

examenbundel.nl

samen gevat }

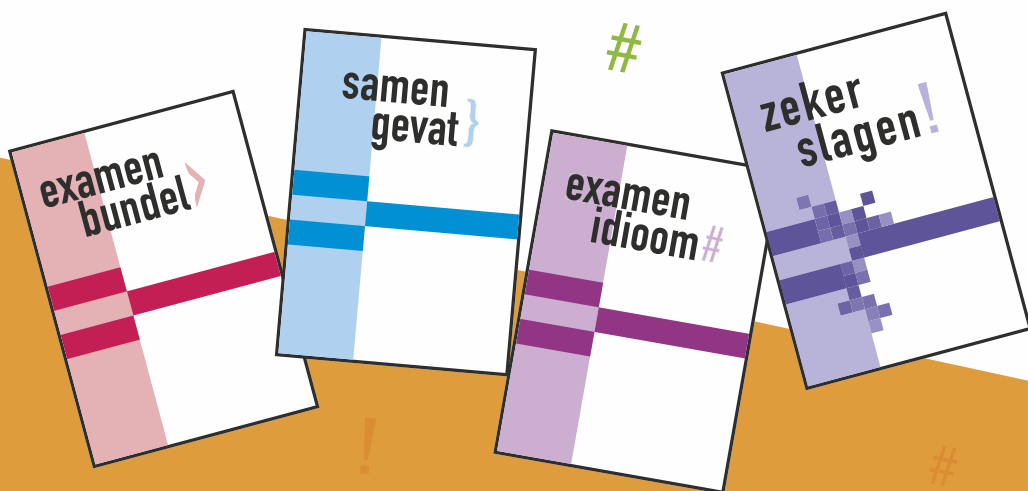
havo

Scheikunde



! Zeker slagen met Examenbundels, meer dan oefenexamens! }

#geenexamenstress



MEER DAN ALLEEN EXAMENS >

- Oefenen met echte examens, met uitleg en toelichting van docenten en vakexperts.
- Oefenen met voorbeeldvragen per onderwerp.
- Voldoet aan de laatste exameneisen.
- Nog meer oefenen én gericht studieadvies op examenbundel.nl.

EXAMENSTOF ALLES IN ÉÉN }

- Alle examenstof in één boek, compact en overzichtelijk.
- Perfecte samenvattingen met voorbeelden uit de laatste examens.
- Overzichten met begrippen en definities.
- Te gebruiken naast elke lesmethode.
- Met handig trefwoordenregister achterin.

SPECIAAL VOOR DE TALEN

- De ideale voorbereiding op zowel het centraal schriftelijk examen als de schoolexamens.
- Meer dan 1000 idioomwoorden met realistische voorbeeldzinnen.
- Thematisch gerangschikt.
- Aandacht voor leesvaardigheid, gespreksvaardigheid én schrijfvaardigheid.

LEREN KUN JE LEREN !

- Handig hulpmiddel naast Examenbundel, Samen gevat en Examenidioom.
- Ontdek welke leerstrategieën het best bij jou passen.
- Bevat tips over effectief leren, plannen en motivatie.
- Meer tijd over voor andere dingen zoals werken en sporten.

#ikgazekerslagen

Ga naar examenbundel.nl voor meer informatie
over je eindexamens, extra oefeningen en meer!

examenbundel.nl

samen gevat }

havo

Scheikunde

dr. J.R. van der Vecht



Colofon

Auteur

J.R. van der Vecht

Opmaak

Crius Group, Hulshout (België)

Omslagfoto

Getty Images / Image Source

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 978 90 06 11255 9

Zesde druk, eerste oplage, 2023

© ThiemeMeulenhoff, Amersfoort, 2023

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 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 2023

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 zevende editie. Ten opzichte van de zesde editie is een nieuwe naamgeving voor (anorganische) zouten toegevoegd: tabel 66G. Tabel 96 uit de zesde druk is in de zevende druk vervallen. Daardoor is tabel 97 'Veiligheid en milieu' uit de zesde druk gesplitst in tabel 96 'Veiligheid en milieu' en tabel 97 'Groene chemie' in de zevende druk.

