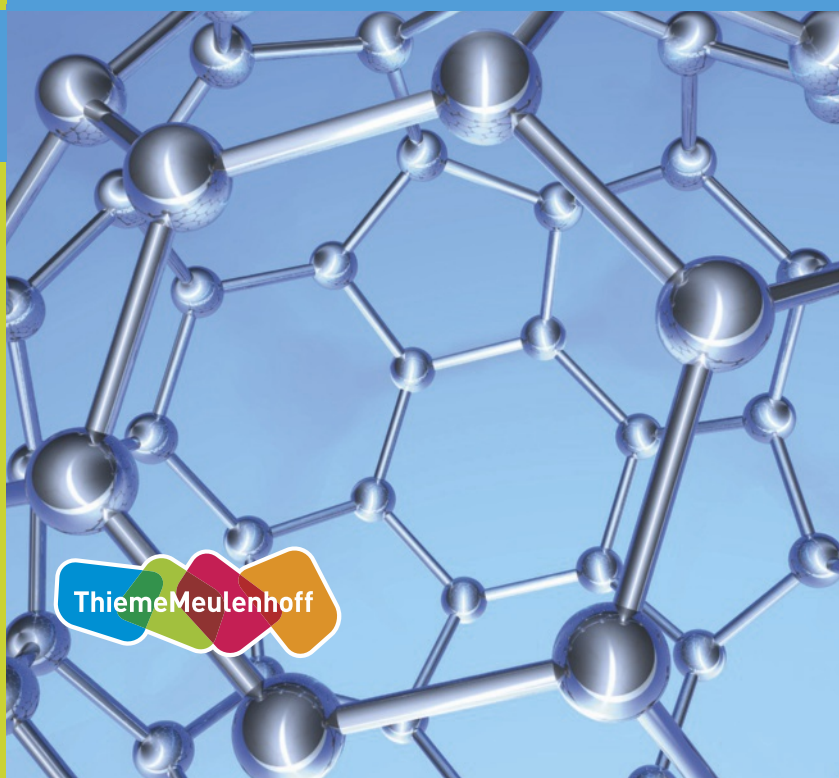
www.samengevat.nl

samen gevat

havo

scheikunde



SLUIT VOLLEDIG AAN OP VERNIEUWD EXAMEN PROGRAMMA

ThiemeMeulenhoff

www.samengevat.nl

samen gevat

havo **scheikunde**

dr. J.R. van der Vecht

ThiemeMeulenhoff

omslagfoto: ANP - Science Photo Library - Alfred Pasieka
Model van de buckyball, een derde vorm van koolstof, naast grafiet en diamant. Naast deze balvorm van koolstof komen ook elliptische en buisvormige koolstofmoleculen voor die samen fullerenen worden genoemd en veelbelovende structuren bezitten voor toepassingen in de nanotechnologie.
(In 1996 ontvingen de Amerikanen Richard Smalley en Robert Curl samen met de Engelsman Harry Kroto de Nobelprijs voor de ontdekking van de buckyball.)

Over ThiemeMeulenhoff
ThiemeMeulenhoff ontwikkelt zich van educatieve uitgeverij tot een learning design company. We brengen content, leerontwerp en technologie samen. Met onze groeiende expertise, ervaring en leeroplossingen zijn we een partner voor scholen bij het vernieuwen en verbeteren van onderwijs. Zo kunnen we samen beter recht doen aan de verschillen tussen lerenden en scholen en ervoor zorgen dat leren steeds persoonlijker, effectiever en efficiënter wordt.

Samen leren vernieuwen.

www.thiememeulenhoff.nl

ISBN 978 90 06 07871 8
Vijfde druk, achtste oplage, 2019

© ThiemeMeulenhoff, Amersfoort, 2014

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 CO_2-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 havo-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-havo.
Gecombineerd met de Examenbundel havo 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 2014

opmerkingen
Dit boekje bevat geen begrippen die uitsluitend betrekking hebben op het schoolexamen, met uitzondering van het begrip 'evenwicht' dat nodig is om enkele onderwerpen uit het centraal examen te kunnen begrijpen. Dit is aangegeven met een sterretje (*).
Bij de verwijzingen naar het informatieboek BINAS is gebruik gemaakt van de zesde editie. De verschillen met de vijfde editie zijn zeldzaam.

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**

cursieve tekst geeft de relatie met de volgende opsomming aan → *begrippen*

begrip van 1e orde, beschrijft hoofdbegrip + toelichting →

- **waterverontreiniging** lozing van afvalstoffen
- **bodemverontreiniging** storten van afvalstoffen; bestrijdingsmiddelen en kunstmeststoffen van landbouw
- **luchtverontreiniging** gasvormige verbrandingsproducten
- **afvalverwerking** afhankelijk van de mate van schadelijkheid

mogelijkheden

begrip van 2e orde, geeft informatie over afvalverwerking + toelichting →

- **mechanische methoden** zoals het afvangen van roet
- **hergebruik** ook terugwinning uit eindproducten
- **verbranding** van brandbaar afval brengt vaak giftige stoffen in de lucht, er blijft een vaste verbrandingsrest over
- **biologische afbraak** bv. door vergisting van afval
- **chemische behandeling** bv. rookgasontzwaveling

begrippen van de 3e en 4e orde kunnen ook voorkomen

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 het begrip **verbranding** van links →

verbrandingsproducten

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_2O	geen
C	$CO_2(g)$	broeikaseffect
	$CO(g)$	zeer giftig
	C(roet)	fijn stof
S	$SO_2(g)$	zure regen, giftig
N	$N_2(g)$	geen
	$NO_x(g)$	zure regen, giftig

inhoud

	voorwoord	3
	hoe werk je met dit boek?	4
1	**van atomen tot stoffen**	6
2	**reacties**	18
3	**koolstofchemie en biochemie**	28
4	**energie**	38
5	**chemische industrie en milieu**	48
6	**vaardigheden**	56
	trefwoordenregister	67
	bijlage: overzicht van formules en namen	75

