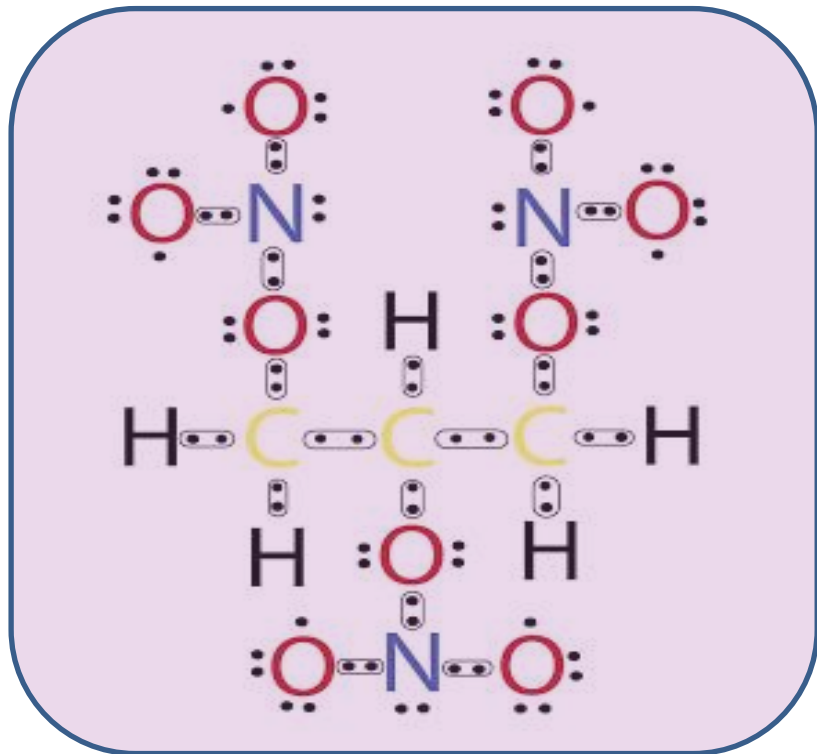
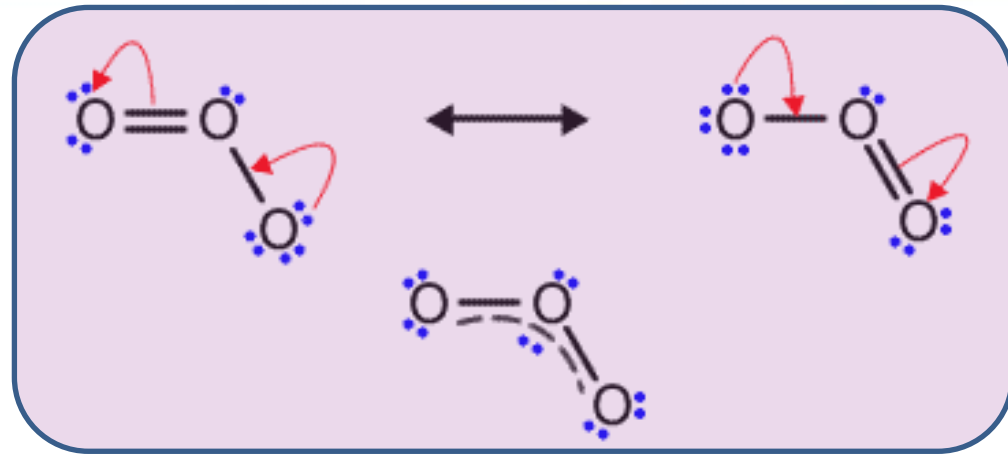




# § 8.1 Lewisstrukturen





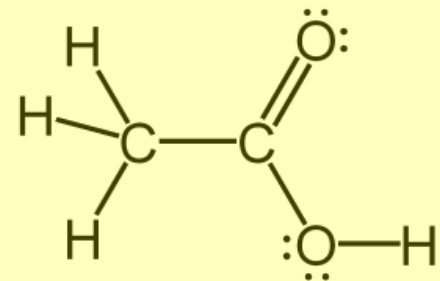
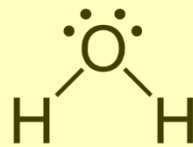
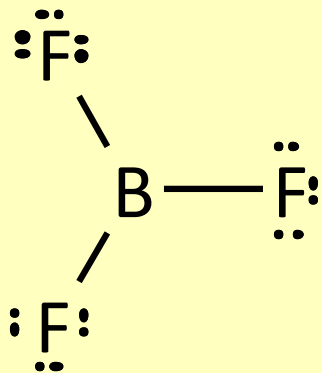
# § 8.1 Lewisstructuren