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 → 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 ₂ O	geen
C	CO ₂ (g)	broeikaseffect
	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	18
3	Koolstofchemie en biochemie	28
4	Energie	38
5	Chemische industrie en milieu	48
6	Vaardigheden	56
	Trefwoordenregister	67
	Bijlage 1: Overzicht van formules en namen	79

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 $+1e$ ($+e$ = lading van één proton)
 - **plaats in 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 $-1e$ ($-e$ = 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

- **eerste (kleinste) schil** met maximaal 2 elektronen
- **tweede schil** met maximaal 8 elektronen
- **derde schil** wordt eerst opgevuld tot 8 elektronen 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

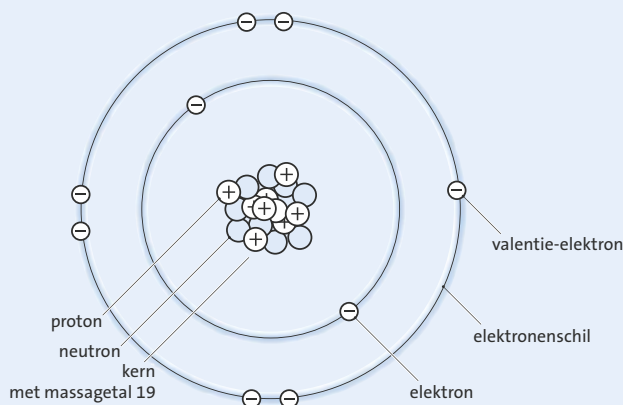
- **elk atoom is neutraal** want aantal elektronen = aantal protonen en hun ladingen zijn even groot maar tegengesteld van teken

massabegrippen

- **massagetal van atoom** aantal protonen plus neutronen in een atoom; weergave van een atoomsoort: $\overset{\text{massagetal}}{\underset{\text{atoomnummer}}{p+n}}\text{Element}$ of ${}^{p+n}_p\text{X}$
andere notatie, meestal bij isotopen: X-(p+n), bv. Cl-35 en Cl-37
- **atomaire massa-eenheid u** $1\text{ u} = 1,66 \cdot 10^{-27}\text{ kg}$
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) De atoomsoorten met atoomnummers 21 t/m 30 hebben meer dan 8 elektronen in de derde schil.

atoommodel van $^{19}_9\text{F}$



elektronenomringing bij 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 eerste schil en 8 elektronen in de tweede 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. 10

De kleinst mogelijke negatieve lading die bestaat, is die van een elektron: $-1e$

De kleinst mogelijke positieve lading die bestaat, is die van een proton: $+1e$

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 van de elementen (p.s.) met zeven perioden en 18 groepen

overzicht

	1	2		3-12	13	14	15	16	17	18	groep
1	${}^1_1\text{H}$									${}^2_2\text{He}$	
2	${}^3_3\text{Li}$	${}^4_4\text{Be}$			${}^5_5\text{B}$	${}^6_6\text{C}$	${}^7_7\text{N}$	${}^8_8\text{O}$	${}^9_9\text{F}$	${}^{10}_{10}\text{Ne}$	
3	${}^{11}_{11}\text{Na}$	${}^{12}_{12}\text{Mg}$			${}^{13}_{13}\text{Al}$	${}^{14}_{14}\text{Si}$	${}^{15}_{15}\text{P}$	${}^{16}_{16}\text{S}$	${}^{17}_{17}\text{Cl}$	${}^{18}_{18}\text{Ar}$	
4	${}^{19}_{19}\text{K}$	${}^{20}_{20}\text{Ca}$		21-30	${}^{31}_{31}\text{Ga}$	${}^{32}_{32}\text{Ge}$	${}^{33}_{33}\text{As}$	${}^{34}_{34}\text{Se}$	${}^{35}_{35}\text{Br}$	${}^{36}_{36}\text{Kr}$	
5	${}^{37}_{37}\text{Rb}$	${}^{38}_{38}\text{Sr}$		39-48	${}^{49}_{49}\text{In}$	${}^{50}_{50}\text{Sn}$	${}^{51}_{51}\text{Sb}$	${}^{52}_{52}\text{Te}$	${}^{53}_{53}\text{I}$	${}^{54}_{54}\text{Xe}$	
6	${}^{55}_{55}\text{Cs}$	${}^{56}_{56}\text{Ba}$	57-70	71-80	${}^{81}_{81}\text{Tl}$	${}^{82}_{82}\text{Pb}$	${}^{83}_{83}\text{Bi}$	${}^{84}_{84}\text{Po}$	${}^{85}_{85}\text{At}$	${}^{86}_{86}\text{Rn}$	
7	${}^{87}_{87}\text{Fr}$	${}^{88}_{88}\text{Ra}$	89-102	103-...							
periode					= metaal			= niet-metaal			

twee soorten atomen

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

waaronder

- **alkalimetalen** zeer reactieve metalen uit groep 1
- **aardalkalimetalen** reactieve metalen uit groep 2