1 Van atomen tot stoffen

atomen microniveau

opgebouwd uit

- **atoomkern** centrum van het atoom, bevat vrijwel de gehele atoommassa
  - **protonen** massa 1 **u**; aantal protonen bepaalt de atoomsoort

    begrippen
    - **atoomnummer** is gelijk aan het aantal protonen
    - **kernlading** aantal protonen maal +1e (+1e = lading van één proton)
    - **plaats in periodiek systeem** zie blz. 8
  - **neutronen** 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 –1e (–1e = lading van één elektron)
  - **massa** is zeer klein; elektronen zijn veel lichter dan protonen en neutronen

  bestaat uit
  - **elektronenschillen**

    eerste drie schillen volgens toenemende (elektronen)energie
    - **K-schil = eerste (kleinste) schil** met maximaal 2 elektronen
    - **L-schil = tweede schil** met maximaal 8 elektronen
    - **M-schil = derde schil** met maximaal 18 elektronen (eerst opvulling tot 8) [1)]

    onderscheid tussen
    - **binnenschillen** lage (potentiële) energie; spelen geen rol bij reacties
    - **buitenste schil** hierin zitten de elektronen die betrokken zijn bij reacties

algemeen geldt

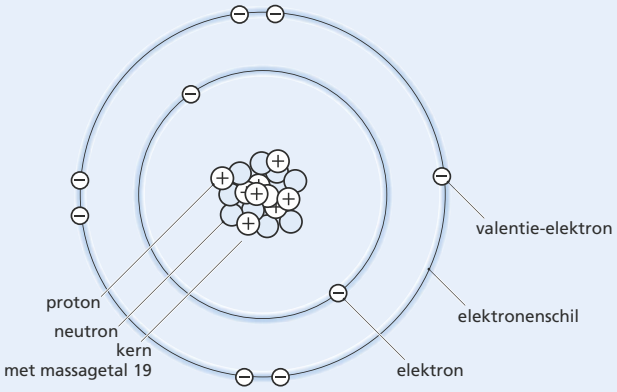
- **elk atoom is neutraal** want aantal elektronen = aantal protonen en hun ladingen zijn even groot maar tegengesteld van teken

massabegrippen

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

1) Alleen de K- en L-schil moeten gekend worden.

atoommodel van $^{19}_{9}F$



elektronenomringing bij atomen
Bij een fluoratoom (zie boven) is de K-schil opgevuld met 2 elektronen en de L-schil bevat 7 elektronen. De L-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 L-schil.
Zo'n elektronenomringing (edelgasomringing) is erg stabiel. Atomen van edelgassen reageren dan ook nergens mee.

lading van elektron en proton voor ladingen van ionen zie blz. 14
De kleinst mogelijke negatieve lading die bestaat, is die van een elektron: -1 e
De kleinst mogelijke positieve lading die bestaat, is die van een proton: $+1$ e
Voor omrekening naar de eenheid Coulomb geldt: $1\ e = 1{,}6 \cdot 10^{-19}\ C$

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

atoommassa en relatieve 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.
De relatieve atoommassa is gelijk aan de atoommassa maar dan zonder eenheid u.

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

	$^{1}_{1}H$	$^{32}_{16}S$	$^{32}_{16}S^{2-}$	$^{235}_{92}U$	$^{238}_{92}U$
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
lading van deeltje	0	0	–2 e	0	0
massa van deeltje	1 u	32 u	32 u	235 u	238 u

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

Binas: massa **u**, lading **e** (7); atoomnummer, massagetal, isotopen (25A); (relatieve) atoommassa (40A en 99)

periodiek systeem van de elementen (p.s.) met zeven perioden 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
- **niet-metalen** ongeveer 20 atoomsoorten (rechtsboven in het p.s.)

  waaronder

  - **halogenen** 5 verwante atoomsoorten uit groep 17 die makkelijk reageren
  - **edelgassen** 6 atoomsoorten uit groep 18 die nergens mee reageren

drie soorten bindingen

- **metaalatoom met niet-metaalatoom** ⇒ **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
- **metaalatomen onderling** ⇒ **metaalbinding** binding door zwervende 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[1)]).
Het aantal protonen bepaalt de plaats in het periodiek systeem. Met een toenemend atoomnummer neemt (in bijna alle gevallen) ook de atoommassa toe.

periode[1)] is een horizontale rij in het periodiek systeem met oplopend atoomnummer.
Het nummer van de periode komt overeen met het aantal schillen dat in gebruik is.

groep[1)] is verticale groep 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 metalen uit de groepen 1 en 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)

edelgasomringing[1)] is stabiele elektronenomringing die bij de edelgassen optreedt:
Elektronenomringing waarbij zich in de buitenste schil acht valentie-elektronen bevinden (in de eerste schil slechts twee).
Atoomsoorten die dicht bij de edelgassen staan, kunnen een edelgasomringing krijgen:
- metalen door afgifte van elektronen, bv. Mg^{2+} heeft edelgasomringing van neon (Ne).
- niet-metalen door opname van elektronen, bv. S^{2-} heeft edelgasomringing van 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 (gelijk aan dat van He): $H^{\cdot} + {}^{\cdot}H \rightarrow H{-}H$

1) De definities van periode, groep, valentie-elektron en edelgasomringing hoef je niet te kennen. Dit extra stukje theorie maakt duidelijk, waarom bepaalde ionen bestaan en waarom atoomsoorten een bepaalde covalentie hebben.

Binas: periodiek systeem der elementen (99)

ionen microniveau

- **positieve ionen** deeltjes die minder elektronen dan protonen bevatten
  - **enkelvoudig ion** metaalion; genoemd naar de metaalsoort
  - **samengesteld ion** groepje niet-metaalatomen met positieve lading

  ionen die je moet kennen
  - **1+** Na^+ ; K^+ ; Ag^+ ; H^+ ; NH_4^+ (ammoniumion)
  - **2+** Mg^{2+} ; Ca^{2+} ; Ba^{2+} ; Cu^{2+} ; Zn^{2+}
  - **3+** Al^{3+}
  - **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
- **negatieve ionen**[1] deeltjes die meer elektronen dan protonen bevatten
  - **enkelvoudig ion** niet-metaalatoom dat negatieve lading heeft gekregen
    - **naam eindigt op 'ide'** bv. bromide (Br^-), oxide (O^{2-}) en sulfide (S^{2-})
  - **samengesteld ion** groepje niet-metaalatomen, waaronder altijd een aantal zuurstofatomen, met negatieve lading
    - **naam eindigt op 'aat'** bij het grootst aantal O atomen, bv. sulfaat (SO_4^{2-})
    - **naam eindigt op 'iet'** bij een O atoom minder, bv. sulfiet, SO_3^{2-})