## Lewistheorie

- Meest stabiele toestand van atomen in een verbinding: **edelgasconfiguratie**
- **Covalentie** van atomen wordt hierdoor bepaald

## Lewisstructuur

- Structuurformule met **alle valentie-elektronen**
- **Gemeenschappelijke** elektronenparen + **vrije** elektronenparen





# § 8.1 Lewisstructuren

## Stappenplan tekenen elektronenformules:

1. Tel van alle atomen de valentie-elektronen op. (denk ook aan ladingen bij ionen).
2. Bereken hoeveel elektronen elk atoom volgens de edelgasconfiguratie het atoom zou willen hebben.
3. Aantal bindende e-paren = (aantal elektronen stap 2 – aantal elektronen stap 1) delen door 2
4. Aantal vrije elektronenparen = aantal valentie elektronen – aantal bindende elektronen delen door 2.



# § 8.1 Lewisstructuren

## Een voorbeeld:

Water:  $\text{H}_2\text{O}$

1. H heeft 1 valentie-elektron:  $2 \times 1 = 2$ , zuurstof heeft 6 valentie-elektronen:  $1 \times 6 = 6$

**Totaal: 8 elektronen beschikbaar.**

2. H wil er 2 volgens de edelgasconfiguratie:  $2 \times 2 = 4$ , zuurstof wil er 8:  $1 \times 8 = 8$ .

**Totaal =  $4 + 8 = 12$  elektronen nodig voor edelgasconfiguraties.**

3. Gemeenschappelijke elektronenparen:

**8 beschikbaar, dan  $12 - 8 = 4$  die dubbel moeten tellen, dat betekent dat die gemeenschappelijk gebruikt moeten worden, dat zijn dan  $4/2 = 2$  bindende elektronenparen.**

4. Vrije elektronenparen:

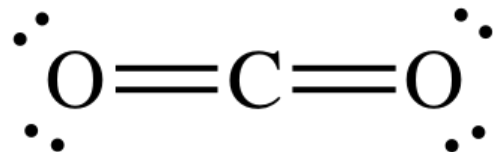
**(beschikbaar – gem. gebruik =)  $8 - 4 = 4$ ,  $4/2 = 2$  vrije elektronenparen.**



# § 8.1 Lewisstructuren

## Voorbeeld **Koolstofdioxide (CO<sub>2</sub>)**

1. valentie-elektronen =  $4(\text{C}) + 2 \times 6(\text{O}) = 16$
2. Nodig voor edelgasconfiguratie =  $3 \times 8 = 24$
3. aantal bindende elektronen (= nodig – beschikbaar =)  $24 - 16 = 8$  (gem. gebruik) is  $8/2 = 4$  bindende elektronenparen
4. aantal vrije elektronen (= beschikbaar – gem. gebruik =)  $16 - 8 = 8$  dus  $8/2 = 4$  vrije elektronenparen

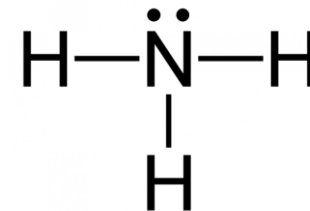




# § 8.1 Lewisstructuren

## Voorbeeld Ammoniak (NH<sub>3</sub>)

1. valentie-elektronen =  $5(\text{N}) + 3 \times 1(\text{H}) = 8$
2. Nodig voor edelgasconfiguratie =  $1 \times 8 + 3 \times 2 = 14$
3. aantal bindende elektronen =  $14 - 8 = 6$   
 $= 6/2 = 3$  bindende elektronenparen
4. Aantal vrije elektronen =  $8 - 6 = 2 \rightarrow$   
 $2/2 = 1$  vrije elektronenparen





