

examenbundel.nl

VERNIEUWD
Sluit volledig aan
op het examen-
programma

samen gevat }

VWO

Scheikunde



ThiemeMeulenhoff

#

**examen
bundel**>

Slim leren, zeker slagen



#

**BESTEL
MET
STAPEL-
KORTING!**

#

Slim leren, zeker slagen met Examenbundel!



Oefenopgaven, samenvattingen, woordjes,
examentips en inspiratie: op examenbundel.nl
vind je alles om je optimaal voor te bereiden
op je examens.

#ikgazekerslagen #geenexamenstress examenbundel.nl

#



examenbundel.nl

samen gevat }

VWO

Scheikunde

dr. J.R. van der Vecht
drs. E.J. Gijben

#geenexamenstress
mijn.examenbundel.nl
Gratis oefenen en
alle belangrijke exameninfo



Colofon

Auteurs

J.R. van der Vecht

E.J. Gijben

Opmaak

Crius Group, Hulshout (België)

Omslagfoto

Getty Images / E+ / Ferran Traite

Over ThiemeMeulenhoff

ThiemeMeulenhoff ontwikkelt slimme flexibele leeroplossingen met een persoonlijke aanpak. Voor elk niveau en elke manier van leren. Want niemand is hetzelfde.

We combineren onze kennis van content, leerontwerp en technologie, met onze energie voor vernieuwing. Om met en voor onderwijsprofessionals grenzen te verleggen. Zo zijn we samen de motor voor verandering in het primair, voortgezet en beroepsonderwijs.

Samen leren vernieuwen.

www.thiememeulenhoff.nl

ISBN 9789006782547

Zesde druk, eerste oplage, 2024

© ThiemeMeulenhoff, Amersfoort, 2024

Alle rechten voorbehouden. Niets uit deze uitgave mag worden verveelvoudigd, opgeslagen in een geautomatiseerd gegevensbestand, of openbaar gemaakt, in enige vorm of op enige wijze, hetzij elektronisch, mechanisch, door fotokopieën, opnamen, of enig andere manier, zonder voorafgaande schriftelijke toestemming van de uitgever.

Voor zover het maken van kopieën uit deze uitgave is toegestaan op grond van artikel 16B Auteurswet 1912 j° het Besluit van 23 augustus 1985, Stbl. 471 en artikel 17 Auteurswet 1912, dient men de daarvoor wettelijk verschuldigde vergoedingen te voldoen aan Stichting Publicatie- en Reproductierechten Organisatie (PRO), Postbus 3060, 2130 KB Hoofddorp (www.stichting-pro.nl). Voor het overnemen van gedeelte(n) uit deze uitgave in bloemlezingen, readers en andere compilatiewerken (artikel 16 Auteurswet) dient men zich tot de uitgever te wenden. Voor meer informatie over het gebruik van muziek, film en het maken van kopieën in het onderwijs zie www.auteursrechtenonderwijs.nl.

De uitgever heeft ernaar gestreefd de auteursrechten te regelen volgens de wettelijke bepalingen. Degenen die desondanks menen zekere rechten te kunnen doen gelden, kunnen zich alsnog tot de uitgever wenden.

Deze uitgave is volledig CO₂-neutraal geproduceerd. Het voor deze uitgave gebruikte papier is voorzien van het FSC®-keurmerk. Dit betekent dat de bosbouw op een verantwoorde wijze heeft plaatsgevonden.

Voorwoord

Beste examenkandidaat,

In dit boek vind je de leerstof en de vaardigheden voor het vwo-examen scheikunde kort en systematisch weergegeven.

Deze samenvatting stelt je in staat om in korte tijd grote hoeveelheden stof te herhalen en te overzien. Hoofd- en bijzaken worden onderscheiden waardoor je inzicht krijgt in de grote lijnen van de stof en in de samenhang tussen de verschillende onderwerpen.

Met *Samengevat* bereid je je zelfstandig voor op het examen. Omdat *Samengevat* een uitgebreid trefwoordenregister bevat, is dit boek ook al bruikbaar in 4- en 5-vwo.

Gecombineerd met de *Examenbundel vwo scheikunde* vormt deze *Samengevat* de beste voorbereiding op je examen. De theorie vind je in *Samengevat* en je oefent met de opgaven uit de *Examenbundel*!

Samengevat en *Examenbundel* zijn naast elke methode te gebruiken.

Heb je opmerkingen? Meld het ons via vo@thiememeulenhoff.nl

Amersfoort, juli 2024

opmerkingen

Dit boekje bevat slechts enkele begrippen die uitsluitend betrekking hebben op het schoolexamen. Namen of begrippen die tussen haakjes staan, hoef je voor het centraal examen niet te kennen. Om trefwoorden uit het register makkelijker te kunnen terugvinden, zijn deze in lopende tekst *cursief* geplaatst.

Bij de verwijzingen naar het informatieboek BINAS is gebruik gemaakt van de zevende editie. De verschillen met de zesde editie beperken zich in hoofdzaak tot het vervallen van tabel 96 uit de zesde editie en de opsplitsing van de oorspronkelijke tabel 97 in Veiligheid en milieu (tabel 96) en Groene chemie (tabel 97).

Hoewel dit boek met de grootst mogelijke zorg is samengesteld, kunnen auteur en uitgever geen aansprakelijkheid aanvaarden voor aanwijzingen naar aanleiding van publicaties van de overheid betreffende specifieke examenonderwerpen, de hulpmiddelen die je tijdens het examen mag gebruiken, duur en datum van je examen, etc.

Het is altijd raadzaam je docent of onze website www.examenbundel.nl te raadplegen voor actuele informatie die voor jouw examen van belang kan zijn.

Hoe werk je met dit boek?

In SAMENGEVAT vormen linker- en rechterbladzijde een geheel. De begrippen die links kort worden weergegeven, worden rechts nader toegelicht (door definities of voorbeeldvraagstukken).

LINKERBLADZIJDE

Op de linkerbladzijde staan boomdiagrammen die de onderlinge relaties van begrippen laten zien. De linkerbladzijde dient als een checklist om snel na te gaan of de genoemde onderwerpen bekend zijn.

dit is het hoofdbegrip	→	chemische stoffen en milieu
<i>cursieve tekst</i> geeft de relatie met de volgende opsomming aan	→	<i>begrippen</i>
begrip van 1 ^e orde, beschrijft hoofdbegrip + toelichting	→	■ watervcontreiniging lozing van afvalstoffen
		■ bodemverontreiniging storten van afvalstoffen; bestrijdingsmiddelen en kunstmeststoffen van landbouw
		■ luchtverontreiniging gasvormige verbrandingsproducten
		■ afvalverwerking afhankelijk van de mate van schadelijkheid <i>mogelijkheden</i>
begrip van 2 ^e orde, geeft informatie over afvalverwerking + toelichting	→	■ mechanische methoden zoals het afvangen van roet
		■ hergebruik ook teruggwinning uit eindproducten
		■ verbranding van brandbaar afval brengt vaak giftige stoffen in de lucht, er blijft een vaste verbrandingsrest over
begrippen van de 3 ^e en 4 ^e orde kunnen ook voorkomen		■ biologische afbraak bv. door vergisting van afval
		■ chemische behandeling bv. rookgasontzwaveling

RECHTERBLADZIJDE

Op de rechterbladzijde vind je nadere informatie, die je nodig hebt als de begrippen links nog niet bekend zijn of als je die nog onvoldoende beheerst. Deze theorie vervangt voor een deel de theorie die ook in je leerboek voorkomt.

hier vind je meer informatie over → **verbrandingsproducten**
het begrip **verbranding** van links
Bij volledige verbranding van een (afval)stof ontstaan de oxiden van de elementen waaruit de stof is opgebouwd.

zo worden ook andere begrippen nader verklaard
ter toelichting kun je rechts ook voorbeelden, definities en figuren aantreffen

stof bevat	product	effect op mens en milieu
H	H ₂ O	geen
C	CO ₂ (g)	broeikaseneffect
	CO(g)	zeer giftig
	C(roet)	fijnstof
S	SO ₂ (g)	zure regen, giftig
N	N ₂ (g)	geen
	NO _x (g)	zure regen, giftig

Inhoud

1	Van atomen tot stoffen	6
2	Reacties en reactieomstandigheden	22
3	Zuur-basereacties	34
4	Redoxreacties	42
5	Koolstofchemie	48
6	Chemie van het leven (biochemie)	60
7	Chemische industrie en milieu	68
8	Analysemethoden	78
9	Vaardigheden	84
	Trefwoordenregister	95
	Overzicht van formules en namen	104

1 Van atomen tot stoffen

atomen microniveau

opgebouwd uit

- **atoomkern** centrum van het atoom, bevat vrijwel de gehele atoommassa
 - **protonen** afgeronde massa 1 u; aantal protonen bepaalt de atoomsoort
 - begrippen*
 - **atoomnummer** is gelijk aan het aantal protonen
 - **kernlading** aantal protonen maal +1 e (+ e = lading van één proton)
 - **plaats in het periodiek systeem** zie blz. 8
 - **neutronen** afgeronde massa 1 u; aantal neutronen ligt voor bepaalde atoomsoort niet vast: elke atoomsoort heeft meerdere isotopen

