

Opstellen elektronenformules en mesomere grensstructuren

Voorbeeld 1: NO^+

1. Tel het aantal benodigde elektronen

Er zijn twee atomen in NO^+ . Ieder atoom wil 8 elektronen in de buitenste schil (oktetregel). Dus zijn er $2 \times 8 = 16 \text{ e}^-$ nodig.

2. Tel het aantal beschikbare elektronen

Tel alle valentie-elektronen bij elkaar op en compenseer voor de lading.

N heeft 5 valentie-elektronen (groep 15) en O heeft 6 valentie-elektronen (groep 16).

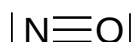
Totaal 11 valentie-elektronen. Lading = +1, dus netto 10 e^- .

3. Bepaal het aantal bindende elektronenparen

Dit gaat volgens een formule: $(\text{benodigde } \text{e}^- - \text{valentie } \text{e}^-) / 2$.

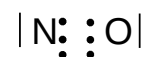
Hier is dat: $16 - 10 = 6$ en $6 / 2 = 3$ bindende elektronenparen.

4. Teken de structuurformule met het juiste aantal bindende elektronenparen en vul aan met niet-bindende elektronenparen totdat om ieder atoom 4 streepjes staan.



5. Bepaal de formele lading van ieder atoom en dan de netto lading (kan ook 0 zijn).

Deel de bindende elektronenparen in tweeën en tel dan hoeveel elektronen om ieder atoom zitten.



Voor N zijn dat 5 e^- . Dit komt overeen met het aantal valentie-elektronen, dus N heeft hier geen formele lading.

Voor O zijn dat 5 e^- . Dat is 1 minder dan het aantal valentie-elektronen. O heeft een formele lading van $1+$. De netto lading is dan ook $1+$.

Dus:



Als je deze methode lastig vindt, wordt er een andere methode getoond op

<http://www.kentchemistry.com/links/bonding/lewisdotstruct.htm>

Voorbeeld 2: NO_2^-

1. Tel het aantal benodigde elektronen

Er zijn drie atomen in NO_2^- . Ieder atoom wil 8 elektronen in de buitenste schil (oktetregel). Dus zijn er $3 \times 8 = 24 \text{ e}^-$ nodig.

2. Tel het aantal beschikbare elektronen

Tel alle valentie-elektronen bij elkaar op en compenseer voor de lading.

N heeft 5 valentie-elektronen (groep 15) en O heeft 6 valentie-elektronen (groep 16).

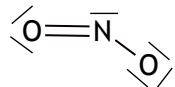
Totaal $5 + 6 + 6 = 17$ valentie-elektronen. Lading = -1, dus netto 18 e^- .

3. Bepaal het aantal bindende elektronenparen

Dit gaat volgens een formule: $(\text{benodigde } \text{e}^- - \text{valentie } \text{e}^-) / 2$.

Hier is dat: $24 - 18 = 6$ en $6 / 2 = 3$ bindende elektronenparen.

4. Teken de structuurformule met het juiste aantal bindende elektronenparen en vul aan met niet-bindende elektronenparen totdat om ieder atoom 4 streepjes staan.



Controle: er zijn 18 e^- beschikbaar, dus moeten er in totaal 9 streepjes staan.

5. Bepaal de formele lading van ieder atoom en dan de netto lading (kan ook 0 zijn).

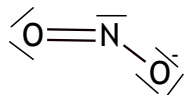
Deel de bindende elektronenparen in tweeën en tel dan hoeveel elektronen om ieder atoom zitten.

Voor N zijn dat 5 e^- . Dit komt overeen met het aantal valentie-elektronen, dus N heeft hier geen formele lading.

Voor de linker O zijn dat 6 e^- . Komt weer overeen met het aantal valentie-elektronen, dus deze O heeft geen formele lading.

Voor de rechter O zijn dat 7 e^- . Dat is 1 meer dan het aantal valentie-elektronen. O heeft een formele lading van 1-. De netto lading is dan ook 1-.

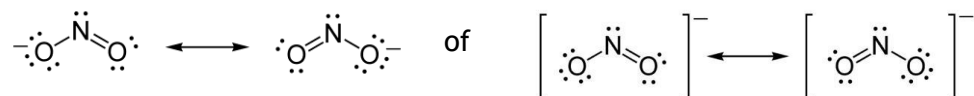
Dus:



Dit wordt ook wel aangegeven met: $\left[\text{O}=\text{N}-\text{O} \right]^-$

Mesomere grensstructuren

Uit de elektronenformule van NO_2^- blijkt dat er een N=O en een N-O binding is. In werkelijkheid vindt men geen verschil in bindingslengte tussen N en O. De twee elektronen van de dubbele binding kunnen zich verdelen over 3 atomen. Dus de binding tussen N en O is die tussen een enkele en dubbele in. Dit verschijnsel heet *mesomerie* en kan uitgebeeld worden met zogenoemde *grensstructuren*. Tussen twee grensstructuren wordt $\longleftrightarrow$ geplaatst.



In plaats van puntjes, kun je ook streepjes zetten.

Dit zijn geen werkelijk voorkomende structuren. De werkelijke structuurformule ligt daar tussenin. Er kunnen ook meer dan twee grensstructuren zijn. NO_3^- bijvoorbeeld heeft drie grensstructuren.

Het optreden van mesomere grensstructuren maakt het betreffende deeltje energetisch stabiel.

LET OP: bij het tekenen van grensstructuren worden de atomen denkbeeldig met punaises vastgezet op papier. Alleen elektronen veranderen van plaats.