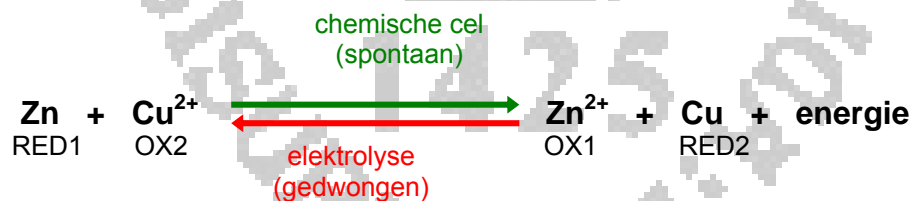
$$= 1,10 \text{ V}$$

KULeuven - CHEMIE

4 Vergelijking van een chemische cel met een elektrolytische cel

	Galvanische of chemische cel		Elektrolytische cel	
	levert elektrische energie chemische energie → elektrische energie		verbruikt elektrische energie elektrische energie → chemische energie	
halfcel-reacties	$\text{Zn} \rightarrow \text{Zn}^{2+} + 2 \text{e}^{-}$	$\text{Cu}^{2+} + 2 \text{e}^{-} \rightarrow \text{Cu}$	$\text{Zn}^{2+} + 2 \text{e}^{-} \rightarrow \text{Zn}$	$\text{Cu} \rightarrow \text{Cu}^{2+} + 2 \text{e}^{-}$
pool	negatief	positief	negatief	positief
elektrode	anode	kathode	kathode	anode
halfreactietype	oxidatie	reductie	reductie	oxidatie
reagens	(sterkste) reductor	(sterkste) oxidator	(sterkste) oxidator	(sterkste) reductor
elektronen-verplaatsing	e^{-} -afgave	e^{-} -opname	e^{-} -opname	e^{-} -afgave

Besluit:



Is $U_{\text{cel}} = E^{\circ}_{\text{OX}} - E^{\circ}_{\text{RED}} > 0$ dan verloopt de reactie **spontaan** en hebben we te doen met een **chemische cel**.

Voor de reactie naar rechts geldt: $U_{\text{cel}} = E^{\circ}_{\text{OX}} - E^{\circ}_{\text{RED}} = E^{\circ}_{\text{OX2}} - E^{\circ}_{\text{RED1}} = 0,34 \text{ V} - (-0,76 \text{ V}) > 0$

Is $U_{\text{cel}} = E^{\circ}_{\text{OX}} - E^{\circ}_{\text{RED}} < 0$ dan verloopt de reactie **gedwongen** en hebben we te doen met een **elektrolysecel**.

Voor de reactie naar links geldt: $U_{\text{cel}} = E^{\circ}_{\text{OX}} - E^{\circ}_{\text{RED}} = E^{\circ}_{\text{OX1}} - E^{\circ}_{\text{RED2}} = -0,76 \text{ V} - 0,34 \text{ V} < 0$

Inhoudtafel

Hoofdstuk 1: Bouw van de materie

1	MOLECULEN EN ATOMEN	1
1.1	Mengsels en zuivere stoffen	1
1.1.1	Definities	1
1.1.2	Onderscheid mengsel en samengestelde zuivere stof	2
1.1.3	Onderscheid element en enkelvoudige stof	2
2	BOUW VAN HET ATOOM	3
3	ELEKTRONENCONFIGURATIES	4
3.1	Elektronen in schillen en in orbitalen	4
3.1.1	Het atoommodel van Bohr	4
3.1.2	Verdere verfijning van het atoommodel	4
1	Atoommodel en orbitalen	4
2	Soorten orbitalen en hun vorm	4
3.2	Elektronenconfiguratie van de elementen	5
3.2.1	Symbolische voorstelling van de elektronenconfiguratie	5
1	Betekenis van de symbolische voorstelling	5
3.2.2	Opvulling van de energieniveaus	5
1	Opbouwprincipe	5
2	Regel van de minimale energie	5
3	Spreidingsregel van Hund	6
4	Verbodsregel van Pauli	6
3.3	Elektronenconfiguratie en PSE	8
3.3.1	Perioden en groepen	8
3.3.2	Edelgasen of 0-groep	8
4	HET ONTSTAAN VAN MOLECULEN DOOR BINDINGEN	9
4.1	Overzicht van de intramoleculaire bindingstypes	9
4.2	De ionbinding	9
4.2.1	Vorming van de ionbinding	9
4.2.2	Voorbeelden van ionverbindingen	10
4.3	De metaalbinding	10
4.4	De atoombinding of covalente binding	10
4.4.1	Vorming van de atoombinding	10
4.4.2	Soorten	10
4.4.3	Voorbeelden	11
1	De normale covalente binding	11
2	De dative covalente binding of donor-acceptor binding	11
3	Voorstelling van de binding	12
4.5	Samenvatting en enkele algemene kenmerken	13

