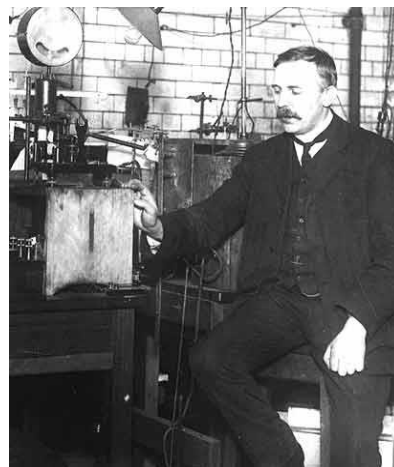
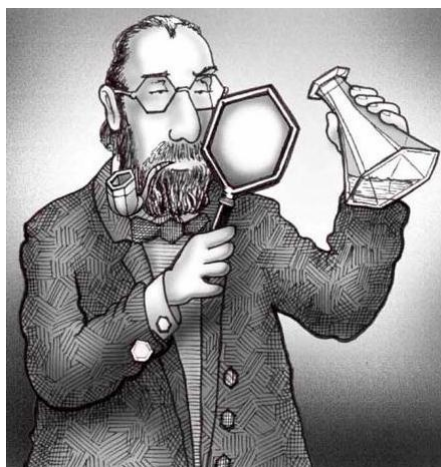




VADEMECUM CHEMIE 2^{DE} GRAAD



INHOUDSOPGAVE

1	ZUIVERE STOFFEN EN MENGSELS	3
1.1	Materie en zuivere stoffen	3
1.2	Soorten mengsels	3
1.3	Scheiden van mengsels	4
2	DE BOUW VAN DE STOF	5
2.1	Indeling van de stoffen	5
2.2	Moleculen en atomen (elementen)	5
2.3	Atoombouw	6
3	HET PERIODIEK SYSTEEM (PSE)	8
4	CHEMISCHE BINDINGEN	9
4.1	De octetstructuur	9
4.2	Het begrip 'ion'	9
4.3	De ionbinding	10
4.4	De covalente binding of atoombinding	10
4.5	De metaalbinding	10
5	MOLECUULFORMULES EN NAAMGEVING	11
5.1	Molecuulformules	11
5.2	Elektronegatieve waarde – oxidatiegetal (zie ook 11)	11
6	CHEMISCHE REACTIES	13
6.1	Verschil tussen fysische en chemische verschijnselen	13
6.2	Chemische reactievergelijkingen	13
6.3	Wetten die het verloop van een chemische reactie bepalen	13
6.4	Soorten reacties	14
6.5	Energieaspect	14
7	ANORGANISCHE STOFFEN	15
7.1	Oxiden	15
7.2	Hydroxiden	15
7.3	Zuren	16
7.4	Zouten	17
7.5	Verband tussen de anorganische stoffen	17
8	ORGANISCHE STOFFEN	18
8.1	Organische chemie	18
8.2	Het koolstofatoom	18
8.3	Koolwaterstoffen (<i>n</i> -alkanen)	18
8.4	Alcoholen (alkanolen)	19
8.5	Carbonzuren (alkaanzuren)	19
9	HET GEDRAG VAN STOFFEN IN WATER	20
9.1	Oplossingen en oplosbaarheid	20
9.2	Geleidbaarheid van oplossingen	21
9.3	Zuurgraad	21
10	REACTIES TUSSEN IONEN	22
10.1	Interactie tussen ionen	22
10.2	Neerslagreacties	22
10.3	Gasontwikkelingsreacties	23
10.4	Neutralisatiereacties	23
11	REDOXREACTIES	24
11.1	De begrippen oxidatie en reductie	24
11.2	Het Oxidatiegetal (zie ook 5.3)	24
11.3	Relatieve oxidator- en reductorsterkte	25
12	CHEMISCHE BEREKENINGEN	26
12.1	Hoeveelheid materie - massa	26
12.2	Concentratie van een oplossing	27

1 ZUIVERE STOFFEN EN MENGSELS

1.1 Materie en zuivere stoffen

Voorwerpen zijn opgebouwd uit **stoffen**. Alle stoffen samen noemen we **materie**. Chemie is de studie van stoffen en hun specifieke eigenschappen of stofconstanten.

Een **zuivere stof** bestaat uit één soort stofdeeltjes. Een **mengsel** is altijd opgebouwd uit meerdere zuivere stoffen.

Een zuivere stof kunnen we herkennen aan zijn fysische constanten zoals aggregatietoestand bij kamertemperatuur, dichtheid, kookpunt, smeltpunt, oplosbaarheid, enz. Zuivere stoffen komen voor in de natuur maar kunnen ook op een kunstmatige manier gemaakt worden (synthetisch). De eigenschappen zijn echter hetzelfde onafhankelijk van de bereidingswijze.

1.2 Soorten mengsels

Een mengsel is dus een verzameling van meerdere stoffen door elkaar. Mengsels waarin 'op zicht'¹ verschillende soorten deeltjes te onderscheiden zijn worden **heterogene mengsels** genoemd. Bij **homogene mengsels** zijn de stofeigenschappen op alle plaatsen gelijk.

Colloïdale mengsels zijn een overgangsvorm tussen homogene en heterogene mengsels.

Er bestaan tal van soorten mengsels. De belangrijkste mengsels die in de chemie worden gebruikt zijn de volgende:

Heterogene mengsels:

suspensie: Dit is een mengsel waarbij een vaste stof niet in een oplosmiddel oplost maar als fijne korreltjes verdeeld is door het oplosmiddel (water en zand). Een suspensie is troebel en na verloop van tijd zullen de stoffen zich scheiden op basis van hun verschil in dichtheid.

emulsie: Dit is een mengsel van twee niet (volledig) mengbare vloeistoffen (water en olie). Een emulsie scheidt zichzelf na korte of langere tijd. Je krijgt dan twee lagen waarbij de vloeistof met de hoogste dichtheid de onderste laag vormt.

Andere heterogene mengsels zijn: schuim (gas dat fijn verdeeld is in een vloeistof), nevel (vloeistof die fijn verdeeld is in een gas) en rook (fijn verdeelde vaste stof in een gas)

Homogene mengsels:

oplossing: Dit is een mengsel van een vloeistof (het oplosmiddel) en een andere stof (of stoffen). Bij een oplossing zijn de stoffen volledig mengbaar met elkaar en krijg je dus een homogeen mengsel.

vast – vloeistof: suiker in water

vloeistof – vloeistof: alcohol in water

gas – vloeistof: zuurstofgas in water

Kenmerkend voor een oplossing is dat deze altijd helder is. Je kunt er doorheen kijken. Oplossingen zijn dus transparant wat niet hetzelfde is als kleurloos!

Andere homogene mengsels zijn: legeringen (mengsel van metalen).

¹ De grens tussen homogene en heterogene mengsels is niet altijd zo scherp te stellen en vaak ook afhankelijk van optische hulpmiddelen die men gebruikt (microscoop of vergrootglas).

1.3 Scheiden van mengsels

Mengsels kunnen weer gescheiden worden in hun oorspronkelijke componenten. **Scheidingstechnieken** steunen op specifieke fysisch verschillende eigenschappen van de zuivere stoffen waaruit het mengsel bestaat (kookpunt, dichtheid, oplosbaarheid, enz.). Belangrijk is om in te zien dat bij scheiden geen nieuwe stoffen ontstaan. Scheiden is dus geen chemische reactie (zie 6).

techniek	aggregatietoestand	voorbeelden	
scheitrechter	vl – vl	olie en water	HETEROGEEN
decantatie	v – vl	bezinksel in wijn	
filtratie	v – vl	zand en water	
centrifugatie	v – vl vl – vl	droogzwieren sla afromen van melk	
extractie	v – v v – vl	cafeïne uit koffie olie uit pindanoten	
adsorptie	v – vl g – vl g – g	kleurstof uit wijn geurstof uit drinkwater gasmasker	HOMOGEEN
destillatie	vl – vl	alcohol en water	
kristallisatie	v – vl	winnen van zeezout	
chromatografie	v – v g – g vl – vl	kleurstoffen in vilstift zuivering uranium organische synthese	

In het vet staan de scheidingstechnieken die zeker gezien zijn in het derde jaar.

2 DE BOUW VAN DE STOF

2.1 Indeling van de stoffen

In de chemie worden **zuivere stoffen** bestudeerd. Een zuivere stof is opgebouwd uit één soort deeltjes. Dit kunnen zowel moleculen als atomen zijn.

Een **samengestelde stof** kan verder ontleed worden in twee of meer andere stoffen.

Een **enkelvoudige stof** kan niet meer verder ontleed worden in andere stoffen.

2.2 Moleculen en atomen (elementen)

Moleculen zijn opgebouwd uit meerdere **atomen**. De verschillende atoomsoorten noemen we ook de **elementen**.

Alle enkelvoudige stoffen zijn opgebouwd uit slechts één atoomsoort (ijzer: Fe, dizuurstof: O₂, ...).

Samengestelde stoffen zijn opgebouwd uit verschillende atoomsoorten (water: H₂O, ammoniak: NH₃, koolstofdioxide: CO₂, ...).