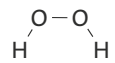
moleculen microniveau

kenmerken

- **atoomgroepjes met vaste samenstelling** de molecuulsamenstelling bepaalt de stof
- **bestaan uitsluitend uit niet-metaalatomen** meerderheid van alle moleculen bevat koolstof
- **bevatten atoombindingen** atomen zijn aan elkaar gebonden door gemeenschappelijke elektronenparen waarvan elk atoom een elektron levert
  - **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)
  - **covalentie 2** bij O en S (16^e groep)
  - **covalentie 3** bij N en P (15^e groep)
  - **covalentie 4** bij C en Si (14^e groep)
- **zwakke binding tussen moleculen** zwakker dan atoom-, metaal- en ionbinding
  - **vanderwaalsbinding of molecuulbinding** tussen alle moleculen
  - **waterstofbrug** tussen O-H en N-H groepen; sterker dan molecuulbinding

formules

- **molecuulformule** geeft het aantal van elke atoomsoort in een molecuul, bv. H_2O_2
- **structuurformule** geeft de ruimtelijke structuur en de atoombindingen in een molecuul weer, bv.



1) Voor ladingen, formules en namen, zie bijlage achterin.

vorming van ionen

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^-

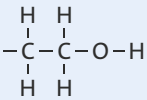
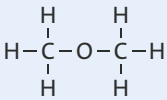
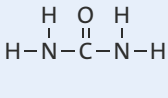
De lading van de ionen van niet-metalen uit groep 16 van het p.s. is 2–, omdat zij nog twee elektronen in hun buitenste schil kunnen opnemen (van 6 naar 8). Voorbeelden: O^{2-} en S^{2-}

vorming van moleculen met behulp van covalenties (zie linkerbladzijde)

atoomsoort 1	bindt atoomsoort 2	structuurformule	molecuulformule	vergelijk met
H	Si		SiH_4	CH_4
Cl	P		PCl_3	NH_3
H	S	H–S–H	H_2S	H_2O
S	C	S=C=S	CS_2	CO_2

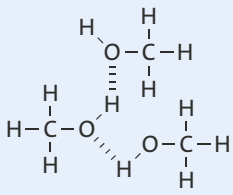
structuurformule uit molecuulformule met behulp van covalenties (zie linkerbladzijde)

$Br_2 \Rightarrow$ Br–Br $\quad O_2 \Rightarrow$ O=O $\quad N_2 \Rightarrow$ N≡N $\quad C_2H_2 \Rightarrow$ H–C≡C–H $\quad CO_2 \Rightarrow$ O=C=O

$C_2H_4 \Rightarrow$ $\quad C_2H_6O \Rightarrow$  of  $\quad CON_2H_4 \Rightarrow$ 

vanderwaalsbinding ook wel 'molecuulbinding'; zwakke binding tussen moleculen onderling. 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 (δ+) en het (δ–) atoom (O of N) van een naburig molecuul is sterker dan de vanderwaalsbinding.
Voorbeeld: Methanolmoleculen blijven bij kamertemperatuur bijeen t.g.v. waterstofbruggen (⁞⁞⁞⁞) ⇒ methanol (CH_3OH) is vloeibaar, terwijl propaan (C_3H_8) met zwaardere moleculen dan gasvormig is.



Binas: namen en formules van ionen (66B)

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 3)
  - **sommige niet-ontleedbare stoffen** of elementen
    - **waterstof** zeer brandbaar (explosief) gas; formule: $H_2(g)$
    - **zuurstof** onmisbaar voor leven; formule: $O_2(g)$
    - **stikstof** hoofdbestanddeel van lucht; formule: $N_2(g)$
    - **halogenen** stoffen uit groep 17 van het p.s.: $F_2(g)$, $Cl_2(g)$, $Br_2(l)$ en $I_2(s)$
  - **oxiden van niet-metalen** bevatten naast zuurstof nog één ander niet-metaal
    - **water** meest voorkomende stof op aarde; formule: $H_2O(l)$
    - **waterstofperoxide** ontsmettings- en bleekmiddel; formule: $H_2O_2(l)$
    - **koolstofdioxide** veroorzaakt broeikaseffect; formule: $CO_2(g)$;
    - koolstofmono-oxide ontstaat bij onvolledige verbranding; formule: $CO(g)$
    - **zwaveldioxide** veroorzaakt *zure depositie* ('zure regen'); formule: $SO_2(g)$
    - **zwaveltrioxide** formule: $SO_3(g)$
    - **stikstofmono-oxide** formule: $NO(g)$
    - **stikstofdioxide** formule: $NO_2(g)$; ook stikstofoxiden veroorzaken zure depositie
  - **zuren** stoffen die een H^+ ion (proton) kunnen afstaan (zie blz. 20)
    - **waterstofchloride** formule: $HCl(g)$
    - **salpeterzuur** formule: $HNO_3(l)$
    - **zwavelzuur** formule: $H_2SO_4(l)$
    - **fosforzuur** formule: $H_3PO_4(s)$
    - **ethaanzuur** (azijnzuur) formule: $CH_3COOH(l)$
  - **sommige basen** belangrijkste: ammoniak (NH_3), grondstof voor chemische industrie
  - **koolstofverbindingen** zie hoofdstuk 3
- **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, Hg(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, Hg
    - **edele metalen** Ag, Au, Pt

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.

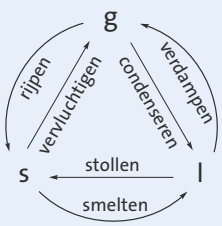
naamgeving zouten
De naam van een zout bestaat uit de naam van het positieve ion gevolgd door de naam van het negatieve ion. Als er meerdere ionen van een metaal bestaan, wordt de (positieve) lading aangegeven met een Romeins cijfer. Voorbeeld: lood(II)sulfaat en lood(IV)sulfaat

verhoudingsformule formule van zouten
Formule die aangeeft in welke verhouding de positieve en negatieve ionen in een bepaald zout voorkomen. Zouten zijn ongeladen; de positieve en de negatieve ladingen heffen elkaar dus op.
voorbeelden:
- ijzer(II)oxide: FeO; ijzer(III)oxide: Fe_2O_3 ; calciumfosfaat: $Ca_3(PO_4)_2$
- In $Pb_3(OH)_2(CO_3)_2$ 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 kopersulfaathydraat, $CuSO_4 . 5 H_2O$.

