Opstellen van de lewisstructuur

De **lewisstructuur** (ook **lewisformule**) van een molecule toont de verdeling van de buitenste elektronen over de verschillende atomen en de bindingen. In het algemeen gaat dat – in eenvoudige gevallen – volgens volgende procedure, die we verder illustreren met concrete voorbeelden. Je bestudeert de procedure dus best *samen met* de voorbeelden.

Stappenplan (Opstellen lewisstructuur voor covalente verbindingen)

1. Bepaal de onderlinge ligging van de atomen (het **atoomskelet**).
   Het atoomskelet toont welk atoom centraal in de verbinding staat en hoe de andere atomen rond dit centrale atoom staan. Voor eenvoudige moleculen kan je dit meestal als volgt bepalen:
   - In veel kleine moleculen plaats je het atoom met de laagste EN-waarde centraal en de andere atomen errond.
   - Het waterstofatoom is nooit het centrale atoom.
   - Bij ternaire zuren en zouten zet je het specifieke niet-metaal centraal, en omgeef je het door de zuurstofatomen waaraan dan de waterstofatomen zijn gebonden.
2. Teken **enkelvoudige bindingen** tussen alle atomen van het skelet.
3. Maak een **octetstructuur** (8 elektronen) rond elk atoom door voldoende vrije elektronenparen te plaatsen. Bij een waterstofatoom staan maximaal *twee* elektronen.
4. Noem GE het **aantal Getekende Elektronen** volgens de voorgestelde **octetstructuur**.
5. Noem VE het totaal aantal **Valentie-Elektronen**, dus het aantal elektronen op de buitenste schil van alle atomen. Je bepaalt dus voor elk atoom het aantal valentie-elektronen, en telt alles op. Voor anionen tel je de negatieve ladingen hierbij op, en voor kationen trek je het aantal positieve ladingen hiervan af.
6. **Vergelijk** VE (het aantal valentie-elektronen) met GE (het aantal in de octetstructuur getekende elektronen).
   - Als VE $=$ GE, dan is de voorgestelde octetstructuur meteen de lewisstructuur.
   - Als VE $<$ GE, dan bevat de verbinding één of meer **meervoudige bindingen**. Elke toegevoegde binding vervangt op beide bindingspartners een vrij elektronenpaar, en verlaagt dus GE met twee elektronen.
     Als er meerdere mogelijkheden zijn om dubbele bindingen te plaatsen, bepaal je eerst de formele ladingen in Stap 7, de correcte lewisstructuur is diegene met **het laagste aantal formele ladingen**.
   - Als VE $>$ GE, dan overschrijdt het centrale atoom de octetregel. Dit is mogelijk voor atomen vanaf periode 3. Per twee elektronen voeg je **een extra vrij elektronenpaar** toe aan het centrale atoom.
7. Controleer de aanwezigheid van **formele ladingen**: Ken in het geval van ionen eerst de (echte) ladingen toe aan de juiste atomen. Beide soort ladingen bepaalt men op dezelfde manier.
   Tel *per atoom* X het aantal valentie-elektronen VE_X en het aantal al getekende elektronen GE_X, waarbij je elk getekend bindend elektronenpaar verdeelt tussen de twee bindingspartners.

   Als $VE_X > GE_X$ dan draagt atoom X een positieve lading of een formeel *positieve* lading
   Als $VE_X < GE_X$ dan draagt atoom X een negatieve lading of een formeel *negatieve* lading
8. Als VE **oneven** is, haal je een elektron weg uit de lewisstructuur.
9. De aanwezigheid van formele ladingen wijst op **datief covalente bindingen**. Je duidt deze aan met een pijltje van het formeel positief geladen atoom naar het formeel negatief geladen atoom.

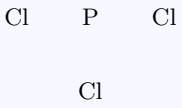
CC BY-NC-SA 4.0

Opstellen van de lewisstructuur

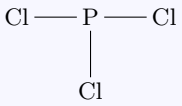
Voorbeeld 1. Geval VE=GE: PCl_3 (fosfortrichloride)

Uitwerking:

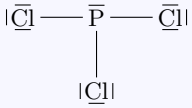
1. Atoomskelet: Uit het PSE blijkt dat de EN-waarde van fosfor (P) 2,1 is, en die van chloor (Cl) 3,0. Bijgevolg zal het P-atoom centraal staan en plaatsen we de 3 Cl atomen errond:



2. Atomen verbinden:



3. Aanvullen tot octetstructuur:



4. Tel het aantal getekende elektronen in de octetstructuur (GE): 1 elektronenpaar $\times 13 = 26e^-$.
(3 vrije paren per Cl atoom, één vrij paar bij P, en drie bindingsparen.)
5. Tel het aantal buitenste elektronen van alle atomen (valentie-elektronen, VE):

$1 \times$ P:	$1 \times 5e^-$	$=$	$5e^-$
$3 \times$ Cl:	$3 \times 7e^-$	$=$	$21e^-$
Totaal:		$=$	$26e^-$