# § 8.1 Lewisstructuren

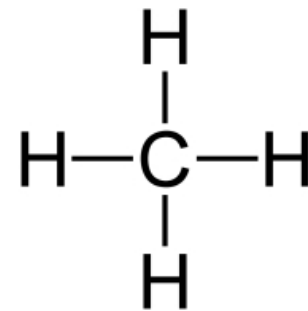
## Voorbeeld **Methaan (CH<sub>4</sub>)**

1. valentie-elektronen =  $4(\text{C}) + 4 \times 1(\text{H}) = 8$

2. gewenst aantal elektronen voor edelgasconfiguratie =  $1 \times 8 + 4 \times 2 = 16$

3. aantal bindende elektronen =  $16 - 8 = 8$   
→  $8/2 = 4$  bindende elektronenparen

4. aantal vrije elektronen =  $8 - 8 = 0$  →  
 $0/2 = 0$  dus geen vrije elektronenparen



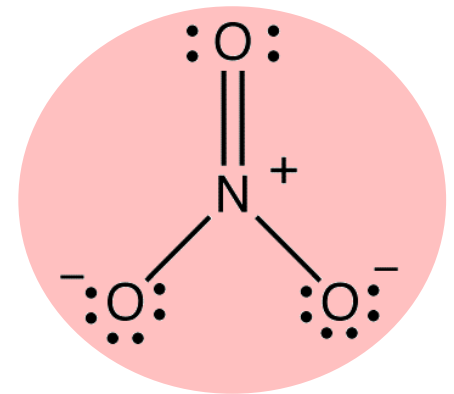


# § 8.1 Lewisstructuren

Laatste voorbeeld:            **Nitrat-ion:  $\text{NO}_3^-$**

1. aantal valentie-elektronen =  $5(\text{N}) + 3 \times 6(\text{O}) + 1$  (lading -1) = **24** elektronen.
2. benodigd aantal elektronen voor edelgasconfiguratie =  $4 \times 8 = 32$
3. Aantal bindende elektronen =  $32 - \mathbf{24} = 8$ ,  
→  $8/2 = 4$  bindende elektronenparen,  
**dus 1 dubbele binding en 2 enkel bindingen.**
4. Aantal vrije elektronen =  $\mathbf{24} - 8 = 16$ ,  
→  $16/2 = 8$  vrije elektronenparen

En waar komen die ladingen vandaan??



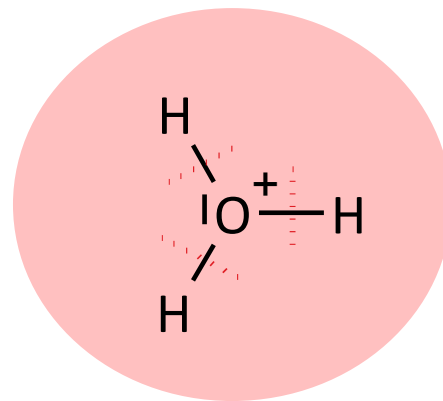
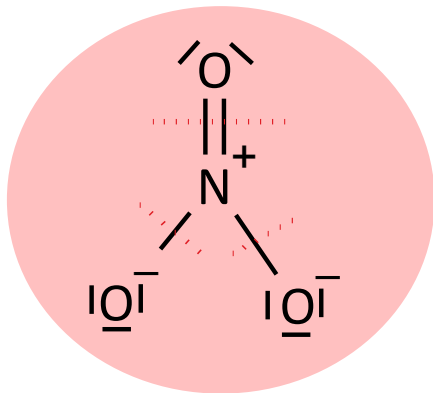




# § 8.1 Lewisstructuren

## Formele lading

- Wanneer **aantal aanwezige elektronen behorende tot een atoom in de verbinding afwijkt** van aantal valentie-elektronen
- Tel het aantal elektronen van het betreffende atoom die je aan dat atoom kunt toerekenen en vergelijk dit met het aantal valentie-elektronen. Is het aantal bijvoorbeeld één groter dan de valentie-elektronen dan is de lading van dat atoom  $-1$ .  
Bijv. N in  $\text{NO}_3^-$  heeft een formele lading van  $(-4) - (-5) = +1$





## Een oefening:

1. Teken een Lewis structuur (elektronenformule) voor fosforylchloride,  $\text{POCl}_3$ .
2. Wijs formele ladingen toe aan alle atomen.



