



# Open lessen

Herfstvakantie 2024

Algemene chemie - werkcollege

Prof. Maarten Sabbe

29.10.2024 – 08:30 – 09:45

31.10.2024 - 09:00 - 10:15

Deze slides zijn een extract uit het hoorcollege waarop in dit werkcollege oefeningen gemaakt zullen worden

1

## HOOFDSTUK 4

### De chemische binding

- ① Ionaire binding
- ② Covalente binding – deel Lewistheorie
- ③ Metaalbinding
- ④ Moleculaire geometrie

2

2

# Welke types bindingen worden onderscheiden?

Indeling aan de hand van **ladingsoverdracht** tussen de bindingspartners

- **overdracht** elektronen: **ionaire** binding

A: niet-metaal       $A^- B^+$       Relatieve lading  $|q| = 1, 2, \dots$   
 B: metaal      elektrostatische interactie *tussen ionen*

- gedeeltelijke e-overdracht: **ionaire** binding *met covalent karakter*

A: niet-metaal       $A^{\delta-} B^{\delta+}$        $\delta$ : partiële lading;  $|\delta| < 1$  (d.i.:  $< 1.602 \times 10^{-19} C$ )  
 B: metaal  
 $0.5 < |\delta| < 1$

- ongelijk delen elektronen: **covalente** binding *met ionair karakter*

A: niet-metaal       $A^{\delta-} B^{\delta+}$        $0 < |\delta| < 0.5$   
 B: niet-metaal

- **delen** elektronen: **covalente** binding

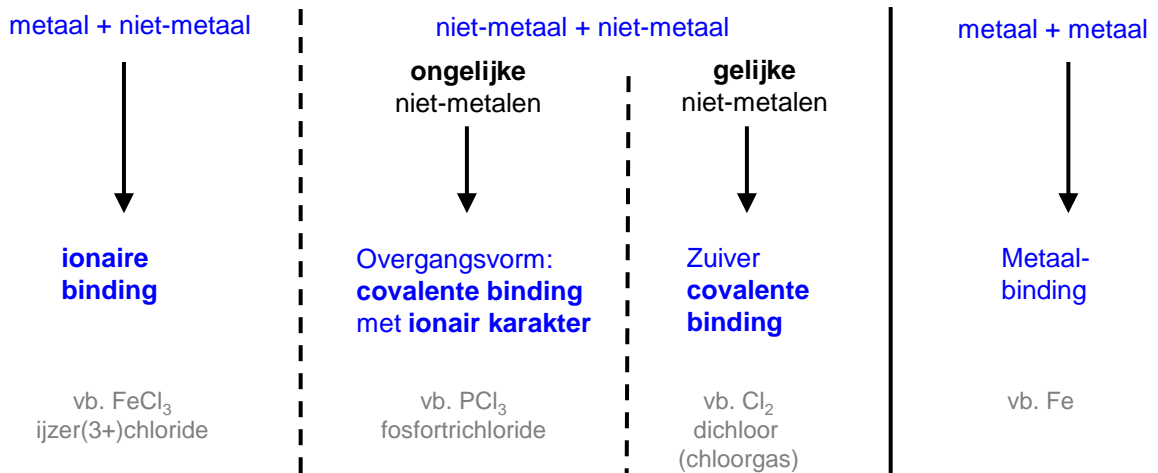
A: niet-metaal      A-A  
 elektrostatische interactie *tussen kernen/elektronen*

3

3

# Welke types bindingen worden onderscheiden?

Indeling aan de hand van **type bindingspartners**  
 (want we kennen de ladingsoverdracht niet a priori)



4

4

# IV.2

## De covalente binding

### Inhoud

1. Definitie
2. Elektronegativiteit
3. Formele lading
4. Lewisstructuren opstellen
5. Resonantie
6. Oxidatietoestand

5

5

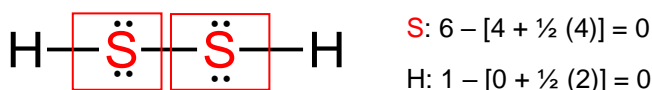
Lading atomen in verbinding bepalen:  
hoe elektronen toewijzen aan atomen in een verbinding?

IV.2.3 & IV.2.6

### Formele lading = FL

De resterende lading die men bekomt door **gelijkmatig verdelen** van de elektronen uit een binding over de beide atomen  
→ bindingen beschouwd als volledig covalent

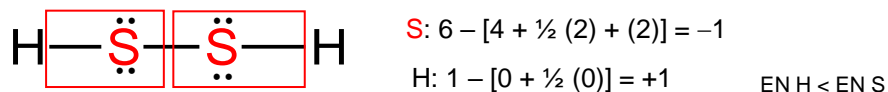
FL = aantal valentie elektronen - aantal elektronen na gelijkmatige verdeling