Er zijn drie *soorten* elementen: **metalen** (ijzer: Fe, lood: Pb, kwik: Hg ...), **niet-metalen** (koolstof: C, waterstof: H, zwavel: S ...) en **edelgassen** (helium: He, argon: Ar ...).

Elk element wordt voorgesteld door een welbepaald **symbool**.

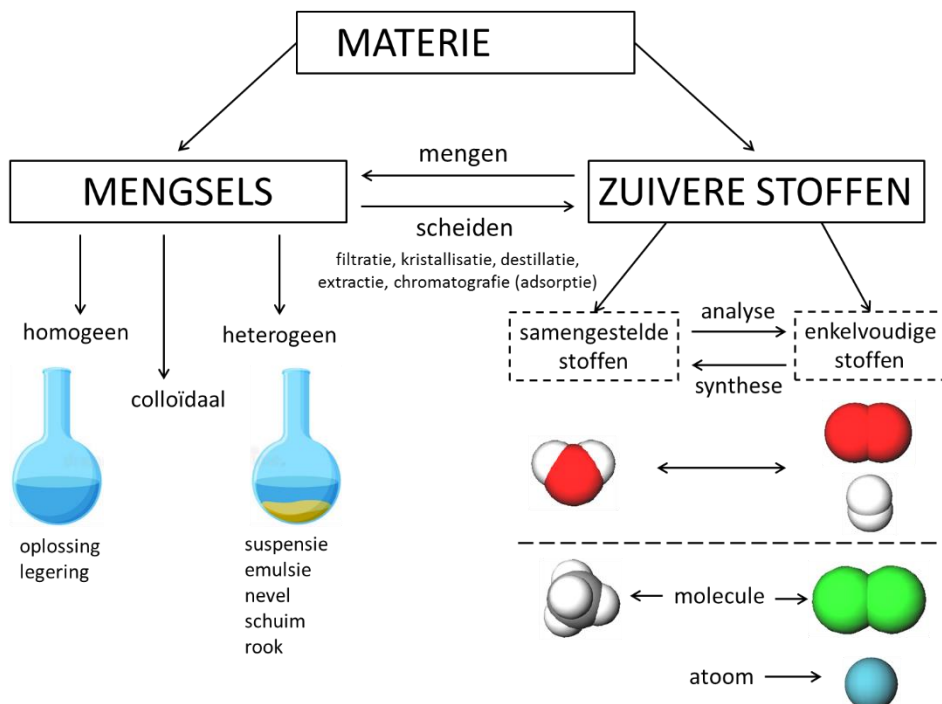
De notatie 'Cu' heeft twee betekenissen:

- de atoomsoort of het element koper
- 1 atoom koper

De te kennen elementen na de tweede graad zijn hieronder weergegeven:

METALEN		uraan	U
lithium	Li	plutonium	Pu
natrium	Na	polonium	Po
kalium	K	NIET-METALEN	
beryllium	Be	waterstof	H
magnesium	Mg	boor	B
calcium	Ca	koolstof	C
barium	Ba	stikstof	N
aluminium	Al	zuurstof	O
tin	Sn	fluor	F
antimoon	Sb	silicium	Si
lood	Pb	fosfor	P
chroom	Cr	zwavel	S
mangaan	Mn	chloor	Cl
ijzer	Fe	arseen	As
cobalt	Co	seleen	Se
nikkel	Ni	broom	Br
koper	Cu	jood	I
zink	Zn	EDELGASSEN	
zilver	Ag	helium	He
goud	Au	neon	Ne
platina	Pt	argon	Ar
cadmium	Cd	krypton	Kr
kwik	Hg	xenon	Xe
germanium	Ge	radon	Rn

Overzichtsschema:



2.3 Atoombouw

2.3.1 Bestanddelen van een atoom

Een atoom is, grofweg, opgebouwd uit een centrale, massieve **kern** met een **positieve lading**, met daarrond een 'uitgestrekte' ijle ruimte (**mantel**) waarin zich de **negatief geladen elektronen** bevinden. Onderzoek toonde aan dat de kern (**nucleus**) is opgebouwd uit 2 soorten kerndeeltjes (**nucliden**): **protonen** en **neutronen**.

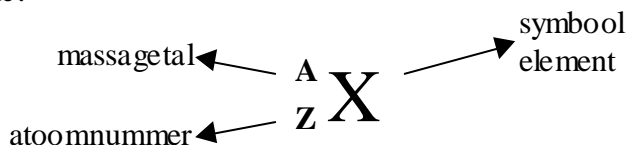
deeltjes	symbool	plaats	lading (relatief)	massa (relatief)
proton	p^+	kern	+ 1	1
neutron	n^0	kern	0	1
elektron	e^-	mantel	- 1	1/1840

2.3.2 Atoomnummer en massagetal

Een atoom is elektrisch neutraal: het aantal positieve ladingen is gelijk aan het aantal negatieve ladingen. Anders gezegd: het aantal protonen in de kern is steeds gelijk aan het aantal elektronen in de elektronenmantel.

Het **atoomnummer Z** duidt het aantal protonen aan; het is karakteristiek voor het element. Het **massagetal A** is gelijk aan de som van het aantal protonen en neutronen. $A - Z$ is gelijk aan het aantal neutronen.

notatie:



Aangezien Z karakteristiek is voor het element, kan dit ook weggelaten worden in de notatie.

voorbeeld: ^{23}Na heeft $Z = 11$

aantal $p^+ = 11$

aantal $n^0 = 12$

aantal $e^- = 11$

aantal nucliden = 23

2.3.3 De elektronenconfiguratie

In de elektronenmantel zijn de elektronen verdeeld over 7 **schillen** of **energieniveaus** (atoommodel van Bohr).

De schillen worden met een letter aangeduid: K L M N O P Q.

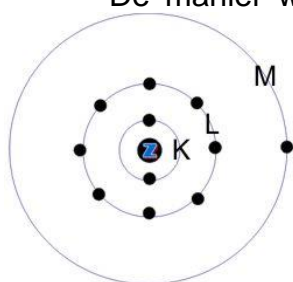
Ze worden gekenmerkt door een **hoofdenergieniveau**, waarmee je het maximale aantal elektronen per schil kunt berekenen ($= 2n^2$).

<i>schillen</i>	K	L	M	N
hoofdenergieniveau = n	1	2	3	4
maximaal aantal elektronen = $2n^2$	2	8	18	32

De elektronen van een atoom bevinden zich steeds op de laagst mogelijke schil of energieniveau.

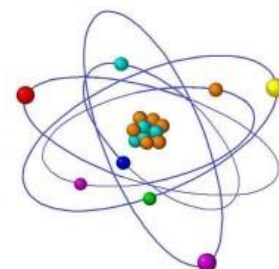
Het aantal elektronen in de buitenste schil kan echter nooit hoger zijn dan 8!

De manier waarop de elektronen verdeeld zijn over de verschillende schillen wordt de **elektronenconfiguratie** genoemd.



De elektronen die zich in de buitenste schil van een atoom bevinden **worden valentie-elektronen** genoemd.

Hou er steeds rekening mee dat een atoom een 3 dimensionele ruimte inneemt en geen plat object is. De figuur links is dus een platte projectie van de werkelijkheid²



De elektronenconfiguraties van de eerste 18 elementen van het periodiek systeem zijn in onderstaande tabel te vinden.

Atoomnummer, Z	Element	K	L	M	N
1	H	1	-	-	-
2	He	2	-	-	-
3	Li	2	1	-	-
4	Be	2	2	-	-
5	B	2	3	-	-
6	C	2	4	-	-
7	N	2	5	-	-
8	O	2	6	-	-
9	F	2	7	-	-
10	Ne	2	8	-	-
11	Na	2	8	1	-
12	Mg	2	8	2	-
13	Al	2	8	3	-
14	Si	2	8	4	-
15	P	2	8	5	-
16	S	2	8	6	-
17	Cl	2	8	7	-
18	Ar	2	8	8	-

² Het atoommodel van Bohr is een handig maar ook onvolledig atoommodel. In het vijfde jaar wordt dit verder verfijnd.

3 HET PERIODIEK SYSTEEM (PSE)

In het periodiek systeem zijn de elementen gerangschikt volgens hun stijgend atoomnummer (van links naar rechts).

Horizontaal is het periodiek systeem onderverdeeld in zeven **perioden**. Verticaal staan de **groepen** genoteerd.

De elementen van **dezelfde groep** vertonen steeds **gelijkaardige chemische eigenschappen** omdat ze hetzelfde aantal valentie-elektronen (elektronen op de buitenste schil) bezitten.

De **periode** geeft het **aantal gevulde schillen** (of energieniveaus) van het element weer.

In de recente versies van het PSE worden de groepen doorlopend genummerd van 1 tot 18. In oudere versies worden Romeinse cijfers met letter gebruikt om hoofd- en nevgroepen (a- en b-groepen) te onderscheiden. Het Romeinse cijfer geeft het aantal valentie-elektronen weer. De groep '0' is dé speciale groep uit het periodiek systeem. Daarin zitten de edelgassen. Deze hebben 8 valentie-elektronen en zijn uitermate stabiel.

De hoofdgroepen (a-groepen) krijgen een naam:

Ia	1	alkalimetalen
IIa	2	aardalkalimetalen
IIIa	13	aardmetalen
IVa	14	koolstofgroep
Va	15	stikstofgroep
VIa	16	zuurstofgroep
VIIa	17	halogenen
0	18	edelgassen

De meeste elementen hebben een metaalkarakter, enkel waterstof en de elementen in de rechterbovenhoek van de tabel zijn niet-metaal.