## § 8.1 Lewisstructuren

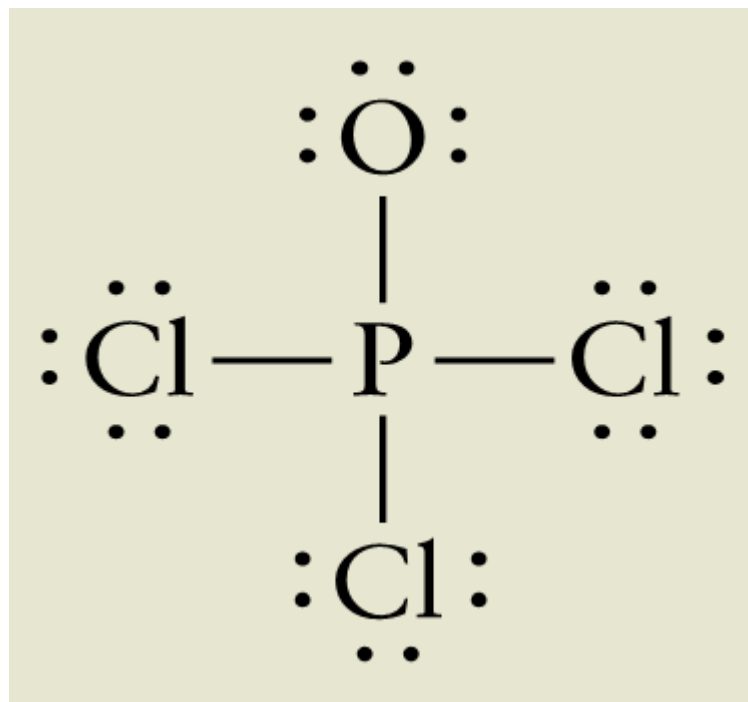


1. aantal valentie-elektronen =  $5(\text{P}) + 6(\text{O}) + 3 \times 7 (\text{Cl}) = 32$  elektronen.
2. benodigd aantal elektronen voor edelgasconfiguratie =  $5 \times 8 = 40$
3. Aantal bindende elektronen =  $40 - 32 = 8$ ,  $\rightarrow 8/2 = 4$  bindende elektronenparen
4. Aantal vrije elektronen =  $32 - 8 = 24$ ,  $\rightarrow 24/2 = 12$  vrije elektronenparen



# § 8.1 Lewisstructureuren

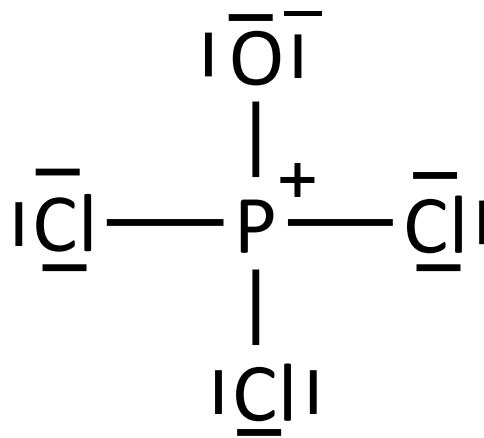
Antwoord:



En nu de formele ladingen nog.