Regels: zie slides H2 of theoriecursus H4

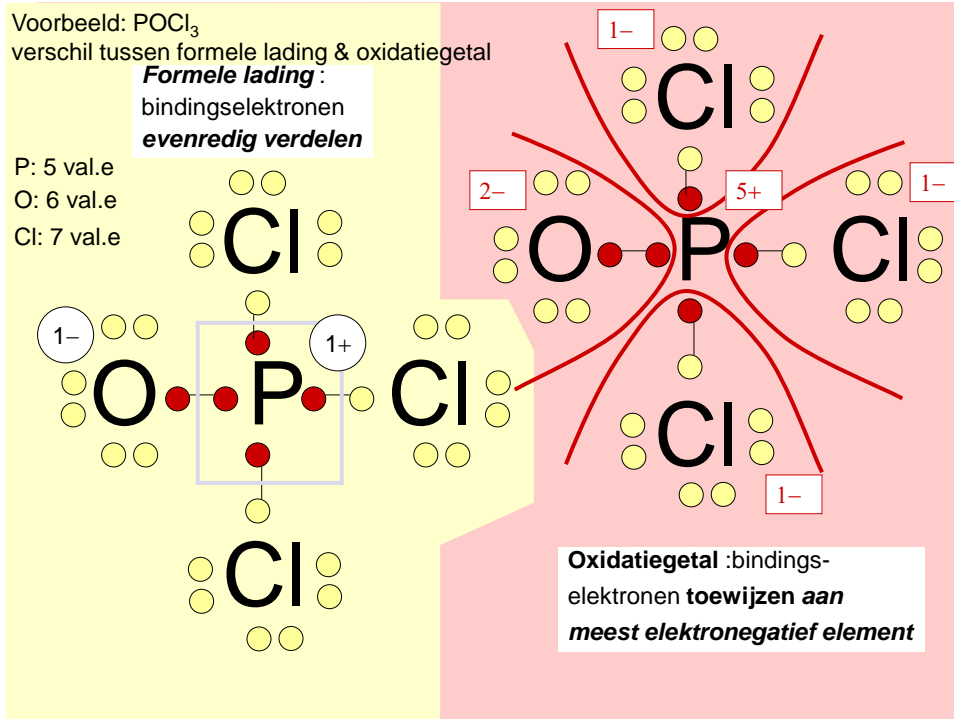
### Oxidatiegetal

De resterende lading bekomen na het toekennen van de elektronen uit elke binding aan het **meest elektronegatieve element** uit de binding  
→ Bindingen beschouwen als volledig ionair



6

6

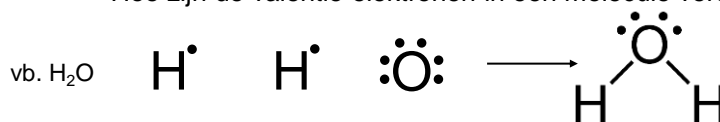


7

7

## IV.2.4 Lewistheorie

Hoe zijn de valentie-elektronen in een molecule verdeeld?



Basisprincipes voor schrijven Lewisstructuren:

- 1 Gemeenschappelijk delen van elektronenparen
- 2 Streven van elk element naar de edelgasconfiguratie

**Twee sets regels** voor het schrijven van Lewisstructuren:

geval a) **Alle atomen** in de molecule voldoen aan de **edelgasconfiguratie**

➡ Regels op p 93-34 gebruiken

geval b) **Niet alle atomen** in de molecule voldoen aan de edelgasconfiguratie

➡ Regels op p 94-95 gebruiken

8

8

## a) Opstellen van Lewisstructuren: $\text{HNO}_3$

Opgelet : deze set regels kunnen slechts gebruikt worden wanneer **ieder atoom** in de molecule de **edelgasconfiguratie** heeft.

### 1) Per atoom: Aantal valentie-elektronen aanwezig

Dit is het aantal elektronen dat beschikbaar is

stap 1)

<b>H</b>	<b>1s<sup>1</sup></b>	<b>1</b>
<b>N</b>	<b>[He]2s<sup>2</sup>2p<sup>3</sup></b>	<b>5</b>
<b>O</b>	<b>[He]2s<sup>2</sup>2p<sup>4</sup></b>	<b>6</b>
<b>O</b>	<b>[He]2s<sup>2</sup>2p<sup>4</sup></b>	<b>6</b>
<b>O</b>	<b>[He]2s<sup>2</sup>2p<sup>4</sup></b>	<b>6</b>
		<b>24</b>

### Als de formule een lading heeft:

+1e voor **negatieve** lading

-1e voor **positieve** lading

→ voorbeeld: in  $\text{NO}_3^-$  zijn er ook 24 elektronen aanwezig

$$5 + 6 + 6 + 6 + 1 = 24$$

voor de **negatieve lading**

9

9

## Opstellen van Lewisstructuren: $\text{HNO}_3$

Regels als ieder atoom in de molecule de **edelgasconfiguratie** heeft.

### 2) Per atoom: Aantal elektronen nodig voor edelgasconfiguratie

(situatie die de atomen willen bereiken)

stap 1) 2)

<b>H</b>	<b>1s<sup>1</sup></b>	<b>1</b>	<b>2</b>
<b>N</b>	<b>[He]2s<sup>2</sup>2p<sup>3</sup></b>	<b>5</b>	<b>8</b>
<b>O</b>	<b>[He]2s<sup>2</sup>2p<sup>4</sup></b>	<b>6</b>	<b>8</b>
<b>O</b>	<b>[He]2s<sup>2</sup>2p<sup>4</sup></b>	<b>6</b>	<b>8</b>
<b>O</b>	<b>[He]2s<sup>2</sup>2p<sup>4</sup></b>	<b>6</b>	<b>8</b>
		<b>24</b>	<b>34</b>

10

10

## Opstellen van Lewisstructuren: HNO<sub>3</sub>

Regels als ieder atoom in de molecule de **edelgasconfiguratie** heeft.