1	2	...	13	14	15	16	17	18
Ia	IIa	...	IIIa	IVa	Va	VIa	VIIa	0

groepen

1	H								
2				B					
3				Al	Si	Niet metalen			
4					Ge	As			
5						Sb	Te		
6							Po	At	
7									

periode

metalen

edelgassen

4 CHEMISCHE BINDINGEN

4.1 De octetstructuur

Bij de vorming van chemische bindingen zal elk atoom ernaar streven in de buitenste schil acht elektronen (= **octetstructuur** of **edelgasconfiguratie**) te krijgen. Een uitzondering hierop vormt het element H dat de edelgasconfiguratie van He nastreeft (slechts 2 valentie-elektronen).

Bij chemische processen spelen dus enkel de buitenste elektronen (de **valentie-elektronen**) een rol.

Met de **Lewisnotatie** worden de valentie-elektronen afgebeeld als puntjes rond het symbool. Vanaf vijf elektronen worden er ook streepjes gebruikt om elektronenparen voor te stellen.

<i>element</i>	<i>valentie-elektronen</i>	4.1.1 Lewisstructuur
Na	1	Na•
Ca	2	Ca••
Al	3	•Al•
C	4	•C•
N	5	•N• of •N̄•
O	6	•O• of Ō•
F	7	•F• of F̄•
Ne	8	•Ne• of Nē

4.2 Het begrip 'ion'

Ionen zijn geladen deeltjes (opgebouwd uit één of meerdere atomen) en ontstaan doordat één of meerdere elektronen aan een atoom worden toegevoegd of weggenomen.

Er zijn twee soorten ionen: positieve ionen (**kationen**, elektronen weggenomen) en negatieve ionen (**anionen**, elektronen opgenomen). De vorming van een ion uit een atoom hangt af van het aantal valentie-elektronen.

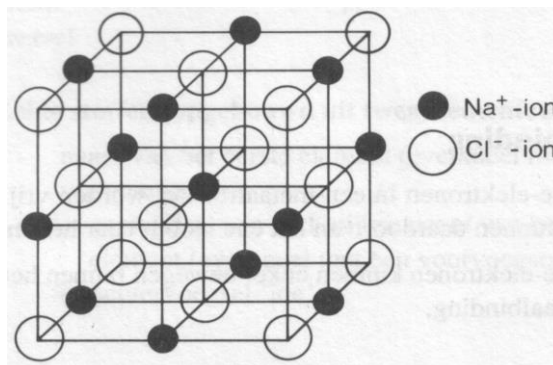
element	valentie-elektronen	aantal afgestane of opgenomen elektronen	ion	naam van het ion
Na	1	1 afgestaan	Na ⁺	natriumion
Mg	2	2 afgestaan	Mg ²⁺	magnesiumion
Al	3	3 afgestaan	Al ³⁺	aluminiumion
O	6	2 opgenomen	O ²⁻	oxide-ion
S	6	2 opgenomen	S ²⁻	sulfide-ion
F	7	1 opgenomen	F ⁻	fluoride-ion

4.3 De ionbinding

Metaalatomen staan heel gemakkelijk elektronen af. Daardoor ontstaan positieve ionen. Niet-metaalatomen nemen elektronen op. Daardoor ontstaan negatieve ionen. Die positieve en negatieve ionen oefenen een elektrische aantrekkingskracht uit op elkaar. Hierdoor ontstaat een ionbinding.

Bij een ionbinding zullen de ionen zich rangschikken volgens een regelmatig patroon. Die schikking van ionen noemen we een **ionrooster**.

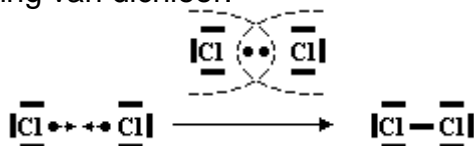
De chemische formule NaCl stelt dus feitelijk geen molecule op zich voor maar is de eenheid die telkens terugkeert in het rooster van deze stof.



4.4 De covalente binding of atoombinding

Niet-metalen kunnen de edelgasconfiguratie bereiken door elektronen gemeenschappelijk te stellen. Een gemeenschappelijk elektronenpaar vormt een covalente binding. De covalente binding kan eenvoudig voorgesteld worden met de Lewisstructuur.

voorbeeld: vorming van dichloor:



opmerking:

Vaak wordt een regel gehanteerd (verschil in elektronegatieve waarden (zie 5.3) van twee naburige atomen $>$ of $<$ 1,6) om het verschil tussen een ionbinding en covalente binding aan te duiden. Deze regel gaat echter niet altijd op en daarom is het beter om de vuistregel te gebruiken dat een ionbinding gevormd wordt tussen metalen en niet-metalen en een covalente binding tussen niet-metalen onderling.

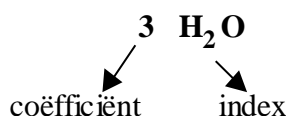
4.5 De metaalbinding

De valentie-elektronen in een metaalrooster worden vrij zwak aangetrokken door de kern. Ze kunnen daardoor vrij makkelijk bewegen tussen de atomen en worden ook wel 'vrije' elektronen genoemd. De ladingsverdelingen die daardoor ontstaan houden de metaalatomen gebonden.

5 MOLECUULFORMULES EN NAAMGEVING

5.1 Molecuulformules

Alleen zuivere stoffen kunnen voorgesteld worden door een chemische formule. In de formule duidt de index het aantal atomen van een bepaald element aan. Een coëfficiënt duidt het aantal moleculen aan.



In dit voorbeeld zijn volgende hoeveelheden aanwezig:
3 moleculen water, 6 atomen H en 3 atomen O

Een formule is karakteristiek voor een zuivere stof maar onafhankelijk van de aggregatietoestand.

Naamgeving:

Systematische (of wetenschappelijke) namen zijn internationaal afgesproken; triviale of gebruiks-) namen zijn meestal afkomstig uit de industrie. Voor de naamgeving van chemische formules wordt verwezen naar 7 en 8.

Overeenkomstig de index in de molecuulformule worden voorvoegsels gebruikt.

<i>index</i>	<i>voorvoegsel</i>
1	mono
2	di
3	tri
4	tetra
5	penta
6	hexa
7	hepta
8	octa
9	nona
10	deca

5.2 Elektronegatieve waarde – oxidatiegetal (zie ook 11)

5.2.1 Elektronegatieve waarde (EN)

De elektronegatieve waarde is een maat voor de kracht waarmee een atoom elektronen aantrekt.

Linus Pauling heeft een schaal opgesteld van 0,7 tot 4,0. Deze elektronegatieve waarden staan in het periodiek systeem vermeld. Metalen hebben een lage EN-waarde en stoten eerder makkelijk elektronen af om de octetstructuur te bereiken. Niet-metalen hebben een hoge EN-waarde en zullen makkelijker bijkomende elektronen aantrekken.

5.2.2 Oxidatiegetal (OG)

Elk element wordt gekenmerkt door een bepaald oxidatiegetal in een welbepaalde verbinding.

Het oxidatiegetal wordt voorgesteld door een Romeins cijfer, voorafgegaan door een + of een – teken.

5.2.3 Oxidatiegetal bij ionbindingen

Metaalatomen zijn ‘elektropositief’ omdat ze heel gemakkelijk positieve ionen vormen door afgifte van elektronen. De positieve lading van dat ion is het oxidatiegetal van het betrokken element.

Niet-metaalatomen zijn ‘elektronegatief’ omdat ze negatieve ionen vormen door elektronen op te nemen. De negatieve lading van het ion noemen we het oxidatiegetal van het element.

<i>element</i>	<i>ion</i>	<i>oxidatiegetal</i>
Na	Na ⁺	+ I
Mg	Mg ²⁺	+ II
O	O ²⁻	- II
F	F ⁻	- I

5.2.4 Oxidatiegetal bij covalente bindingen

We vinden het oxidatiegetal van de betrokken elementen door de bindingselektronen volledig te verschuiven in de richting van het element met de grootste elektronegatieve waarde. Daarna kijken we welke deellading (of partiële lading) ontstaan is op de atomen.

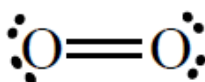
voorbeeld: CO₂



Elektronegatieve waarden zijn:	3,5	2,5	3,5
Deelladingen zijn:	δ^{2-}	δ^{4+}	δ^{2-}
De oxidatiegetallen zijn:	-II	+IV	-II

Is er geen verschil in de elektronegatieve waarde dan is er geen ladingsverschuiving en krijgt elk atoom de helft van de bindingselektronen toegewezen.

voorbeeld: O₂



Elektronegatieve waarden	3,5	3,5
De oxidatiegetallen zijn:	0	0

5.2.5 Oxidatiegetal bij metaalbindingen

Metaalatomen in een metaalrooster hebben een oxidatiegetal gelijk aan nul.