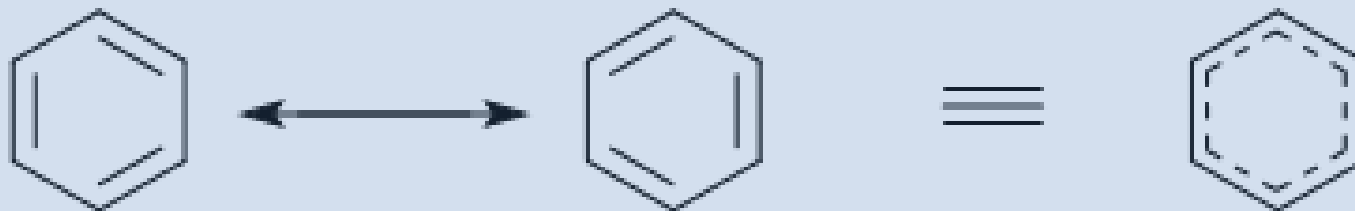
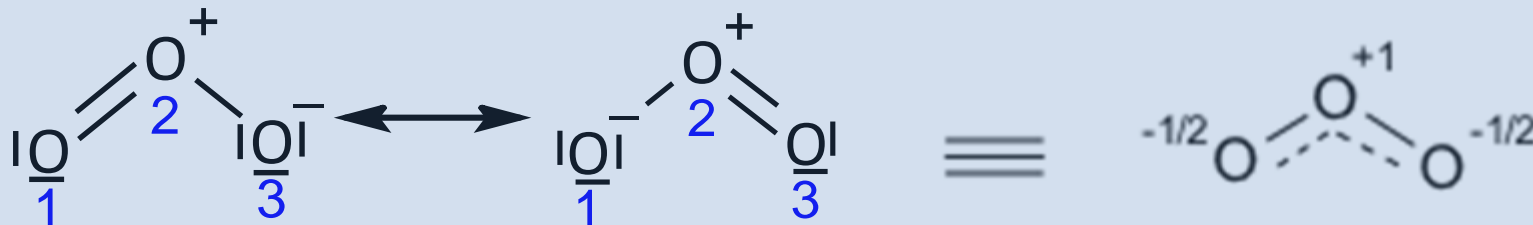
# § 8.1 Lewisstrukturen



# § 8.1 Lewisstructuren

## Mesomere grensstructuren

- Wanneer meerdere Lewisstructuren opgesteld kunnen worden
- Structuur met minste ladingen is **stabielste**
- **Werkelijke situatie** is gemiddelde van mogelijke mesomere structuren





# § 8.1 Lewisstructuren

## Een voorbeeld:

Teken drie mesomere grensstructuren voor het nitraation,  $\text{NO}_3^-$  en schat de lengte van de bindingen.

1. aantal valentie-elektronen =  $5(\text{N}) + 3 \times 6(\text{O}) + 1$  (negatieve lading) = 24 elektronen.

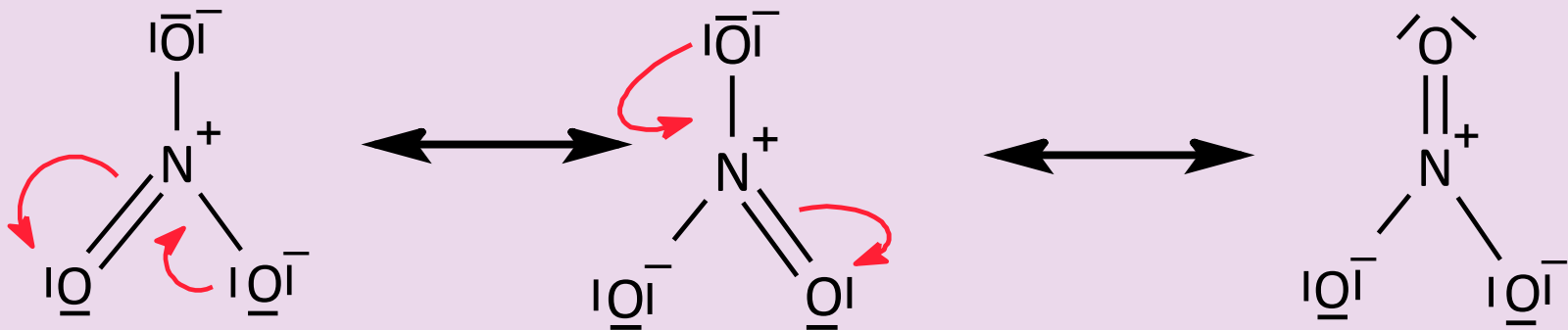
2. gewenst aantal elektronen voor edelgasconfiguratie =  $4 \times 8 = 32$

