

---

## Lewisstructuren en octetregel

---

Door vorming van gemeenschappelijke elektronenparen proberen atomen acht valentie-elektronen en dus edelgasconfiguratie te bemachtigen. In een lewisstructuur geef je ook *vrij elektronenparen* en *formele lading* weer.

- 1 Geef de lewisstructuur van ethaanzuur.
- 2 Geef de lewisstructuur van keteen ( $\text{H}_2\text{CCO}$ ).
- 3 Geef de lewisstructuur van ethylnitraat ( $\text{C}_2\text{H}_5\text{NO}_3$ ).
- 4 Geef de lewisstructuur van 1-nitropropaan ( $\text{C}_3\text{H}_7\text{NO}_2$ ).
- 5 Geef de lewisstructuur van diazomethaan ( $\text{H}_2\text{CNN}$ ).
- 6 Geef de lewisstructuur van hydrazine ( $\text{N}_2\text{H}_4$ ).
- 7 Geef de lewisstructuur van het  $\text{CO}_3^{2-}$  ion.

---

## Hypervalentie

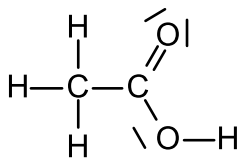
---

Vanaf de derde periode van het periodieke systeem komt *hypervalentie* voor. Een atoom is hypervalent wanneer het méér dan acht valentie-elektronen in de buitenste schil heeft. Het voldoet dus niet aan de octetregel. Deze extra valentie-elektronen worden vaak geleverd door een extra vrij elektronenpaar in te zetten als gemeenschappelijk elektronenpaar.

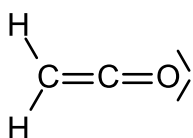
- 8 Geef de lewisstructuur van thionylchloride ( $\text{SOCl}_2$ , zwavel is hypervalent en heeft 10 valentie-elektronen).
- 9 Geef de lewisstructuur van zwavelzuur (zwavel is hypervalent en heeft 12 valentie-elektronen).
- 10 Geef de lewisstructuur van het  $\text{ClO}_3^-$  ion (chloor is hypervalent en heeft 12 valentie-elektronen).

## Uitwerkingen

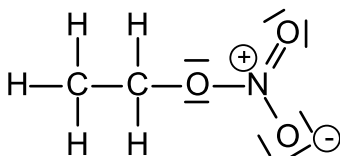
1



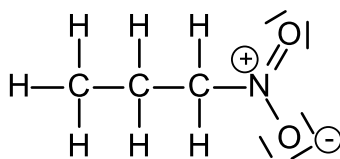
2



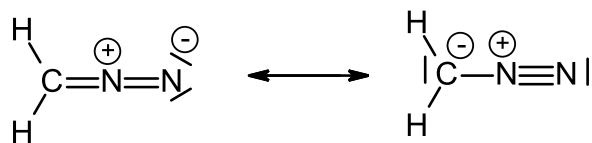
3



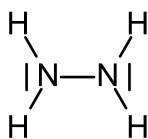
4



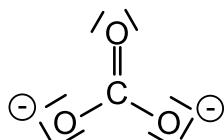
5



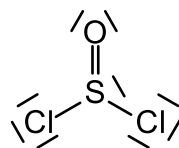
6



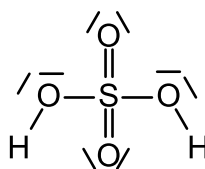
7



8



9



10