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, C_2H_6O).
De stoffen met grote moleculen, zoals suikermoleculen, zijn meestal vast.
De aggregatietoestand of fase van een stof geven we aan met de volgende toestands-aanduidingen: (s) = vast (van solid); (l) = vloeibaar (van liquid) en (g) = gasvormig

faseovergangen[1] overzicht
Hiernaast zijn alle mogelijke faseovergangen weergegeven.
Bij het verdampen van water, weergegeven als $H_2O(l) \rightarrow H_2O(g)$ worden (op microniveau) vanderwaalsbindingen en waterstof-bruggen tussen de watermoleculen verbroken.
Bij smelten van ijs, $H_2O(s) \rightarrow H_2O(l)$, gebeurt dat maar gedeeltelijk.



naamgeving van moleculaire stoffen[2] 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; SO_2 zwaveldioxide; N_2O_4 distikstoftetraoxide

1) De faseovergangen rijpen en vervluchtigen hoef je niet te kennen. 2) Zie voor overige namen bijlage achterin.

Binas: toestandsaanduidingen (38A); voorbeelden van hydraten (45B)

soorten stoffen van micro naar macro

kenmerken ↓	zouten	moleculaire stoffen	metalen
soort atomen	metaal- en niet-metaalatomen	niet-metaalatomen	metaalatomen
kleinste deeltjes	+ en – ionen	moleculen	+ ionen en vrije elektronen
type binding	ionbinding	a: vanderwaalsbinding b: eventueel H bruggen c: atoombinding [1]	metaalbinding
bindingssterkte	sterk	zwak (bindingstype a) matig (bindingstype b) sterk (bindingstype c)	meestal sterk
type rooster voor vaste stoffen	ionrooster	molecuulrooster	metaalrooster
hardheid	groot	gering	wisselend
smelt/kookpunt [2]	hoog	laag	meestal hoog
geleiding van elektriciteit	ja [3] (door ionen)	nee	ja (door elektronen)
oplosbaarheid	alleen in water	wisselend [4]	onoplosbaar
soort formule	verhoudingsformule	molecuulformule	atoomsymbool
naamgeving	Romeinse cijfers: I, II, III, IV	Griekse telwoorden: mono, di, tri, tetra	–
stoffen voorbeelden	NaCl, $CuSO_4$, kunstmest	H_2, $C_{12}H_{22}O_{11}$, macromoleculen	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) 'soort zoekt soort' ⇒ stoffen waarvan de moleculen op elkaar lijken, mengen goed

oplosbaarheid en mengbaarheid 'soort zoekt soort'

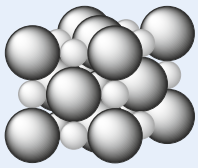
uitgaande van structuur

- **stoffen met weinig polaire bindingen mengen goed** bv. vet met wasbenzine
- **stoffen met H bruggen mengen goed** bv. NH_3 en alcohol met water

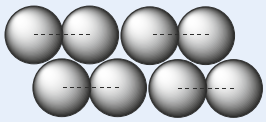
alleen geldend voor water als oplosmiddel

- **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

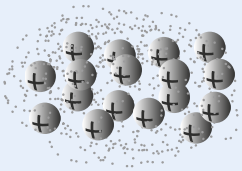
ionrooster hierin zijn alle ionen door tegengesteld geladen ionen omringd. Voorbeeld: NaCl, met weergave van de 'buitenkant' van de ionen (zie figuur hiernaast)



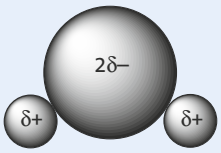
molecuulrooster hierin houden zwakke krachten de moleculen bijeen.
Bijvoorbeeld de vanderwaalskrachten tussen joodmoleculen, bij omstandigheden waaronder I_2 een vaste stof is (zie figuur hiernaast, waarin ---- = atoombinding).



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

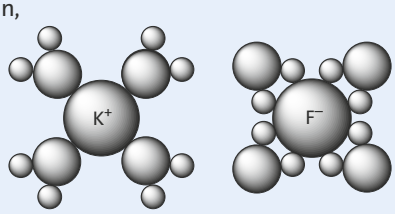


water als oplosmiddel
Een watermolecuul heeft de unieke eigenschappen dat in dit kleine molecuul twee polaire atoombindingen voorkomen en dat het een gehoekte structuur bezit. Daardoor hebben de beide waterstofatomen elk een kleine positieve lading (δ+) en het zuurstofatoom een kleine negatieve lading (2δ–).



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.

hydratatie is omringing van een ion door watermoleculen, weergegeven met de toestandsaanduiding (aq).
Deze omringing is zodanig, dat het O atoom (2δ–) zich aan positieve ionen bindt en de H atomen (δ+) zich aan negatieve ionen binden.
voorbeelden (zie hiernaast): $K^+(aq)$ en $F^-(aq)$



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: $Na_2SO_4(s) \xrightarrow{H_2O} 2\ Na^+(aq) + SO_4^{2-}(aq)$
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 waterstofbruggen 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: $C_{12}H_{22}O_{11}(s) \xrightarrow{H_2O} C_{12}H_{22}O_{11}(aq)$
Tussenvorm: Bij oplossen van *zuren* in water worden vanderwaalsbindingen en waterstofbruggen verbroken en treedt hydratie van ionen op: $CH_3COOH(l) \xrightarrow{H_2O} CH_3COO^-(aq) + H^+(aq)$

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 begrip

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

    in formule

    $$\frac{\text{volume van bestanddeel}}{\text{totaal volume}} \cdot 100\%$$
- **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** speciale maat voor hoeveelheid stof; symbool *n*(X); eenheid: mol

  afgeleide begrippen

  - **molaire massa** 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)
  - **molariteit** aantal mol (opgeloste) stof per L (oplossing); eenheid: M = molair = mol L^{-1}
  - **concentratie** aantal mol deeltjes (van stof X) dat per liter aanwezig is; symbool: [X];
    eenheid: M = molair = mol L^{-1}

molberekeningen

omrekenschema

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 significante cijfers, zie blz. 56).