6. VE = GE, en dus is de getekende structuur al direct de lewisstructuur.
7. Ga na of er formele ladingen zijn. In de vorige stap is al bepaald dat VE_P=5 en VE_{CL}=7. Je telt voor elke atoom het aantal getekende elektronen, waarbij je de bindingsparen verdeelt. Rond P staat één vrij elektronenpaar, en er zijn drie bindingselektronen, dus $GE_P = 1 \times 2 + 1 + 1 + 1 = 5$. Rond elke Cl-atoom staan er drie vrije elektronenparen, en één bindingselektron, en dus is $VE_{Cl} = 3 \times 2 + 1 = 7$. Er zijn geen formele ladingen, want voor elk atoom is het aantal valentie-elektronen gelijk aan het aantal getekende elektronen.
8. VE oneven: niet van toepassing.
9. Aanduiden van datief covalente bindingen: niet van toepassing wegens geen formele ladingen.

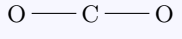
Voorbeeld 2. Geval VE<GE: CO_2 (koolstofdioxide)

Uitwerking:

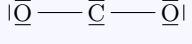
1. Atoomskelet:



2. Atomen verbinden:



3. Aanvullen tot octetstructuur:

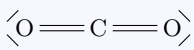


4. Elektronen in octetstructuur (GE): 1 elektronenpaar $\times 10 = 20e^-$
5. Buitenste elektronen (VE):

CC BY-NC-SA 4.0

$1 \times$ C:	$1 \times 4e^-$	$=$	$4e^-$
$2 \times$ O:	$2 \times 6e^-$	$=$	$12e^-$
Totaal:		$=$	$16e^-$

6. VE $<$ GE: Er zijn in de octetstructuur vier elektronen meer getekend dan er buitenste elektronen beschikbaar zijn. Dat wordt gecorrigeerd door twee keer twee vrije elektronenparen te vervangen door een dubbele binding. De lewisstructuur is:



7. Er zijn geen formele ladingen, want voor elk atoom is het aantal valentie-elektronen gelijk aan het aantal getekende elektronen.
8. VE oneven: niet van toepassing.
9. Aanduiden van datief covalente bindingen: niet van toepassing.

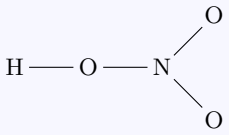
Voorbeeld 3. Geval VE<GE met formele ladingen: HNO_3 (salpeterzuur)

Uitwerking:

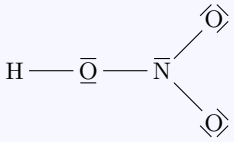
1. Atoomskelet: Bij een ternair zuur plaats je het niet-metaal atoom centraal, omgeven door de zuurstofatomen waarop verder de waterstofatomen zijn gebonden.



2. Atomen verbinden:



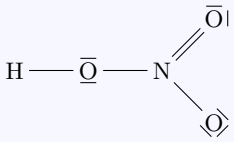
3. Aanvullen tot octetstructuur:



4. Elektronen in octetstructuur: 1 elektronenpaar $\times$ 13 $= 26e^-$
5. Buitenste elektronen (VE):

$1 \times$ H:	$1 \times 1e^-$	$=$	$1e^-$
$1 \times$ N:	$1 \times 5e^-$	$=$	$5e^-$
$3 \times$ O:	$3 \times 6e^-$	$=$	$18e^-$
Totaal:		$=$	$24e^-$

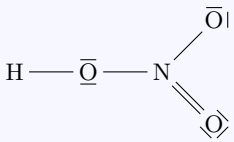
6. VE $<$ GE: Er zijn in de voorlopige octetstructuur twee elektronen *meer* getekend dan er buitenste elektronen beschikbaar zijn. Door twee vrije elektronenparen te vervangen door één dubbele binding, besparen we één elektronenpaar, en klopt de rekening. De lewisstructuur wordt dan



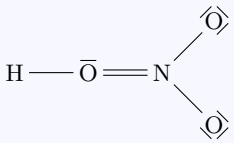
CC BY-NC-SA 4.0

Opstellen van de lewisstructuur

Je zou natuurlijk de dubbele binding ook op het onderste O-atoom kunnen zetten, maar dat maakt geen verschil: je krijgt *dezelfde* structuur:

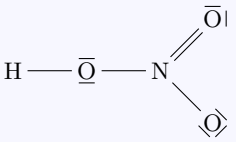


Maar als je de dubbele binding naar het linkse O-atoom legt, dan krijg je een *andere* structuur:

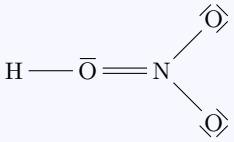


De correcte structuur volgt uit de formele ladingen, die in Stap 7 worden berekend. De structuur met het laagste aantal formele ladingen 'wint'.