Voor het bepalen van de oxidatiegetallen van elementen zijn enkele regels van toepassing:

- bij de atomen van een enkelvoudige stof is het OG = 0.
- bij een neutrale verbinding is de som van de OG = 0.
- bij mono-atomische ionen is het OG = de relatieve ionlading.
- bij poly-atomische ionen is de som van de OG = de relatieve ionlading.
- het OG van een zuurstofatoom in een samengestelde stof is meestal -II.
- het OG van een waterstofatoom in een samengestelde stof is meestal +I.

Voor elementen uit de nevgroepen en in geval van meerdere waarden voor elementen uit de hoofdgroepen wordt een beperkte tabel met OG geraadpleegd om formules te schrijven (zie 7)

6 CHEMISCHE REACTIES

6.1 Verschil tussen fysische en chemische verschijnselen

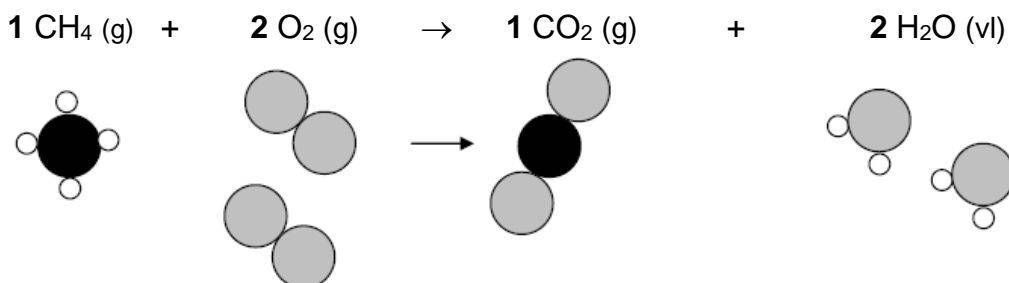
Bij een fysisch verschijnsel worden geen nieuwe stoffen gevormd (vb. verdampen van water, scheidingstechnieken). Bij een chemisch verschijnsel worden wel nieuwe stoffen gevormd (vb. verbranding van hout).

6.2 Chemische reactievergelijkingen

Reageren is in feite het schikken en/of herschikken van atomen tot vorming van nieuwe moleculen. Chemische reacties ontstaan omdat atomen de octetstructuur (8 valentie-elektronen) willen bereiken.

De reacties worden genoteerd in reactievergelijkingen: reagentia → reactieproducten

In de reactievergelijking moet het aantal atomen van een bepaalde soort voor en na de reactie gelijk zijn aan elkaar. Dit kunnen we in orde brengen door de juiste **coëfficiënten** (kleinste, gehele getallen) in te voeren.



De coëfficiënt 1 wordt meestal weggelaten: $\text{CH}_4 (\text{g}) + 2 \text{ O}_2 (\text{g}) \rightarrow \text{CO}_2 (\text{g}) + 2 \text{ H}_2\text{O} (\text{vl})$

De letters tussen haakjes na elke formule geven de toestand van de stof in de reactie weer (g = gas, v = vast, vl = vloeibaar en opl = in oplossing).

Om een chemische reactievergelijking op te stellen volgen we steeds onderstaand stappenplan (zie ook 7.5):

- 1 Reactiepatroon herkennen
- 2 Juiste chemische formules schrijven (gebruik indices)
- 3 Reactievergelijking in orde brengen (gebruik coëfficiënten)

6.3 Wetten die het verloop van een chemische reactie bepalen

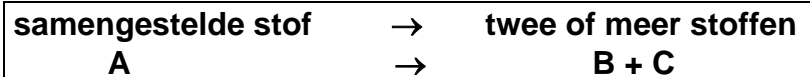
Wet van Lavoisier: Bij een reactie in een afgesloten ruimte blijft de totale massa van de betrokken stoffen ongewijzigd.

Wet van Proust: Wanneer twee of meer stoffen met elkaar reageren gebeurt dat altijd in een constante massaverhouding.

Zoals je op de bovenstaande figuur op deze bladzijde kunt bemerken, verdwijnen er bij een chemische reactie dus geen atomen!

6.4 Soorten reacties

6.4.1 Analyse of ontledingsreactie



thermolyse: ontleding door warmte

fotolyse: ontleding door licht

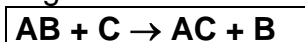
elektrolyse: ontleding door elektrische stroom

6.4.2 Synthese of verbindingsreactie



6.4.3 Substitutie

Een element in een stof wordt vervangen door een ander element.

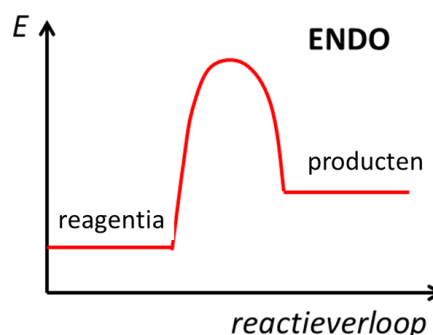
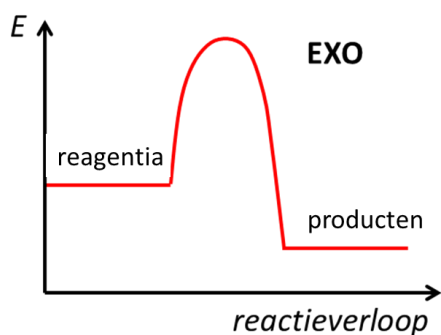


6.5 Energieaspect

Een **exotherme** reactie is een chemische reactie waarbij energie vrij komt onder de vorm van warmte.

Een **endotherme** reactie is een chemische reactie waarbij warmte onttrokken wordt aan de omgeving.

Deze reacties kunnen voorgesteld worden in een energiediagram. Daaruit blijkt dat bij een exotherme reactie de gevormde producten een lagere energie-inhoud hebben dan de oorspronkelijke reagentia. Bij een endotherme reactie nemen de reagentia energie op en zullen de gevormde producten een hogere energie-inhoud hebben.



opmerking:

De afgestane of opgenomen energie kan een andere energievorm aannemen dan warmte, zoals bijvoorbeeld licht. In dit geval spreken we van een exo-energetische of endo-energetische reactie.

7 ANORGANISCHE STOFFEN³

7.1 Oxiden

Metaaloxiden ontstaan door verbranding van metalen. Ze hebben de algemene formule M_xO_y en zijn vaste stoffen bij kamertemperatuur.

Niet-metaaloxiden ontstaan door verbranding van niet-metalen. Ze hebben de algemene formule nM_xO_y en zijn gasvormig bij kamertemperatuur.

Bij de naamgeving noemen we eerst het metaal of niet-metaal en nadien de uitgang 'oxide' (eventueel met voorvoegsels).

voorbeelden:

CaO	calciumoxide	K ₂ O	dikaliumoxide
NO	stikstofoxide	P ₂ O ₅	difosforpentaoxide

7.2 Hydroxiden

Een hydroxide ontstaat bij de reactie tussen een oplosbaar metaaloxide en water. De algemene formule is $M(OH)_x$.

De formule van een hydroxide bestaat uit twee delen:

metaal ← hydroxide → één of meer hydroxidegroepen

Bij de naamgeving noemen we eerst het metaal en nadien de uitgang 'hydroxide' (eventueel met een voorvoegsel).

voorbeelden:

KOH	kaliumhydroxide	Ca(OH) ₂	calciumdihydroxide
Fe(OH) ₂	ijzerdihydroxide	Fe(OH) ₃	ijzertrihydroxide

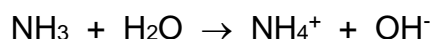
Hydroxiden vertonen de volgende karakteristieken:

- ze hebben een zeepachtige smaak
- slechts enkele zijn goed oplosbaar in water (zie 9)
- de oplosbare hydroxiden zijn in waterige oplossingen goede geleiders voor de elektrische stroom
- de basische eigenschappen zijn te wijten aan de aanwezigheid van OH⁻-ionen in een waterige oplossing
- hydroxiden zijn ionbindingen en zijn dus vast bij kamertemperatuur

Wanneer we een hydroxide oplossen in water splitst het in ionen: **dissociatie**.

voorbeeld: $Ca(OH)_2 (v) \rightarrow Ca^{2+} (opl) + 2 OH^- (opl)$

Ook een ammoniakoplossing heeft basische eigenschappen. Het levert OH⁻-ionen volgens de reactie:



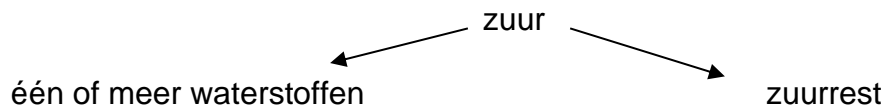
Het NH₄⁺-ion noemen we het ammoniumion (NH₄OH = ammoniumhydroxide).

³ M = metaal, nM = niet Metaal

7.3 Zuren

Een zuur ontstaat bij de reactie tussen een niet-metaaloxide en water. De algemene formule voor zuren is H_xZ .

De formule van een zuur bestaat uit twee delen:



Zuurresten zijn steeds negatieve ionen.

Er zijn twee soorten zuren.

Binaire zuren bestaat uit H en een niet-metaal: H_xnM (HCl, H_2S , ...)

Ternaire zuren bestaan steeds uit H, een niet-metaal en O: H_xnMO_y (HNO_3 , H_2SO_4 , ...)