■ elektronenwolk

kenmerken

- **afmeting** is veel groter dan die van de atoomkern
- **lading** is aantal elektronen maal -1 e (- e = lading van één elektron)
- **massa** is zeer klein, elektronen zijn veel lichter dan protonen en neutronen

bestaat uit

- **elektronenschillen** met maximaal $2n^2$ elektronen, waarbij n = nummer van de schil
 - eerste drie van zeven schillen volgens toenemende (elektronen)energie*
 - **eerste (kleinste) schil** met maximaal $2 \cdot 1^2 = 2$ elektronen
 - **tweede schil** met maximaal $2 \cdot 2^2 = 8$ elektronen
 - **derde schil** met maximaal $2 \cdot 3^2 = 18$ elektronen; eerst vulling tot $8^{1)}$
 - onderscheid tussen*
 - **binnenschillen** lage (potentiële) energie; spelen geen rol bij reacties
 - **buitenste schil** hierin zitten de *valentie-elektronen*, die betrokken zijn bij chemische reacties

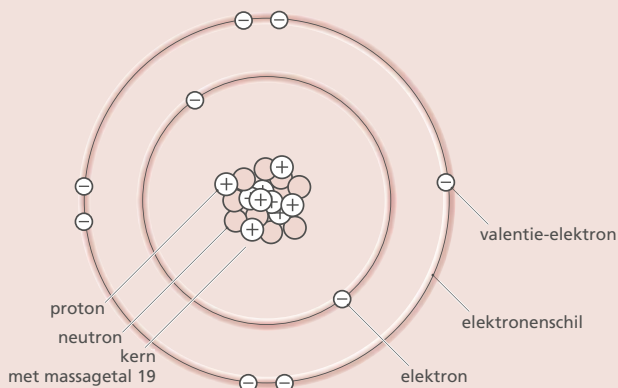
algemeen geldt

- **elk atoom is neutraal** want aantal elektronen = aantal protonen en hun ladingen zijn even groot maar tegengesteld van teken

massabegrippen

- **massagetal van atoom** aantal protonen plus neutronen in atoom; weergave bij atoomsoort: ${}_{\text{atoomnummer}}^{\text{massagetal}} \text{Element of } {}_{\text{p}}^{\text{p+n}} \text{X}$
andere notatie: meestal bij isotopen: X-(p+n), bv. Cl-35 en Cl-37
- **atomaire massa-eenheid u** $1 \text{ u} = 1,66 \cdot 10^{-27} \text{ kg}$ (gelijk aan 1/12 van massa van atoom C-12)
massa H-atoom \approx massa proton \approx massa neutron $\approx 1 \text{ u}$ (afgerond)
- **atoommassa A** gemiddelde massa van alle atomen van een atoomsoort (in u)

1) Pas bij de atoomsoorten met atoomnummers 21 t/m 30 wordt de derde schil verder opgevuld tot 18 elektronen.

atoommodel van $^{19}_9\text{F}$ **elektronenconfiguratie** van atomen

Bij een fluoratoom (zie boven) is de eerste schil opgevuld met 2 elektronen en de tweede schil bevat 7 elektronen. De tweede schil kan maximaal 8 elektronen bevatten. Een atoom van het edelgas Ne bezit twee gevulde schillen: 2 elektronen in de K-schil en 8 elektronen in de tweede schil.

Zo'n elektronenconfiguratie (edelgasomringing) is erg stabiel (zie blz. 9). Een atoom $^{23}_{11}\text{Na}$ heeft een elektron meer dan $^{20}_{10}\text{Ne}$ en dat zit in de derde schil. Bij 8 elektronen in de derde schil is opnieuw sprake van een edelgas (argon).

lading van elektron en proton

De kleinst mogelijke negatieve lading die bestaat, is die van een elektron: $-e$

De kleinst mogelijke positieve lading die bestaat, is die van een proton: $+e$

Voor omrekening naar de eenheid Coulomb geldt: $e = 1,6 \cdot 10^{-19} \text{ C}$

isotopen zijn atomen met hetzelfde atoomnummer, maar met een verschillend massagetal (evenveel protonen, verschillend aantal neutronen), zoals $^{238}_{92}\text{U}$ en radioactief $^{235}_{92}\text{U}^{1)}$

atoommassa

De atoommassa is de gemiddelde massa (in eenheden u) van alle atomen die in de natuur van een atoomsoort voorkomen. Omdat de belangrijkste isotopen van chloor, Cl-35 en Cl-37, in de natuur voorkomen in een verhouding van 3 : 1, is de atoommassa niet 36 u maar 35,5 u.

samenstelling van deeltjes voorbeelden (vier atomen en het ion S^{2-})

	^1_1H	$^{32}_{16}\text{S}$	$^{32}_{16}\text{S}^{2-}$	$^{235}_{92}\text{U}$	$^{238}_{92}\text{U}$
aantal protonen	1	16	16	92	92
aantal neutronen	$1 - 1 = 0$	$32 - 16 = 16$	$32 - 16 = 16$	$235 - 92 = 143$	$238 - 92 = 146$
aantal elektronen	1	16	$16 + 2 = 18$	92	92
massa van deeltje	1,0078 u	31,972 u	31,973 u	235,04 u	238,05 u
lading van deeltje	0	0	$-2e$	0	0

1) Van veel zware metalen bestaan isotopen met een instabiele atoomkern. Zij zenden radioactieve straling uit.

periodiek systeem der elementen (p.s.) met zeven periodes en 18 groepen

overzicht

	1	2		3-12	13	14	15	16	17	18	groep
1	₁ H									₂ He	
2	₃ Li	₄ Be			₅ B	₆ C	₇ N	₈ O	₉ F	₁₀ Ne	
3	₁₁ Na	₁₂ Mg			₁₃ Al	₁₄ Si	₁₅ P	₁₆ S	₁₇ Cl	₁₈ Ar	
4	₁₉ K	₂₀ Ca		21-30	₃₁ Ga	₃₂ Ge	₃₃ As	₃₄ Se	₃₅ Br	₃₆ Kr	
5	₃₇ Rb	₃₈ Sr		39-48	₄₉ In	₅₀ Sn	₅₁ Sb	₅₂ Te	₅₃ I	₅₄ Xe	
6	₅₅ Cs	₅₆ Ba	57-70	71-80	₈₁ Tl	₈₂ Pb	₈₃ Bi	₈₄ Po	₈₅ At	₈₆ Rn	
7	₈₇ Fr	₈₈ Ra	89-102	103-...							
periode						= metaal					= niet-metaal

twee soorten atomen

- **metalen** ongeveer 80 van alle atoomsoorten (elementen) zijn metalen

waaronder

- **alkalimetalen** zes zeer reactieve metalen uit groep 1

- **aardalkalimetalen** zes reactieve metalen uit groep 2

- **niet-metalen** ongeveer 20 atoomsoorten (rechtsboven in het p.s.)

waaronder

- **halogenen** vijf verwante atoomsoorten uit groep 17 die gemakkelijk reageren

- **edelgassen** zes atoomsoorten uit groep 18 die nergens mee reageren

drie soorten bindingen

- **metaalatom met niet-metaalatom** ⇒ **ionbinding** elektrische aantrekking van ionen, waardoor (op macroniveau) een zout wordt gevormd met een *ionrooster*
- **niet-metaalatomen onderling** ⇒ **atoombinding** binding door gedeelde elektronenparen, waardoor (op macroniveau) een moleculaire stof ontstaat (bv. O₂ en CH₄) of een stof met een *atoomrooster* (bv. C en SiO₂)
- **metaalatomen onderling** ⇒ **metaalbinding** binding door vrij bewegende valentie-elektronen, waardoor (op macroniveau) een metaal met een *metaalrooster* ontstaat

periodiek systeem (der elementen) is de rangschikking van alle bekende atoomsoorten (elementen) volgens opklimmend atoomnummer met 7 (horizontale) perioden en 18 (verticale) groepen. Deze ordening is zodanig dat elementen met overeenkomstige eigenschappen onder elkaar staan. Deze eigenschappen hangen samen met het aantal elektronenschillen en het aantal elektronen in de buitenste schil (valentie-elektronen). Het aantal protonen bepaalt de plaats in het periodiek systeem. Met een toenemend atoomnummer neemt (in bijna alle gevallen) ook de atoommassa toe.

periode is de horizontale rangschikking van atoomsoorten in het periodiek systeem met oplopend atoomnummer. Het nummer van de periode komt overeen met het aantal schillen dat in gebruik is.

groep is de verticale rangschikking van atoomsoorten in het periodiek systeem die verwante eigenschappen vertonen. Het aantal valentie-elektronen van de atoomsoorten uit de groepen 1 en 2 is gelijk aan het nummer van de groep. Het aantal valentie-elektronen van de elementen uit de groepen 13 t/m 18 is gelijk aan het nummer van de groep minus 10.

metalen reactiviteit

De alkalimetalen (groep 1) en aardalkalimetalen (groep 2) reageren heftiger dan de overige metalen. Binnen een groep reageren metalen van boven naar beneden steeds heftiger. Kalium (K) reageert dus heftiger dan lithium (Li) en barium (Ba) reageert veel heftiger dan magnesium (Mg).

halogenen vormen groep 17 in het periodiek systeem

De belangrijkste halogenen zijn fluor, chloor, broom en jood. Van boven naar beneden reageren de halogenen (net als de andere niet-metalen) minder heftig: fluor reageert dus veel heftiger dan jood.

edelgassen vormen groep 18 in het periodiek systeem

De belangrijkste edelgassen zijn: helium (He), neon (Ne) en argon (Ar). Zij hebben 8 elektronen in de buitenste schil (behalve helium). Atomen van edelgassen reageren nergens mee.

octetregel geeft aan dat de stabiele elektronenconfiguratie die bij de edelgassen optreedt, gekenmerkt wordt door 8 elektronen in de buitenste schil. Een uitzondering hierop is helium, omdat daar de buitenste (eerste) schil slechts 2 elektronen kan bevatten.