- **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

binding tussen atomen

drie soorten bindingen

- **metaalatoom met niet-metaalatoom** $\Rightarrow$ **ionbinding** elektrische aantrekking van ionen, waardoor (op macroniveau) een zout wordt gevormd met een *ionrooster*
- **niet-metaalatomen onderling** $\Rightarrow$ **atoombinding** binding door gedeelde elektronenparen, waardoor (op macroniveau) een moleculaire stof ontstaat
- **metaalatomen onderling** $\Rightarrow$ **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. Het aantal protonen bepaalt dus de plaats in het periodiek systeem. De 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-elektronen¹⁾).

Met een toenemend atoomnummer neemt (in bijna alle gevallen) ook de atoommassa toe.

periode is een 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 verticale rangschikking van atoomsoorten in het periodiek systeem die verwante eigenschappen vertonen. Het aantal valentie-elektronen¹⁾ 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)

edelgasomringing¹⁾ 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): $\text{H} \cdot + \cdot \text{H} \rightarrow \text{H}-\text{H}$

1) De definities van 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.

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(1+)ion en Hg^{2+} , kwik(2+)ion
- **1+/3+** Au^+ , goud(1+)ion en Au^{3+} , goud(3+)ion
- **2+/3+** Fe^{2+} , ijzer(2+)ion en Fe^{3+} , ijzer(3+)ion
- **2+/4+** Pb^{2+} , lood(2+)ion en Pb^{4+} , lood(4+)ion; Sn^{2+} , tin(2+)ion en Sn^{4+} , tin(4+)ion
- **3+/6+** U^{3+} , uraan(3+)ion en U^{6+} , uraan(6+)ion

- **negatieve ionen¹⁾** deeltjes die meer elektronen dan protonen bevatten

- **enkelvoudig ion** niet-metaalaatoom dat negatieve lading heeft gekregen
 - **naam eindigt op 'ide'** bv. Cl^- (chloride-ion) en S^{2-} (sulfide-ion)
- **samengesteld ion** groepje niet-metaalatomen, waaronder altijd een aantal zuurstofatomen, met negatieve lading
 - **naam eindigt op 'aat'** bij het grootst aantal O-atomen, bv. SO_4^{2-} (sulfaat-ion)
 - **naam eindigt op 'iet'** bij een O-atoom minder, bv. SO_3^{2-} (sulfiet-ion)

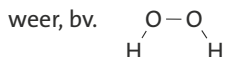
moleculen microniveau

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 of meer elektronen levert
 - **gewone atoombinding** geen ladingsverschil tussen de atomen; bv. in Cl_2
 - **polaire atoombinding** met klein ladingsverschil tussen twee atomen; bv. $\text{O}-\text{H}$ en $\text{C}=\text{O}$
- **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



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+}

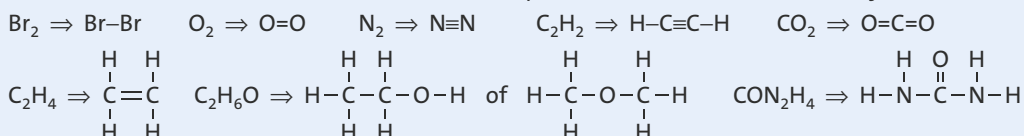
De lading van de ionen van metalen uit groep 13 van het p.s. is 3+, omdat zij de drie elektronen in hun buitenste schil kunnen afstaan. Voorbeeld: Al^{3+}

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	$\text{H}-\text{S}-\text{H}$	H_2S	H_2O
S	C	$\text{S}=\text{C}=\text{S}$	CS_2	CO_2

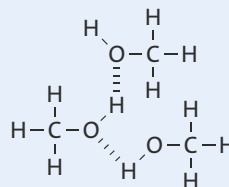
structuurformule uit molecuulformule met behulp van covalenties (zie linkerbladzijde)

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 (||||) $\Rightarrow$ methanol (CH_3OH) is vloeibaar, terwijl propaan (C_3H_8) met zwaardere moleculen dan gasvormig is.