Enkele belangrijke zuren met hun zuurresten

zuur	naam van het zuur	triviale naam	zuurrest	naam van de zuurrest
HF	waterstoffluoride		F^-	fluoride-ion
HCl	waterstofchloride	zoutzuur	Cl^-	chloride-ion
HBr	waterstofbromide		Br^-	bromide-ion
HI	waterstofjodide		I^-	jodide-ion
H_2S	diwaterstofsulfide		S^{2-}	sulfide-ion
HNO_3	waterstofnitraat	salpeterzuur	NO_3^-	nitraat-ion
H_2CO_3	diwaterstofcarbonaat	koolzuur	CO_3^{2-}	carbonaat-ion
H_2SO_4	diwaterstofsulfaat	zwavelzuur	SO_4^{2-}	sulfaat-ion
H_3PO_4	triwaterstoffosfaat	fosforzuur	PO_4^{3-}	fosfaat-ion
$HClO_3$	waterstofchloraat		ClO_3^-	chloraat-ion
HIO_3	waterstofjodaat		IO_3^-	jodaat-ion
$HBrO_3$	waterstofbromaat		BrO_3^-	bromaat-ion

Zuren vertonen de volgende karakteristieken:

- ze zijn goed oplosbaar in water
- in een sterk verdunde waterige oplossing hebben ze een zure smaak
- ze reageren met veel metalen, waarbij waterstofgas vrijgemaakt wordt
- ze geleiden de elektrische stroom in een waterige oplossing
- de zure eigenschappen zijn te wijten aan de aanwezigheid van H^+ -ionen in een waterige oplossing
- zuren zijn covalente bindingen
- bij kamertemperatuur zijn binaire zuren gasvormig en ternaire zuren vloeibaar

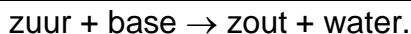
Wanneer we een zuur oplossen in water vormt het ionen: **ionisatie**.

voorbeelden: $HCl(g) \rightarrow H^+(opl) + Cl^-(opl)$

$H_2SO_4(l) \rightarrow H^+(opl) + HSO_4^-(opl) \rightarrow 2 H^+(opl) + SO_4^{2-}(opl)$

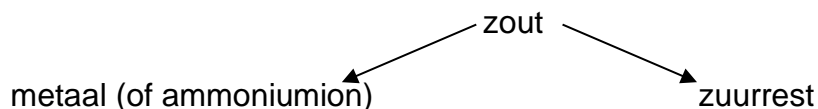
7.4 Zouten

Een zout ontstaat bij een reactie tussen een zuur en een base:



Zo'n reactie noemen we een neutralisatiereactie.

De algemene formule voor een zout is $\mathbf{M_xZ_y}$. Een zout bestaat dus uit minstens twee delen:



Bij de naamgeving noemen we de naam van het metaalion of ammoniumion, gevolgd door de naam van het zuurrest (eventueel met voorvoegsels). In overeenstemming met de zuren bestaan er ook binaire ($\mathbf{M_xnM_y}$) en ternaire zouten ($\mathbf{M_xnMO_y}$).

voorbeelden:	KNO_3	kaliumnitraat	NaCl	natriumchloride
	MgSO_4	magnesiumsulfaat	K_2S	dikaliumsulfide
	$\text{Fe}(\text{NO}_3)_3$	ijzertrinitraat	Na_2CO_3	dinatriumcarbonaat
	$(\text{NH}_4)_3\text{PO}_4$	tri-ammoniumfosfaat		

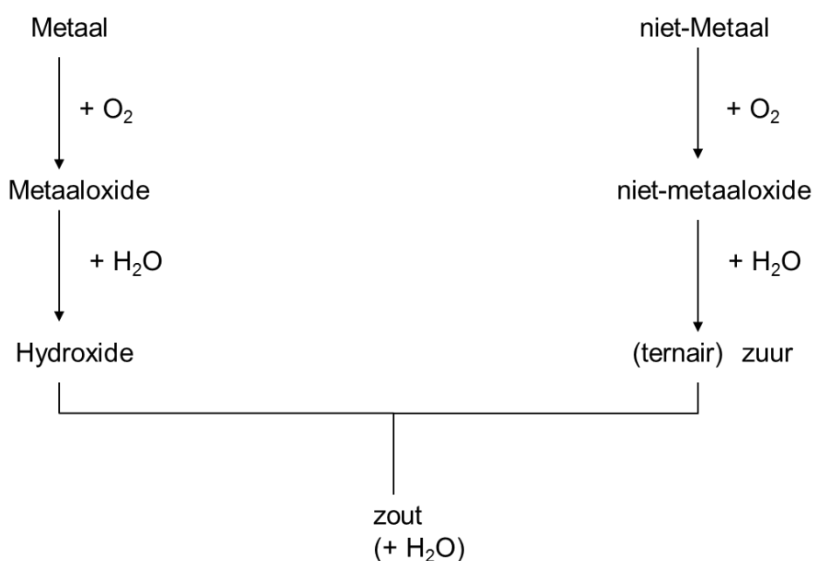
Zouten vertonen volgende karakteristieken:

- de oplosbaarheid in water is afhankelijk van het soort ionen (zie 11)
- wanneer ze oplosbaar zijn in water geleiden ze goed de elektrische stroom
- zouten zijn ionbindingen en zijn dus bij kamertemperatuur vaste stoffen

Een zout splitst in ionen wanneer het opgelost wordt in water: **dissociatie**

voorbeeld: $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2 (\text{v}) \rightarrow \text{Ca}^{2+} (\text{opl}) + 2 \text{NO}_3^- (\text{opl})$

7.5 Verband tussen de anorganische stoffen



Extra: $\text{metaal} + \text{zuur} \rightarrow \text{zout} + \text{H}_2$

8 ORGANISCHE STOFFEN

8.1 Organische chemie

- Alle organische stoffen bevatten het element koolstof.
- De tak van de scheikunde die zich bezighoudt met de studie van de organische stoffen noemen we organische chemie of koolstofchemie.

8.2 Het koolstofatoom

- Het element koolstof heeft vier elektronen in zijn buitenste schil: het is dus in staat om vier stabiele, covalente bindingen te vormen.
- Koolstof bezit de unieke eigenschap om ketens te vormen, waarbij het aantal koolstofatomen zeer hoog kan oplopen.
- Koolstofketens kunnen vertakt zijn en kunnen ook meervoudige bindingen bevatten. Bovendien bestaan er ook cyclische verbindingen (leerstof 5^{de} jaar).

8.3 Koolwaterstoffen (*n*-alkanen)

Structuur: enkel C- en H-atomen, alle atomen zijn enkelvoudig gebonden.

Algemene brutoformule: **C_nH_{2n+2}**.

Naam: stam + 'aan'.

Aant. C-at.	Structuurformule	Bruto-formule	Naam	aggregatie-toestand
1	CH ₄	CH ₄	methaan	gas
2	CH ₃ -CH ₃	C ₂ H ₆	ethaan	gas
3	CH ₃ -CH ₂ -CH ₃	C ₃ H ₈	propaan	gas
4	CH ₃ -CH ₂ -CH ₂ -CH ₃	C ₄ H ₁₀	butaan	gas
5	CH ₃ -CH ₂ -CH ₂ -CH ₂ -CH ₃	C ₅ H ₁₂	pentaan	vloeibaar
6	CH ₃ -CH ₂ -CH ₂ -CH ₂ -CH ₂ -CH ₃	C ₆ H ₁₄	hexaan	vloeibaar
7	CH ₃ -CH ₂ -CH ₂ -CH ₂ -CH ₂ -CH ₂ -CH ₃	C ₇ H ₁₆	heptaan	vloeibaar
8	CH ₃ -CH ₂ -CH ₂ -CH ₂ -CH ₂ -CH ₂ -CH ₂ -CH ₃	C ₈ H ₁₈	octaan	vloeibaar
9	CH ₃ -CH ₂ -CH ₂ -CH ₂ -CH ₂ -CH ₂ -CH ₂ -CH ₂ -CH ₃	C ₉ H ₂₀	nonaan	vloeibaar
10	CH ₃ -CH ₂ -CH ₂ -CH ₂ -CH ₂ -CH ₂ -CH ₂ -CH ₂ -CH ₂ -CH ₃	C ₁₀ H ₂₂	decaan	vloeibaar

opmerking:

Molecuulformules (zie 5) van de betreffende stoffen kunnen op twee manieren weergegeven worden. De brutoformule geeft het aantal atomen van elke soort weer en is de meest bondige schrijfwijze. De structuurformule geeft informatie over de wijze waarop de koolstofatomen aan elkaar gebonden zijn.

Als het aantal koolstofatomen in de keten stijgt, stijgt ook het kookpunt van de alkanen. Op basis van dit principe kunnen de verschillende alkanen in aardolie via gefractioneerde destillatie gescheiden worden van elkaar.