### 3) Aantal elektronen tekort

= aantal elektronen dat gedeeld moet worden

		stap 1)	2)	3)
<b>H</b>	<b>1s<sup>1</sup></b>	<b>1</b>	<b>2</b>	
<b>N</b>	<b>[He]2s<sup>2</sup>2p<sup>3</sup></b>	<b>5</b>	<b>8</b>	
<b>O</b>	<b>[He]2s<sup>2</sup>2p<sup>4</sup></b>	<b>6</b>	<b>8</b>	
<b>O</b>	<b>[He]2s<sup>2</sup>2p<sup>4</sup></b>	<b>6</b>	<b>8</b>	
<b>O</b>	<b>[He]2s<sup>2</sup>2p<sup>4</sup></b>	<b>6</b>	<b>8</b>	
		<u>24</u>	<u>34</u>	<b>10</b>

11

11

## Opstellen van Lewisstructuren: HNO<sub>3</sub>

Regels als ieder atoom in de molecule de **edelgasconfiguratie** heeft.

### 4) Aantal bindingen = # elektronen tekort / 2 (2 elektronen per binding)

		stap 1)	2)	3)	4)
<b>H</b>	<b>1s<sup>1</sup></b>	<b>1</b>	<b>2</b>		
<b>N</b>	<b>[He]2s<sup>2</sup>2p<sup>3</sup></b>	<b>5</b>	<b>8</b>		
<b>O</b>	<b>[He]2s<sup>2</sup>2p<sup>4</sup></b>	<b>6</b>	<b>8</b>		
<b>O</b>	<b>[He]2s<sup>2</sup>2p<sup>4</sup></b>	<b>6</b>	<b>8</b>		
<b>O</b>	<b>[He]2s<sup>2</sup>2p<sup>4</sup></b>	<b>6</b>	<b>8</b>		
		<u>24</u>	<u>34</u>	<b>10</b>	<b>5</b>

12

12

# Opstellen van Lewisstructuren: HNO<sub>3</sub>

Regels als ieder atoom in de molecule de **edelgasconfiguratie** heeft.

## 5) Atomen schrijven in volgorde van exp. bepaalde structuur

		stap	1)	2)	3)	4)
<b>H</b>	<b>1s<sup>1</sup></b>		<b>1</b>	<b>2</b>		
<b>N</b>	<b>[He]2s<sup>2</sup>2p<sup>3</sup></b>		<b>5</b>	<b>8</b>		
<b>O</b>	<b>[He]2s<sup>2</sup>2p<sup>4</sup></b>		<b>6</b>	<b>8</b>		
<b>O</b>	<b>[He]2s<sup>2</sup>2p<sup>4</sup></b>		<b>6</b>	<b>8</b>		
<b>O</b>	<b>[He]2s<sup>2</sup>2p<sup>4</sup></b>		<b>6</b>	<b>8</b>		
			<b>24</b>	<b>34</b>	<b>10</b>	<b>5</b>

13

13

## Lewisstructuren: connectiviteit. Welke atomen binden met elkaar?

Enkele beschouwingen bij **het plaatsen van de atomen in de molecule**:

- **H-atomen** komen nagenoeg altijd **eindstandig** voor
- **Centrale atomen** hebben meestal de **laagste EN**, de eindstandige atomen hebben meestal de hoogste EN (uitzondering H-atoom)  
→ deze centrale atomen gaan doorgaans het grootste aantal bindingen aan
- Bij **oxozuren**: H-atomen zijn meestal gebonden aan O-atomen
- Anorganische, meeratomige moleculen en ionen hebben meestal een **compacte structuur**

14

14

## Opstellen van Lewisstructuren: HNO<sub>3</sub>

Regels als ieder atoom in de molecule de **edelgasconfiguratie** heeft.

5) Atomen schrijven in volgorde van exp. bepaalde structuur

		stap	1)	2)	3)	4)	5)	EN(N) = 3.05
<b>H</b>	1s <sup>1</sup>		1	2				EN(O) = 3.50
<b>N</b>	[He]2s <sup>2</sup> 2p <sup>3</sup>		5	8				
<b>O</b>	[He]2s <sup>2</sup> 2p <sup>4</sup>		6	8				
<b>O</b>	[He]2s <sup>2</sup> 2p <sup>4</sup>		6	8				
<b>O</b>	[He]2s <sup>2</sup> 2p <sup>4</sup>		6	8				
			<u>24</u>	<u>34</u>	10	<b>5</b>		

15

15

## Opstellen van Lewisstructuren: HNO<sub>3</sub>

Regels als ieder atoom in de molecule de **edelgasconfiguratie** heeft.

5) Atomen schrijven in volgorde van exp. bepaalde structuur

		stap	1)	2)	3)	4)	5)	
<b>H</b>	1s <sup>1</sup>		1	2				
<b>N</b>	[He]2s <sup>2</sup> 2p <sup>3</sup>		5	8				
<b>O</b>	[He]2s <sup>2</sup> 2p <sup>4</sup>		6	8				
<b>O</b>	[He]2s <sup>2</sup> 2p <sup>4</sup>		6	8				
<b>O</b>	[He]2s <sup>2</sup> 2p <sup>4</sup>		6	8				
			<u>24</u>	<u>34</u>	10	<b>5</b>		

16

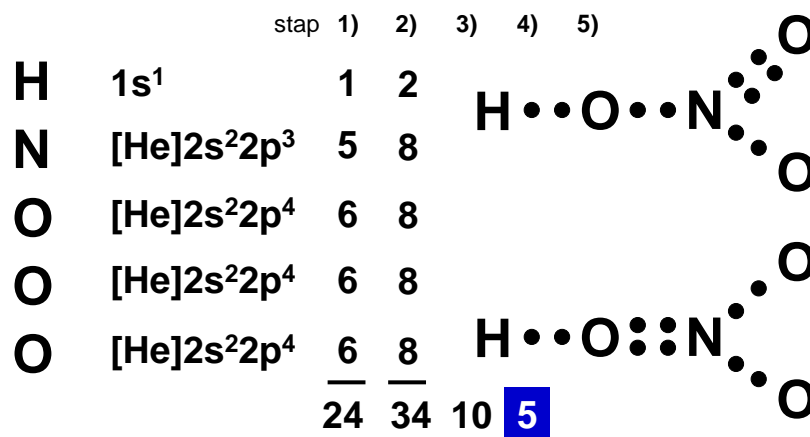
16



# Opstellen van Lewisstructuren: HNO<sub>3</sub>

Regels als ieder atoom in de molecule de **edelgasconfiguratie** heeft.