7. Je weet al dat $VE_N = 5$ en $VE_O = 6$. Je moet bij volgende twee mogelijke structuren voor elk atoom het aantal getekende elektronen tellen om de formele ladingen bepalen.



optie a



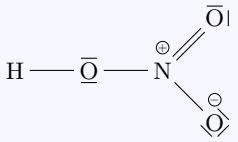
optie b

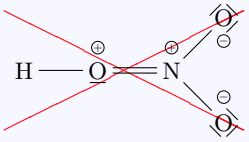
Optie a:	atoom	GE	VE $\lessgtr$ GE	lading
	N	$GE_N = 1+1+1+1 = 4$	$5 > 4$	$\oplus$
	O links	$GE_O = 2+2+1+1 = 6$	$6 = 6$	$\times$
	O rechtsboven	$GE_O = 2+2+1+1 = 6$	$6 = 6$	$\times$
	O rechtsbeneden	$GE_O = 2+2+2+1 = 7$	$6 < 7$	$\ominus$

Optie b:	atoom	GE	VE $\lessgtr$ GE	lading
	N	$GE_N = 1+1+1+1 = 4$	$5 > 4$	$\oplus$
	O links	$GE_O = 2+1+1+1 = 5$	$6 > 5$	$\oplus$
	O rechtsboven	$GE_O = 2+2+2+1 = 7$	$6 < 7$	$\ominus$
	O rechtsbeneden	$GE_O = 2+2+2+1 = 7$	$6 < 7$	$\ominus$

De structuur b heeft duidelijk meer formele ladingen, en wordt dus niet weerhouden.

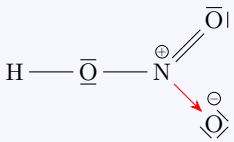
Met de formele ladingen aangeduid worden de structuren





Merk op dat er in optie b bindingen zijn tussen twee positieve deeltjes, wat ook niet kan voorkomen.

8. VE oneven: niet van toepassing.
9. Aanduiden van datief covalente bindingen:

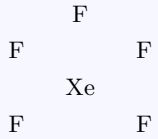


CC BY-NC-SA 4.0
KU Leuven (2026/02/20H.36)

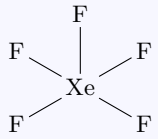
Voorbeeld 4. Geval VE>GE: XeF_5^+ (xenonpentafluoridekation)

Uitwerking:

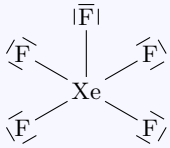
1. Atoomskelet:



2. Atomen verbinden:



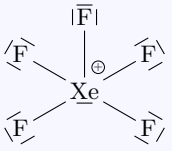
3. Aanvullen tot octetstructuur:



4. Elektronen in octetstructuur (GE): 1 elektronenpaar $\times\, 20 = 40e^-$
5. Buitenste elektronen (VE):

$1 \times$ Xe:	$1 \times 8e^-$	$=$	$8e^-$
$5 \times$ F:	$5 \times 7e^-$	$=$	$35e^-$
kation :		$=$	$-1e^-$
Totaal:		$=$	$42e^-$

6. VE $>$ GE: Er zijn in de octetstructuur twee elektronen minder getekend dan er buitenste elektronen beschikbaar zijn. Dat wordt gecorrigeerd door één vrij elektronenpaar toe te voegen aan het centraal atoom Xe. De lewisstructuur is:



7. Er zijn geen formele ladingen, want voor elk atoom is het aantal valentie-elektronen gelijk aan het aantal getekende elektronen.
8. VE oneven: niet van toepassing.
9. Aanduiden van datief covalente bindingen: niet van toepassing.

Voor sommige moleculen zijn er meerdere lewisformules mogelijk, en is een uitgebreider stappenplan nodig. Dat is bijvoorbeeld het geval voor zwavelzuur (H_2SO_4).

Oefening 1. H_2SO_4 (zwavelzuur)

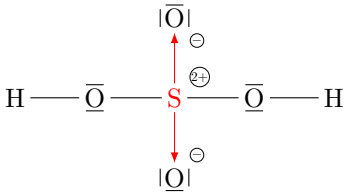
1. Atoomskelet: Teken het atoomskelet
2. Verbind de atomen met enkelvoudige bindingen:
3. Aanvullen tot octetstructuur:
4. Tel het aantal getekende elektronen (GE).

CC BY-NC-SA 4.0

Opstellen van de lewisstructuur

Na aanvullen tot de octetstructuur zijn er ..... elektronen getekend.

5. Tel het aantal valentie-elektronen (VE):
   De atomen in dit molecule bevatten tezamen ..... valentie-elektronen.
6. We bevinden ons dus in de situatie | VE $>$ GE | VE $=$ GE | VE $<$ GE |
7. Bepaal de formele ladingen
8. Het aantal valentie-elektronen is | even | oneven |. We moeten de lewisstructuur dus | wel | niet meer | aanpassen.
9. Een molecule H_2SO_4 bevat | geen | 1 | 2 | 3 | 4 | datieve bindingen.



CC BY-NC-SA 4.0
KU Leuven (2026/02/20H.36)