8.4 Alcoholen (alkanolen)

Functionele groep: de OH-groep (hydroxylgroep)

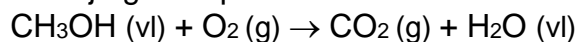
Algemene formule: $C_nH_{2n+1}OH$

Naam: stam + 'ol'; vanaf propanol wordt de plaats van de alcoholfunctie aangeduid door een nummer.

voorbeelden:

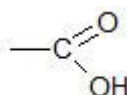
- $CH_3 - CH_2 - OH$ ethanol
- $CH_3 - CH_2 - CH_2 - CH_2 - OH$ butaan-1-ol
- $CH_3 - CH_2 - \underset{\substack{| \\ OH}}{CH} - CH_3$ butaan-2-ol

Alcoholen zijn goed oplosbaar in water. In zuivere vorm zijn ze brandbaar:



8.5 Carbonzuren (alkaanzuren)

Functionele groep: de COOH-groep (carboxylgroep).



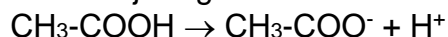
Algemene formule: $C_{n-1}H_{2n-1}COOH$

Naam: stam + 'zuur'; de koolstof van de carboxylgroep behoort tot de hoofdketen en is altijd eindstandig.

voorbeelden:

- $HCOOH$ methaanzuur (mierenzuur)
- CH_3-COOH ethaanzuur (azijnzuur)

Carbonzuren zijn organische zuren en ioniseren in waterig midden:



opmerking:

Er zijn verschillende wijzen waarop organische stoffen kunnen voorgesteld worden. Hieronder een voorbeeld voor ethanol.

Brutoformule	Structuurformule	Zaagtandprojectie	3D-voorstellingen
C_2H_6O			

9 HET GEDRAG VAN STOFFEN IN WATER

9.1 Oplossingen en oplosbaarheid

Een **oplossing** bestaat uit een **oplosmiddel** en een **opgeloste stof**.

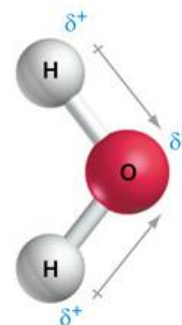
Een oplosmiddel (solvent) is altijd een vloeistof. Een opgeloste stof kan vloeibaar, vast of gasvormig zijn.

De oplosbaarheid van een stof is afhankelijk van:

- de aard van de stof
- de aard van het oplosmiddel of solvent.

Water als oplosmiddel

In een watermolecule trekt het zuurstofatoom de bindingselektronen naar zich toe (hogere EN-waarde). Het wordt daardoor gedeeltelijk (partieel) negatief geladen terwijl de waterstofatomen gedeeltelijk (partieel) positief geladen worden.



De watermolecule is een polaire molecule of **dipoolmolecule**.

Door dat polair karakter is de watermolecule gevoelig voor ionen rond zich. De polaire watermoleculen vormen een 'dipoolmantel' rond ionen, zodat deze in opgeloste toestand blijven (aangeduid met (opl) in reactievergelijkingen).

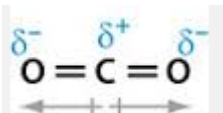
Er moet een onderscheid gemaakt worden tussen de begrippen dissociatie en ionisatie.

Dissociatie komt voor bij ionbindingen (zouten en hydroxiden). De dipoolkrachten van water trekken de ionen los uit hun ionrooster. **Ionisatie** komt voor bij polaire, covalente bindingen (zuren)⁴. Bij dit proces worden ionen gevormd.

Als algemene regel kunnen we stellen dat polaire stoffen goed oplossen in een polair oplosmiddel en apolaire stoffen goed in een apolair oplosmiddel.

opmerking:

Een stof is polair wanneer er elektronenverschuivingen voorkomen tussen twee elementen wegens een verschil in EN-waarde (vb. HCl en NH₃). Wanneer de stof echter symmetrisch opgebouwd is, heffen de elektronenverschuivingen elkaar op en is de stof toch apolair (vb. CH₄ en CO₂).

Polaire stof	Apolaire stof
$\delta^+ \quad \delta^-$ \rightarrow $\text{H} - \text{Cl}$	 <p>De twee dipoolvectoren heffen elkaar op omwille van symmetrie</p>

⁴ Metaaloxiden en niet-metaaloxiden gaan niet oplossen in water maar wel reageren met water tot vorming van nieuwe stoffen, namelijk hydroxiden en zuren.

9.2 Geleidbaarheid van oplossingen

Stoffen die in opgeloste toestand (of gesmolten toestand) geheel of gedeeltelijk splitsen in positieve en negatieve ionen waardoor de oplossing in staat is elektrische stroom te geleiden noemen we **elektrolyten**. Stoffen die de elektrische stroom niet geleiden, noemen we **niet-elektrolyten**.

Stoffen die in water volledig opsplitsen in ionen worden **sterke elektrolyten** genoemd. Stoffen die slechts gedeeltelijk dissociëren zijn **zwakke elektrolyten**.

Ionverbindingen en sommige polaire covalente verbindingen (zuren) zijn elektrolyten. Apolair covalente verbindingen zijn steeds niet-elektrolyten.

opmerking:

Er is geen rechtstreeks verband tussen elektrolytsterkte en oplosbaarheid van een stof in water. Zo zijn bijvoorbeeld AgCl en Ba(OH)₂ moeilijk oplosbaar in water (zie 10.2) maar gedragen ze zich wel als sterke elektrolyten. Het weinig deel van die stoffen dat oplost, wordt volledig gedissocieerd. Anderzijds zijn er ook heel wat stoffen die goed oplossen in water (suiker) maar die geen elektrolyteigenschappen vertonen omdat er geen ionen ontstaan.

9.3 Zuurgraad

De zuurgraad van een oplossing kunnen we aangeven door *pH*-waarden. De *pH*-waarden variëren van 0 tot 14.

Een *pH*-waarde gelijk aan 7 betekent dat de oplossing neutraal is; hierbij is het aantal H⁺-ionen gelijk aan het aantal OH⁻ ionen.

Een *pH*-waarde die kleiner is dan 7 duidt op een zure oplossing, hierbij bevat de oplossing meer H⁺-ionen dan OH⁻ ionen.

Ligt de *pH*-waarde boven de 7 dan hebben we een basische oplossing. Zo'n oplossing bevat meer OH⁻ ionen dan H⁺-ionen.

	effecten op het milieu	pH waarde	voorbeelden
ZUUR		pH = 0	batterijzuur
		pH = 1	zwavelzuur
		pH = 2	citroensap, azijn
		pH = 3	sinaasappelsap, soda
	alle vissen gaan dood (4,2)	pH = 4	zure regen (4,2-4,4) zuur meer (4,5)
	kikkereieren, kikkervisjes, rivierkreeften en eendagsvliegen gaan dood (5,5)	pH = 5	bananen (5,0-5,3) schone regen (5,6)
	regenboogforellen gaan dood (6,0)	pH = 6	schoon meer (6,5) melk (6,5-6,8)
NEUTRAAL		pH = 7	puur water
BASISCH		pH = 8	zeewater, eieren
		pH = 9	zuiveringszout (zit in bakpoeder)
		pH = 10	magnesiummelk (zit in maagzuurremmers)
		pH = 11	ammonia
		pH = 12	zeepwater
		pH = 13	bleek
		pH = 14	gootsteenontstopper

Om de zuurgraad van een oplossing kwalitatief aan te tonen, kan gebruik gemaakt worden van zuur-base-indicatoren.

Indicator	Kleur bij lage pH	Omslaggebied	Kleur bij hoge pH
Lakmoes	rood	4,5 – 8	blauw
Methyloranje	rood	3,1 – 4,4	geel
Fenolftaleïne	kleurloos	8,2 – 10	paars

Om de pH meer precies te bepalen (kwantitatief) wordt een mengsel van indicatoren (vb. pH strips) of een pH-meter gebruikt.

10 REACTIES TUSSEN IONEN

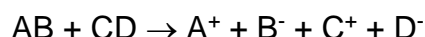
10.1 Interactie tussen ionen

Wanneer we twee sterke elektrolyten (AB en CD) samenvoegen bekommen we een reactiemengsel waar de volgende ionen in voorkomen:

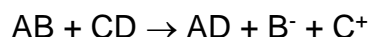


Er kunnen zich twee feiten voordoen:

- ofwel is er geen interactie tussen de ionen. Ze blijven dan vrij naast elkaar bewegen. We stellen dit als volgt voor:



- ofwel is er interactie tussen bepaalde ionen. Stel dat bijvoorbeeld de ionen A^+ en D^- recombineren tot vorming van een zwak elektrolyt AD. De voorstelling hiervan luidt:



Voor het zwakke elektrolyt AD zijn er verschillende mogelijkheden:

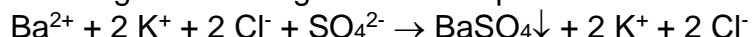
- ❖ ofwel is het een neerslag (neerslagreacties)
- ❖ ofwel is het een weinig oplosbaar gas (gasontwikkelingsreacties).
- ❖ ofwel is het water (neutralisatiereacties)

10.2 Neerslagreacties

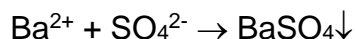
Bij een **neerslagreactie** recombineren ionen tot vorming van een weinig oplosbare, vaste verbinding. We noemen dit een **neerslag**.

In een reactievergelijking wordt een neerslag aangeduid door een naar beneden gericht pijltje (of door (v) na de stof te plaatsen).