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
  $\frac{1{,}00 \text{ kg}}{13{,}5 \cdot 10^3 \text{ kg m}^{-3}} = 7{,}41 \cdot 10^{-5}$ m^3 $= 7{,}41 \cdot 10^{-2}$ L $= 74{,}1$ 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 $55{,}85 \text{ u} + 3 \cdot 62{,}01 \text{ u} = 241{,}88$ 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).

molariteit berekeningen

- *Bereken de molariteit als het aantal mol en het volume gegeven zijn.*
  Als 3,24 mol van een stof met water wordt opgelost tot een eindvolume van 5,00 L, is de molariteit van die stof $\frac{3{,}24 \text{ mol}}{5{,}00 \text{ L}} = 0{,}648$ mol L^{-1}.
- *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
  $250 \cdot 10^{-3}$ L $\cdot 0{,}20$ mol L^{-1} $= 5{,}0 \cdot 10^{-2}$ 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.

molariteit en concentratie verschil

In een oplossing van $CaCl_2$ met een molariteit van 0,48 mol L^{-1} is het zout geheel in ionen gesplitst. Voor de concentraties van de ionen geldt dan: $[Ca^{2+}] = 0{,}48$ M en $[Cl^-] = 0{,}96$ M
(De concentratie van $CaCl_2$ is nul, omdat het zout in deze vorm niet in oplossing voorkomt.)

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

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 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 (zie verder hoofdstuk 4)
- **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 4)
  - **langzame verbranding** geen vuurverschijnselen, bv. roesten, verbranding van voedsel
  - **snelle verbranding** snel verlopend met vuurverschijnselen, bv. verbranding van papier
    - **volledige verbranding** met zuurstof in stoichiometrische verhouding of met overmaat; hierbij ontstaan de 'normale' oxiden van de aanwezige atoomsoorten, zoals H_2O, CO_2 en SO_2
    - **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, bv. reactie tussen metaal en niet-metaal; toepassing in *elektrochemische cellen* (batterijen); zie hoofdstuk 4
  - **zuur-basereacties** zuur geeft proton (H^+ ion) aan base (zie blz. 20)
- **reacties van koolstofverbindingen** zie hoofdstuk 3

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 H_2 reageert volledig en explosief met 8,0 g O_2 (in knalgas is massaverhouding 1 : 8). Alle massa's die aan deze verhouding voldoen, zullen volledig reageren, dus 4,2 g H_2 reageert volledig met $4{,}2 \cdot 8{,}0$ g = 33,6 g O_2.

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 4,2 g H_2 en 33,6 g O_2 tot 4,2 + 33,6 = 37,8 g H_2O.

elementkringloop
Omdat atomen niet verloren gaan, kunnen elementen (atoomsoorten) worden ingebouwd in ontleedbare stoffen (via vormingsreacties), maar daaruit weer worden teruggewonnen (via ontledingsreacties). Een eenvoudig voorbeeld:
- Explosieve verbranding van waterstof (zie hierboven): $2\ H_2 + O_2 \rightarrow 2\ H_2O$
  Terugwinning door elektrolyse van water (zie hieronder): $2\ H_2O \rightarrow 2\ H_2 + O_2$

ontledingsreactie is een reactie waarbij één stof wordt omgezet in twee of meer andere stoffen (zie onderstaande voorbeelden).
- thermolyse van glyceryltrinitraat (explosief bestanddeel van dynamiet):
  $4\ C_3H_5N_3O_9 \rightarrow 12\ CO_2(g) + 10\ H_2O(g) + 6\ N_2(g) + O_2(g)$
- elektrolyse van water: $2\ H_2O(l) \rightarrow 2\ H_2(g) + O_2(g)$
- fotolyse van zilverbromide: $2\ AgBr(s) \rightarrow 2\ Ag(s) + Br_2(l)$

verbrandingsreacties voorbeelden
- verbranding van niet-ontleedbare stoffen (tegelijk vormingsreacties van de oxides):
  $C + O_2 \rightarrow CO_2$
  $S + O_2 \rightarrow SO_2$
- verbranding van ontleedbare stoffen:
  $C_2H_5OH + 3\ O_2 \rightarrow 2\ CO_2 + 3\ H_2O$
  $C_4H_8S + 7\ O_2 \rightarrow 4\ CO_2 + 4\ H_2O + SO_2$

redoxreactie voorbeeld met halfreacties
- vorming van oxidelaagje op aluminium:
  reductor Al als elektronendonor: $Al \rightarrow Al^{3+} + 3\ e^- \ldots\ldots (4\times)$
  oxidator O_2 als elektronenacceptor: $O_2 + 4\ e^- \rightarrow 2\ O^{2-} \ldots\ldots (3\times)$
  redoxreactie (optellen van halfreacties): $4\ Al + 3\ O_2 \rightarrow 4\ Al^{3+} + 6\ O^{2-} \rightarrow 2\ Al_2O_3$

Binas: halfreacties van oxidatoren en reductoren (48)

zuur-basereacties

nodig

- **zuur of protondonor** deeltje dat H^+ (proton) kan afgeven
  - **ionen** NH_4^+ (ammonium) en HCO_3^- (waterstofcarbonaat)
  - **moleculen** HCl (waterstofchloride), HNO_3 (salpeterzuur), H_2SO_4 (zwavelzuur), H_3PO_4 (fosforzuur), CH_3COOH (azijnzuur), H_2CO_3 (koolzuur, eigenlijk $H_2O + CO_2$)
- **base of protonacceptor** deeltje dat H^+ (proton) kan opnemen
  - **ionen** OH^- (hydroxide), O^{2-} (oxide), CO_3^{2-} (carbonaat), HCO_3^- (waterstofcarbonaat)
  - **moleculen** NH_3 (ammoniak) en amines zoals CH_3NH_2 (zie hoofdstuk 3)

pH of zuurgraad van zure en basische oplossingen

definitie

- **pH = $-\log[H^+]$** omgekeerd: $[H^+] = 10^{-pH}$

evenzo

- **pOH = $-\log[OH^-]$** omgekeerd: $[OH^-] = 10^{-pOH}$

pH en pOH bij 298 K dan geldt: pH + pOH = 14,00

$[H^+]$	10	1	0,1	10^{-2}	10^{-3}	10^{-4}	10^{-5}	10^{-6}	10^{-7}	10^{-8}	10^{-9}				in mol L^{-1}		
pH	–1	0	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15
	← sterker zuur								neutraal						sterker basisch →		
pOH	15	14	13	12	11	10	9	8	7	6	5	4	3	2	1	0	–1
$[OH^-]$	in mol L^{-1}						10^{-9}	10^{-8}	10^{-7}	10^{-6}	10^{-5}	10^{-4}	10^{-3}	10^{-2}	0,1	1	10