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)

gegeven aggregatietoestanden gelden bij kamertemperatuur

- **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: $\text{SO}_3(\text{l})$
- **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. 20)

- **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 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, $\text{Hg}(\text{l})$
- **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, 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 in de naam aangegeven. Voorbeeld: lood(2+)sulfaat en lood(4+)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(2+)oxide: FeO ; ijzer(3+)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. Voorbeeld: Watervrij kopersulfaat, CuSO_4 , is wit; door het opnemen van water ontstaat blauw kopersulfaatpentahydraat, $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$. Bij verwarming van het zout ontwijkt het kristalwater.

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.

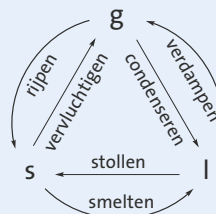
De aggregatietoestand of fase van een stof geven we aan met de volgende toestandsaanduidingen: (s) = vast (van solid); (l) = vloeibaar (van liquid) en (g) = gasvormig

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 koolstofdisulfide; P_2O_5 difosforpentaoxide

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

Binas: toestandsaanduidingen (38A); voorbeelden van hydraten (45B); internationale naamgeving zouten (66G)

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	zowel met ionlading als met telwoorden ⁵⁾	Griekse telwoorden: mono, di, tri, tetra	atoomnaam
■ 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

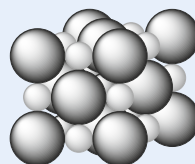
3) alleen als een zout vloeibaar is of opgelost, geleidt het elektrische stroom

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

5) wij gebruiken een eenvoudigere naamgeving dan IUPAC

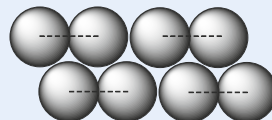
oplosbaarheid en mengbaarheid 'soort zoekt soort'*uitgaande van structuur*■ **stoffen met weinig polaire bindingen mengen goed** bv. vet met wasbenzine■ **stoffen met H-bruggen mengen goed** bv. NH₃ en alcohol met water*alleen geldend voor water als oplosmiddel*■ **hydrofiele stof** stof lost goed op 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)

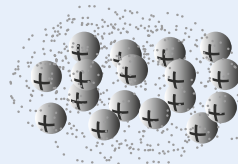


moleculuurooster hierin houden zwakke krachten de moleculen bijeen.

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

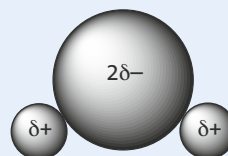


metaalrooster hierin houden vrij bewegende (valentie)elektronen (voorgesteld als ladingswolk) de metaal'ionen' bijeen. (zie figuur hiernaast)



water als oplosmiddel

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

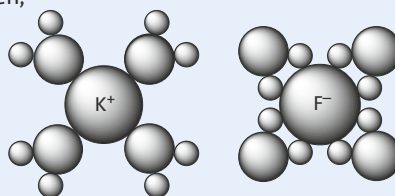


Door de beide O–H bindingen kan water per molecuul twee waterstofbruggen aangaan. Stoffen die net als water waterstofbruggen kunnen vormen of voldoende polaire bindingen hebben, zijn goed in water oplosbaar en dus hydrofiel.

hydratatie is omringing van een ion door watermoleculen, weergegeven met de 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.

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 hydratatie van ionen op: $CH_3COOH(l) \xrightarrow{H_2O} CH_3COO^-(aq) + H^+(aq)$

examenbundel >

havo **Nederlands**
havo **Engels**
havo **Duits**
havo **Frans**
havo **Economie**
havo **Bedrijfseconomie**
havo **Maatschappijwetenschappen**
havo **Geschiedenis**
havo **Aardrijkskunde**
havo **Wiskunde A**
havo **Wiskunde B**
havo **Scheikunde**
havo **Biologie**
havo **Natuurkunde**

samengevat }

havo **Economie**
havo **Bedrijfseconomie**
havo **Maatschappijwetenschappen**
havo **Geschiedenis**
havo **Aardrijkskunde**
havo **Wiskunde A**
havo **Wiskunde B**
havo **Scheikunde**
havo **Biologie**
havo **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



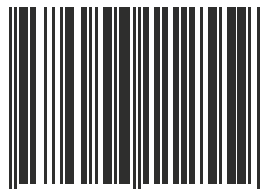
examenidroom + examenbundel + samengevat + zeker slagen! = #geenexamenstress

examenidroom

havo **Engels**
havo **Duits**
havo **Frans**

zeker slagen !

voor vmbo, havo én vwo



9 789006 112559