3. Aantal bindende elektronen =  $32 - 24 = 8$ ,  
=  $8/2 = 4$  bindende elektronenparen

4. Aantal vrije elektronen =  $24 - 8 = 16$ ,  
=  $16/2 = 8$  vrije elektronenparen

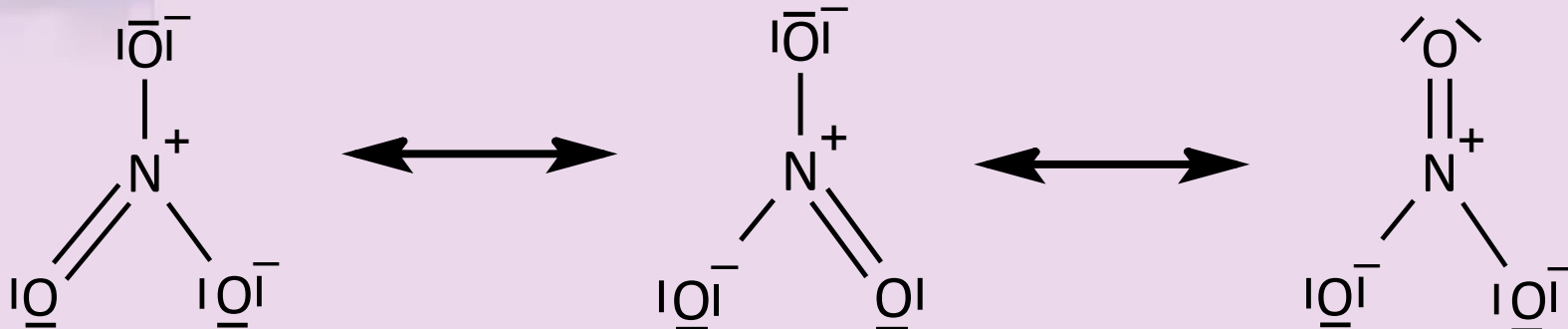
# § 8.1 Lewisstructuren

Teken de mesomere grensstructuren en voeg formele lading toe



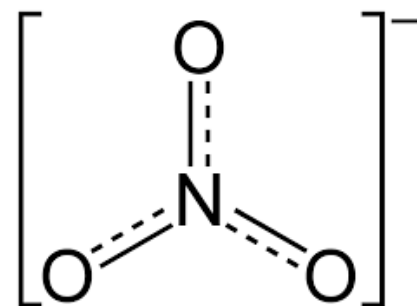


# § 8.1 Lewisstructuren



De twee enkelvoudig gebonden zuurstofatomen hebben formele ladingen van -1 en de lading van het stikstofatoom is +1. De lengte van de bindingen moet allemaal gelijk zijn en moet liggen tussen de waarden in **tabel 53** voor N-O (1,43 Å) en N=O (1,18 Å).

De experimenteel gemeten waarde is 1,24 Å.

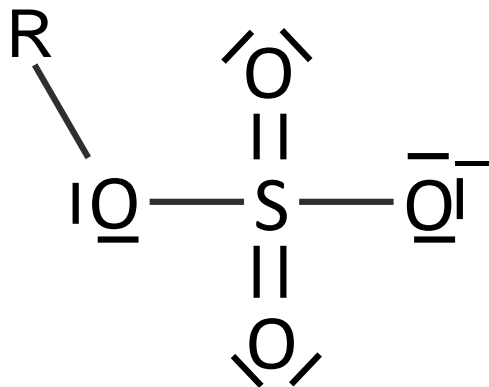




## § 8.1 Lewisstructuren

**Uitzondering op de octetregel** (uitgebreide octet): **P**, **N** of **S** kan aantal omringende elektronen in sommige gevallen groter zijn!

Geef de Lewisstructuur van de groep  $\text{R-OSO}_3^-$  en leg uit dat van deze groep meerdere grensstructuren bestaan. Geef in de tekening formele lading(en) aan. Neem aan dat de covalentie van zwavel 6 is. De overige atomen in de weergegeven Lewisstructuur moeten voldoen aan de octetregel. Laat hierbij de groep R buiten beschouwing. (*Examen-2016 tijdvak 2*)





# § 8.1 Lewisstructuren

Eén atoom levert beide elektronen voor covalente binding:

