



### 04 H4 De stofgroepen

Auteur

Team

Laatst gewijzigd

Licentie

Webadres

Bètapartners

Wikiwijs Maken Auteurs

18 december 2014

CC Naamsvermelding-GelijkDelen 3.0 Nederland licentie

<https://maken.wikiwijs.nl/51291/>



Dit lesmateriaal is gemaakt met Wikiwijs van Kennisnet. Wikiwijs is hét onderwijsplatform waar je leermiddelen zoekt, maakt en deelt.

# Inhoudsopgave

4 De stofgroepen .....	2
4.1 Metalen .....	3
4.2 De metaalbinding .....	5
4.3 Zouten .....	6
4.4 De ionbinding .....	7
4.5 De octetregel .....	9
4.6 Moleculaire stoffen .....	12
4.7 De atoombinding .....	13
4.8 De covalentie .....	15
4.9 Naamgeving moleculen .....	18
4.10 Atomaire stoffen .....	20
4.11 Afsluiting .....	21
Over dit lesmateriaal .....	23

# 4 De stofgroepen

## Leerdoelen

Je leert:

- welke verschillende bindingstypes er zijn in de verschillende stofgroepen,
- de verschillende bindingen te beschrijven,
- wat de begrippen elektrovalentie en covalentie betekenen
- de elektrovalentie en covalentie van een ion en een atoom bepalen met behulp van het periodiek systeem,
- voor eenvoudige moleculaire stoffen de chemische naam en de structuurformule te geven.

De resultaten verwerk je in een portfolio. Download [hier](#) je portfolio.

# 4.1 Metalen

## Verschillende stofgroepen

Het onderzoek over de stroomgeleiding laat drie grote groepen over: stoffen die altijd, stoffen die soms en stoffen die nooit stroom geleiden.

Aangezien elektrische geleidbaarheid te maken heeft met het verplaatsen van ladingen moeten de verschillende stofgroepen ook duidelijk verschillend opgebouwd zijn.

In hoofdstuk 4 bekijken we de opbouw van stoffen op deeltjesniveau. We gaan na welke deeltjes verantwoordelijk zijn voor stroomgeleiding en hoe deeltjes aan elkaar kunnen binden. Je zult zien dat je op grond hiervan vier stofgroepen kunt onderscheiden:

- metalen
- zouten
- atomaire stoffen
- moleculaire stoffen

De laatste twee groepen vertonen bepaalde overeenkomsten; ze bevatten onder andere alleen maar niet-metaalatomen. Als het goed is kun je onderstaande tabel aanvullen: welke stoffen geleiden stroom altijd, soms (onder bepaalde omstandigheden) of nooit?

stofgroep	stroomgeleiding	voorbeeld
metalen		goud Au
zouten		keukenzout NaCl
moleculaire stoffen		suiker C <sub>12</sub> H <sub>22</sub> O <sub>11</sub>
atomaire stoffen	nooit <sup>1</sup>	rode fosfor

[<sup>1</sup> een enkele atomaire stof geleidt wel stroom]

## Metaal en legering

De metalen vormen een aparte stofgroep. Niet alleen vanwege de stroomgeleiding die alle metalen vertonen. Welke eigenschappen van metalen ken je nog meer?

Metalen kunnen in verschillende verhoudingen met elkaar gemengd worden, dat wordt dan een **legering** of **alliage** genoemd. De metalen worden dan gesmolten en daarna gemengd. Dat levert legeringen op met bijzondere eigenschappen.



### Legeringen

Geef van de volgende legeringen de hoofdbestanddelen. Maak gebruik van Binas en noteer alleen de symbolen. Bedenk per legering ook een voorbeeld van een toepassing.

legering	metaal 1	metaal 2	metaal 3
brons	<input type="text"/>	<input type="text"/>	-
messing	<input type="text"/>	<input type="text"/>	-
alpaca (nieuwzilver)	<input type="text"/>	<input type="text"/>	<input type="text"/>
amalgam	<input type="text"/>	Ag	Sn

[Toon antwoorden](#)

## 4.2 De metaalbinding

### De metaalbinding

De video hieronder toont een modelvoorstelling van de metaalbinding. In een metaal hebben de atomen niet alle elektronen permanent om zich heen in de elektronenwolk. De buitenste elektronen bewegen zich vrij tussen de positieve atoomresten. Door de wisselwerking van negatieve elektronen en positieve atoomresten ontstaat een vrij sterke binding: de metaalbinding. De meeste metalen hebben daarom een hoog smeltpunt. Ken je een metaal dat bij kamertemperatuur vloeibaar is?