pH-verandering van een oplossing

door

- **toevoeging van zuur** pH wordt kleiner; een basische oplossing kan hierdoor geneutraliseerd worden
- **toevoeging van base** pH wordt groter; een zure oplossing kan hierdoor geneutraliseerd worden
- **verdunnen** zowel een zure als een basische oplossing gaat richting pH = 7

donor-acceptorreacties herkennen

- De volgende reactie vindt plaats in een zwavelzuuroplossing:
  $Pb + H_2SO_4 \rightarrow PbSO_4 + H_2$
  Is dit een zuur-basereactie of een redoxreactie?
  Oplossen van zwavelzuur: $H_2SO_4 \xrightarrow{H_2O} 2\,H^+(aq) + SO_4^{2-}(aq)$
  Pb is geen base die H^+ kan opnemen.
  Pb kan wel als elektronendonor (reductor) optreden: $Pb \rightarrow Pb^{2+} + 2\,e^-$
  H^+ kan optreden als elektronenacceptor (oxidator): $2\,H^+ + 2\,e^- \rightarrow H_2$
  Deze reactie is dus een redoxreactie (daarna wordt $PbSO_4$ gevormd uit Pb^{2+} en SO_4^{2-}).

zuur-basereacties herkennen

- De reactie $NH_3(g) + HCl(g) \rightarrow NH_4Cl(s)$ is een zuur-basereactie want
  HCl staat H^+ af ($HCl \rightarrow H^+ + Cl^-$) en NH_3 neemt H^+ op ($NH_3 + H^+ \rightarrow NH_4^+$).
- De reactie tussen natronloog en een oplossing van $NaHCO_3$ is een zuur-basereactie want
  HCO_3^- staat H^+ af ($HCO_3^- \rightarrow H^+ + CO_3^{2-}$) en OH^- neemt H^+ op ($OH^- + H^+ \rightarrow H_2O$).

pH-berekeningen voorbeelden

- *Hoe groot is de pH van $1{,}2 \cdot 10^{-2}$ M zoutzuur?*
  Zoutzuur is de triviale naam voor HCl opgelost in water $\Rightarrow$ $[H^+(aq)] = 1{,}2 \cdot 10^{-2}$ mol L^{-1}
  $\Rightarrow$ pH = –log $1{,}2 \cdot 10^{-2}$. Berekenen met grafische rekenmachine (Casio):

log	1	•	2	EXP	(–)	2	EXE	–1.920818754

  $\Rightarrow$ pH = 1,92 (antwoord in 2 significante cijfers achter de komma)
- *Hoe groot is $[H^+(aq)]$ in een oplossing met pH = 2,5?*
  $[H^+(aq)] = 10^{-pH} = 10^{-2,5}$. Berekenen met grafische rekenmachine (Casio):

SHIFT	log	(–)	2	•	5	EXE	3.16227766E–03

  $\Rightarrow$ $[H^+(aq)] = 3 \cdot 10^{-3}$ mol L^{-1} (want pH heeft maar 1 significant cijfer achter komma)

rekenen met $[OH^-]$ en pOH

Als $[OH^-]$ bekend is, bereken je pOH en vervolgens de pH met pH = 14,00 – pOH.

- *Hoe groot is de pH van een oplossing van 3,8 g NaOH in 1,0 L water?*
  3,8 g NaOH = 0,095 mol (want $M_{NaOH} = 40$ g mol^{-1}).
  NaOH is in water volledig in ionen gesplitst $\Rightarrow$ $[OH^-(aq)] = 0{,}095$ mol L^{-1} $\Rightarrow$
  pOH = –log 0,095 = 1,02 $\Rightarrow$ pH = 14,00 – 1,02 = 12,98
- *Hoe groot is de pH van de bovengenoemde NaOH oplossing na 10x verdunnen?*
  Bij 10x verdunnen geldt: $[OH^-(aq)] = 9{,}5 \cdot 10^{-3}$ mol L^{-1} $\Rightarrow$
  pOH = –log 0,0095 = 2,02 $\Rightarrow$ pH = 14,00 – 2,02 = 11,98
  Door 10x verdunnen verandert de pH één eenheid (hier van 12,98 naar 11,98).
  Als algemene regel geldt: bij verdunnen gaat de pH richting 7.
- *Hoeveel gram KOH is aanwezig in 1 L oplossing met pH = 12,3?*
  pOH = 14,0 – 12,3 = 1,7 $\Rightarrow$ $[OH^-] = 10^{-1,7} = 0{,}02$ mol L^{-1} $\Rightarrow$
  in 1 L is 0,02 mol KOH (M = 56 g mol^{-1}) opgelost $\Rightarrow$ $0{,}02 \cdot 56 = 1$ gram KOH

Binas: zuren en basen (49); triviale namen (66A); namen en formules van ionen en van zuren (66B)

reactiesnelheid

op macroniveau afhankelijk van

- **soort stoffen** bv. magnesium reageert sneller met zoutzuur dan ijzer; koper reageert niet
- **concentratie** hogere concentratie van de stoffen ⇒ grotere snelheid
- **verdelingsgraad** groter oppervlak van de stoffen ⇒ grotere snelheid
- **temperatuur** hogere temperatuur ⇒ grotere snelheid
- **katalysator** specifiek voor een bepaalde reactie; *enzymen* zijn biokatalysatoren

modellen op microniveau die de reactiesnelheid verklaren

- **botsende-deeltjesmodel** verklaring uitgaande van botsingen tussen reagerende deeltjes

  verklaart invloed van

  - **concentratie** hoe groter de concentratie, hoe meer botsingen plaatsvinden
  - **verdelingsgraad** hoe fijner de stof verdeeld is, hoe groter het contactoppervlak en hoe meer botsingen plaatsvinden
  - **temperatuur** hoe hoger de temperatuur des te sneller bewegen de deeltjes ⇒ meer botsingen per seconde en de botsingen zijn ook heviger
- **model met activeringsenergie** deeltjes moeten voldoende energie hebben om een *overgangstoestand* te bereiken (zie blz. 39)

  verklaart invloed van

  - **katalysator** maakt een overgangstoestand mogelijk met lagere energie
  - **temperatuur**[1)] bij hogere temperatuur zijn er meer (energierijke) deeltjes die de overgangstoestand bereiken ⇒ hogere reactiesnelheid

1) Waarschijnlijk hoeft de invloed van de temperatuur alleen verklaard te worden met het botsende-deeltjesmodel.

reactiesnelheid is maat voor de snelheid waarmee stoffen worden gevormd of omgezet. Het roesten van ijzer is bv. een zeer langzame reactie; een explosie een zeer snelle reactie.