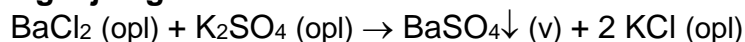
voorbeeld: Een $BaCl_2$ -oplossing bevat Ba^{2+} -ionen en Cl^- -ionen.
Een K_2SO_4 -oplossing bevat K^+ -ionen en SO_4^{2-} -ionen.
Na samenvoegen vindt volgende reactie plaats:



In de **essentiële ionenreactie** worden enkel de ionen genoteerd die een neerslag vormen:



De **stoffenreactievergelijking** is:



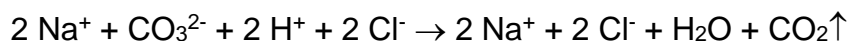
Of een stof oplosbaar is of niet kan je opzoeken in een oplosbaarheidstabel (zie p. 23).

10.3 Gasontwikkelingsreacties

In een gasontwikkelingsreactie recombineren bepaalde ionen zich tot vorming van een weinig oplosbaar, gasvormig reactieproduct.

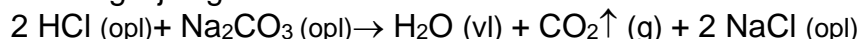
In een reactievergelijking wordt het ontstaan van een ontsnappend gas aangeduid met een naar boven gericht pijltje.

voorbeeld: samenvoeging van een Na_2CO_3 -oplossing (dissocieert) en een HCl -oplossing (ioniseert):



De essentiële ionenreactie is dan: $2 \text{H}^+ + \text{CO}_3^{2-} \rightarrow \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2\uparrow$

De stoffenreactievergelijking is dan:



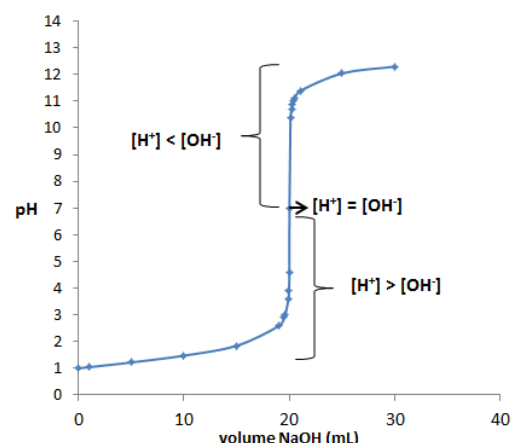
10.4 Neutralisatiereacties

Een **neutralisatiereactie** is een reactie waarbij H^+ -ionen van een zuur reageren met OH^- -ionen van een base.

Bij het **equivalentiepunt** hebben alle H^+ -ionen gereageerd met alle OH^- -ionen. De oplossing is **neutraal** geworden. De oplossing heeft hier een pH -waarde 7.

Het equivalentiepunt kan bepaald worden via een titratie: dit is het druppelsgewijs (d.m.v. een buret) bij elkaar voegen van twee stoffen in aanwezigheid van een indicator.

Titraties worden uitgevoerd om ongekende concentraties van oplossingen te bepalen.



Verbindingen	goed oplosbaar	slecht oplosbaar																				
verbindingen met Na ¹⁺ verbindingen met K ¹⁺	alle alle	<table><tr><th>Neerslag</th><th>Kleur</th></tr><tr><td>AgCl</td><td>Wit</td></tr><tr><td>AgBr</td><td>Geel</td></tr><tr><td>AgI</td><td>Geel</td></tr><tr><td>BaSO₄</td><td>Wit</td></tr><tr><td>Cu(OH)₂</td><td>Blauw</td></tr><tr><td>PbI₂</td><td>Geel</td></tr><tr><td>PbS</td><td>Zwart</td></tr><tr><td>CuS</td><td>Zwart</td></tr><tr><td>Fe(OH)₃</td><td>bruin</td></tr></table>	Neerslag	Kleur	AgCl	Wit	AgBr	Geel	AgI	Geel	BaSO ₄	Wit	Cu(OH) ₂	Blauw	PbI ₂	Geel	PbS	Zwart	CuS	Zwart	Fe(OH) ₃	bruin
Neerslag	Kleur																					
AgCl	Wit																					
AgBr	Geel																					
AgI	Geel																					
BaSO ₄	Wit																					
Cu(OH) ₂	Blauw																					
PbI ₂	Geel																					
PbS	Zwart																					
CuS	Zwart																					
Fe(OH) ₃	bruin																					
Zouten van:																						
Ammonium (NH ₄ ¹⁺) Nitraten (NO ₃ ¹⁻) Bromiden (Br ¹⁻) Chloriden (Cl ¹⁻) Jodiden (I ¹⁻) Sulfaten (SO ₄ ²⁻) Sulfiden (S ²⁻) Fosfaten (PO ₄ ³⁻) Carbonaten (CO ₃ ²⁻)	alle alle alle behalve → alle behalve → alle behalve → alle behalve → Na ¹⁺ , K ¹⁺ , NH ₄ ¹⁺ , Mg ²⁺ , Ba ²⁺ , Ca ²⁺ Na ¹⁺ , K ¹⁺ , NH ₄ ¹⁺ Na ¹⁺ , K ¹⁺ , NH ₄ ¹⁺	Ag ¹⁺ (Hg ¹⁺ , Pb ²⁺ : matig) Ag ¹⁺ (Hg ¹⁺ , Pb ²⁺) Ag ¹⁺ (Hg ¹⁺ , Hg ²⁺ Pb ²⁺) Ba ²⁺ (Pb ²⁺ , Ca ²⁺ : matig) alle andere alle andere alle andere																				
Hydroxiden (OH ¹⁻)	Groep 1, beperkter voor groep 2	andere groepen																				

Uit de tabel kan je afleiden dat alle verbindingen met Na^+ , K^+ of NO_3^- steeds goed oplosbaar zijn.

11 REDOXREACTIES

11.1 De begrippen oxidatie en reductie

In een redoxreactie worden steeds elektronen afgegeven door één element waardoor een ander element deze elektronen kan opnemen.

OXIDATIE = *element geeft e⁻ af*

REDUCTIE = *element neemt e⁻ op*

voorbeeld. $\text{Mg} + \text{Cl}_2 \Rightarrow \text{MgCl}_2$ (witte vaste stof)

welke element neemt e⁻ op? Cl_2

welk element geeft e⁻ af? Mg

11.2 Het Oxidatiegetal (zie ook 5.3)

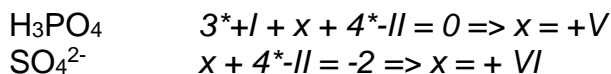
Een redoxreactie gaat altijd gepaard met de verandering van oxidatiegetal van deze elementen.

Een correcte definitie van **oxidatiegetal** luidt als volgt:

Het oxidatiegetal geeft het aantal elektronen weer dat een atoom opneemt/afgeeft wanneer het een binding aangaat met een ander atoom (bij ionbindingen is er sprake van een echte elektronenoverdracht, terwijl we bij covalente bindingen spreken van een fictieve overdracht).

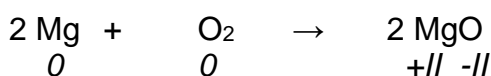
OXIDATIEGETAL = lading die elk atoom krijgt of zou krijgen wanneer het een verbinding vormt met een ander atoom(groep)

regels voor het bepalen van oxidatiegetallen: H meestal +I en O meestal -II



OXIDATIE = *verhoging van oxidatiegetal van een atoom (door e⁻ afgave; meer + lading)*

REDUCTIE = *verlaging van oxidatiegetal van een atoom (door e⁻ opname; meer – lading)*



per element Mg worden er 2 e⁻ afgegeven (dus 4 in totaal)

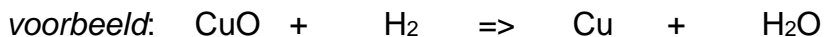
per element O worden er 2 e⁻ opgenomen (dus 4 in totaal)

totale aantal e⁻ afgegeven = totale aantal e⁻ opgenomen (e⁻ balans in evenwicht)

REDOXREACTIE = *reactie die gepaard gaat met verandering van OG van elementen.*

OXIDATOR = *element dat e⁻ opneemt (doet oxideren maar reduceert zelf)*

REDUCTOR = *element dat e⁻ afgeeft (doet reduceren maar oxideert zelf)*



welke elementen veranderen van OG (en dus ook van e^- aantal)?

+II 0 0 +I

welk element oxideert en welk element reduceert?

Cu reduceert (van +II naar 0 = daling in OG, 1 maal 2 e^- opgenomen)

H oxideert (van 0 naar +I = stijging in OG, 2 maal 1 e^- afgegeven)

wat is de reductor en wat de oxidator?