Atoomsoorten die dicht bij de edelgassen staan, kunnen ook zo'n edelgasomringing¹⁾ krijgen:

- metalen door afgifte van elektronen, bv. Mg^{2+} heeft 8 elektronen in de tweede schil net als neon (Ne).
 - niet-metalen door opname van elektronen, bv. S^{2-} heeft 8 elektronen in de derde schil net als argon (Ar).
 - niet-metalen door delen van elektronen, bv. twee waterstofatomen met elk 1 elektron vormen een molecuul H_2 met in totaal 2 elektronen (zoals het He-atoom): $\text{H} \cdot + \cdot \text{H} \rightarrow \text{H}-\text{H}$
- Voor meer voorbeelden: zie vorming van moleculen op blz. 11.

1) Het woord edelgasomringing hoef je niet te kennen. Zie blz. 7.

ionen microniveau

- **positieve ionen** deeltjes die minder elektronen dan protonen bevatten
 - **enkelvoudig ion** metaalion; genoemd naar de metaalsoort
 - **ionen met een vaste elektrovalentie** bv. Li^+ , Ca^{2+} en Al^{3+}
 - **ionen met meerdere elektrovalenties** dus verschillende ionladingen
 - **1+/2+** Hg^+ , kwik(I)ion en Hg^{2+} , kwik(II)ion
 - **1+/3+** Au^+ , goud(I)ion en Au^{3+} , goud(III)ion
 - **2+/3+** Fe^{2+} , ijzer(II)ion en Fe^{3+} , ijzer(III)ion
 - **2+/4+** Pb^{2+} , lood(II)ion en Pb^{4+} , lood(IV)ion; Sn^{2+} , tin(II)ion en Sn^{4+} , tin(IV)ion
 - **3+/6+** U^{3+} , uraan(III)ion en U^{6+} , uraan(VI)ion
 - **samengesteld ion** groepje niet-metaal-atomen met positieve lading
 - **1+** H_3O^+ (hydroxoniumion) en NH_4^+ (ammoniumion)
- **negatieve ionen**¹⁾ deeltjes die meer elektronen dan protonen bevatten
 - **enkelvoudig ion** niet-metaal-atoom dat negatieve lading heeft gekregen
 - **naam eindigt op 'ide'** bv. Cl^- (chloride-ion) en S^{2-} (sulfide-ion)²⁾
 - **samengesteld ion** groepje niet-metaal-atomen, waaronder altijd een aantal zuurstofatomen, met negatieve lading
 - **naam eindigt op 'aat'** bij het grootst aantal O-atomen, bv. bij SO_4^{2-} (sulfaat-ion)
 - **naam eindigt op 'iet'** bij een O-atoom minder, bv. bij SO_3^{2-} (sulfiet-ion)

moleculen microniveau*kenmerken*

- **atoomgroepjes met vaste samenstelling** de molecuulsamenstelling bepaalt de stof
- **molecuulmassa** som van atoommassa's in een molecuul (in u)
- **bestaan uitsluitend uit niet-metaal-atomen** meerderheid van alle moleculen bevat koolstof
- **bevatten atoombindingen / covalente bindingen** atomen zijn aan elkaar gebonden door het delen van elektronen, waardoor gemeenschappelijke elektronenparen ontstaan
 - **gewone atoombinding** geen ladingsverschil tussen de atomen; bv. in Cl_2
 - **polaire atoombinding** met klein ladingsverschil tussen twee atomen; bv. O–H en C=O
- **vast aantal bindingen voor elke atoomsoort** dit is de covalentie; deze is voor atoomsoorten binnen één groep (in p.s.) gelijk; *vuistregel*: covalentie + groepsnummer = 18
 - **covalentie 1** bij H, F, Cl, Br en I (H en 17^e groep), bv. in H–Br
 - **covalentie 2** bij O en S (16^e groep), bv. in O=O en H–S–H
 - **covalentie 3** bij N en P (15^e groep), bv. in NH_3 en PCl_3
 - **covalentie 4** bij C en Si (14^e groep), bv. in CH_4 en SiF_4
- **zwakke bindingen tussen moleculen** zwakker dan atoom-, metaal- en ionbinding
 - **vanderwaalsbinding of molecuulbinding** tussen alle moleculen
 - **dipool-dipoolbinding** tussen dipoolmoleculen (hierin komt een ladingsverdeling van δ^+ en δ^- , veroorzaakt door polaire bindingen)
 - **waterstofbrug** tussen moleculen met O–H of N–H groepen; sterker dan vorige twee bindingen
 - **ion-dipoolbinding** tussen een ion en (meerdere) dipoolmoleculen; zie ook blz. 17

1) voor ladingen, formules en namen: zie bijlage achterin

2) Het samengestelde ion OH^- heeft ook de uitgang 'ide' (hydroxide)

vorming van ionen met behulp van de octetregel

De lading van de ionen van metalen uit groep 1 van het p.s. is $1+$, omdat zij het enkele elektron in hun buitenste schil kunnen afstaan. Voorbeelden: Na^+ en K^+

De lading van de ionen van metalen uit groep 2 van het p.s. is $2+$, omdat zij beide elektronen in hun buitenste schil kunnen afstaan. Voorbeelden: Mg^{2+} , Ca^{2+} en Ba^{2+}

De lading van de ionen van metalen uit groep 13 van het p.s. is $3+$, omdat zij de drie elektronen in hun buitenste schil kunnen afstaan. Voorbeeld: Al^{3+}

De lading van de ionen van niet-metalen uit groep 17 van het p.s. is $1-$, omdat zij nog een elektron in hun buitenste schil kunnen opnemen (van 7 naar 8). Voorbeelden: F^- , Cl^- , Br^- , I^-

De lading van de ionen van niet-metalen uit groep 16 van het p.s. is $2-$, omdat zij nog twee elektronen in hun buitenste schil kunnen opnemen (van 6 naar 8). Voorbeelden: O^{2-} en S^{2-}

ionmassa (in u) is van alle enkelvoudige ionen gelijk aan de atoommassa, omdat de massa van (enkele) elektronen zoveel kleiner is dan die van de atoomkern.

De ionmassa van samengestelde ionen is gelijk aan de massa van het groepje atomen.

vorming van moleculen met behulp van octetregel

atoomsoort uit 3 ^e periode bindt H	Cl	S	P	Si
vorming elektronenparen:	$\cdot\ddot{\text{Cl}}\cdot + \text{H}\cdot$	$\cdot\ddot{\text{S}}\cdot + \text{H}\cdot + \text{H}\cdot$	$\cdot\ddot{\text{P}}\cdot + \text{H}\cdot + \text{H}\cdot + \text{H}\cdot$	$\cdot\ddot{\text{Si}}\cdot + \text{H}\cdot + \text{H}\cdot + \text{H}\cdot + \text{H}\cdot$
lewisstructuur:	$\text{H}-\ddot{\text{Cl}}-\text{H}$	$\text{H}-\ddot{\text{S}}-\text{H}$	$\text{H}-\ddot{\text{P}}-\text{H}$	$\text{H}-\ddot{\text{Si}}-\text{H}$

dipoolmolecuul is molecuul met een of meer polaire atoombindingen, waarbij het centrum van (partiële) + lading niet samenvalt met het centrum van (partiële) – lading.

Voorbeeld: F heeft een *grotere elektronegativiteit* dan H; In HF trekt F dus harder aan de elektronen dan H: $\text{H}^{\delta+} \cdots \text{F}^{\delta-}$ vergelijk H_2 : $\text{H}^{\text{apolair}} \cdots \text{H}$

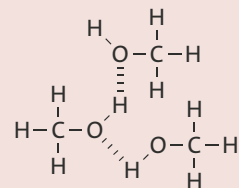
De zwakke binding die ontstaat tussen twee dipoolmoleculen heet dipool-dipoolbinding of dipool-dipoolinteractie.

vanderwaalsbinding ook wel ‘molecuulbinding’; zwakke binding die tussen alle moleculen voorkomt. Deze binding is sterker naarmate de moleculen een grotere massa hebben.

waterstofbrug treedt op bij moleculen met O–H en N–H bindingen.