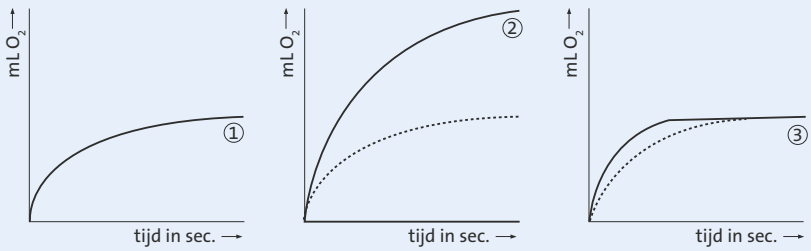
katalysator is een stof die de snelheid van een reactie verhoogt, zonder zelf verbruikt te worden. In vergelijking tot de stoffen die reageren, is de hoeveelheid katalysator klein. Door gebruik van een katalysator kan in dezelfde tijd meer stof geproduceerd worden.

botsende-deeltjesmodel beschrijft een reactie als het gevolg van botsingen tussen deeltjes. Niet elke botsing leidt tot een reactie (hergroepering van atomen). Oorzaak kan zijn dat de deeltjes elkaar niet op de juiste manier raken of dat de botsing te zwak is om bindingen te verbreken.

beïnvloeding van reactiesnelheid voorbeeld

De onderstaande grafieken hebben betrekking op de ontledingsreactie van waterstofperoxide: $2\,H_2O_2 \rightarrow 2\,H_2O + O_2$

- in grafiek ① is de hoeveelheid gevormde zuurstof weergegeven in afhankelijkheid van de reactietijd; de overige grafieken hebben dezelfde schaal.
- in grafiek ② is de beginconcentratie van H_2O_2 verdubbeld. Het gevolg is een tweemaal grotere beginsnelheid en twee keer zo veel gevormde zuurstof.
- in grafiek ③ is het effect van temperatuurverhoging weergegeven. De zuurstof wordt sneller gevormd, maar de hoeveelheid aan het einde is even groot als in grafiek ①.
  Vuistregel voor het effect van temperatuursverhoging op de reactiesnelheid:
  een reactie verloopt 2 tot 3 maal zo snel bij 10° temperatuurstijging.
- grafiek ③ wordt ook verkregen bij toevoeging van een katalysator.



berekening van reactiesnelheid

De reactiesnelheid wordt uitgedrukt in het aantal mol omgezette of gevormde stof per seconde in 1 liter van het reactiemengsel (eenheid mol $L^{-1}\,s^{-1}$).
Omdat de snelheid gedurende de reactie afneemt, meten we in het algemeen de gemiddelde snelheid over een kort tijdsinterval.

- Stel dat in het bovenstaande voorbeeld uit 2,0 L van een waterstofperoxide-oplossing in 6 s 12 mL zuurstof wordt gevormd. Bij de temperatuur en druk waarbij de proef wordt uitgevoerd, is bekend wat het volume is van 1 mol O_2, bv. 28 L. Dan komt 12 mL overeen met

$$\frac{0{,}012\ \text{L}}{28\ \text{L mol}^{-1}} = 4{,}3\cdot10^{-4}\ \text{mol} \Rightarrow \text{reactiesnelheid} = \frac{4{,}3\cdot10^{-4}\ \text{mol}}{2{,}0\ \text{L}\cdot 6\ \text{s}} = 4\cdot10^{-5}\ \text{mol L}^{-1}\,\text{s}^{-1}$$

rekenen aan reacties

stappen

- **1. bereken molaire massa's van betrokken stoffen** of zoek ze op: bv. M_B en M_C
- **2. stel reactievergelijking op** bv. $A + 3\,B \rightarrow 2\,C$
- **3. bepaal molverhouding** zie reactievergelijking; bv. mol B : mol C = 3 : 2

methode 1 (met massaverhouding)

- **4. bereken massaverhouding** m.b.v. de molverhouding en de molaire massa's
  - **bekende molverhouding** 3 : 2 in het gegeven voorbeeld
  - **massaverhouding** is gelijk aan $3\,M_B : 2\,M_C$; vul de bekende molaire massa's in
- **5. bereken gevraagde massa** maak gebruik van een verhoudingstabel

  voorbeeld in stappen
  - **bekende massaverhouding** bv. 81 g (gegeven stof B) : 120 g (gevraagde stof C)
  - **massa gegeven stof** bv. 12 g van B
  - **massa gevraagde stof** stel x g van C
  - **berekening van** x $12 : x = 81 : 120 \Rightarrow 81x = 12 \cdot 120 \Rightarrow x = \frac{12 \cdot 120}{81} = 18$ (g)
- **6. controleer significantie** zie blz. 56

methode 2 (met molberekening); stappen 1 t/m 3 als hierboven

- **4. reken gegeven hoeveelheid stof om in mol** gegeven als massa of als aantal L oplossing

  met behulp van
  - **molaire massa** voor vloeistoffen en vaste stoffen, bv. aantal mol B = $\frac{\text{massa van B}}{M_B}$
  - **molariteit** voor oplossingen; aantal mol = gegeven volume × gegeven molariteit
- **5. bereken aantal mol van gevraagde stof** uit berekend aantal mol van gegeven stof (met molverhouding in de reactievergelijking)
- **6. reken aantal mol gevraagde stof om**

  naar
  - **gram** m.b.v. molaire massa, bv. aantal mol C × M_C = aantal gram C
  - **molariteit** m.b.v. volume: aantal mol gedeeld door aantal L = molariteit (in mol L^{-1})
- **7. controleer significantie** zie blz. 56