5) Atomen schrijven in volgorde van exp. bepaalde structuur



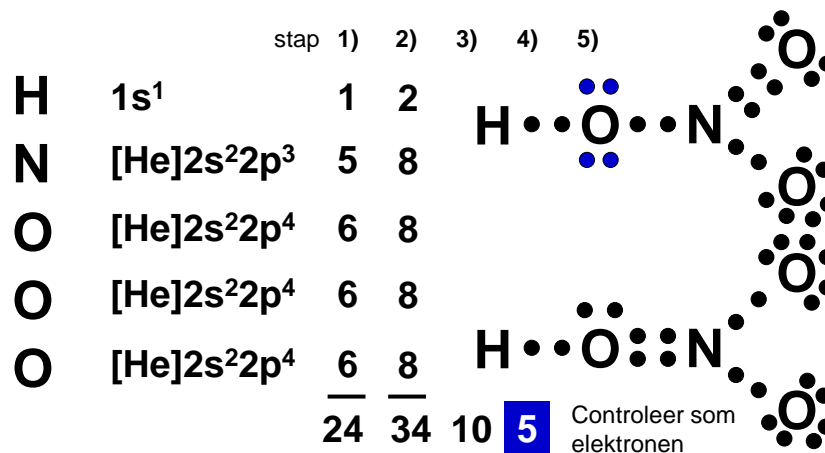
17

17

# Opstellen van Lewisstructuren: HNO<sub>3</sub>

Regels als ieder atoom in de molecule de **edelgasconfiguratie** heeft.

6) Plaats de niet-bindende elektronen (totaal ~ octetregel)



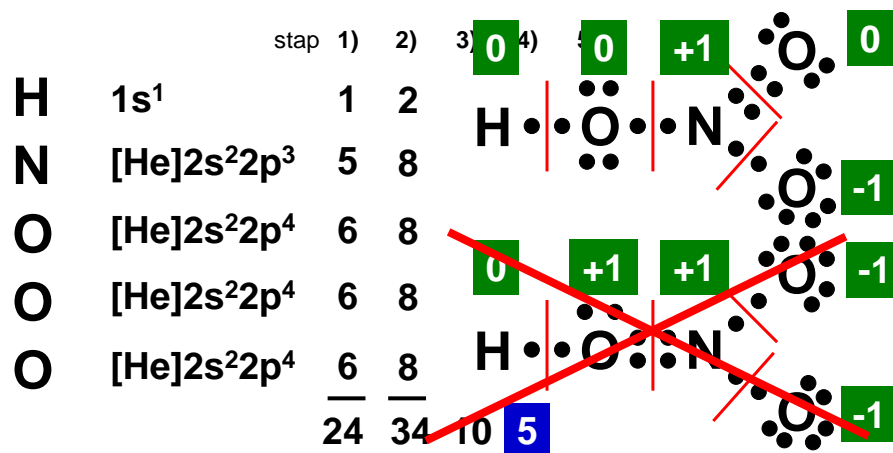
18

18

## Opstellen van Lewisstructuren: HNO<sub>3</sub>

Regels als ieder atoom in de molecule de **edelgasconfiguratie** heeft.

7) Noteer de formele ladingen (Vergelijk aantal e<sup>-</sup> met aantal e<sup>-</sup> uit 1)



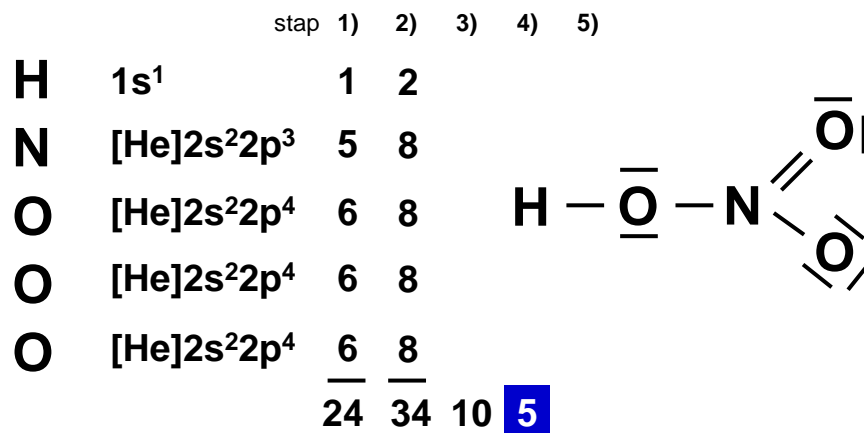
19

19

## Opstellen van Lewisstructuren: HNO<sub>3</sub>

Regels als ieder atoom in de molecule de **edelgasconfiguratie** heeft.