De wisselwerking tussen H ($\delta+$) en een O- of N-atoom ($\delta-$) van een naburig molecuul is sterker dan de vanderwaalsbinding.

Voorbeeld: Methanolmoleculen blijven bij kamertemperatuur bijeen t.g.v. waterstofbruggen (||||) \Rightarrow methanol (CH_3OH) is vloeibaar, terwijl propaan (C_3H_8) met zwaardere moleculen dan gasvormig is.



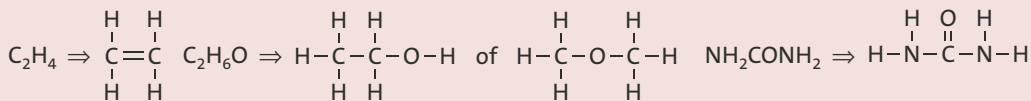
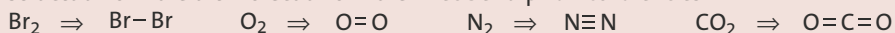
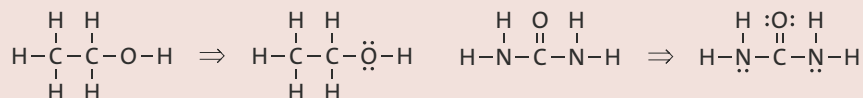
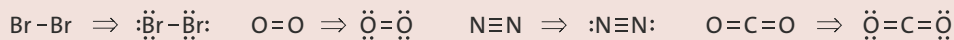
formules van moleculen

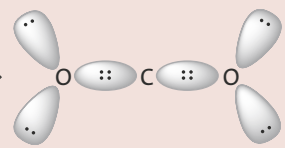
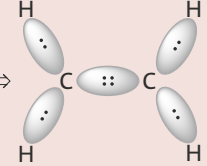
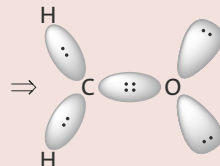
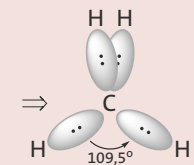
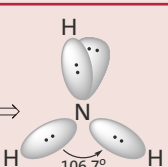
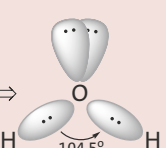
- **molecuulformule** geeft het aantal van elke atoomsoort in een molecuul, bv. H_2O_2
- **structuurformule** geeft weer welke atomen door atoombindingen verbonden zijn, bv. $\text{H}-\text{O}-\text{O}-\text{H}$
- **lewisstructuur** structuurformule waarin ook vrije (niet-bindende) elektronen(paren) zijn weergegeven, bv. $\text{H}-\ddot{\text{O}}-\ddot{\text{O}}-\text{H}$

ruimtelijke bouw van moleculen

wordt beschreven met

- **VSEPR theorie** Valentie-Schil-Elektronen-Paar-Repulsie theorie
 - **maximale afstoting** van atoombindingen en vrije elektronenparen van de atomen in een molecuul of samengesteld ion
 - daarbij geldt*
 - **afstoting is afhankelijk van type atoombinding** bv. $\text{C}-\text{Cl} > \text{C}-\text{H}$ en $\text{C}=\text{C} > \text{C}-\text{H}$
 - **afstoting door vrije elektronenpaar verschilt van die door atoombindingen**
 - **ruimtelijke structuur** wordt bepaald door de afstoting
 - drie basisstructuren (zie ook omringingsgetal hieronder)*
 - **tetraëder** met centraal atoom in het midden; ideale tetraëder bij CCl_4 met bindingshoek van $109,5^\circ$
 - **platte driehoek** met centraal atoom in het midden; gelijkzijdige driehoek bij SO_3 met bindingshoek van 120°
 - **gestrekte structuur** per definitie een bindingshoek van 180°
- **omringingsgetal** is aantal richtingen (in de ruimte) waar zich elektronen bevinden, als atoombindingen of als vrije elektronenparen
 - **2-omringing** \Rightarrow gestrekte structuur \Rightarrow bindingshoek van 180° , bv. bij $\text{O}=\text{C}=\text{O}$
 - **3-omringing** \Rightarrow platte driehoek \Rightarrow bindingshoek ongeveer 120° , bv. bij C_2H_4
 - **4-omringing** \Rightarrow tetraëder \Rightarrow bindingshoek ongeveer 109° ; maar kan door verschil in afstoting sterk afwijken (bv. bij H_2S gelijk aan $92,1^\circ$)

structuurformule uit molecuulformule met behulp van covalenties**lewisstructuur uit structuurformule met behulp van octetregel****ruimtelijke bouw uit lewisstructuur met behulp van VSEPR**

2-omringing (rond C-atoom)	zonder vrije elektronenparen	$\text{H}-\text{C}\equiv\text{C}-\text{H} \Rightarrow \text{H} \text{---} \text{C} \text{---} \text{C} \text{---} \text{H}$
	vrije elektronenparen bij O	$\ddot{\text{O}}=\text{C}=\ddot{\text{O}} \Rightarrow$ 
3-omringing (rond C en O)	zonder vrije elektronenparen	$\begin{array}{c} \text{H} \quad \text{H} \\ \quad \\ \text{C}=\text{C} \\ \quad \\ \text{H} \quad \text{H} \end{array} \Rightarrow$ 
	vrije elektronenparen bij O	$\begin{array}{c} \text{H} \\ \\ \text{H}-\text{C}=\ddot{\text{O}} \\ \\ \text{H} \end{array} \Rightarrow$ 
4-omringing ¹⁾ (rond C, N en O)	zonder vrije elektronenparen	$\begin{array}{c} \text{H} \quad \text{H} \\ \quad \\ \text{H}-\text{C}-\text{H} \\ \\ \text{H} \end{array} \Rightarrow$ 
	1 vrij elektronenpaar bij N; 2 vrije elektronenparen bij O	$\begin{array}{c} \text{H} \\ \\ \text{H}-\text{N}: \\ \\ \text{H} \end{array} \Rightarrow$  $\text{H}-\ddot{\text{O}}-\text{H} \Rightarrow$ 

1) Er is tetraëdische omringing, waarbij afstoting van atoombindingen kleiner is dan die van vrije elektronenparen.

stoffen macroniveau■ **zouten***opgebouwd uit*

- **positieve en negatieve ionen** vormen een regelmatig ionrooster

gebonden door

- **ionbinding** elektrische aantrekking tussen tegengesteld geladen deeltjes

naamgeving

- **naam positief ion + naam negatief ion** bv. NH_4NO_3 heet ammoniumnitraat

- **moleculaire stoffen** opgebouwd uit moleculen, variërend van zeer eenvoudig (zie hieronder) tot ingewikkeld (bv. eiwitmoleculen, zie hoofdstuk 6)

- **sommige niet-ontleedbare stoffen** of elementen

- **waterstof** zeer brandbaar (explosief) gas; formule: $\text{H}_2(\text{g})$

- **zuurstof** onmisbaar voor leven; formule: $\text{O}_2(\text{g})$

- **stikstof** hoofdbestanddeel van lucht; formule: $\text{N}_2(\text{g})$

- **halogenen** stoffen uit groep 17 van het p.s.: $\text{F}_2(\text{g})$, $\text{Cl}_2(\text{g})$, $\text{Br}_2(\text{l})$ en $\text{I}_2(\text{s})$

- **oxiden van niet-metalen** bevatten naast zuurstof nog één ander niet-metaal

- **water** meest voorkomende stof op aarde; formule: $\text{H}_2\text{O}(\text{l})$

- **waterstofperoxide** ontsmettings- en bleekmiddel; formule: $\text{H}_2\text{O}_2(\text{l})$

- **koolstofdioxide** veroorzaakt broeikaseffect; formule: $\text{CO}_2(\text{g})$

- **koolstofmono-oxide** ontstaat bij onvolledige verbranding; formule: $\text{CO}(\text{g})$

- **zwaveldioxide** veroorzaakt *zure depositie* ('zure regen'); formule: $\text{SO}_2(\text{g})$

- **zwaveltrioxide** formule: $\text{SO}_3(\text{g})$

- **stikstofmono-oxide** formule: $\text{NO}(\text{g})$

- **stikstofdioxide** formule: $\text{NO}_2(\text{g})$; ook stikstofoxiden veroorzaken zure depositie

- **zuren** stoffen die een H^+ -ion (proton) kunnen afstaan (zie blz. 34)

- **waterstofchloride** formule: $\text{HCl}(\text{g})$

- **salpeterzuur** formule: $\text{HNO}_3(\text{l})$

- **zwavelzuur** formule: $\text{H}_2\text{SO}_4(\text{l})$

- **fosforzuur** formule: $\text{H}_3\text{PO}_4(\text{s})$

- **ethaanzuur** (azijnzuur) formule: $\text{CH}_3\text{COOH}(\text{l})$

- **sommige basen** belangrijkste: ammoniak (NH_3), grondstof voor chemische industrie

- **koolstofverbindingen** zie hoofdstuk 5

- **metalen** opgebouwd uit metaalatomen die een metaalrooster vormen

eigenschappen

- **glanzend uiterlijk**

- **vervormbaar** door walsen, gieten, persen

- **geleiding** van elektriciteit en warmte

- **smeltpunt vaak hoog** uitzondering kwik, $\text{Hg}(\text{l})$

- **goed onderling mengbaar** tot *legeringen*, bv. brons en soldeer

- **verschillen in reactiviteit** onedel = wel reagerend; edel = niet reagerend

- **zeer onedele metalen** Li, Na, K, Mg, Ca, Ba (uit 1^e en 2^e groep van p.s.) en U

- **onedele metalen** Al, Sn, Pb, Fe, Co, Ni, Zn, Mn, Cd, Cr

- **halfedele metalen** Cu en Hg reageren alleen met geconcentreerde sterke zuren

- **edele metalen** Ag, Au en Pt reageren zelfs niet met geconcentreerde zuren

zouten zijn verbindingen die zijn opgebouwd uit positieve en negatieve ionen.