Hoofdstuk 2: De stofklassen

1	OVERZICHT EN INDELING VAN DE ZUIVERE STOFFEN	14
2	VERGELIJKING MINERALE VERBINDINGEN EN KOOLSTOFVERBINDINGEN	14
3	DE ANORGANISCHE VERBINDINGSKLASSEN OF STOFKLASSEN	15
3.1	Overzicht van de anorganische samengestelde verbindingen.....	15
3.2	De oxiden	15
1	Formule- en naamvorming	15
2	Indeling en voorbeelden.....	15
3.3	De basen.....	16
1	Formule- en naamvorming	16
2	Indeling en voorbeelden.....	16
3.4	De zuren.....	17
1	Binaire zuren	17
2	Ternaire zuren.....	18
3.5	De zouten.....	19
1	Formule- en naamvorming	19
3.6	Onderlinge samenhang van anorganische stofklassen	20
3.7	Enkele eigenschappen van minerale verbindingen.....	20
3.7.1	Sterke en zwakke elektrolyten	20
3.7.2	De oplosbaarheid van stoffen in water.....	21
3.7.3	Schrijfwijze van verbindingen in reactievergelijkingen.....	21
4	DE ORGANISCHE VERBINDINGSKLASSEN OF STOFKLASSEN	22
4.1.1	Overzicht koolstofverbindingen	22
1	Alifatische of acyclische verbindingen	22
2	Cyclische verbindingen	22
4.1.2	Koolwaterstoffen (KWS).....	23
1	Acyclische verzadigde KWS (= alkanen).....	23
2	Acyclische onverzadigde KWS (= alkenen en alkynen).....	24
4.1.3	De monofunctionele koolstofverbindingen.....	25
1	Overzicht	25
2	Naamgeving monofunctionele koolstofverbindingen	26
4.1.4	Isomerie.....	27
1	Definitie	27
2	Soorten isomerie – overzicht.....	27
3	Voorbeelden.....	27

Hoofdstuk 3: De chemische reactie

1	DEFINITIE - VOORSTELLING	29
----------	---------------------------------------	-----------

2	ASPECTEN VAN EEN CHEMISCHE REACTIE.....	29
2.1	Een proces waarbij andere stoffen worden gevormd.....	29
2.2	Een proces waarbij energie wordt omgezet/uitgewisseld	29
2.2.1	Activeringsenergie.....	30
2.3	Snelheid van een chemische reactie	31
2.3.1	Definitie	31
2.3.2	Factoren die de reactiesnelheid beïnvloeden	31
1	Verdeeldheid van de reagerende stoffen.....	31
2	Concentratie van de reagerende stoffen.....	31
3	Temperatuur – Warmte-energie.....	31
4	Lichtenergie.....	32
5	Katalysator.....	32
3	REACTIESOORTEN: OVERZICHT	32
3.1	Reactiesoorten naar aard van uitwisseling	32
3.2	Reactiesoorten naar aard van de skeletverandering	32
3.3	Reactiesoorten naar aard van het aanvallende deeltje.....	32
3.4	Reactiesoorten naar aard van de splitsing van de reagentia	32
3.5	Aflopemde, omkeerbare en evenwichtsreacties	32
 Hoofdstuk 4: Materieaspecten van een chemische reactie		
1	MASSA - VOLUME - DICHTHEID	33
1.1	Atoommassa	33
1.1.1	Absolute atoommassa.....	33
1.1.2	Relatieve atoommassa.....	33
1.1.3	Gemiddelde relatieve atoommassa	33
1	Isotopen.....	33
2	Definitie	33
1.2	Molecuulmassa	34
1.2.1	Absolute molecuulmassa M_a	34
1.2.2	Relatieve molecuulmassa M_r	34
1.3	Molmassa of molaire massa M	34
1.3.1	Begrip 'mol'.....	34
1.3.2	Molmassa of massa van een mol of molaire massa.....	34
1.4	Molvolume of volume van een mol gas of molair gasvolume.....	35
1.5	Dichtheid van stoffen.....	35