7) Noteer de formele ladingen (Vergelijk aantal e<sup>-</sup> met aantal e<sup>-</sup> uit 1)



20

20

# Lewisstructuren: belang formele lading

- Meestal is de meest plausibele Lewisstructuur deze **zonder formele ladingen**
- Wanneer geen Lewisstructuur zonder formele ladingen mogelijk is:
  - is de Lewisstructuur waarbij de **formele ladingen zo klein mogelijk** zijn de juiste
  - komen **negatieve formele ladingen** voor op de **meest elektronegatieve atomen (typisch O, Cl, ...)**
  - **2 nabuuratomen kunnen geen formele lading** hebben met hetzelfde teken

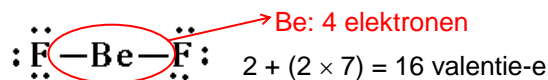
21

21

## b) Niet alle atomen kunnen aan de octetregel voldoen

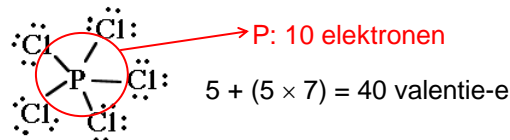
### 1. Elektronendeficiënte verbindingen (groepen 2A en 3A)

verbindingen waarin een atoom *minder dan 8* valentie-elektronen heeft



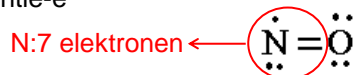
### 2. Atomen uit de 3<sup>e</sup> periode en hoger

verbindingen waarbij een atoom *meer dan 8* valentie-elektronen rond zich kan hebben



### 3. Verbindingen met een oneven aantal valentie-elektronen

NO heeft  $(5 + 6) = 11$  valentie-e



⇒ oneven aantal e: geen accurate beschrijving eig. molecule

22

22

# Niet ieder atoom heeft altijd octetstructuur

Regels indien **niet ieder atoom de edelgasconfiguratie** bezit:

- 1) Noteer aantal valentie- $e^-$  P:5 Cl:7  $\Rightarrow$  #val.e. =  $5+5 \times 7 = 40$
- 2) Rangschik atomen conform structurele gegevens
- 3) Plaats minimum # bindingen
- 4) Plaats valentie- $e^-$   
Begin met buitenste atomen

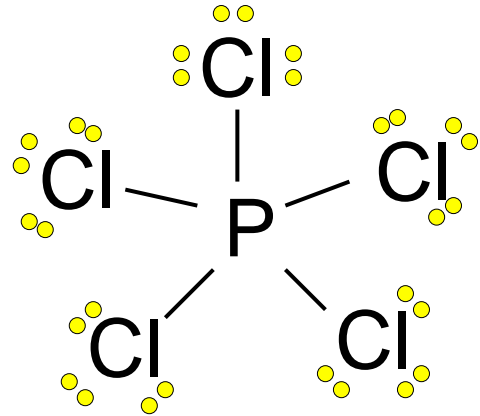
Hierbij blijft gelden:

- **negatieve formele ladingen** komen voor op de **meest elektronegatieve atomen** (typisch O, Cl, ...)
- **2 nabuuratomen kunnen geen formele lading** hebben met hetzelfde teken

Voor atomen van 3<sup>de</sup> periode en hoger:

- de Lewisstructuur waarbij de **formele ladingen zo klein mogelijk** zijn is doorgaans de energetisch meest gunstige
- meer dan 8 elektronen rond een atoom heeft ook een **energiekost**: het brengt meestal niet op 12-14 elektronen rond een atoom te plaatsen om het aantal formele ladingen te verminderen

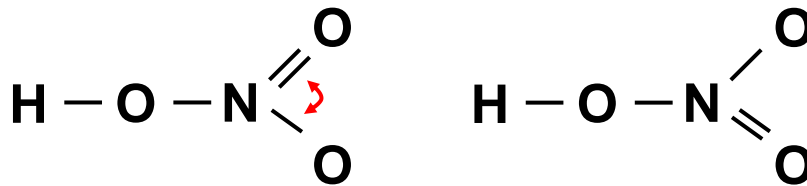
voorbeeld  $\text{PCl}_5$



23

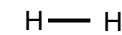
23

Als er meerdere evenwaardige Lewisstructuren zijn treedt **RESONANTIE** op

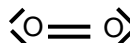


- Meerdere **correcte & evenwaardige Lewisstructuren mogelijk**
- Doorgaans symmetrische, evenwaardige posities dubbele bindingen
- Werkelijke toestand ligt tussen de evenwaardige resonantiestructuren: de **resonantiehybride** (met gedeeltelijke formele ladingen en bindingsordes)

De **bindingsorde** is een maat voor het **aantal bindingen** tussen 2 atomen:



Bindingsorde 1 (enkele binding)



Bindingsorde 2 (dubbele binding)



Bindingsorde 3 (drievoudige binding)

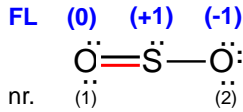
24

24

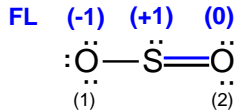
# Resonantie: formele lading & bindingsorde

vb.: zwaveldioxide SO<sub>2</sub>  
 S: 6 valentie-elektronen  
 O: 2 × 6 valentie-elektronen  
 SO<sub>2</sub>: 18 valentie-elektronen

Formele lading en bindingsorde zijn het gemiddelde over alle evenwaardige Lewisstructuren

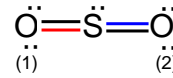


resonantiestructuur 1 (RS1)



resonantiestructuur 2 (RS2)

S: element uit periode 3: kan tot 18 e rond zich hebben; er is daarom ook een bijdrage van de structuur



Gelijktijdig beschouwen van Lewisstructuren met verschillen aantal elektronen rond centraal atoom bij de beschrijving van resonantie: dit kan gedaan worden, maar moet **niet** gekend zijn in deze inleidende cursus