Zouten zijn vaste stoffen, meestal kleurloos of wit. Kleuren worden veroorzaakt door bepaalde ionen, meestal de positieve (metaal)ionen. Zo zijn koperzouten meestal blauw.

naamgeving zouten

De naam van een zout bestaat uit de naam van het positieve ion gevolgd door de naam van het negatieve ion. Als er meerdere ionen van een metaal bestaan, wordt de (positieve) lading aangegeven met een Romeins cijfer. Voorbeeld: lood(II)sulfaat en lood(IV)sulfaat

verhoudingsformule formule van zouten

Formule die aangeeft in welke verhouding positieve en negatieve ionen in een bepaald zout voorkomen. Zouten zijn ongeladen; de positieve en negatieve ladingen heffen elkaar dus op.

voorbeelden:

- ijzer(II)oxide: FeO ; ijzer(III)oxide: Fe_2O_3 ; calciumfosfaat: $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$
- In $\text{Pb}_3(\text{OH})_2(\text{CO}_3)_2$ komt (driemaal) Pb^{2+} voor, want de andere ionen zijn OH^- en CO_3^{2-} , met een gezamenlijke lading van 6^- .

kristalwater en (zout)hydraten

Bij sommige zouten passen een bepaald aantal watermoleculen in de ruimte tussen de positieve en negatieve ionen. Dit door het zout opgenomen water noemt men kristalwater. Een zout dat kristalwater bevat, noemt men een (zout)hydraat. Bij verwarming van het zout ontwijkt het kristalwater.

Voorbeeld: Watervrij kopersulfaat, CuSO_4 , is wit; door het opnemen van water ontstaat blauw kopersulfaatpentahydraat, $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$.

moleculaire stoffen en aggregatietoestanden (of fasen)

Door de zwakke vanderwaalsbinding tussen moleculen zijn de meeste stoffen met kleinere moleculen gasvormig (bv. O_2 en NH_3) of vloeibaar (bv. H_2O en alcohol, $\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$).

De stoffen met grote moleculen, zoals suikermoleculen, zijn meestal vast.

De aggregatietoestand of fase van een stof geven we aan met de volgende toestandsaanduidingen: (s) = vast (van solid); (l) = vloeibaar (van liquid) en (g) = gasvormig

faseovergangen¹⁾ overzicht

Hiernaast zijn alle mogelijke faseovergangen weergegeven.

Bij het verdampen van water, weergegeven als $\text{H}_2\text{O}(\text{l}) \rightarrow \text{H}_2\text{O}(\text{g})$, worden (op microniveau) vanderwaalsbindingen en waterstofbruggen tussen de watermoleculen verbroken.

Bij smelten van ijs, $\text{H}_2\text{O}(\text{s}) \rightarrow \text{H}_2\text{O}(\text{l})$, gebeurt dat maar gedeeltelijk.



naamgeving van moleculaire stoffen²⁾ voor koolstofverbindingen zie hoofdstuk 3

Elke atoomsoort wordt vermeld met het aantal atomen. Dit aantal wordt als voorvoegsel weergegeven met een Grieks telwoord (mono wordt aan het begin van de naam weggelaten). voorbeelden: CO koolstofmono-oxide; CS_2 koolstofdifluoride; P_2O_5 difosforpentaoxide

1) De namen ripen en verflüchtigen hoef je niet te kennen. 2) Zie voor overige namen bijlage achterin.

soorten stoffen van micro naar macro

kenmerken ↓	zouten	moleculaire stoffen	stoffen met atoomrooster	metalen
■ soort atomen	metaal- en niet-metaalatomen	niet-metaalatomen	niet-metaal-atomen	metaalatomen
■ kleinste deeltjes	+ en – ionen	moleculen	atomen	+ ionen en vrije elektronen
■ type binding	ionbinding	a: vanderwaalsbinding b: dipool-dipoolbinding c: eventueel H-bruggen d: atoombinding ¹⁾	atoombinding	metaalbinding
■ bindingssterkte	sterk	zwak (bindingstype a, b) matig (bindingstype c) sterk (bindingstype d)	sterk	meestal sterk
■ type rooster voor vaste stoffen	ionrooster	molecuulrooster	atoomrooster	metaalrooster
■ hardheid	groot	gering	zeer groot	wisselend
■ smelt/kookpunt	hoog	laag ²⁾	zeer hoog	meestal hoog
■ geleiding van elektriciteit	ja ³⁾ (door ionen)	nee	wisselend ⁴⁾	ja (door elektronen)
■ oplosbaarheid	alleen in water	wisselend ⁵⁾	onoplosbaar	onoplosbaar
■ soort formule	verhoudingsformule	molecuulformule	atoomsymbool	atoomsymbool
■ naamgeving	Romeinse cijfers: I, II, III, IV ⁶⁾	Griekse telwoorden: mono, di, tri, tetra	–	–
■ stoffen voorbeelden	NaCl, CuSO ₄ , kunstmest	H ₂ , C ₁₂ H ₂₂ O ₁₁ , macromoleculen	C (diamant), SiO ₂ (zand)	Na, Hg, legeringen

1) binding binnen de moleculen

2) stof met zwakke bindingen heeft laag smelt- en kookpunt

3) alleen als een zout vloeibaar is of opgelost, geleidt het elektrische stroom

4) C (grafiet) geleidt elektriciteit, maar C (diamant) niet. Er zijn ook halfgeleiders met een atoomrooster.

5) 'soort zoekt soort' ⇒ stoffen waarvan de moleculen op elkaar lijken, mengen goed

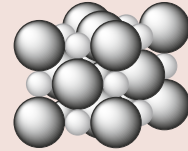
6) wij gebruiken een eenvoudigere naamgeving dan IUPAC

keramische stoffen relatie tussen rooster en stofeigenschappen

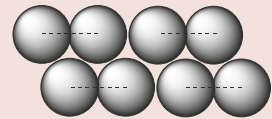
Keramische materialen worden gekenmerkt door zeer hoge hardheid en zeer hoge smeltpunten. Zij bezitten een atoomrooster (bv. diamant) of een rooster van ionen met ladingen van ten minste $2+$ en $2-$.

ionrooster

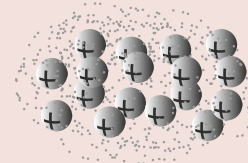
Hierin zijn alle ionen door tegengesteld geladen ionen omringd. Voorbeeld: NaCl, met weergave van de 'buitenkant' van de ionen (zie figuur hiernaast)

**moleculrooster**

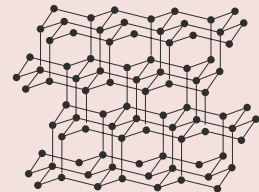
Hierin houden zwakke krachten de moleculen bijeen. Bijvoorbeeld de vanderwaalskrachten tussen joodmoleculen, bij omstandigheden waaronder I_2 een vaste stof is (zie figuur hiernaast, waarin ---- = atoombinding).

**metaalrooster**

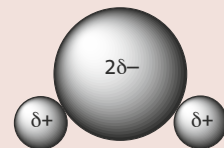
Hierin houden vrij bewegende (valentie)elektronen (voorgesteld als ladingswolk) de metaal'ionen' bijeen. (zie figuur hiernaast)

**atoomrooster**

Hierin zijn alle atomen via atoombindingen met elkaar verbonden. Het wordt een netwerk waarin geen aparte groepjes te onderscheiden zijn zoals bij een moleculrooster. (zie figuur hiernaast voor diamant)

**water als oplosmiddel**

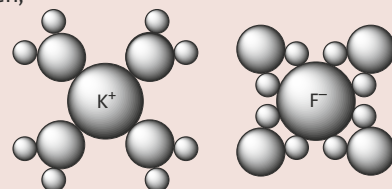
Een watermolecuul heeft de unieke eigenschappen dat het een gehoeke structuur bezit en in dit kleine molecuul twee polaire atoombindingen voorkomen. De beide waterstofatomen hebben daardoor elk een kleine positieve lading ($\delta+$) en het zuurstofatoom een kleine negatieve lading ($2\delta-$).



Door de beide O–H bindingen kan water per molecuul twee waterstofbruggen aangaan. Stoffen die net als water waterstofbruggen kunnen vormen of voldoende polaire bindingen hebben, zijn goed in water oplosbaar en dus *hydrofiel*.

hydratie is omringing van een ion door watermoleculen, weergegeven met toestandsaanduiding (aq).

Deze omringing is zodanig, dat het O-atoom ($2\delta-$) zich aan positieve ionen bindt en de H-atomen ($\delta+$) zich aan negatieve ionen binden. Hydratie van K^+ en F^- zijn voorbeelden van ion-dipoolbinding: $K^+(aq)$ en $F^-(aq)$



oplosbaarheid en mengbaarheid 'soort zoekt soort'*uitgaande van structuur*

- **stoffen met weinig polaire bindingen mengen onderling goed** bv. vet met wasbenzine
- **stoffen met H-bruggen mengen onderling goed** bv. NH_3 en alcohol met water
alleen geldend voor water als oplosmiddel
- **hydrofiele stof** stof lost goed op in water; bv. de oplosbare zouten, zoals NaCl
- **hydrofobe stof** stof lost slecht op in water; elke stof die geen polaire bindingen bevat

mengsels¹⁾ de natuur en chemische processen leveren zelden zuivere stoffen

- **willekeurige vastestofmengsels** bv. ruwe metaalertsen uit mijnen, mengsels na een chemisch proces met bijproducten en chemisch afval
- **legeringen** nauwkeurig bepaalde mengsels van metalen, bv. brons (koper en tin), messing (koper en zink), soldeer (lood en tin) en amalgaam (kwik met edelmetaal)
- **mengsels met vloeistoffen**
 - **homogene vloeistofvloeistofmengsels** bv. sterke drank (vooral water en alcohol)
 - **oplossing** vaste stof of gas volledig gemengd met vloeistof
 - **verzadigd** de maximale hoeveelheid stof is opgelost (bij bepaalde T)
 - **onverzadigd** er is minder dan de maximale hoeveelheid stof opgelost
 - **emulsie** mengsel van fijnverdeelde vloeistoffen, bv. boter (waterdruppeltjes in vet); vaak is *emulgator* nodig (stof die eigenschappen van beide vloeistoffen bezit)
 - **suspensie** fijnverdeelde vaste stof, zwevend in vloeistof
- **gasmengsels** bv. lucht en mengsel van stikstof en waterstof voor ammoniaksynthese

scheidingsmethoden voor stoffen in mengsels

<i>naam</i>	<i>soort mengsels</i>	<i>scheiding berust op verschil in</i>
destillatie (inclusief indampen)	vloeistoffen, oplossingen	kookpunt
bezinken (versneld door centrifugeren)	suspensie	dichtheid van de stof
filtratie	vaste stof in vloeistof of gas	deeltjesgrootte
extractie	vaste stoffen	oplosbaarheid in extractiemiddel
wassen	gassen	oplosbaarheid in wasvloeistof
adsorptie	verontreinigde stof	binding aan adsorptiemiddel
chromatografie ²⁾ (papier- en dunnelaag-)	kleurstoffen	oplosbaarheid en adsorptie
gaschromatografie ²⁾	vloeistofmengsels	kookpunt, adsorptie en/of oplosbaarheid

1) De voorbeelden van mengsels hoeft je niet te kennen, de soorten mengsels wel.

2) Chromatografie wordt behandeld bij Analysemethoden, hoofdstuk 8.

oplossen van stoffen in water op microniveau

- Als een zout oplost in water, wordt de regelmatige rangschikking van de ionen in het ionrooster verbroken. Het verbreken van ionbindingen kost energie, maar als de losse ionen meteen omringd worden door watermoleculen (hydratatie), levert dat weer energie op.
Weergave van het oplossen van natriumsulfaat: $\text{Na}_2\text{SO}_4(\text{s}) \rightarrow 2\text{Na}^+(\text{aq}) + \text{SO}_4^{2-}(\text{aq})$
- Als een moleculaire stof oplost in water, worden niet alleen alle vanderwaalsbindingen (en eventuele waterstofbruggen) tussen de moleculen van die stof verbroken, maar worden ook vanderwaalsbindingen en H-bruggen van een deel van de watermoleculen verbroken. Tegelijk worden er vanderwaalsbindingen en eventuele waterstofbruggen gevormd tussen de watermoleculen en de moleculen van de oplosbare stof.
Weergave van het oplossen van suiker: $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}(\text{s}) \rightarrow \text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}(\text{aq})$
- Bij zuren en basen vindt na het oplossen een vervolgstap plaats (zie blz. 34).

smelt- en kookgedrag

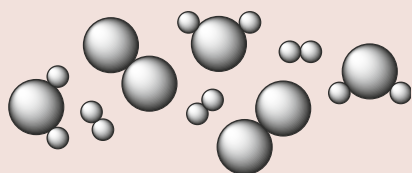
Een zuivere stof heeft een *smeltpunt* en een *kookpunt*, d.w.z. het smelten of koken vindt bij één temperatuur plaats. Een mengsel of een onzuivere stof heeft een *smelttraject* en *kooktraject*, d.w.z. de temperatuur loopt op tijdens het smelten of koken.

scheidingsmethoden zijn methoden om uit een mengsel zuivere stoffen te verkrijgen

- *destillatie*, bv. bij aardolie in verschillende fracties; vloeibare lucht scheiden in stikstof en zuurstof; na gisting van vruchten is alcohol het *destillaat*
- *indampen*, toegepast als het oplosmiddel niet bewaard hoeft te worden
voorbeeld: zoutwinning uit zeewater
- *filtratie*, bv. het gebruik van zand bij drinkwaterbereiding; water is daarbij het *filtraat*
- *extractie*, bv. bij suiker uit suikerbieten of zout uit steenzoutlagen met water; olie uit zaden met organisch oplosmiddel
- *adsorptie*, meestal met actieve koolstof (norit)
voorbeelden: ontkleuren van oplossingen, giftige stoffen uit lucht met gasmasker

scheiding op microniveau

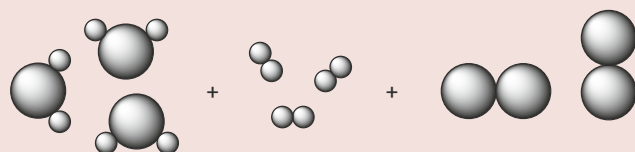
- begintoestand: moleculen van verschillende samenstelling door elkaar:



op macroniveau:

mengsel van 2 niet-ontleedbare stoffen en 1 ontleedbare stof

- eindtoestand: moleculen zijn per soort bijeen en apart van de andere soorten



op macroniveau:

3 stoffen gescheiden

rekenen aan stoffen

uitgaande van

- **massa** symbool m ; eenheid: kg of g

afgeleide begrippen

- **massapercentage** gedeelte van massa · 100%

in formule

$$\frac{\text{massa van bestanddeel}}{\text{totale massa}} \cdot 100\%$$

- **massa-ppm** één miljoenste deel van massa, bv. 1 mg per kg

- **massa-ppb** één miljardste deel van massa, bv. 1 µg per kg

- **volume** symbool V ; eenheid: m^3 , L (= dm^3) of mL (= cm^3)

afgeleide begrippen

- **volumepercentage** gedeelte van volume · 100%

in formule

$$\frac{\text{volume van bestanddeel}}{\text{totaal volume}} \cdot 100\%$$

- **volume-ppm** één miljoenste deel van volume, bv. 1 cm^3 per m^3

- **dichtheid = massa : volume** massa (in kg) van 1 m^3 van een stof; symbool ρ ; eenheid van dichtheid: $kg\ m^{-3} = g\ L^{-1}$

- **chemische hoeveelheid** maat voor hoeveelheid stof; symbool $n(X)$; eenheid: mol

afgeleide begrippen

- **molaire massa** of molmassa: massa van 1 mol stof; symbool M ; eenheid: $g\ mol^{-1}$; de massa van 1 mol stof is M gram als de molecuulmassa M u bedraagt

- **molair volume** symbool V_m , volume van 1 mol gas; alleen afhankelijk van temperatuur en druk, bv. 22,4 L bij $p = p_0$ en $T = 273\ K$

- **molariteit** aantal mol (opgeloste) stof per L (oplossing); eenheid: $M = \text{molair} = mol\ L^{-1}$

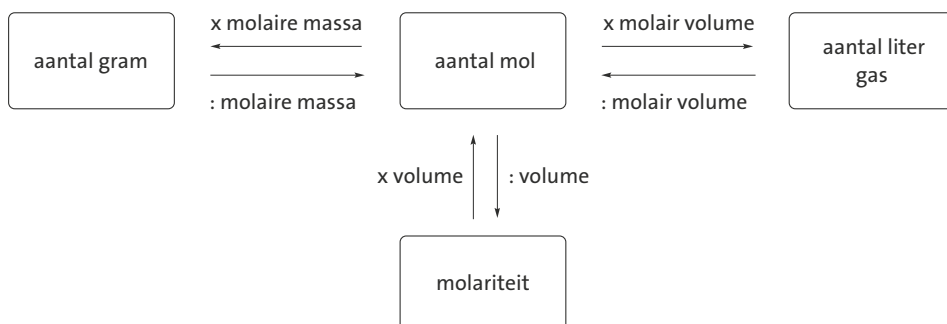
- **concentratie** aantal mol deeltjes (van stof X) dat per liter aanwezig is; symbool: $[X]$ of $c(X)$; eenheid: $mol\ L^{-1}$

alleen verschil met molariteit bij

- **zouten** door volledige splitsing in ionen geldt altijd: $[\text{zout}] = 0$; bv. voor 0,48 M $CaCl_2$ -oplossing geldt: $[CaCl_2] = 0$, $[Ca^{2+}] = 0,48$ en $[Cl^-] = 0,96\ mol\ L^{-1}$

- **zuren en basen** bij onvolledige splitsing (zwakke zuren en zwakke basen) moeten de evenwichtsconcentraties worden berekend (zie hoofdstuk 3)

molberekeningen omrekenchema



massapercentage van een bestanddeel van een stof

- *Hoe groot is het massapercentage C in suiker, $C_{12}H_{22}O_{11}$?*

De molecuulmassa van suiker is $(12 \cdot 12,01 + 22 \cdot 1,008 + 11 \cdot 16,00) = 342,30$ u.