Maak opdracht 4.1 met behulp van de video

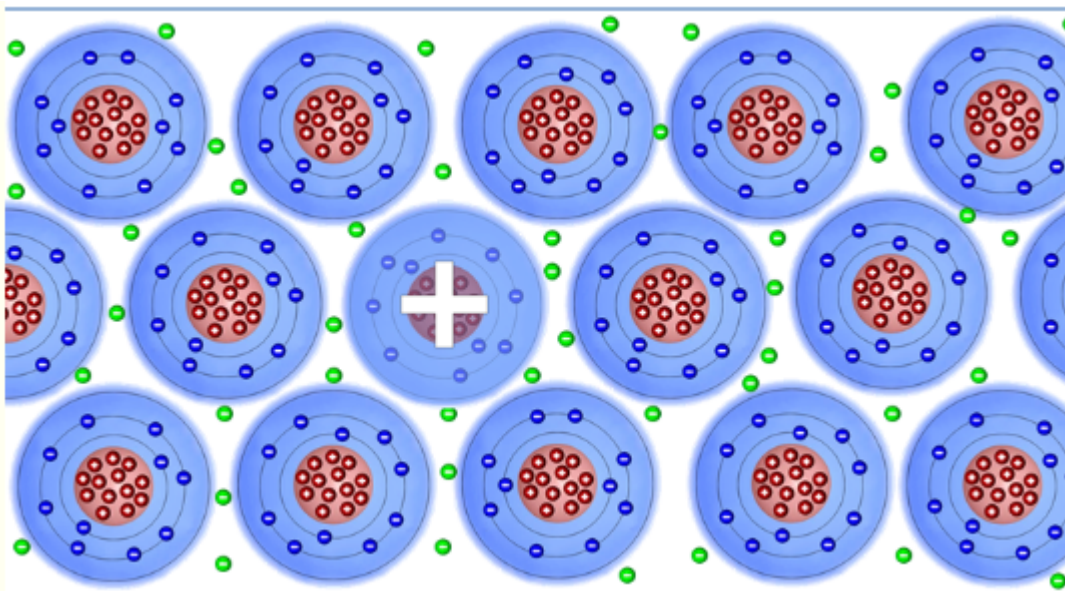


[//www.youtube.com/embed/5kTFP7e8B7U?feature=player\\_embedded](https://www.youtube.com/embed/5kTFP7e8B7U?feature=player_embedded)



### Portfolio 4.1

1. Leg uit welk metaal in het filmpje wordt getoond. Zie ook het plaatje hieronder.
2. Wat stellen de groene bolletjes voor? En de blauwe bolletjes?
3. Het atoommodel in de tekening is eigenlijk niet compleet. Wat ontbreekt er? En waarom is dat in dit geval niet erg?
4. Leg uit hoe het kan dat een metaal elektrische stroom gaat geleiden.
5. Wat gebeurt er met de elektrische weerstand van een metaal als de temperatuur stijgt? Leg uit met behulp van het model.



## 4.3 Zouten

### Zouten

Bij het woord zout denk je misschien alleen aan het zout dat je in de keuken gebruikt. Maar er bestaan nog veel meer zouten. Een zoutoplossing geleidt stroom, terwijl gedemineraliseerd water dat niet doet. Op grond hiervan kunnen we concluderen dat er in een zout geladen deeltjes aanwezig zijn. Deze geladen deeltjes noemen we **ionen**.



Wat is een zout?

Als je geen onderzoek kunt doen aan een stof maar je beschikt wel over de formule, dan kun je ook bepalen of het een zout is of niet. Wat moet je daarvoor weten?

## 4.4 De ionbinding

### Ionrooster

In de video hieronder zie je het model van een zoutkristal. Een zout bevat positieve en negatieve ionen die elkaar aantrekken. De ionen zijn regelmatig in het *ionrooster* gerangschikt. Door de sterke elektrostatische wisselwerking is de ionbinding zeer sterk. De smeltpunten van zouten zijn dan ook heel hoog. De positieve ionen zijn meestal metaalionen, de negatieve ionen zijn altijd niet-metaal ionen.



[//www.youtube.com/embed/7vtr-C4A8TI?feature=player\\_embedded](https://www.youtube.com/embed/7vtr-C4A8TI?feature=player_embedded)



### Portfolio 4.2

1. Leg uit waarom een zout alleen stroom kan geleiden in gesmolten toestand en niet in een vaste toestand.
2. Een stuk metaal is makkelijk met een hamer vervormbaar (zie de video hieronder). Een blok zout daarentegen gaat stuk. Verklaar dit met behulp van het ionrooster.



[//www.youtube.com/embed/cfaZqKfqBWc?feature=player\\_embedded](https://www.youtube.com/embed/cfaZqKfqBWc?feature=player_embedded)

### Hoe ontstaan ionen?

De metaal- en de niet-metaalionen in een zout hebben een lading.

Metaalionen hebben een positieve lading;

een metaalion bevat dus minder elektronen dan protonen:



[//www.youtube.com/embed/30n7EgmzaJ8?feature=player\\_embedded](https://www.youtube.com/embed/30n7EgmzaJ8?feature=player_embedded)

Niet-metaalionen zijn negatief geladen;

in een niet-metaalion zitten dus meer elektronen dan protonen:





[//www.youtube.com/embed/1zDcsJJQAhl?feature=player\\_embedded](https://www.youtube.com/embed/1zDcsJJQAhl?feature=player_embedded)

### De ladingen van ionen

Metaalatomen kunnen elektronen afstaan aan niet-metaalatomen. De metaalatomen worden dan positief geladen ionen. De niet-metaalatomen kunnen de elektronen opnemen van de metaalatomen en worden dan negatief geladen ionen. In beide gevallen verandert er niets aan het aantal protonen.

Let op: *positieve en negatieve ionen vormen samen één systeem*. Je kunt dus niet alleen maar positieve of alleen maar negatieve ionen hebben.

## 4.5 De octetregel

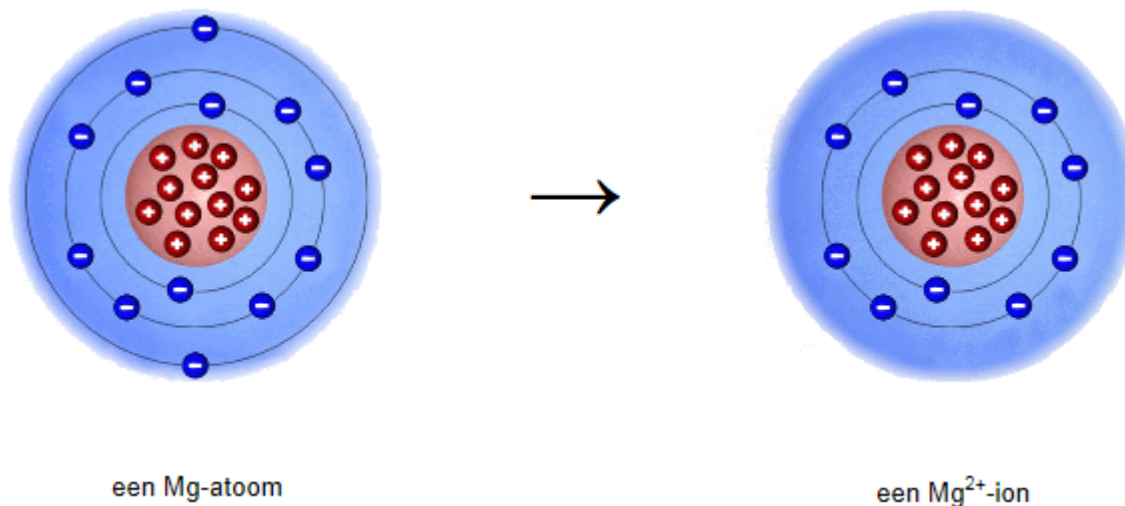
### De ladingen van ionen

Metaalionen hebben een positieve lading, niet-metaalionen hebben een negatieve lading. Maar hoe gróót is precies de lading van een ion? De lading van een positief ion wordt bepaald door het aantal elektronen dat het atoom afstaat. Hoeveel elektronen een metaalatom afstaat wordt bepaald door de plaats in het periodiek systeem. Een voorbeeld: het magnesiumatoom in het plaatje kan twee elektronen afstaan. Daarmee wordt  $\text{Mg}^{2+}$  gevormd.

periode	groep																			
	1	metalen    niet-metalen												18						
1	1 H waterstof	2													10 Ne neon					
2	3 Li lithium	4 Be beryllium	3 t/m 12												5 B bor	6 C koolstof	7 N stikstof	8 O zuurstof	9 F fluor	10 Ne neon
3	11 Na natrium	12 Mg magnesium													13 Al aluminium	14 Si silicium	15 P fosfor	16 S zwavel	17 Cl chlor	18 Ar argon
4	19 K kalium	20 Ca calcium													31 Ga galium	32 Ge germanium	33 As arsen	34 Se seleen	35 Br brom	36 Kr krypton

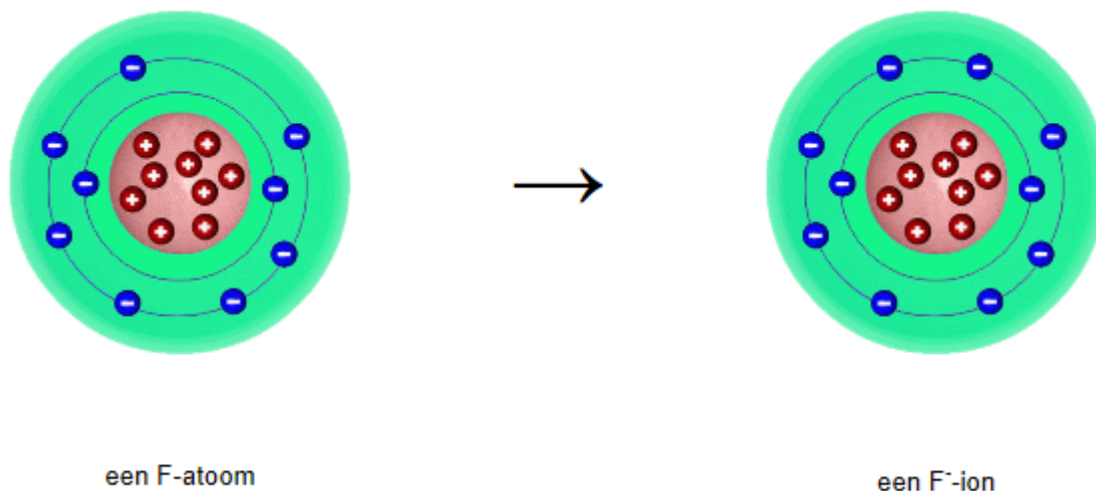
Merk op dat  $\text{Mg}^{2+}$  evenveel elektronen heeft als het edelgas neon. Dat is geen toeval. Over het algemeen hebben de meeste atomen en ionen het liefste de elektronenstructuur van een edelgas. Edelgassen hebben namelijk een volle buitenste schil. Er geldt de volgende regel: *wanneer een atoom elektronen afstaat of opneemt ontstaat er een ion dat evenveel elektronen heeft als het dichtstbijzijnde edelgas.*

### De vorming van een positief ion



Het magnesiumatoom heeft 12 protonen en 12 elektronen, waarvan twee in de buitenste schil. Als het de twee elektronen uit de buitenste schil verliest, is deze schil leeg of - beter gezegd - niet meer aanwezig. De onderliggende schil is daarentegen compleet gevuld met acht elektronen: de zogenaamde *octetstructuur*. Het magnesium-ion heeft nu net zoveel elektronen als het edelgas neon dat twee plaatsen vóór magnesium in het periodiek systeem staat. Het magnesium-ion heeft nog steeds 12 protonen, en nog maar 10 elektronen. Dat resulteert in een positieve lading van  $2+$ . Men zegt ook: de *elektrovalentie* van magnesium is 2.

## De vorming van een negatief ion



Negatieve ionen ontstaan doordat de atomen de buitenste schil opvullen met elektronen tot dat er weer acht elektronen aanwezig zijn. Het fluoratoom ontvangt één elektron en heeft nu net zo veel elektronen als het edelgas neon dat één plaats achter fluor in het periodiek systeem staat. Er ontstaat een fluoride-ion met één negatieve lading, de elektrovalentie van fluor is dus 1.

## De octetregel

De lading van een ion hangt dus af van het aantal elektronen in het atoom, en kan dus met behulp van het periodiek systeem bepaald worden. Het verwijderen of toevoegen van elektronen zorgt er voor dat de ionen acht elektronen in de buitenste schil krijgen. De buitenste schil is dan geheel bezet. Dat wordt ook de *edelgasconfiguratie* genoemd. Ionen die een edelgasconfiguratie hebben zijn heel stabiel.

### lading van een ion bepalen

Met behulp van het periodiek systeem kan relatief eenvoudig bepaald worden welke lading een ion moet krijgen:

- Een metaalatoom staat zoveel elektronen af dat het de elektronenconfiguratie van het **edelgas in de periode ervoor** bereikt.
- Een niet-metaalatoom neemt zoveel elektronen op dat het de elektronenconfiguratie van het **edelgas in dezelfde periode** bereikt.
- In de groepen 1, 2 en 13 t/m 17 hebben de ionen in principe een vaste, gelijkblijvende lading.

In de opdrachten hieronder ga je met de octetregel oefenen. Je zult merken dat voor de elementen in de groepen 1, 2 en 13 t/m 18 een zekere regelmaat te herkennen valt. De overgangsmetalen in de groepen 3 t/m 12 vormen een uitzondering.



### Welke lading?

Vul de ladingen van de onderstaande ionen in, schrijf de '-' en '+' uit. (bijv. 3plus, 2min, 1plus, et cetera).

- De lading van een aluminium-ion is  .



- De lading van een oxide-ion (een zuurstof-ion) is
- De lading van een bromide-ion is
- De lading van een kalium-ion is
- De lading van een barium-ion is
- De lading van een germanium-ion is

## Regelmaat in elektrovalentie

De lading van een ion wordt ook *elektrovalentie* genoemd. Herken je al een regelmaat?

- Groep 1 vormt positief geladen ionen met een elektrovalentie van 1.
- Groep 2 vormt positief geladen ionen met een elektrovalentie van 2.
- Groep 13 vormt positief geladen ionen met een elektrovalentie van 3.
- Groep 14 vormt positief geladen ionen met een elektrovalentie van 4.

Hierna daalt de lading weer, vier is dus het maximum.

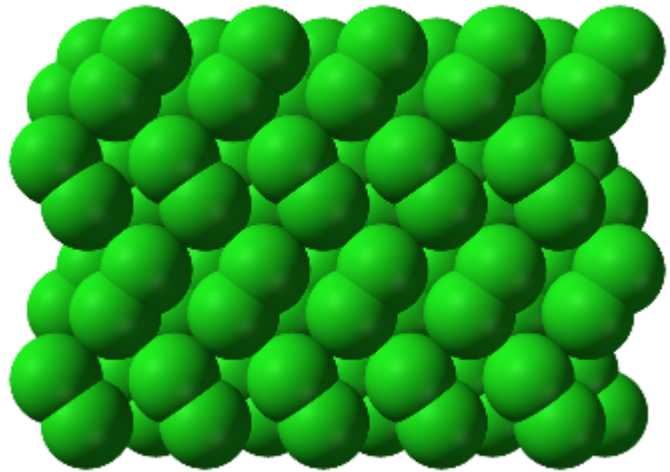
		elektro-valentie														
		1	2		3	4	3	2	1							
groep		1	2		13	14	15	16	17	18						
1	H waterstof									2 He helium						
		metalen    niet-metalen														
		 														
3	Li lithium	4	Be beryllium	3 t/m 12	5	B baar	6	C koolstof	7	N stikstof	8	O zuurstof	9	F fluor	10	Ne neon
				.....												
11	Na natrium	12	Mg magnesium		13	Al aluminium	14	Si silicium	15	P fosfor	16	S zuavel	17	Cl chloor	18	Ar argon
19	K kalium	20	Ca calcium		31	Ga galium	32	Ge germanium	33	As arsen	34	Se selen	35	Br bromine	36	Kr krypton

## 4.6 Moleculaire stoffen

### Moleculen en atomen

Moleculen zijn opgebouwd uit atomen. De atomen van een molecuul zitten door middel van *atoombindingen* aan elkaar. Hoe zo'n atoombinding tot stand komt kunnen we het best duidelijk maken aan de hand van de kleinst mogelijke verbinding: een waterstofmolecuul (zie 4.7).

De moleculen van (vaste) moleculaire stoffen zitten in een roosterstructuur (zie afbeelding). Tussen de verschillende moleculen bestaat ook een aantrekkingskracht. De hieruit resulterende binding wordt *molecuulbinding* of *vanderwaalsbinding* genoemd. Deze bindingskracht is heel zwak. De smelt- en kookpunten van moleculaire stoffen zijn dan ook laag.



## 4.7 De atoombinding

### Wat is een atoombinding?

De binding tussen atomen in een molecuul wordt *atoombinding* genoemd. De atoombinding is ook een gevolg van de elektronenconfiguratie van het atoom. Anders dan bij de ionbinding worden elektronen hier niet volledig uitgewisseld. Toch is het principe hetzelfde: de atomen krijgen door de gevormde binding een gevulde buitenste schil. De *octetregel* geldt ook hier.

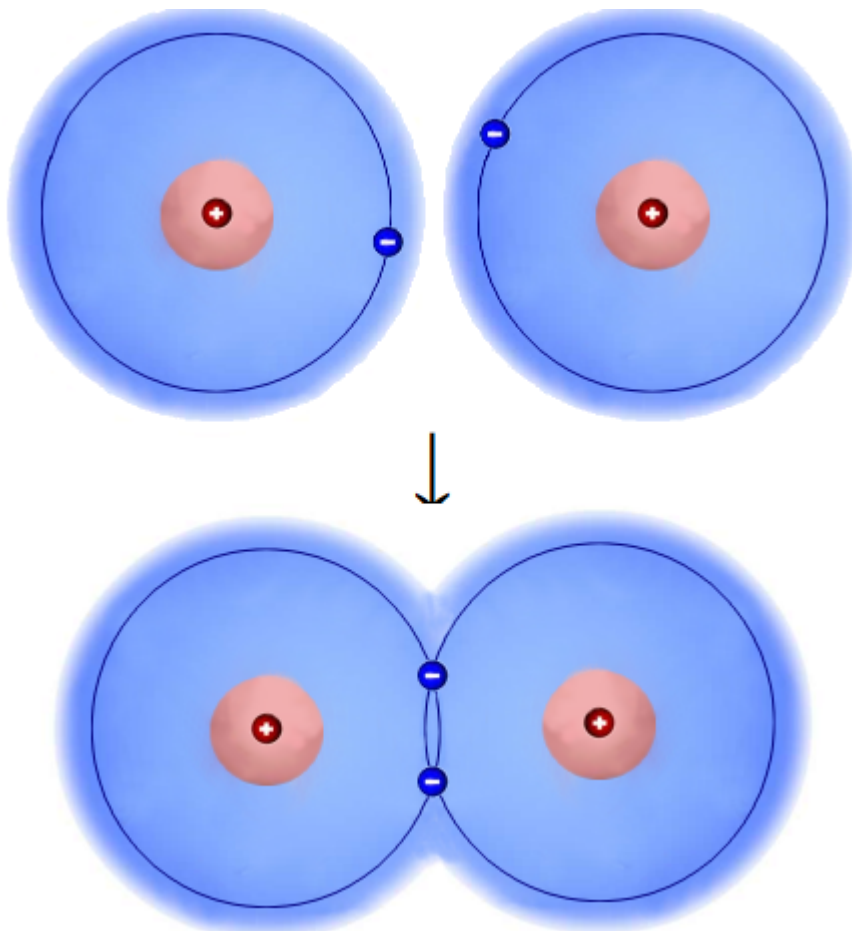
Als voorbeeld bekijken we de atoombinding tussen twee waterstofatomen. Bekijk de video hieronder.



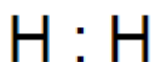
[//www.youtube.com/embed/ZvkCEMEfBL8?feature=player\\_embedded](https://www.youtube.com/embed/ZvkCEMEfBL8?feature=player_embedded)

### Een gemeenschappelijk elektronenpaar

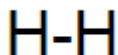
Elk waterstofatoom heeft één elektron. Net als bij de vorming van ionen is het voordeliger als de buitenste (en in dit geval enige) schil compleet gevuld is met elektronen. In de kleinste schil is ruimte voor twee elektronen (er ontbreekt dus één elektron). De twee waterstofatomen delen allebei hun elektron. De gedeelde elektronen zijn aanwezig in de schillen van beide atomen. De afstotende kracht tussen de twee positieve atoomkernen wordt door de gedeelde elektronen zo sterk verminderd dat er een stabiele binding ontstaat. Er is sprake van een *gemeenschappelijk elektronenpaar*.



Vaak wordt een atoombinding simpelweg weergegeven door twee puntjes. Elk punt tussen de H-atomen stelt een gedeeld elektron voor. Deze modelvoorstelling wordt de Lewis-structuur genoemd:



Wij gebruiken meestal een structuurformule, waarbij de twee lossen punten (de elektronen) in één streep worden weergegeven. Het streepje tussen de twee H's stelt het gemeenschappelijke elektronenpaar voor dat ervoor zorgt dat beide atomen aan elkaar gebonden blijven:



### Portfolio 4.3

Bekijk de afbeelding hierboven van de twee waterstofatomen met een gemeenschappelijk elektronenpaar (de blauwe cirkels met de rode kern). Teken op een soortgelijke manier het model van een fluormolecuul ( $\text{F}_2$ ). Toon alle elektronen in het molecuul.

## 4.8 De covalentie

### Covalentie bepalen

Bekijk de video



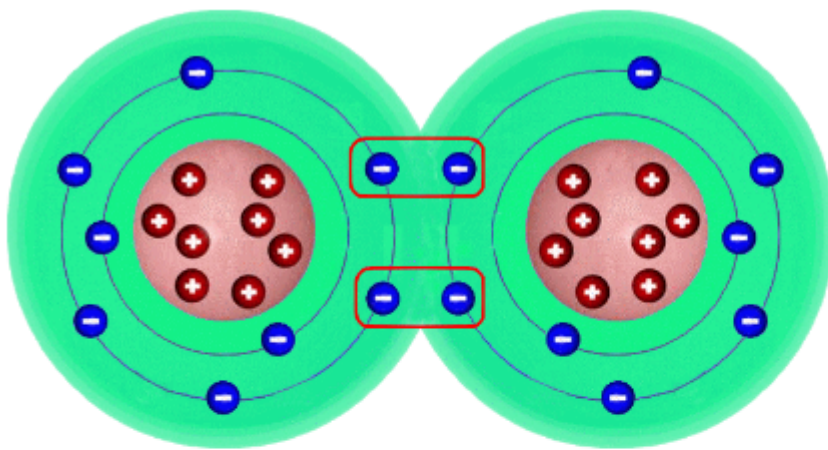
[https://www.youtube.com/embed/FZ9PXYUtmE?feature=player\\_embedded](https://www.youtube.com/embed/FZ9PXYUtmE?feature=player_embedded)

Het aantal atoombindingen dat een atoom kan vormen is afhankelijk van het aantal elektronen in de buitenste schil. Een zuurstofatoom heeft zes elektronen in zijn buitenste schil; het edelgas neon in dezelfde periode heeft acht elektronen. Ook hier geldt weer de octetregel. Het zuurstofatoom komt dus nog twee elektronen tekort om de elektronenconfiguratie van het edelgas te bereiken. Daarom kan een zuurstofatoom twee bindingen vormen. De covalentie is dan 2. De getalwaarde komt overeen met de elektrovalentie van het oxide-ion.

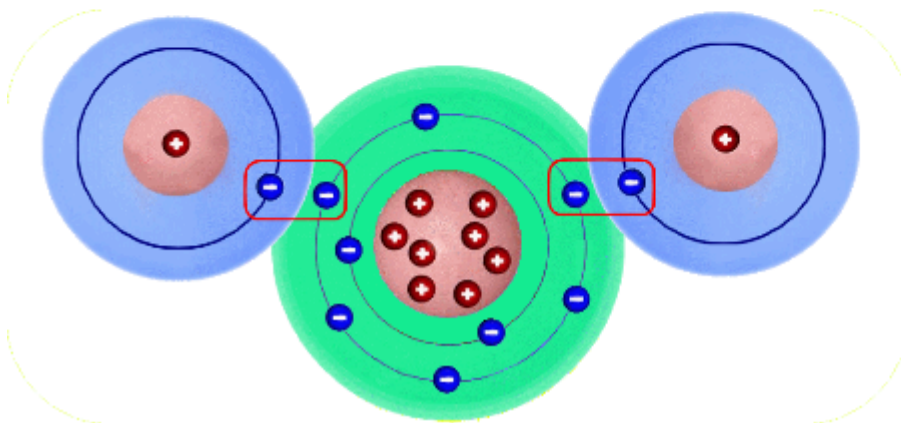
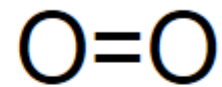
periode	groep																18						
	1																						
	metalen    niet-metalen																						
1	1															2							
	H															He							
	waterstof															helium							
	2													13	14	15	16	17					
2	3	4	3 t/m 12												5	6	7	8	9	10			
	Li	Be													B	C	N	O	F	Ne			
	lithium	beryllium													baar	koolstof	stikstof	zuurstof	fluor	neon			
	.....																						
3	11	12													13	14	15	16	17	18			
	Na	Mg													Al	Si	P	S	Cl	Ar			
	natrium	magnesium													aluminium	silicium	fosfor	zwavel	chloor	argon			
4	19	20													31	32	33	34	35	36			
	K	Ca													Ga	Ge	As	Se	Br	Kr			

Een zuurstofatoom kan twee atoombindingen met één ander atoom of met twee andere atomen vormen (zie de afbeeldingen hieronder). In beide moleculen heeft een zuurstofatoom twee bindingen, of naar hetzelfde of naar twee verschillende atomen. De covalentie van zuurstof is dus 2.





of als structuurformule:



en als structuurformule:



Oefenen met covalentie

1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
H																	He
Li	Be											B	C	N	O	F	Ne
Na	Mg											Al	Si	P	S	Cl	Ar
K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr
Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Xe
Cs	Ba	La	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn
Fr	Ra	Ac	Rf	Db	Sg	Bh	Hs	Mt									
				Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb	Lu
				Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	No	Lr

1. Bepaal met behulp van het periodiek systeem de covalentie van:

- stikstof
- broom
- zwavel
- koolstof
- fosfor
- helium

vul in

- 2. Het onbekende element X vormt met zuurstof moleculen met de formule  $XO_2$ . De covalentie van X moet dan  zijn.
  - 3. Ammoniak bestaat uit stikstof- en waterstofatomen. De meest simpele molecuulformule die met deze atomen mogelijk is, is .
  - 4. Het rooster hieronder is een uitsnede uit een veel grotere kristalstructuur waarin elk atoom even veel bindingen heeft.  en .
- 

rooster

### Uitzonderingen op de octetregel

De octetregel geldt strikt genomen alleen voor de 2<sup>e</sup> periode. Atomen vanaf periode 3 kunnen namelijk verschillende covalenties hebben. Zo bestaat er bijvoorbeeld van fosfor een  $PCl_3$ - en een  $PCl_5$ -molecuul. Volgens de octetregel zou  $PCl_5$  niet bestaan omdat de covalentie van fosfor 3 is. Ook bij zwavel komen er verschillende covalenties voor.



#### Portfolio 4.4

Beschrijf de overeenkomsten en de verschillen tussen de ionbinding en de atoombinding.

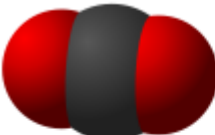
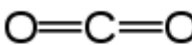
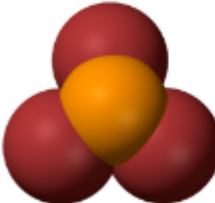
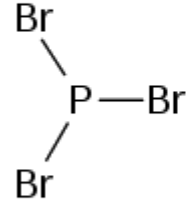
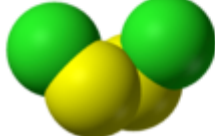
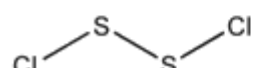
## 4.9 Naamgeving moleculen

### Molecuul - en structuurformules

Moleculaire stoffen kunnen met molecuulformules en structuurformules beschreven worden. Daarnaast hebben moleculaire stoffen systematische namen. De naam van een moleculaire stof geeft aan hoeveel van welk atoom het molecuul bevat. Met behulp van de naam van een moleculaire stof kan de molecuulformule worden afgeleid en andersom.

De hoeveelheid atomen wordt in de formule aangegeven met een indexgetal *na* het atoomsymbool, maar in de naam met een Grieks telwoord *voor* het atoom. Het atoom dat in de chemische naam op de achterste plek staat krijgt het achtervoegsel *-ide*.

HCl wordt dan waterstofchlor*ide*  
NBr<sub>3</sub> wordt stikstoftribrom*ide*  
Zuurstof wordt **oxide** en zwavel **sulfide**.

molecuulmodel	molecuulformule	structuurformule	naam
	CO <sub>2</sub>		koolstof <i>di</i> oxide
	PBr <sub>3</sub>		fosfor <i>tri</i> bromide
	S <sub>2</sub> Cl <sub>2</sub>		<i>di</i> zwaveldi <i>chloride</i>

**de telwoorden** (staan ook in Binas)

1 = mono  
2 = di  
3 = tri  
4 = tetra  
5 = penta  
6 = hexa  
7 = hepta  
8 = octa  
9 = nona  
10 = deca

Het telwoord *mono* wordt alleen toegepast als er anders verwarring mogelijk is, bijvoorbeeld bij koolstofdioxide en koolstofmono-oxide.



### Portfolio 4.5

1. Bepaal de covalentie van ....
  1. fluor
  2. selenium
  3. silicium
  4. element 117 (ununseptium)
2. Teken de structuurformules van de volgende stoffen. Dat kan bijvoorbeeld in Paint, of gewoon met pen en papier waarna je de tekening inscant of fotografeert. Houd rekening met de verschillende covalenties.
  1. HBr
  2. CH<sub>4</sub>
  3. C<sub>2</sub>H<sub>4</sub>
  4. NH<sub>3</sub>
  5. CH<sub>2</sub>O
  6. H<sub>2</sub>S
3. Geef de chemische naam van
  1. H<sub>2</sub>Se
  2. OF<sub>2</sub>
  3. N<sub>2</sub>O<sub>4</sub>
  4. SO<sub>3</sub>
  5. N<sub>2</sub>O
  6. CS<sub>2</sub>

## 4.10 Atomaire stoffen

### Wat zijn atomaire stoffen?

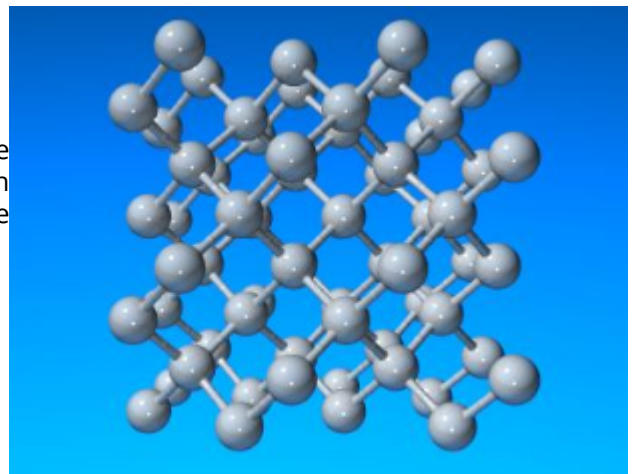
De atomaire stoffen vormen maar een kleine stofgroep. In atomaire stoffen zijn de atomen onderling verbonden door middel van een *atoombinding*. Op die manier ontstaat er een groot netwerk van atomen. Atomaire stoffen hebben geen verhoudings- of molecuulformules.

Voorbeelden van atomaire stoffen zijn:

- diamant en grafiet: C(s)  
(diamant en grafiet zijn de twee verschijningsvormen van koolstof; ze hebben een verschillend kristalrooster, maar de formule is dus hetzelfde)
- zwarte fosfor: P(s)
- silicium: Si(s)
- zwavel: S(s)

Atomaire stoffen geleiden geen stroom. Een uitzondering is [grafiet](#); deze stof geleidt wel een elektrische stroom.

De edelgassen vormen nog een aparte groep atomaire stoffen. Edelgassen kunnen namelijk geen atoombindingen vormen (al zijn er uitzonderingen). De gassen bestaan uit losse, ongebonden atomen.



# 4.11 Afsluiting

## Reflectie

Je hebt geleerd:

- welke verschillende bindingstypes er zijn in de verschillende stofgroepen,
- de verschillende bindingen te beschrijven,
- wat de begrippen elektrovalentie en covalentie betekenen,
- de elektrovalentie en covalentie van een ion en een atoom te bepalen met behulp van het periodiek systeem,
- voor eenvoudige moleculaire stoffen de chemische naam en de structuurformule te geven.

Ga aan de hand van portfolio-opdracht 4.6 na in hoeverre je de leerdoelen hebt gehaald.



### Portfolio 4.6

Maak een samenvatting van hoofdstuk 4 waarin je:

- de verschillende bindingstypes vergelijkt,
- de octetregel uitlegt,
- uitlegt wat de begrippen covalentie en elektrovalentie inhouden.

## Diagnostische toets

Ga in het menu links naar 'Opdrachten en Toetsen' en maak de diagnostische toets van hoofdstuk 4.

## Oefenopdrachten

1. Waarom kan een metaal wél en een zout niet in vaste toestand stroom geleiden?
2. Maak de volgende zinnen af:
  1. Een bariumatoom moet ... elektronen *opnemen/afstaan* om een stabiel ion met ... *positieve/negatieve* ladingen te worden.
  2. Als een seleniumatoom twee elektronen opneemt heeft het net zoveel elektronen als het edelgas ... . Het seleniumion is dan twee keer *positief/negatief* geladen.
3. Welke lading hebben de volgende ionen:
  1. natriumion
  2. calciumion
  3. oxide-ion
  4. bromide-ion
4. Bepaal of de volgende stoffen metalen, zouten of moleculaire stoffen zijn:
  1. calciumhydride  $\text{CaH}_2$
  2. kaliumpermanganaat  $\text{KMnO}_4$
  3. methanol  $\text{CH}_3\text{OH}$
  4. Ag
  5. koperchloride  $\text{CuCl}_2$
  6. dichlooroxide  $\text{Cl}_2\text{O}$
5. Bepaal van de volgende zouten de lading van de ionen:
  1. natriumchloride  $\text{NaCl}$
  2. kaliumoxide  $\text{K}_2\text{O}$
  3. magnesiumsulfide  $\text{MgS}$
6. Stikstof en waterstof kunnen samen in verschillende verbindingen voorkomen, bijvoorbeeld  $\text{NH}_3$  en  $\text{N}_2\text{H}_4$ .
  1. Welke covalentie heeft stikstof, welke covalentie heeft waterstof?
  2. Teken de structuurformules van de twee moleculen.
7. Geef de covalentie van koolstof, stikstof, zuurstof en fluor.
8. Boor vormt met waterstof een molecuul boraan  $\text{BH}_3$ . Welke covalentie heeft boor dan?
9. Geef de molecuulformule van koolstofdissulfide en teken de structuurformule.
10. Er bestaan twee stoffen met de formule  $\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$ . Teken de twee mogelijke structuurformules.

11. De formule van water is  $\text{H}_2\text{O}$ . Leg uit waarom de structuurformule niet  $\text{H}-\text{H}-\text{O}$  kan zijn.

# Over dit lesmateriaal

## Colofon

<b>Auteurs</b>	Bètapartners
<b>Team</b>	Wikiwijs Maken Auteurs
<b>Laatst gewijzigd</b>	18 december 2014 om 12:32
<b>Licentie</b>	De Nederlandse Creative Commons 3.0 licentie waarbij de gebruiker het werk mag kopiëren, verspreiden en doorgeven en afgeleide werken mag maken onder de voorwaarden: Naamsvermelding en Gelijk Delen, zie <a href="http://creativecommons.org/licenses/by-sa/3.0/nl/">http://creativecommons.org/licenses/by-sa/3.0/nl/</a> . <a href="#">Meer informatie over de CC Naamsvermelding-GelijkDelen 3.0 Nederland licentie licentie.</a>

## Aanvullende informatie over dit lesmateriaal

Van dit lesmateriaal is de volgende aanvullende informatie beschikbaar:

<b>Leerniveaus</b>	VWO 4
<b>Leerinhoud en doelen</b>	Micro-macro denken, Scheikunde, Macro-micro denken
<b>Eindgebruiker</b>	leerling/student
<b>Trefwoorden</b>	e-klassen rearrangeerbaar