## FORMELE LADING

$$\text{O}_{(1)}: \frac{0+(-1)}{2} = -\frac{1}{2} \quad ; \quad \text{O}_{(2)}: -\frac{1}{2}$$

## BINDINGSORDE

resonantiestructuur 1

S – O<sub>(1)</sub>: 2 (dubbel)

S – O<sub>(2)</sub>: 1 (enkel)

resonantiehybride

(2 + 1)/2 = 1,5

(2 + 1)/2 = 1,5

resonantiestructuur 2

S – O<sub>(1)</sub>: 1 (enkele binding)

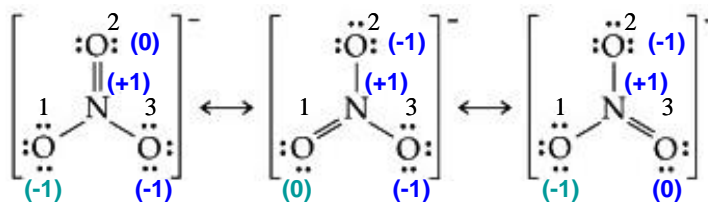
S – O<sub>(2)</sub>: 2 (dubbele binding)

Experimenteel slechts één soort S-O binding op te merken: werkelijke structuur ligt tussen de resonantiestructuren in: de **resonantiehybride**

25

25

# Voorbeeld: Resonantie in het NO<sub>3</sub><sup>-</sup>-anion



## FORMELE LADING

N : +1

$$\text{O}_{(1)}: \frac{(-1)+0+(-1)}{3} = -\frac{2}{3} \quad \text{idem voor O}_{(2)} \text{ en O}_{(3)}$$

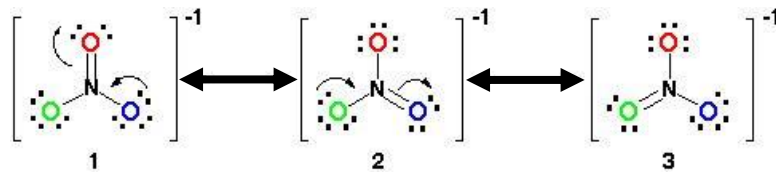
## BINDINGSORDE

$$\text{N} - \text{O}_{(1)}: \frac{1+2+1}{3} = \frac{4}{3} = 1.33$$

idem voor N – O<sub>(2)</sub> en N – O<sub>(3)</sub>

26

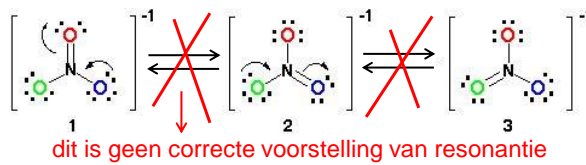
26



• *Lewis theorie*: 1 × N=O binding en 2 × N-O binding, op 3 manieren

• *Experimenteel*: 1 type NO-binding met bindingsorde = 1.33

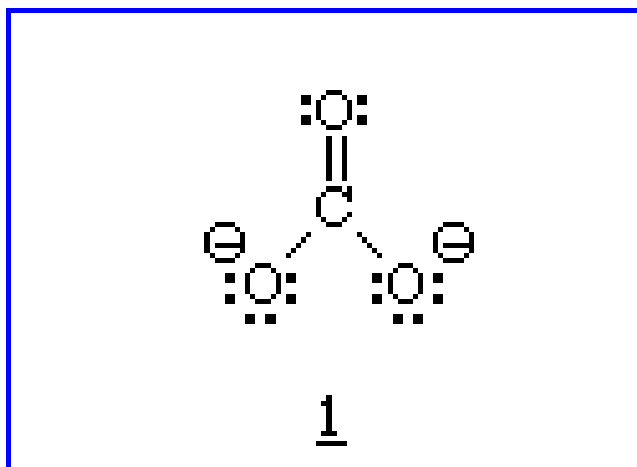
- Lewisstructuren geven geen correcte voorstelling van de reële elektronendistributie in het nitraatanion: elektronen niet gelokaliseerd
- reële elektronendistributie in nitraatanion benaderen als gemiddelde van verschillende Lewisstructuren: **resonantiehybride**



27

27

## Dynamische voorstelling carbonaat-ion



Gelijkaardig aan het  $\text{NO}_3^-$ -ion: het carbonaat-anion  $\text{CO}_3^{2-}$

28

28

# Lewisstructuren opstellen

## Samenvatting

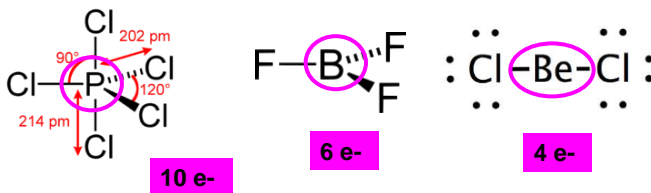
- 1 Gebruik van Lewisstructuren: symbool van het element met daarrond de valentie-elektronen
- 2 Covalente bindingen komen tot stand door gemeenschappelijk delen van een elektronenpaar /elektronenparen
- 3 Bij het opstellen van Lewisstructuren via regels : bereiken van de edelgasconfiguratie belangrijk (met uitzonderingen; belangrijkste: 3<sup>e</sup>-periode elementen )