Cu is de oxidator, H is de reductor

SAMENGEVAT

<p>Reductor of reducerende stof wordt geoxideerd staat e^- af OG stijgt reduceert de oxidator</p>	<p>Oxidator of oxiderende stof wordt gereduceerd neemt e^- op OG daalt oxideert de reductor</p>
--	--

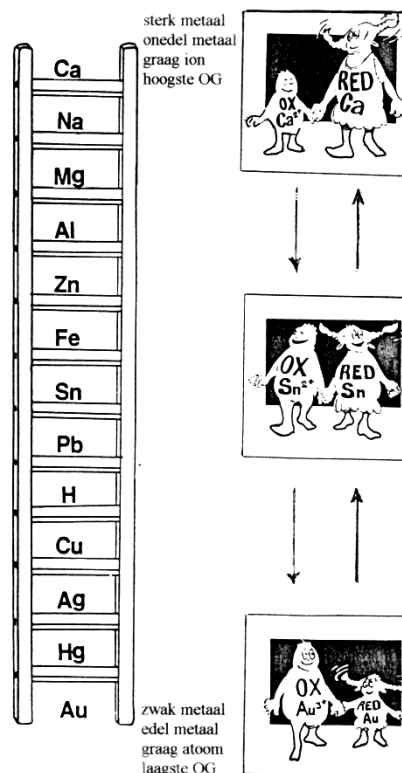
11.3 Relatieve oxidator- en reductorsterkte

Metalen kunnen gerangschikt worden in een elektrochemische **spanningsreeks**. De volgorde in deze reeks wordt bepaald door te vergelijken hoe gemakkelijk een metaalatom elektronen afgeeft en aldus positieve ionen vormt in de oplossing. Bovenaan in de reeks staan de metalen die gemakkelijk elektronen afstaan en aldus gemakkelijk positieve ionen vormen. Deze metalen noemt men *sterke of onedele* metalen. Hoe lager op de ladder, hoe geringer de metaalatomen de neiging vertonen om elektronen af te staan, hoe moeilijker ze positieve ionen vormen of hoe gemakkelijker ze als metaalatom blijven bestaan. Deze metalen noemt men de *zwakke of edele* metalen.

De figuurtjes naast de ladder met de spanningsreeks van de metalen zijn zeer betekenisvol.

Het ion Ca^{2+} zal moeilijk elektronen van andere metaalatomen opnemen. **Ca^{2+} is de zwakste oxidator** die hier wordt afgebeeld. Omgekeerd zal een Ca-atoom gemakkelijk elektronen afstaan aan ionen van alle andere afgebeelde metalen. **Ca is de sterkste reductor**.

Het ion Au^{3+} zal gemakkelijk elektronen van andere metaalatomen opnemen. **Au^{3+} is de sterkste oxidator** die hier wordt afgebeeld. Omgekeerd kan een Au-atoom geen elektronen afstaan aan ionen van alle andere afgebeelde metalen. **Au is de zwakste reductor**.



12 CHEMISCHE BEREKENINGEN

12.1 Hoeveelheid materie - massa

Als atomaire massa-eenheid of 'unit' wordt 1/12 van de massa van een ^{12}C -aatom genomen.

$$1 \text{ u} = 1,66 \cdot 10^{-24} \text{ g of } 1,66 \cdot 10^{-27} \text{ kg}$$

De relatieve atoommassa A_r is een onbenoemd getal dat uitdrukt hoeveel de massa van een atoom groter is dan de massa van 1/12 deel van een ^{12}C -aatom.

De gemiddelde relatieve atoommassa van elk element staat vermeld in het periodiek systeem.

De relatieve molecuulmassa M_r is een onbenoemd getal dat uitdrukt hoeveel de massa van een molecule groter is dan de massa van 1/12 deel van een ^{12}C -aatom. De relatieve molecuulmassa is de som van de relatieve atoommassa's van alle atomen waaruit die molecule is opgebouwd.

Een mol is een hoeveelheid die N_A deeltjes bevat. $N_A = 6,02 \cdot 10^{23}$ = het getal van **Avogadro**.

Eén mol atomen/moleculen heeft een massa die zoveel gram bedraagt als de relatieve atoommassa/molecuulmassa aangeeft. Deze massa wordt de **molaire massa M** genoemd.

molaire massa van een atoom: $M = A_r \text{ g/mol}$

voorbeeld: $M(\text{Na}) = 23,0 \text{ g/mol}$

molaire massa van een molecule: $M = M_r \text{ g/mol}$

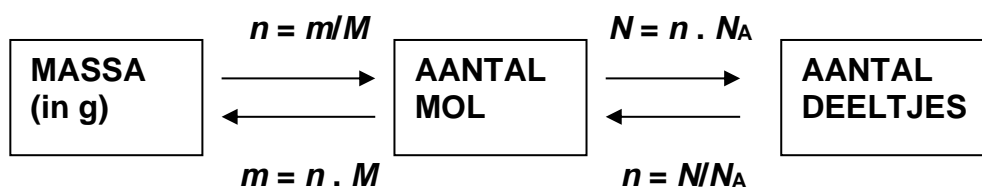
voorbeeld: $M(\text{Ca}(\text{OH})_2) = 40,0 + 2 \cdot 16,0 + 2 \cdot 1,0 = 74,0 \text{ gram/mol}$

opmerking:

We ronden molaire massa's af tot op 0,1!

Een hoeveelheid materie kunnen we weergeven door:

- een aantal deeltjes (N)
- een aantal mol (n)
- de massa die overeenkomt met dat aantal deeltjes of mol (m)



12.2 Concentratie van een oplossing

De concentratie c is de verhouding van de **hoeveelheid opgeloste stof** tot de **hoeveelheid oplossing**. Dit kan uitgedrukt worden in g/L of mol/L.

➤ massaconcentratie c_{massa} : aantal gram opgeloste stof per liter oplossing: $c_{\text{massa}} = \frac{m}{V}$

$$[c_{\text{massa}}] = \text{g/L}$$

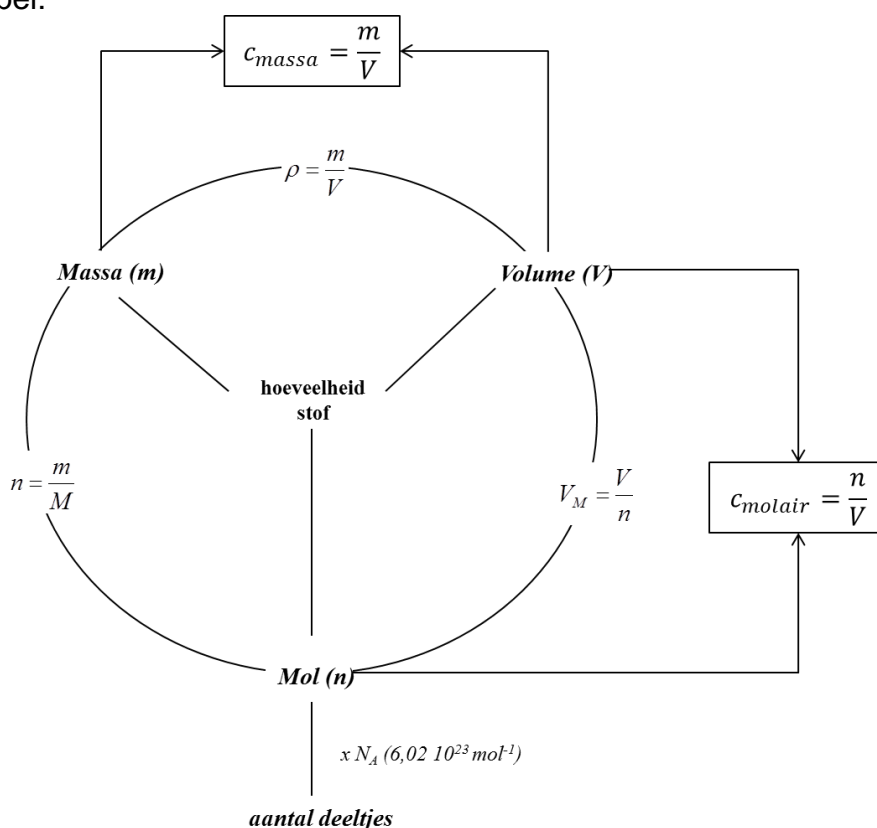
➤ molaire concentratie c_{molair} : aantal mol opgeloste stof per liter oplossing:

$$c_{\text{molair}} = \frac{n}{V}$$

$$[c_{\text{molair}}] = \text{mol/L}$$

Schrijfwijze: een oplossing van één liter met daarin 0,71 mol NaOH:
de molaire concentratie bedraagt 0,71 mol/L = 0,71 mol L⁻¹

Omzettingstabel:

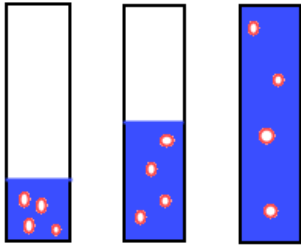


In bovenstaande figuur is molair gasvolume (V_M) vermeld maar nog niet gezien.

Wanneer twee oplossingen van dezelfde stof maar met een verschillende concentratie bij elkaar gevoegd worden, kan de nieuwe concentratie berekend worden m.b.v. volgende formule:

$$\frac{c_1 \cdot V_1 + c_2 \cdot V_2}{V_{\text{TOTAAL}}} = \frac{n_1 + n_2}{V_{\text{TOTAAL}}}$$

Wanneer een oplossing verdund wordt, blijft het aantal mol (n) in de verschillende oplossingen gelijk maar verandert de concentratie van de oplossing wel zoals weergegeven in de figuur.



Via de **algemene verdunningswet** kunnen we een onbekende concentratie of een onbekend volume berekenen:

$$c_{\text{voor}} \cdot V_{\text{voor}} = c_{\text{na}} \cdot V_{\text{na}}$$

$$\begin{array}{ccccc} n_1 & = & n_2 & = & n_3 \\ c_1 & > & c_2 & > & c_3 \end{array}$$