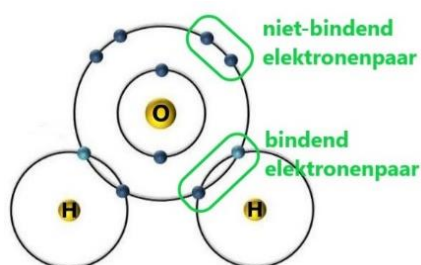


Lewisstructuren

Een **lewisstructuur** is een structuurformule waarin *alle valentie-elektronen* (elektronen in de buitenste schil) getekend zijn — zowel bindende als niet-bindende elektronenparen worden weergegeven. Met de lewisstructuur kun je beredeneren wat de ruimtelijke bouw van het molecuul is en kun je de reactiviteit van stoffen verklaren. In dit document leer je lewisstructuren op te stellen.

Achtergrond

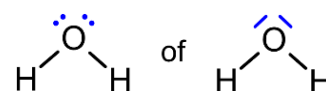
Moleculen worden gevormd doordat atomen elektronen met elkaar delen (en zodoende **covalente bindingen** aangaan). De atomen krijgen door elektronendeling meestal een energetisch gunstige **edelgasconfiguratie**. We zeggen dan dat de atomen voldoen aan de **octetregel**, omdat ze net als de edelgassen neon, argon, etc., acht elektronen in de buitenste schil hebben. Omdat waterstof in periode 1 van het periodiek systeem staat, neemt het in moleculen de configuratie van het edelgas helium aan, met twee elektronen in de buitenste schil. Dit wordt soms de **duetregel** genoemd.



Links is schematisch afgebeeld hoe in een watermolecuul elektronen worden gedeeld. De elektronen van het zuurstofatoom zijn donkerblauw getekend, die van de waterstofatomen lichtblauw. In werkelijkheid is er natuurlijk geen onderscheid tussen deze elektronen. Een O-atoom heeft de **elektronenconfiguratie** 2, 6 (Binas 99): een gevulde K-schil en zes valentie-elektronen in de L-schil. Het komt twee elektronen tekort voor een edelgasconfiguratie. Een H-atoom heeft de

elektronenconfiguratie 1: één valentie-elektron in de K-schil. Het komt één elektron tekort voor een edelgasconfiguratie. Twee H-atomen kunnen dus met één O-atoom valentie-elektronen delen: er worden twee covalente O-H bindingen gevormd en alle atomen nemen de edelgasconfiguratie aan. Er blijven nog twee niet-bindende valentie-elektronenparen op het O-atoom over.

Rechts is de bijbehorende lewisstructuur van een watermolecuul getekend. Een bindend elektronenpaar wordt altijd getekend als een streepje. Een niet-bindend elektronenpaar mag worden getekend als twee stipjes of als een streepje. Beide varianten zijn rechts in het blauw afgebeeld.



Opstellen van de lewisstructuur bij een gegeven formule

Het volgende stappenplan helpt je bij het opstellen van een lewisstructuur als de formule van een molecuul of ion gegeven is. De uitgewerkte voorbeelden verduidelijken de procedure.

1. Tel het totale aantal valentie-elektronen in het molecuul/ion
2. Tel hoeveel elektronen totaal nodig zijn als elk los atoom voldoet aan de octet-/duetregel
3. Het verschil tussen de antwoorden bij stappen 1 en 2 is het aantal gedeelde elektronen. Deel dit door 2 om het aantal covalente bindingen te krijgen.
4. Teken nu de structuurformule met het bij stap 3 berekende aantal covalente bindingen, waarbij je zoveel mogelijk rekening houdt met de covalenties¹ van de atomen
5. Vul aan met niet-bindende elektronenparen, zodat aan de octet-/duetregel wordt voldaan
6. Bepaal eventuele formele ladingen van atomen (zie volgende bladzijde)

¹ Covalentie: het aantal covalente bindingen dat een atoom normaal gesproken aangaat. De covalentie van H, F, Cl, Br en I is 1; die van O is 2; die van N is 3; die van C is 4.

Bepalen van de formele lading van atomen

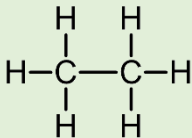
Atomen die meer/minder covalente bindingen vormen dan verwacht of atomen die niet aan de octet-/duetregel voldoen kunnen een **formele lading** hebben. De grootte van de formele lading bepaal je door het aantal valentie-elektronen van het losse atoom te vergelijken met het aantal elektronen bij het atoom in de lewisstructuur. *Hierbij wordt elk niet-bindend elektronenpaar geteld als twee elektronen en elk bindend elektronenpaar als één elektron.*

Voorbeeldopgaven

(a) Teken de lewisstructuur van ethaan (C₂H₆)

1. Aantal valentie-elektronen: $2 \cdot 4 + 6 \cdot 1 = 14$
2. Nodig voor octet-/duetregel: $2 \cdot 8 + 6 \cdot 2 = 28$
3. Gedeelde elektronen: $28 - 14 = 14$, dus 7 covalente bindingen

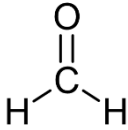
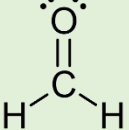
Stappen 4–6 in onderstaande tabel:

4.	5.	6.
	Alle atomen voldoen aan de octetregel/duetregel en alle valentie-elektronen zijn al getekend.	Geen formele ladingen.

(b) Teken de lewisstructuur van methanal (CH₂O)

1. Aantal valentie-elektronen: $1 \cdot 4 + 2 \cdot 1 + 1 \cdot 6 = 12$
2. Nodig voor octet-/duetregel: $1 \cdot 8 + 2 \cdot 2 + 1 \cdot 8 = 20$
3. Gedeelde elektronen: $20 - 12 = 8$, dus 4 covalente bindingen

Stappen 4–6 in onderstaande tabel:

4.	5.	6.
C heeft de hoogste covalentie en is het centrale atoom	O voldoet nog niet aan de octetregel en krijgt dus nog twee niet-bindende elektronenparen.	Geen formele ladingen.
		

(c) Teken de lewisstructuur van het cyanide-ion (CN⁻)

1. Aantal valentie-elektronen: $1 \cdot 4 + 1 \cdot 5 + 1 = 10$ (lading is 1-, dus 1 extra valentie-elektron)
2. Nodig voor octet-/duetregel: $1 \cdot 8 + 1 \cdot 8 = 16$
3. Gedeelde elektronen: $16 - 10 = 6$, dus 3 covalente bindingen

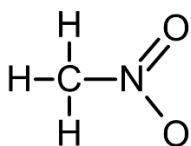
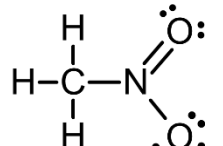
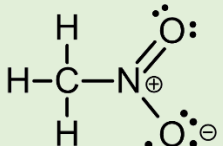
Stappen 4–6 in onderstaande tabel:

4.	5.	6.
	C en N krijgen elk een niet-bindend elektronenpaar.	Formele lading op C: een C-atoom heeft vier valentie-elektronen, terwijl het in de lewisstructuur vijf elektronen heeft.
$C \equiv N$	$:C \equiv N:$	${}^{-}C \equiv N:$

(d) Teken de lewisstructuur van nitromethaan (CH_3NO_2). Het molecuul bevat een CH_3 groep en een C-N binding.

1. Aantal valentie-elektronen: $1 \cdot 4 + 3 \cdot 1 + 1 \cdot 5 + 2 \cdot 6 = \mathbf{24}$
2. Nodig voor octet-/duetregel: $1 \cdot 8 + 3 \cdot 2 + 1 \cdot 8 + 2 \cdot 8 = \mathbf{38}$
3. Gedeelde elektronen: $38 - 24 = \mathbf{14}$, dus 7 covalente bindingen

Stappen 4–6 in onderstaande tabel:

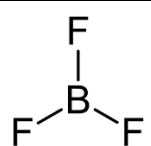
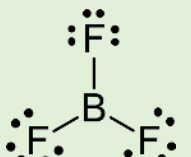
4.	5.	6.
Gegeven is dat C bindt met drie H-atomen en één N-atoom. Nog drie bindingen over, dus één N=O en één N-O binding.	Twee niet-bindende elektronenparen op bovenste O-atoom, drie op onderste O-atoom.	Formele lading op N en onderste O. Een N-atoom heeft vijf valentie-elektronen, terwijl het in de lewisstructuur vier elektronen heeft (lading 1+). Een O-atoom heeft zes valentie-elektronen, terwijl het in de lewisstructuur zeven elektronen heeft (lading 1-).
		

Opmerking: ook in een neutraal molecuul komen soms (tegengestelde) formele ladingen voor. In nitromethaan is het onmogelijk om een lewisstructuur te tekenen die aan de octet-/duetregel voldoet zonder formele ladingen te creëren. Als je de keuze hebt, kies je voor de lewisstructuur met de minste formele ladingen.

(e) Teken de lewisstructuur van boortrifluoride (BF_3). Het booratom is elektronendeficiënt en heeft in de lewisstructuur zes (i.p.v. acht) elektronen om zich heen.

1. Aantal valentie-elektronen: $1 \cdot 3 + 3 \cdot 7 = \mathbf{24}$
2. Nodig voor octet-/duetregel: $1 \cdot 6 + 3 \cdot 8 = \mathbf{30}$ (gegeven dat B niet aan de octetregel voldoet)
3. Gedeelde elektronen: $30 - 24 = \mathbf{6}$, dus 3 covalente bindingen

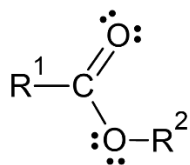
Stappen 4–6 in onderstaande tabel:

4.	5.	6.
F-atomen vormen maar één binding, dus B is het centrale atoom.	Drie niet-bindende elektronenparen op elk F-atoom.	Check van de formele lading op B, want voldoet niet aan octetregel. Een B-atoom heeft drie valentie-elektronen; in de lewisstructuur heeft het ook drie elektronen. Geen formele ladingen.
		

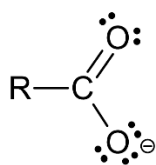
Opmerking: je hebt nu gezien dat er moleculen bestaan waarin één of meer atomen niet aan de octetregel voldoen. In dit voorbeeld had boor minder dan acht elektronen om zich heen. Bij andere verbindingen komt het soms voor dat bijvoorbeeld P, S of Cl meer dan acht elektronen om zich heen hebben. Dit wordt dan meestal in de opgave vermeld.

Lewisstructuren van veelvoorkomende karakteristieke groepen

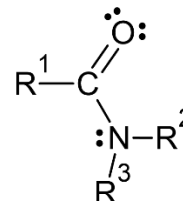
Soms krijg je een structuurformule gegeven waarvan je een lewisstructuur moet maken door het toevoegen van niet-bindende elektronenparen. Hieronder is een overzicht van de lewisstructuren die horen bij de meest voorkomende karakteristieke groepen. Je kunt zelf nagaan dat de atomen in onderstaande lewisstructuren aan de octetregel voldoen.



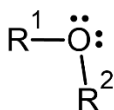
carbonsuren ($R^2 = H$)
en esters



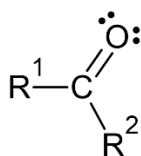
carboxylaationen



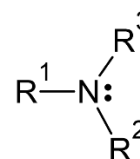
amiden



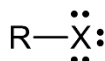
alcoholen (R^1 of $R^2 = H$)
en ethers



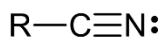
aldehyden (R^1 en/of $R^2 = H$)
en ketonen



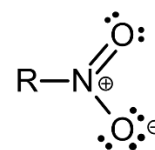
aminen



halogeenverbindingen
($X = F, Cl, Br, I$)



nitrillen



nitroverbindingen