29

29

## Lewisstructuren opstellen: tekortkomingen

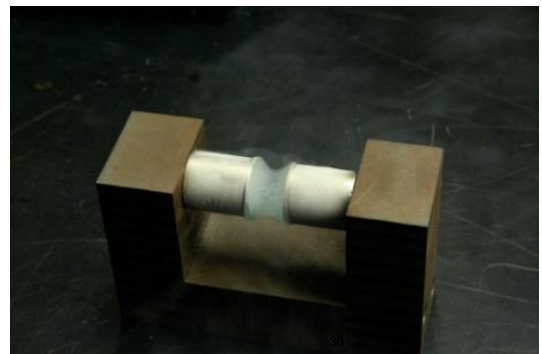
- 1 Resonantiestructuren nodig om werkelijke toestand weer te geven
- 2 Bepaalde moleculen bezitten atomen, met meer of minder dan 8 valentie-elektronen



Vloeibaar gemaakt O<sub>2</sub> wordt gevangen tussen magneetpolen: O<sub>2</sub> is paramagnetisch

- 3 Ruimtelijke structuur van de moleculen kan niet weergegeven worden
- 4 Paramagnetische eigenschappen van O<sub>2</sub> kunnen via Lewistheorie niet verklaard worden

Lewis:  $\langle \text{O}=\text{O} \rangle$  (zou diamagnetisch moeten zijn)



30

# IV.4

## 1 Moleculaire geometrie (VSEPR)

&

## 2 Valentiebindingstheorie

31

31

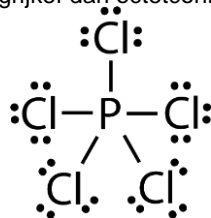
### Valentieschaal-elektronenpaar-repulsietheorie (VSEPR)

Valentieschaal-elektronenpaarrepulsietheorie:

Vorming van elektronenparen belangrijker dan bereiken van de edelgasconfiguratie

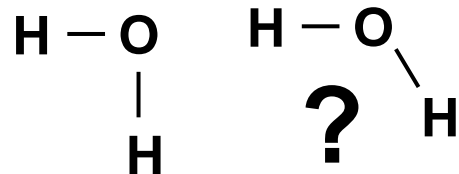
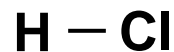
al aangehaald bij vorming van covalente bindingen met elementen uit 3<sup>de</sup> periode

Vb. in  $\text{PCl}_5$  zijn elektronenparen belangrijker dan octetconfiguratie



aantal e<sup>-</sup>-paren bepalen vorm

Voorspellen ruimtelijke structuur (3D)



32

32



# Moleculaire geometrie op basis van VSEPR

Principes:

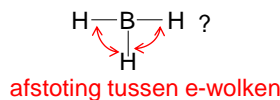
**Vorming van elektronenparen** belangrijker dan bereiken van de edelgasconfiguratie

**Elektronenparen/orbitalen** rond een atoom zijn negatief geladen **ladingswolken** die elkaar onderlinge **elektrostaticch afstoten**. Daarom nemen ze **ruimtelijke posities** in die **maximaal uit elkaar** liggen (vormbepalend)

**Posities van atomen** hangen af van het aantal zones van hoge elektronendichtheid ('ladingswolken') rond het **centraal atoom**

bvb.  $\text{BH}_3$  : 3 **ladingswolken** rond B

in IV.4: 'ladingswolk' (ipv elektronenpaar)



33

33

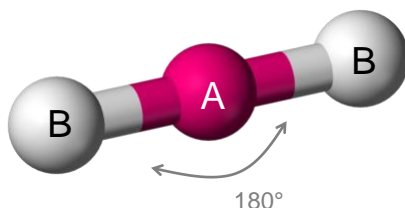
## VSEPR: mogelijke oriëntaties e-paren

- # elektronenparen op centraal atoom **A** bepalen ruimtelijke structuur - - - zover mogelijk van elkaar
- Bindende elektronenparen **B**

2 – elektronenparen

hoek van  $180^\circ$

Lineair



$\text{AB}_2$

34

34

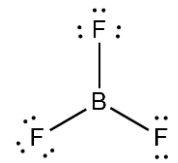
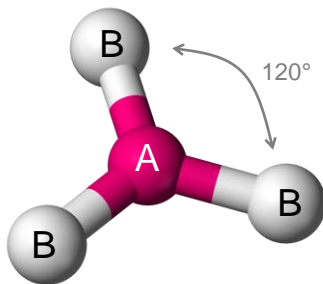
## VSEPR : mogelijke oriëntaties e-paren

- # elektronenparen op centraal atoom **A** bepalen  
ruimtelijke structuur - - - zover mogelijk van elkaar
- Bindende elektronenparen **B**

**3 – elektronenparen**

hoeken van  $120^\circ$

Vlakte driehoek  
"trigonaal"



**AB<sub>3</sub>**

35

35

## VSEPR : mogelijke oriëntaties e-paren

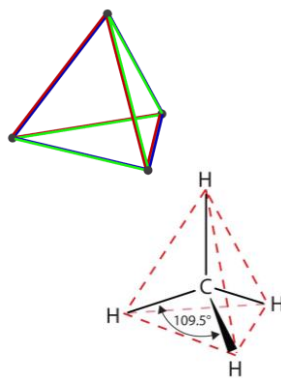
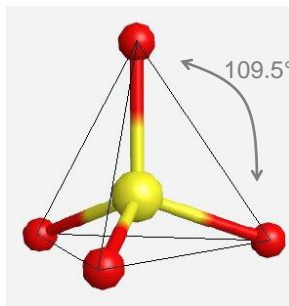
- # elektronenparen op centraal atoom **A** bepalen  
ruimtelijke structuur - - - zover mogelijk van elkaar
- Bindende elektronenparen **B**