2	CONCENTRATIE VAN EEN MENGSEL	35
2.1	Algemene definitie.....	35
2.2	Concentratie-uitdrukkingen	36
2.2.1	Molaire concentratie.....	36
2.2.2	Massaconcentratie	36
2.2.3	Fractionele concentraties	36
3	STOICHIOMETRISCHE BEREKENINGEN	37
3.1	Betekenis	37
3.2	Stappenplan	38
3.3	Uitgewerkt voorbeeld	38
 Hoofdstuk 5: Reactiesoorten		
1	REACTIESOORTEN NAAR AARD VAN DE UITWISSELING	40
1.1	Ionenverbindingreacties	40
1.1.1	Overzicht	40
1.1.2	Voorbeelden	41
1	Neerslagreactie	41
2	Gasontwikkelingsreactie	41
3	Zuur-base-reactie of neutralisatiereactie	41
1.2	Redoxreacties	42
1.2.1	Omschrijving.....	42
1.2.2	Voorbeelden.....	43
1	Splitsen van water = analysereactie	43
2	Verbrandingsreactie van magnesiummetaal = synthesesreactie	43
3	Verdringing van waterstof uit een zuur door een sterk metaal = substitutie	43
2	REACTIESOORTEN NAAR AARD VAN DE SKELETVERANDERING.....	43
2.1	Partiële wijziging van het substraat.....	43
2.1.1	De substitutiereactie.....	43
2.1.2	De additiereactie	44
2.1.3	De elimineringsreactie.....	44
2.1.4	De condensatiereactie	44
2.2	Drastische wijziging van het substraat	44
2.2.1	De degradatiereactie.....	44
2.3	Aaneenschakeling van substraatdeeltjes = polymeervorming	44
2.3.1	Polymerisatie.....	45
2.3.2	Polycondensatie	45
2.3.3	Polyadditie.....	45

3	REACTIESOORTEN NAAR AARD VAN HET AANVALLENDE DEELTJE.....	45
3.1	De radicalaire reactie	45
3.2	De nucleofiele reactie.....	46
3.3	De elektrofile reactie	46
4	REACTIESOORTEN NAAR AARD VAN DE SPLITSING VAN DE REAGENTIA.....	46
4.1	Heterolytische of ionaire reactie.....	46
4.2	Homolytische of radicalaire reactie	46
5	BELANGRIJKSTE REACTIES IN DE ORGANISCHE CHEMIE.....	47
5.1	Overzicht.....	47
5.2	Reactiviteit van het substraat.....	47
5.3	Substitutiereacties.....	49
5.3.1	Nucleofiele substituties	49
1	Bij halogeenalkanen.....	49
2	Bij alcoholen.....	51
3	Bij carbonzuren.....	51
4	Met aminen.....	51
5.3.2	Elektrofile substituties	51
1	Structuur en reactiviteit van benzeen.....	51
2	Elektrofile substitutie bij benzeen.....	52
5.3.3	Homolytische/radicalaire substituties.....	53
5.4	Additiereacties.....	53
5.4.1	Elektrofile additiereacties	53
5.4.2	Nucleofiele addities.....	53
5.5	Eliminatiereacties	54
5.5.1	Bij halogeenalkanen.....	54
5.5.2	Bij alcoholen.....	54
5.6	Degradatiereacties.....	54

Hoofdstuk 6: Chemische evenwichten

1	AFLOPENDE, OMKEERBARE EN EVENWICHTSREACTIES.....	55
1.1	Definitie en kenmerken	55
1.2	Wet van Le Chatelier - Van 't Hoff.....	56
1.3	Homogeen evenwicht en evenwichtsconstante	56

1.4	Evenwichtsconstante en ligging van het evenwicht	57
1.5	Omzettingsgraad α	57
2	ZUUR-BASE-EVENWICHTEN	58
2.1	Zuur-base-theorie van Brönsted-Lowry.....	58
2.2	Sterkte van zuren en basen	59
2.3	Zuur-base-evenwichtsreacties	59
2.3.1	Zuur-base-reacties in de anorganische chemie.....	61
2.3.2	Zuur-base-reacties in de koolstofchemie.....	62
1	Bij alcoholen.....	62
2	Bij carbonzuren.....	62
3	Bij aminen.....	62
2.4	Zuurgraad van waterige oplossingen	63
2.4.1	Het ionenproduct van water.....	63
2.4.2	De pH van sterke zuren en sterke basen.....	63
2.5	Zuur-base-titratie.....	65
2.5.1	Definitie en principe.....	65
2.5.2	Titratieformule	66
2.6	Buffermengsels	66
3	REDOXEVENWICHTEN	67
3.1	Opstellen van redoxreactievergelijkingen	67
3.2	Redoxevenwichtsreacties	70
3.2.1	De spanningsreeks van metalen.....	70
3.2.2	De spanningsreeks van niet-metalen.....	71
3.2.3	Redoxkoppels	71
3.2.4	Normpotentiaal of E^0 -waarde van een redoxkoppel	71
3.3	Toepassingen van redoxreacties	75
3.3.1	De elektrolyse	75
1	Theoretische aspecten.....	75
2	Voorbeeld 1.....	76
3	Voorbeeld 2.....	76
3.3.2	De chemische stroombron – chemische cel	77
1	Principe	77
2	Theoretische aspecten.....	77
3	Bronspanning van een chemische cel	78
4	Vergelijking van een chemische cel met een elektrolytische cel	79

KULeuven - CHEMIE