Het massapercentage C hierin is $\frac{12 \cdot 12,01}{342,30} \cdot 100\% = 42,10\%$ (4 sign. cijfers, zie blz. 84).

volumepercentage van een stof in een mengsel

- *Hoeveel mL alcohol is aanwezig in 250 mL bier met 5,00 vol% alcohol?*

In 100 mL is aanwezig 5,00 mL, dus in 250 mL is aanwezig $\frac{250}{100} \cdot 5,00 = 12,5$ mL alcohol.

dichtheid berekening

- *Hoe groot is het volume van 1,00 kg kwik in mL?*

De dichtheid ρ van kwik is $13,5 \cdot 10^3$ kg m⁻³. Het volume van 1,00 kg kwik is

$$\frac{1,00 \text{ kg}}{13,5 \cdot 10^3 \text{ kg m}^{-3}} = 7,41 \cdot 10^{-5} \text{ m}^3 = 7,41 \cdot 10^{-2} \text{ L} = 74,1 \text{ mL (want volume} = \frac{\text{massa}}{\text{dichtheid}}).$$

molaire massa M berekeningen

- *Bereken de molaire massa van ijzer(III)nitraat, $Fe(NO_3)_3$.*

De massa van een ijzer(III)ion is 55,85 u; die van een nitraation (NO_3^-) is 14,01 + 48,00 = 62,01 u \Rightarrow de 'molecuulmassa' van ijzer(III)nitraat is 55,85 u + 3 · 62,01 u = 241,88 u.

De molaire massa van ijzer(III)nitraat is dan 241,88 g mol⁻¹.

- *Hoeveel mol is 500 g ijzer(III)nitraat? (berekenen met aantal gram : M = aantal mol)*

500 g ijzer(III)nitraat komt overeen met $\frac{500 \text{ g}}{241,88 \text{ g mol}^{-1}} = 2,07$ mol (3 significante cijfers).

molair volume berekeningen met gassen

- *Bereken het gasvolume als het molair volume en de chemische hoeveelheid gegeven zijn.*

Het volume van 1,50 mol van een willekeurig gas bij een molair volume van 24,5 L mol⁻¹ ($p = p_o$ en $T = 298$ K) is 1,50 mol · 24,5 L mol⁻¹ = 36,8 L.

- *Bereken de massa van een gas als het volume en het molair volume gegeven is.*

Als 2,00 liter koolstofdioxide bij $p = p_o$ en $T = 273$ K gewogen wordt, heeft het een massa van $\frac{2,00 \text{ L}}{22,4 \text{ L mol}^{-1}} \cdot 44,01 \text{ g mol}^{-1} = 3,93$ gram (3 significante cijfers).

molariteit berekeningen

- *Bereken het aantal mol als de molariteit en het volume gegeven zijn.*

Het aantal mol stof in 250 mL van een oplossing van 0,20 M is

$$250 \cdot 10^{-3} \text{ L} \cdot 0,20 \text{ mol L}^{-1} = 5,0 \cdot 10^{-2} \text{ mol}.$$

- *Bereken het volume als het aantal mol en de molariteit gegeven zijn.*

Als je 0,20 mol stof nodig hebt en je hebt de beschikking over een oplossing met een

molariteit van 0,44 M, dan neem je als volume $\frac{0,20 \text{ mol}}{0,44 \text{ mol L}^{-1}} = 0,45$ liter.

Binas: vermenigvuldigingsfactoren (2); gegevens van stoffen, o.a. dichtheid (8-12); scheikundige symbolen (38A); dichtheden en molariteiten van oplossingen (43); elementen en hun relatieve atoommassa's (40A); molaire massa's (98); afgeronde atoommassa's (99)

2 Reacties en reactieomstandigheden

kenmerken van reacties

op microniveau

- **hergroepering van atomen** atomen gaan tijdens reacties niet verloren, moleculen wel
leidt op macroniveau tot
 - **ontstaan van nieuwe stoffen** reactieproducten worden gevormd uit beginstoffen
 - **vaste massaverhouding van beginstoffen** verklaring op microniveau: moleculen van gewenste reactieproduct(en) bepalen hoeveel van elke atoomsoort nodig is
 - **wet van massabehoud** massa voor de reactie is gelijk aan massa na de reactie
- **bindingen worden verbroken en gevormd** verbreken kost energie, vormen levert energie
leidt op macroniveau tot
 - **energie-effect** vorming van reactieproducten kost energie of levert energie op
 - **endotherme reactie** hierbij is voortdurend energietoevoer nodig
 - **exotherme reactie** hierbij komt energie vrij
- **botsende deeltjes** aantal botsingen en de heftigheid van de botsingen zijn van belang
leidt op macroniveau tot
 - **reactiesnelheid** elke reactie heeft eigen reactiesnelheid; deze is afhankelijk van reactieomstandigheden, zoals concentratie, temperatuur en druk
- **reactievergelijking** beschrijft reactie op atomaire schaal; reactiepijl geeft omzetting aan
op macroniveau
 - **constante molverhouding** bepaald door de coëfficiënten in de reactievergelijking

soorten reacties ¹⁾

- **ontledingsreacties** van verbindingen (ontleedbare stoffen); kosten energie
 - **thermolyse** ontleding door verhitting
 - **elektrolyse** ontleding door elektrische stroom
 - **fotolyse** ontleding door (ultraviolet) licht
- **vormingsreacties** twee of meer stoffen leveren één reactieproduct; omgekeerde van ontledingsreacties
- **verbrandingsreacties** reacties van een stof met zuurstof (zie ook hoofdstuk 7)
 - **langzame verbranding** geen vuurverschijnselen, bv. roesten, verbranding van voedsel
 - **snelle verbranding** snel verlopend met vuurverschijnselen, bv. verbranding van hout
 - **volledige verbranding** met zuurstof in *stoichiometrische verhouding* of met *overmaat*; hierbij ontstaan de 'normale' oxiden van de aanwezige atoomsoorten, zoals H₂O, CO₂ en SO₂
 - **onvolledige verbranding** met *ondermaat* (te weinig) zuurstof; hierbij ontstaat, bij aanwezigheid van koolstof, CO en/of C (roet)
- **donor-acceptorreacties** donor geeft/staat af en acceptor krijgt/neemt op
 - **redoxreacties** reductor geeft elektron(en) aan oxidator (zie hoofdstuk 4)
 - **zuur-basereacties** zuur geeft proton (H⁺-ion) aan base (zie blz. 40)
- **reacties van koolstofverbindingen** zie hoofdstukken 5 en 6

1) Bepaalde reacties kunnen bij meerdere soorten worden ondergebracht.

constante massaverhouding

De verhouding tussen de massa's van reagerende stoffen is bij elke reactie constant.

- 1,0 g H₂ reageert volledig en explosief met 8,0 g O₂ (in knalgas is massaverhouding 1 : 8).
- Alle massa's die aan deze verhouding voldoen, zullen volledig reageren, dus 5,0 g H₂ reageert volledig met 5,0 · 8,0 g = 40 g O₂.

Indien van één van de beginstoffen meer wordt toegevoegd dan kan reageren, spreken we van een *overmaat* van die stof. De andere stof is dan in *ondermaat* aanwezig.

wet van behoud van massa

De totale massa van de stoffen na een reactie (reactieproducten) is gelijk aan de totale massa van de stoffen vóór de reactie (beginstoffen).

- In het voorbeeld hierboven reageren 5,0 g H₂ en 40 g O₂ tot 5,0 + 40 = 45 g H₂O.

reactievergelijking kloppend maken gebaseerd op *elementbalans* voor en na reactie

- *Maak de reactievergelijking ... NH₃ + ... NO₂ → ... N₂ + ... H₂O kloppend.*

Het maakt in dit geval niet uit met welke atoomsoort je begint, als je stoffen die uit één atoomsoort bestaan, zoals N₂, maar tot het laatst bewaart.