molberekeningen

omrekenschema

reactievergelijking kloppend maken voorbeeld

- *Maak de reactievergelijking* $\ldots C_4H_8S + \ldots O_2 \rightarrow \ldots CO_2 + \ldots H_2O + \ldots SO_2$ *kloppend.*
  Het maakt niet zoveel uit met welke atoomsoort je begint, als je stoffen die uit één atoomsoort bestaan, zoals O_2, maar tot het laatst bewaart.
  - Maak C, H en S kloppend: $C_4H_8S + \ldots O_2 \rightarrow 4\,CO_2 + 4\,H_2O + SO_2$
  - Maak O kloppend: $C_4H_8S + 7\,O_2 \rightarrow 4\,CO_2 + 4\,H_2O + SO_2$
- *Maak de reactievergelijking* $\ldots NH_3 + \ldots NO_2 \rightarrow \ldots N_2 + \ldots H_2O$ *kloppend.*
  - Bv. eerst H kloppend maken: $2\,NH_3 + \ldots NO_2 \rightarrow \ldots N_2 + 3\,H_2O$
  - Dan O kloppend maken: $2\,NH_3 + 3\,NO_2 \rightarrow \ldots N_2 + 6\,H_2O$
  - H opnieuw aanpassen: $4\,NH_3 + 3\,NO_2 \rightarrow \ldots N_2 + 6\,H_2O$
  - Tenslotte N kloppend maken: $4\,NH_3 + 3\,NO_2 \rightarrow 3\tfrac{1}{2}\,N_2 + 6\,H_2O$
  - Alle coëfficiënten verdubbelen: $8\,NH_3 + 6\,NO_2 \rightarrow 7\,N_2 + 12\,H_2O$

rekenen aan reacties voorbeelden

Aluminium wordt gemaakt door ontleding (via elektrolyse) van gesmolten aluminiumzouten.

- *Hoeveel kg aluminium ontstaat door ontleding van 100 kg* Al_2O_3*?*
  methode 1 (met massaverhouding)
  1. 1 mol Al heeft een massa van 226,98 g en 1 mol Al_2O_3 een massa van 101,96 g
  2. reactievergelijking: $2\,Al_2O_3 \rightarrow 4\,Al + 3\,O_2$

3. reactie in mol	1 mol Al_2O_3 $\rightarrow$	2 mol Al
4. mol $\rightarrow$ gram	101,96 g	$2 \cdot 26{,}98 = 53{,}96$ g
5. gegeven / gevraagd	100 kg	x kg

  Hieruit volgt: $102 : 53{,}96 = 100 : x \Rightarrow 101{,}96x = 53{,}96 \cdot 100 \Rightarrow x = \dfrac{53{,}96 \cdot 100}{101{,}96} = 52{,}9$
  methode 2 (met molberekening); zie boven voor stappen 1 t/m 3
  4. 100 kg Al_2O_3 (= $1{,}00 \cdot 10^5$ g) komt overeen met $\dfrac{1{,}00 \cdot 10^5 \text{ g}}{101{,}96 \text{ g mol}^{-1}} = 9{,}81 \cdot 10^2$ mol Al_2O_3
  5. molverhouding Al_2O_3 : Al = 1 : 2 $\Rightarrow$ er kan $2 \cdot 9{,}81 \cdot 10^2 = 1{,}962 \cdot 10^3$ mol Al ontstaan
  6. $1{,}962 \cdot 10^3$ mol Al = $1{,}962 \cdot 10^3$ mol $\cdot$ 26,98 g mol^{-1} = $5{,}29 \cdot 10^4$ g = 52,9 kg Al
  7. antwoord in 3 significante cijfers (zie blz. 56)

  Voor het vertinnen van ijzer wordt een oplossing van $SnSO_4$ gebruikt.

- *Hoeveel liter van 2,0 M tinsulfaatoplossing kan worden gemaakt uit 3,1 kg tin?*
  1. de massa van 1 mol Sn is 118,7 gram
  2. vereenvoudigde reactievergelijking: $Sn + H_2SO_4 \rightarrow SnSO_4 + H_2$
  3. molverhouding Sn : $SnSO_4$ = 1 : 1
  4. aantal mol Sn = $\dfrac{3{,}1 \cdot 10^3 \text{ g}}{118{,}7 \text{ g mol}^{-1}} = 26$ mol
  5. molverhouding Sn : $SnSO_4$ = 1 : 1 $\Rightarrow$ er kan ook 26 mol $SnSO_4$ ontstaan
  6. molariteit moet 2,0 M worden $\Rightarrow$ aantal liter oplossing = $\dfrac{26 \text{ mol}}{2{,}0 \text{ mol L}^{-1}} = 13$ L
  7. antwoord in 2 significante cijfers

Binas: atoommassa's (40A en 99); molaire massa's van veelgebruikte stoffen (98)

examenbundels

- zelfstandig voorbereiden op het examen
- examen voorbereiden op basis van persoonlijk studieadvies
- stapsgewijs toewerken naar het examenniveau
- oefenen met recente examens

havo **Duits**
havo **Engels**
havo **Frans**
havo **Nederlands**
havo **biologie**
havo **natuurkunde**
havo **scheikunde**
havo **wiskunde A**
havo **wiskunde B**
havo **aardrijkskunde**
havo **economie**
havo **geschiedenis**
havo **bedrijfseconomie**
havo **maatschappijwetenschappen**

Meer kans van slagen met de *Examenbundel*!
De *Examenbundel* bevat oefenexamens met uitleg bij de antwoorden, zodat je leert tijdens het oefenen.

De bundel is speciaal samengesteld voor dit schooljaar, dus je oefent altijd de juiste stof.
Test je kennis met de Oriëntatietoets en kijk voor meer tips om te slagen op www.examenbundel.nl.

examenbundel + samengevat = jouw succesformule

samengevat

- schematisch overzicht van alle examenstof
- beknopte en heldere uitleg
- snel en overzichtelijk door te nemen en te herhalen
- het perfecte uittreksel

havo **biologie**
havo **natuurkunde**
havo **scheikunde**
havo **wiskunde A**
havo **wiskunde B**
havo **aardrijkskunde**
havo **geschiedenis**
havo **economie**
havo **bedrijfseconomie**
h/v **Nederlands 3F / 4F**
h/v **rekenen 3F**

Meer kans van slagen met *Samengevat*!
Samengevat biedt je een helder en beknopt overzicht van alle examenstof.

9 789006 078718