



Hoofdstuk 6: Moleculen en Atomen

Onderwerpen:

- Moleculen (§ 6.1)
- Atomen (§ 6.2)
- Rekenen aan reacties (§ 6.3)
- Molecuulformules (§ 6.4)
- Reactievergelijkingen (§ 6.5)



Moleculen (§ 6.1) (1)

In deze les leer je:

- Uitleggen hoe is afgeleid dat moleculen zeer klein zijn
- Uitleggen in welke fase moleculen bewegen
- Het verband beschrijven tussen de temperatuur en de snelheid waarmee moleculen bewegen
- De drie fasen met het molecuulmodel beschrijven
- Met het molecuulmodel beschrijven waarom gassen wel, vloeistoffen nauwelijks en vaste stoffen niet zijn samen te persen
- Vertellen dat de moleculen in de vaste fase en vloeibare fase elkaar aantrekken
- Vertellen hoe de krachten tussen de moleculen heten



Moleculen (2)

We zullen eerst zien dat we het voorkomen van de drie aggregatietoestanden met een *molecuulmodel* kunnen verklaren.

Een model is een aanschouwelijk gemaakte vereenvoudiging van de werkelijkheid, die het ons mogelijk maakt de werkelijkheid beter te begrijpen

In dit model zijn *moleculen de kleinste deeltjes* van een stof.

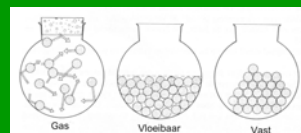
Van een *zelfde stof* zijn de moleculen *even groot* en hebben *dezelfde stoffeigenschappen*:

- moleculen van *dezelfde stof* hebben *dezelfde afmetingen*;
- moleculen *bewegen* zich en wel *sneller* naarmate de *temperatuur hoger* is;
- moleculen *trekken elkaar aan*.



Moleculen (3)

Voorstelling van de afstand en schikking van moleculen bij een gas, een vloeistof en een vaste stof.



- Bij gassen kunnen de moleculen vrij bewegen;
- Bij vloeistoffen hebben moleculen nog een zekere vrije beweeglijkheid (denk aan knikkers die over elkaar heen kunnen rollen);
- Bij vaste stoffen trillen de moleculen op een vaste plaats.



Moleculen (4)

Vanderwaalskrachten

- Uit het feit dat een vaste stof niet gemakkelijk van vorm verandert, leiden we af dat *moleculen elkaar aantrekken*.
- Deze binding tussen de moleculen wordt de *molecuulbinding* of *vanderwaalsbinding* genoemd.
- Naarmate het *smeltpunt* van een moleculaire stof *hoger* is, zullen de aantrekkende *krachten* tussen moleculen *groter* zijn. (Het kost immers meer energie (in de vorm van warmte) om deze binding te verbreken).
- Als er een *gas* ontstaan is, zijn de *vanderwaalskrachten nul* en is de *binding* tussen moleculen helemaal *verbroken*.
- Naarmate de *massa* van moleculen *groter* is, zijn de *vanderwaalskrachten groter*.



Atomen (§ 6.2) (1)

In deze les leer je:

- Uitleggen waarom reacties niet verklaard kunnen worden met het molecuulmodel
- Vertellen dat moleculen uit nog kleinere deeltjes zijn opgebouwd: atomen
- Het atoommodel van Dalton beschrijven
- Uitleggen wat volgens Dalton het verschil is in samenstelling tussen moleculen van ontleedbare stoffen en niet-ontleedbare stoffen
- Atomen tekenen en getekende atomen benoemen



Atomen (§ 6.2) (2)

De noodzaak om het begrip atoom in te voeren, is het gevolg van chemische reacties.

Zoals we eerder gezien hebben, stellen we ons bij chemische reacties voor dat de moleculen van de beginstoffen uiteen vallen in atomen waarna deze atomen zich hergroeperen tot nieuwe moleculen.



Atomen (§ 6.2) (3)

Atoommodel van Dalton:

- moleculen zijn gevormd uit (nog kleinere deeltjes:) atomen;
- atomen zijn niet te vernietigen;
- alle atomen van één soort zijn gelijk (dus dezelfde afmetingen en massa)



Atomen (§ 6.2) (4)

Ontleedbare en niet-ontleedbare stoffen (elementen):

- Er zijn een **aantal niet-ontleedbare stoffen** die niet als atoomsoort maar in de vorm van **moleculen** voorkomen. Deze moleculen zijn dus gevormd uit één atoomsoort.

Zo komt bijvoorbeeld **zuurstof** voor in de vorm van een **molecuul** dat is gevormd uit **twee zuurstofatomen**.

- Een **molecuul van een ontleedbare stof (verbinding)** is gevormd uit **twee of meer atoomsoorten**.

Zo is bijvoorbeeld een **molecuul water** gevormd uit **twee waterstofatomen en één zuurstofatoom**.

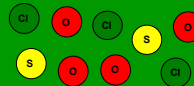


Atomen (§ 6.2) (5)

Voorstelling van atomen



vier stikstofatomen



Mengsel van drie chloor-, twee zwavel- en vier zuurstofatomen



Rekenen aan reacties (§ 6.3) (1)

In deze les leer je:

- Bepalen wanneer er bij een chemische reactie sprake is van een overmaat
- Met behulp van het bekende stappenplan (H4) rekenen met massaverhoudingen



Rekenen aan reacties (§ 6.3) (2)

Ondermaat en overmaat

- De stof waar volgens de massaverhouding te weinig van is, is in ondermaat aanwezig.
- De stof waar volgens de massaverhouding te veel van is, is in overmaat aanwezig.
- De stof die in ondermaat aanwezig is, reageert helemaal op en bepaalt hoeveel er van de andere stof, die in overmaat aanwezig, zal reageren. Van de stof die in overmaat aanwezig is blijft dus iets (of veel) over.



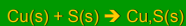
Rekenen aan reacties (§ 6.3) (3)

Voorbeeld

Men laat 4 g Cu(s) reageren met 3 g S(s). Cu en S reageren in de massaverhouding 2 : 1. Bereken hoeveel Cu₂S(s) ontstaat.

Uitwerking

- 1 Schrijf het reactieschema op in symbolen:



- 2 Vertaal de massaverhouding naar gram:

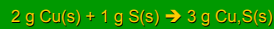


- 3 Vul de gegevens in het reactieschema in:

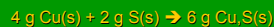


Rekenen aan reacties (§ 6.3) (4)

- 4 Bepaal in vergelijking met punt 2 hoeveel meer of minder je van de gegeven stoffen hebt:



Om aan de massaverhouding te voldoen, heb je, net zoals bij Cu, 2 x zoveel = 2 x 1 = 2 g S nodig:



Je houdt dus 3 - 2 = 1 g S over en er ontstaat 6 g Cu₂S.

De stof waarvan in verhouding het meest aanwezig is (hier S), is dus in overmaat aanwezig. Voer je berekening uit met de stof waar het minst van aanwezig is en "vergeet" die andere stof.



Rekenen aan reacties (§ 6.3) (5)

Noeg een voorbeeld

Men laat 12 g Cu en 15 g Cl reageren. Bereken hoeveel er van welke stof overblijft en hoeveel reactieproduct ontstaat. Massa Cu : Cl = 10 : 11

Uitwerking

- 1 reactieschema in symbolen: $\text{Cu(s)} + \text{Cl(g)} \rightarrow \text{Cu}_2\text{Cl}_2\text{(s)}$

- 2 massaverhouding in gram: $10 \text{ g Cu(s)} + 11 \text{ g Cl(g)} \rightarrow 21 \text{ g Cu}_2\text{Cl}_2\text{(s)}$

- 3 gegevens invullen: $12 \text{ g Cu(s)} + 15 \text{ g Cl(g)} \rightarrow x \text{ g Cu}_2\text{Cl}_2\text{(s)}$

- 4 bepaal de overmaat: Cu: 12/10 = 1,2 keer zoveel
Cl: 15/11 = 1,36 keer zoveel

Er is 1,36 keer zoveel Cl aanwezig (overmaat) terwijl er 1,2 keer nodig is.

Om 12 Cu volledig te laten reageren is 1,2 x 11 = 13,2 g Cl nodig. Er is dus 15 - 13,2 = 1,8 g Cl over en er is 12 + 13,2 = 25,2 g Cu₂Cl₂ ontstaan.



Molecuulformules (§ 6.4) (1)

In deze les leer je:

- Vertellen wat een (molecuul)formule is
- Een stof in een formule weergeven
- Vertellen wat de index en de coëfficiënt zijn
- Uit een gegeven formule afleiden welke atoomsoorten en hoeveel van elk aanwezig is in één molecuul
- De namen noemen van de eerste zes Griekse telwoorden zoals die in de naamgeving worden gebruikt
- De formules opschrijven van de twee-atomige niet-ontleedbare stoffen (elementen)



Molecuulformules (§ 6.4) (2)

In deze les leer je:

- Vertellen dat de overige elementen als losse symbolen worden geschreven
- Vertellen wat de formules zijn van een aantal stoffen zonder systematische naam
- Vertellen wat een molecuultekening is
- Molecuultekeningen maken
- (Molecuulmodellen bouwen)
- Tekeningen maken van een gegeven aantal atomen en/of moleculen



Molecuulformules (§ 6.4) (3)

Molecuulformules (1)

- *Kommaformules*, zoals bijvoorbeeld H₂O en S₂O₃, geven aan uit welke *atoomsoorten* de moleculen zijn opgebouwd, maar zeggen niets over aantallen atomen die in de moleculen voorkomen (met elkaar zijn versmolten).
- *Molecuulformules* geven *soort* atomen *en* de *aantallen* ervan weer. Voorbeelden:
 - 1 *Water* blijkt uit *twee* atomen *waterstof* en *één* atoom *zuurstof* te zijn gevormd. In formule: H₂O₁
Het cijfer 1 wordt weggelaten, dus formule is: H₂O
 - 2 *Ammoniak* blijkt uit *drie* atomen *waterstof* en *één* atoom *stikstof* te zijn gevormd. In formule: NH₃



Molecuulformules (§ 6.4) (4)

Molecuulformules (2)

- De *stof* water (geweldig veel moleculen) schrijven we als H₂O(l) (met de fase erbij).
Zo schrijven we ijs als : H₂O(s) en waterdamp als H₂O(g)
- Het *aantal* moleculen geven we aan met een *getal vóór* de *formule* (= coëfficiënt). 6 H₂O betekent: *zes moleculen water*. (De coëfficiënt 1 laten we weg.)
- Het *getal* dat het *aantal atomen* in een *molecuulformule* aanduidt heet de *index* (meervoud is indices).
In de molecuulformule C₄H₁₀ betekent de index 4 dat zo'n molecuul uit vier koolstofatomen is gevormd.



Molecuulformules (§ 6.4) (5)

Naamgeving (1)

- Zouten krijgen namen zoals we die al kennen.
Voorbeelden:

Ag ₂ O(s) = zilveroxide = Ag ₂ O(s)	De aantallen
MgF ₂ (s) = magnesiumfluoride = MgF ₂ (s)	atomen in
CaCl ₂ (s) = calciumchloride = CaCl ₂ (s)	deze formules
AlBr ₃ (s) = aluminiumbromide = AlBr ₃ (s)	hoef je niet uit
CuI(s) = koperjodide = CuI(s)	je hoofd te
Cr ₂ S ₃ (s) = chroomsulfide = Cr ₂ S ₃ (s)	kennen



Molecuulformules (§ 6.4) (6)

Naamgeving (2)

- Bij de andere verbindingen die we kennen gebruiken we Griekse telwoorden. Je moet de telwoorden 1 tot en met 6 kennen.

Aantal	1	2	3	4	5	6
Telwoord	mono	di	tri	tetra	penta	hexa

- In de naam komt dit *telwoord vóór de naam* van de *atoomsoort*. In de *formule* komt het aantal *rechtsonder* het symbool.

Voorbeeld: *distikstoftetra*-oxide bevat 2 atomen N en 4 atomen O ; in formule is dat $N_2O_4(g)$



Molecuulformules (§ 6.4) (7)

Formules ontleedbare stoffen

- Een aantal stoffen heeft geen systematische naam. Zie hiervoor bron 27 op blz. 161. Bovendien moet je ook de volgende reeks kennen:

CH_4	C_2H_6	C_3H_8	C_4H_{10}	C_5H_{12}	C_6H_{14}
methaan	ethaan	propan	butaan	pentaan	hexaan

De *meeste elementen* komen in de natuur voor in de vorm van *atomen*. In *formule* geven we dat weer door alleen het *symbool* op te schrijven met toestandsaanduiding

Voorbeelden: Zo is formule van kwik $Hg(l)$
en van neon $Ne(g)$



Molecuulformules (§ 6.4) (8)

Formules elementen (niet-ontleedbare stoffen)

In § 6.2 hebben we al gezien dat er *ook elementen* zijn die als *moleculen* voorkomen. Van zeven elementen bestaan de moleculen telkens uit twee (dezelfde) atomen.

Deze elementen zijn:

waterstof:	$H_2(g)$	fluor:	$F_2(g)$
stikstof:	$N_2(g)$	chloor:	$Cl_2(g)$
zuurstof:	$O_2(g)$	broom:	$Br_2(l)$
		jood:	$I_2(s)$

Een ezelbruggetje om deze elementen te onthouden is:

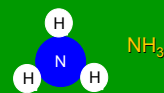
"*Fientje Clodtert Bruine Inkt Op Haar Neus*"



Molecuulformules (§ 6.4) (9)

Molecuultekeningen (1)

Molecuultekeningen zijn een hulpmiddel om ons de bouw van moleculen voor te stellen. Hieronder staat een model van een ammoniakmolecuul afgebeeld.



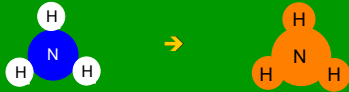
Wat hierin opvalt is dat de atomen als het ware tegen elkaar aangeplakt zitten. In *werkelijkheid* zijn de *atomen* met elkaar *vermolten* tot moleculen.



Molecuulformules (§ 6.4) (9)

Molecuultekeningen (2)

Een molecuul NH_3 zou je misschien beter als volgt kunnen weergeven



Toch worden moleculen doorgaans getekend als tegen elkaar aanliggende atomen, kennelijk om duidelijk te laten zien uit welke atomen het molecuul is gevormd.



Molecuulformules (§ 6.4) (10)

Wat je in deze les hebt je geleerd:

- ✓ Vertellen wat een (molecuul)formule is
- ✓ Een stof in een formule weergeven
- ✓ Vertellen wat de index en de coëfficiënt zijn
- ✓ Uit een gegeven formule afleiden welke atoomsoorten en hoeveel van elk aanwezig is in één molecuul
- ✓ De namen noemen van de eerste zes Griekse telwoorden zoals die in de naamgeving worden gebruikt
- ✓ De formules opschrijven van de twee-atomige niet-ontleedbare stoffen (elementen)



Molecuulformules (§ 6.4) (11)

Wat je in deze les hebt je geleerd:

- ✓ Vertellen dat de overige elementen als losse symbolen worden geschreven
- ✓ Vertellen wat de formules zijn van een aantal stoffen die niet met een systematische naam worden aangeduid
- ✓ Vertellen wat een molecuultekening is
- ✓ Molecuultekeningen maken
- ✓ (Molecuulmodellen bouwen)
- ✓ Tekeningen maken van een gegeven aantal atomen en/of moleculen



Reactievergelijkingen (§ 6.5) (1)

In deze les leer je:

- Reactievergelijkingen opstellen



Reactievergelijkingen (§ 6.5) (2)

Nu moet het wel kloppen!

Bij een chemische *reactie* treedt *hergroepering* van atomen op. Bovendien moet er aan de wet van *massabehoud* en van *elementbehoud* worden voldaan.

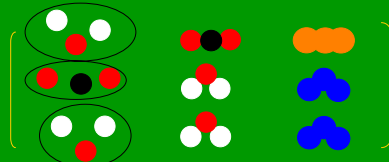
We zullen nagaan wat dat voor een reactie betekent als we een reactie in molecuulformules weergeven. We kiezen hiervoor de volledige verbranding van methaan.



Reactievergelijkingen (§ 6.5) (3)



● = H
● = O
● = C



van molec. naar
losse atomen

hergroeperen

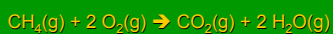
versmelten

Als je dus 1 CH₄ en 2 O₂ neemt, krijg je 1 CO₂ en 2 H₂O gevormd. Hierbij is het *aantal atomen* in de molec. *vóór* de reactie *gelijk* aan het aantal *na* de reactie .



Reactievergelijkingen (§ 6.5) (4)

De (kloppende) reactievergelijking is dus:



Reactievergelijkingen (§ 6.5) (5)

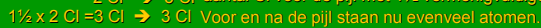
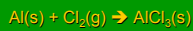
Een reactievergelijking kloppend maken

- Als je het nodig vindt, schrijf je eerst het reactieschema in woorden op
voorbeeld: aluminium(s) + chloor(g) → aluminiumchloride(s)
- In formules: $\text{Al}(\text{s}) + \text{Cl}_2(\text{g}) \rightarrow \text{AlCl}_3(\text{s})$
- Bekijk aantal atomen vóór en na: Al: één voor en één achter de pijl
Cl: twee voor en drie achter de pijl

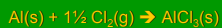


Reactievergelijkingen (§ 6.5) (6)

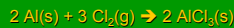
4. Kloppend maken door proberen:



3 at. Cl = $1\frac{1}{2}$ Cl₂ dus is de RV (reactievergelijking):



Atomen en moleculen kunnen nooit een breuk zijn, dus vóór en na de pijl met 2 vermenigvuldigen.



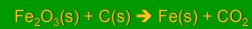
5. Controle: voor de pijl: 2 at Al en $3 \times 2 = 6$ at Cl (in de moleculen tezamen)

na de pijl: 2 at Al en $2 \times 3 = 6$ at Cl (in 2 AlCl₃)

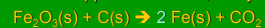


Reactievergelijkingen (§ 6.5) (7)

Nog een voorbeeld Maak de volgende reactie kloppend



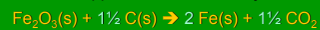
om het aantal at. Fe kloppend te maken, heb je na de pijl 2 Fe at. nodig:



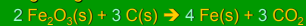
om het aantal at. O kloppend te maken, heb je na de pijl $1\frac{1}{2}$ molec. CO₂ nodig:



om het aantal at. C kloppend te maken, heb je voor de pijl $1\frac{1}{2}$ at. C nodig:



met 2 vermenigvuldigen



tot slot controleren: voor de pijl: $2 \times 2 = 4$ at. Fe, $2 \times 3 = 6$ at. O en 3 at. C
na de pijl: 4 at. Fe, $3 \times 1 = 3$ at. C en $3 \times 2 = 6$ at. O



Atoombouw

onderwerpen:

- Elektrische structuur van de materie
- Elementaire deeltjes
- Atoommodel van Rutherford
- Atoombouw en periodiek systeem



Lading

- Twee (met een metalen laagje bedekte) balletjes, die door een opgewreven plastic staaf geladen zijn, stoten elkaar af, evenals twee balletjes die met een glazen staaf geladen zijn.



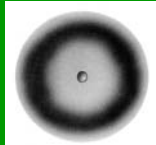
- De lading van de glazen staaf heeft men *positief* genoemd; die van een plastic staaf moeten we dan wel *negatief* noemen.
- Elektrisch geladen voorwerpen oefenen dus krachten op elkaar uit.
- Als de afstand groter wordt, wordt de aantrekkende kracht kleiner, omgekeerd geldt hetzelfde.
- We noemen een voorwerp elektrisch *neutraal* als het evenveel positieve als negatieve lading heeft. Deze twee soorten lading heffen elkaars werking dus op.



Atoommodel van Rutherford (1911)

Hoofdpunten model Rutherford

- Elk atoom heeft een klein gebiedje in het midden: de *atoomkern* van het atoom. De kern is opgebouwd uit positief geladen deeltjes, de *protonen*.
- Op *grote afstand* van de kern bevinden zich één of meer *elektronen* in een *elektronenwolk*.
- Een *atoom* is *neutraal*, dus bevat de kern *evenveel protonen als er elektronen* in de elektronenwolk aanwezig zijn.
- De diameter van een atoom is ongeveer 100.000 keer zo groot als zijn kern ($d_{\text{kern}} = 10^{-15}$ m; $d_{\text{atoom}} = 10^{-10}$ m).
- Een atoomsoort wordt gekenmerkt door een bepaald aantal protonen (elektronen); iedere atoomsoort heeft zijn eigen aantal protonen (elektronen).



Elementaire deeltjes samengevat

Later heeft men ook nog een ongeladen deeltje met praktisch dezelfde massa als een proton ontdekt (1932). Dit deeltje heeft de naam *neutron* gekregen.

	<i>massa in u</i>	<i>lading in elementaire ladinghoeveelheden</i>
elektron (e ⁻)	1/1840	1-
neutron (n)	1	0
proton (p ⁺)	1	1+

De *massa* van deze drie *elementaire* deeltjes wordt uitgedrukt in *u* (= *geünificeerde* atomaire massa-eenheid; $1 \text{ u} = 1,67 \cdot 10^{-27}$ kg).

De absolute waarde van de *elementaire lading* bedraagt $1,60 \cdot 10^{-19}$ C. (Vergelijk: 1 A komt overeen met een lading van 1 C die per s een oppervlak passeert).

Op grond het feit dat de *massa* van een *waterstofatoom* overeenkomt met *1 u* kan worden geconcludeerd dat een waterstofatoom *bestaat uit één proton en één elektron* (de massa van een elektron is verwaarloosbaar).



Atoombouw en periodiek systeem (1)

- Het *atoomnummer* geeft het aantal *protonen* in de kern en het aantal *elektronen* in de elektronenwolk.
- Het aantal *protonen* en *neutronen* samen in een atoomkern noemt men het *massagetal*.

Algemene notatie: $E-p+n$ of ${}^p+n_p E$

Voorbeeld: Er bestaat een Na-atoom met massagetal 23 (p + n) en atoomnummer 11 (p)

Notatie Na-atoom: Na-23 of ${}^{23}_{11}\text{Na}$



Atoombouw en periodiek systeem (2)

- *Isotopen* zijn *atomen* van *hetzelfde element* die in *massa verschillen*. De atomen van isotopen hebben een *gelijk aantal protonen*, maar een *verschillend aantal neutronen*.

Voorbeeld:

Van het element chloor komen Cl-37 en Cl-35 atomen voor.

Deze atomen kunnen dus ook worden genoteerd als:





Atoombouw en periodiek systeem (3)

- Een *ion* is een *elektrisch geladen deeltje* dat uit een atoom kan ontstaan.

Voorbeelden:

Fe^{3+} is een ion met lading $3+$ en bezit 26 protonen en 23 elektronen

atoomnummer/protonen	26		26
symbool atoom/ion	Fe	→	$\text{Fe}^{3+} + 3 e^-$
aantal elektronen	26		23

S^{2-} is een ion met lading $2-$ en bezit 16 protonen en 18 elektronen

atoomnummer/protonen	16		16
symbool atoom/ion	S	+ 2 e ⁻ →	S^{2-}
aantal elektronen	16		18

- De *elementen* die in chemische *eigenschappen op elkaar lijken staan in het periodiek systeem onder elkaar.*