- Bv. eerst O kloppend maken; dan H kloppend maken: 4 NH₃ + ... NO₂ → ... N₂ + 6 H₂O
- O opnieuw kloppend maken: 4 NH₃ + 3 NO₂ → ... N₂ + 6 H₂O
- Tenslotte N kloppend maken (rechts 3½ keer N₂)
- Alle coëfficiënten verdubbelen: 8 NH₃ + 6 NO₂ → 7 N₂ + 12 H₂O

elementkringloop

Omdat atomen niet verloren gaan, kunnen elementen (atoomsoorten) worden ingebouwd in ontleedbare stoffen (via vormingsreacties), maar daaruit weer worden teruggewonnen (via ontledingsreacties).

- eenvoudig voorbeeld:

explosieve verbranding van waterstof: 2 H₂ + O₂ → 2 H₂O

terugwinning door elektrolyse van water (zie hieronder): 2 H₂O → 2 H₂ + O₂

ontledingsreactie een reactie waarbij één stof wordt omgezet in twee of meer andere stoffen
voorbeelden:

- thermolyse van glyceryltrinitraat (explosieve vloeistof; in dynamiet veilig door adsorptie)
4 C₃H₅N₃O₉(l) → 12 CO₂(g) + 10 H₂O(g) + 6 N₂(g) + O₂(g)
- elektrolyse van water: 2 H₂O(l) → 2 H₂(g) + O₂(g)
- fotolyse van zilverbromide: 2 AgBr(s) → 2 Ag(s) + Br₂(l)

verbrandingsreactie een reactie met zuurstof waarbij oxides ontstaan
voorbeelden:

- volledige verbranding van butaan
2 C₄H₁₀(g) + 13 O₂(g) → 8 CO₂(g) + 10 H₂O(g)
- onvolledige verbranding van thiofeen
C₄H₄S(g) + 4 O₂(g) → 4 CO(g) + 2 H₂O(g) + SO₂(g)

vormen van energie*belangrijk voor scheikunde*

- **chemische energie** totale energie-inhoud van een stof (per mol)
- **elektrische energie** energie van elektronen en ionen bij een spanningsverschil
- **warmte** overdraagbare bewegingsenergie van atomen, moleculen en ionen
- **licht** energie van fotonen

energie-effect bij processen

- **exotherme processen** hierbij komt energie vrij

type processen

- **faseovergangen** stollen en condenseren
- **oplossen** afhankelijk van het type stof en het oplosmiddel
- **reacties** waarbij energie vrijkomt

algemeen kenmerk

- **chemische energie neemt af** $E_2 - E_1 = \Delta E < 0$, waarin E_2 = chemische energie van producten, E_1 = chemische energie van beginstoffen
energie komt vrij in de vorm van
 - **warmte** bv. bij verbrandingsreacties
 - **elektriciteit** bv. bij batterij of accu
 - **licht** bv. bij vuurwerk of reactie van magnesium met zuurstof

- **endotherme processen** hiervoor is voortdurend energietoever nodig

type processen

- **faseovergangen** smelten, verdampen/koken en vervluchtigen
- **oplossen** afhankelijk van het type stof en het oplosmiddel
- **reacties** waarbij energie wordt 'opgeslagen' in de reactieproducten

algemeen kenmerk

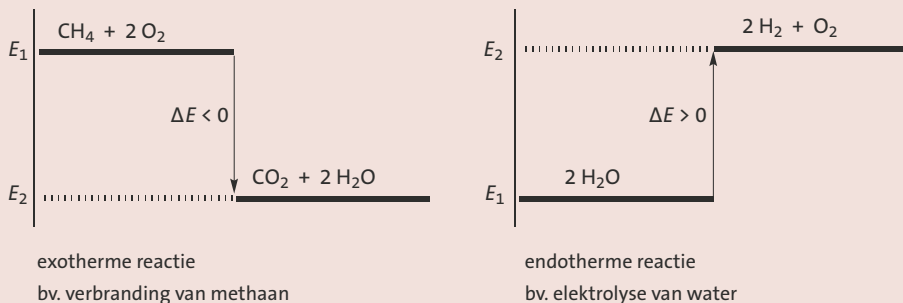
- **chemische energie neemt toe** $E_2 - E_1 = \Delta E > 0$, waarin E_2 = chemische energie van producten, E_1 = chemische energie van beginstoffen
energie wordt opgenomen als
 - **warmte** bv. bij thermolyse van suiker (verkoling)
 - **elektriciteit** bv. bij opladen van accu en elektrolyse van water
 - **licht** bv. bij fotolyse en fotosynthese

type berekeningen

- **vormingswarmte** energie-effect bij vorming van een stof uit niet-ontleedbare stoffen
- **reactiewarmte** energie-effect bij een reactie, te berekenen met bekende vormingswarmten

wet van energiebehoud / energiebalans de totale hoeveelheid energie verandert nooit. Wel kan bij een reactie de (chemische) energie die in stoffen is opgeslagen, worden omgezet in een andere vorm van energie, bv. warmte (exotherm), of andersom (endotherm).

exotherm en endotherm in energiediagrammen weergegeven



reacties en energie

Ontledingsreacties zijn in het algemeen endotherm. Vormingsreacties, waarbij uit twee of meer stoffen één product wordt gevormd, verlopen bijna altijd exotherm.

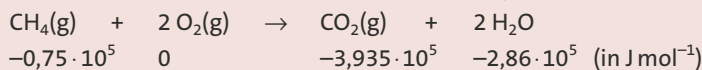
Elke verbrandingsreactie is exotherm; het aansteken is alleen nodig om de benodigde *ontbrandingstemperatuur* te krijgen: de beginstoffen moeten worden 'geactiveerd'.

vormingswarmte voorbeelden

- De vormingswarmte van vloeibaar water is $-2,86 \cdot 10^5 \text{ J mol}^{-1}$. Bij de vorming van 1 mol vloeibaar water uit de niet-ontleedbare stoffen waterstof en zuurstof komt dus warmte vrij (zie het $-$ teken). De reactie is exotherm.
- De vorming van koolstofdисульфide uit de niet-ontleedbare stoffen, $\text{C}(\text{s}) + 2\text{S}(\text{s}) \rightarrow \text{CS}_2(\text{l})$, is een endotherme reactie, want de vormingswarmte is hier positief ($+0,890 \cdot 10^5 \text{ J mol}^{-1}$).
- Vormingswarmten van niet-ontleedbare stoffen zijn (per definitie) 0 J mol^{-1} !

reactiewarmte de reactiewarmte ΔE is de energie die vrijkomt of nodig is bij een reactie. Reactiewarmten kunnen worden berekend uit de vormingswarmten van de stoffen in de reactievergelijking.

- Bereken de reactiewarmte ΔE van de verbranding van methaan.



Bereken $\sum E_{\text{reactieproducten}}$ en $\sum E_{\text{beginstoffen}}$ met behulp van de coëfficiënten. Bereken dan ΔE :

$$\sum E_{\text{reactieproducten}} = 1 \cdot -3,935 \cdot 10^5 \text{ J mol}^{-1} + 2 \cdot -2,86 \cdot 10^5 \text{ J mol}^{-1} = -9,655 \cdot 10^5 \text{ J mol}^{-1}$$

$$\sum E_{\text{beginstoffen}} = 1 \cdot -0,75 \cdot 10^5 \text{ J mol}^{-1} + 2 \cdot 0 \text{ J mol}^{-1} = -0,75 \cdot 10^5 \text{ J mol}^{-1}$$

$$\begin{aligned} \Delta E &= \sum E_{\text{reactieproducten}} - \sum E_{\text{beginstoffen}} = -9,655 \cdot 10^5 \text{ J mol}^{-1} - (-0,75 \cdot 10^5 \text{ J mol}^{-1}) \\ &= -8,91 \cdot 10^5 \text{ J mol}^{-1} \end{aligned}$$

De reactie is exotherm, zoals bij een verbrandingsreactie te verwachten is.

examenbundel >

vwo Nederlands
vwo Engels
vwo Duits
vwo Frans
vwo Economie
vwo Bedrijfseconomie
vwo Maatschappijwetenschappen
vwo Geschiedenis
vwo Aardrijkskunde
vwo Wiskunde A
vwo Wiskunde B
vwo Wiskunde C
vwo Scheikunde
vwo Biologie
vwo Natuurkunde

samengevat }

vwo Economie
vwo Bedrijfseconomie
vwo Maatschappijwetenschappen
vwo Geschiedenis
vwo Aardrijkskunde
vwo Wiskunde A
vwo Wiskunde B
vwo Wiskunde C
vwo Scheikunde
vwo Biologie
vwo Natuurkunde
havo/vwo Nederlands 3F/4F
havo/vwo Rekenen 3F

Tips, tricks en informatie die jou helpen bij het slagen voor je eindexamen vind je op examenbundel.nl! Nog meer kans op slagen? Volg ons ook op social media. #geenexamenstress



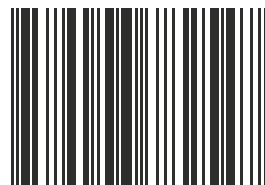
examenidoom + examenbundel + samengevat + zeker slagen! = #geenexamenstress

examenidoom

vwo Engels
vwo Duits
vwo Frans

zeker slagen !

voor vmbo, havo én vwo



9 789006 782547