**4 – elektronenparen**

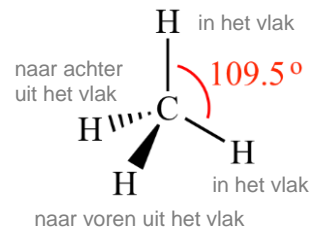
hoeken van  $109,5^\circ$

**Tetraëder**

vb. methaan (CH<sub>4</sub>)



tetraëder = regelmatig viervlak



**AB<sub>4</sub>**

36

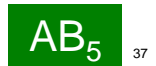
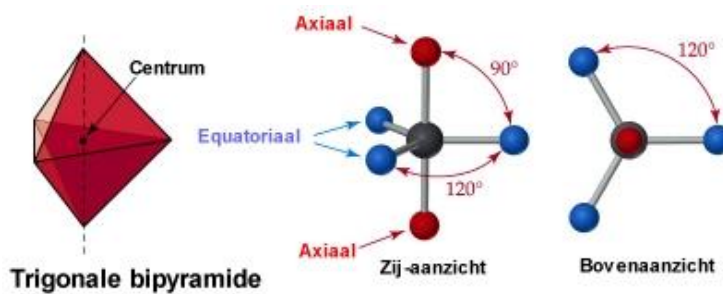
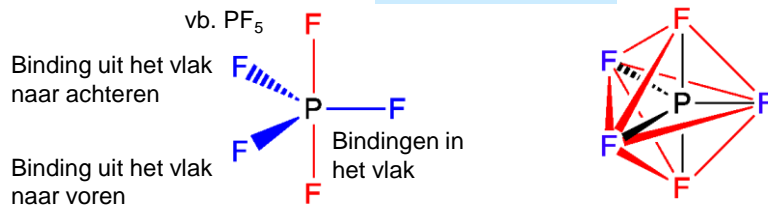
36

- # elektronenparen op centraal atoom **A** bepalen  
ruimtelijke structuur - - - zover mogelijk van elkaar
- Bindende elektronenparen **B**

### 5 – elektronenparen

hoeken van 90°, 120° en 180°

## Trigonale bipiramide



37

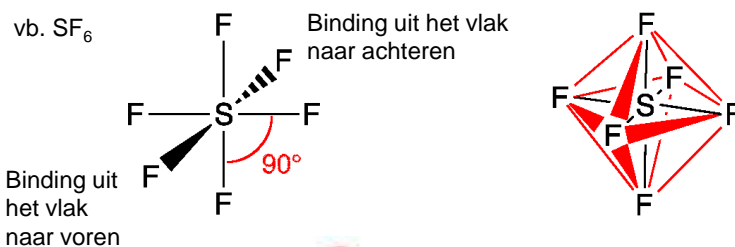
- # elektronenparen op centraal atoom **A** bepalen  
ruimtelijke structuur - - - zover mogelijk van elkaar
- Bindende elektronenparen **B**

### 6 – elektronenparen

hoeken van 90° en 180°

## Octaëder

Regelmatig achthoek



38

38

# VSEPR: wat met niet-bindende e-paren

1. # elektronenparen op centraal atoom bepalen  
ruimtelijke structuur - - - zover mogelijk van elkaar

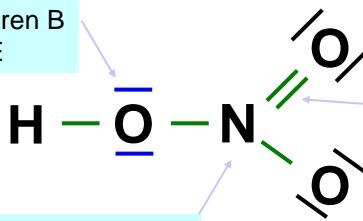
2. Bindende elektronenparen **B**

Niet-Bindende elektronenparen **E**

(vrije elektronenparen zijn ook ladingswolken en zijn even goed belangrijk bij het bepalen van de elektronische omringing)

4 ladingswolken rond O:

- 2 bindende elektronenparen B
- 2 vrije elektronenparen E



Dubbele binding geldt als één ladingswolk

3 ladingswolken (LW) rond N:  
alle 3 bindende "elektronenparen"

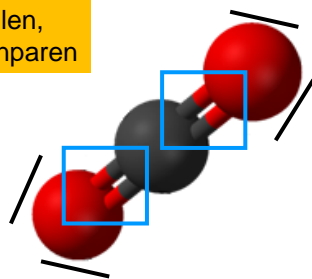
dus bij **resonantie**:  
aantal LW rond N onafhankelijk van resonantiestructuur

39

## Bij VSEPR meervoudige bindingen beschouwen als één elektronenpaar

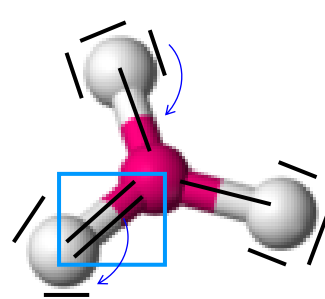
Dubbele bindingen / 3-voudige bindingen beschouwd als één elektronenpaar  
→ bij **resonantiestructuren** maakt niet uit welke structuur beschouwd wordt

Ladingswolken tellen,  
veeleer dan elektronenparen



**CO<sub>2</sub>**  
2 ladingswolken  
(beschouwen als 2 elektronenparen)

**AB<sub>2</sub>**



**NO<sub>3</sub><sup>-</sup>**  
3 ladingswolken

**AB<sub>3</sub>**

40

40

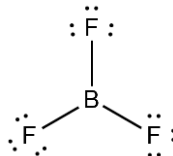
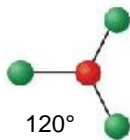
# VSEPR: ruimtelijke structuur

- # elektronenparen op centraal atoom **A** bepalen  
ruimtelijke structuur - - - zover mogelijk van elkaar
- Bindende elektronenparen **B**  
Niet-Bindende elektronenparen **E**

## 3 – elektronenparen

hoek van  $120^\circ$

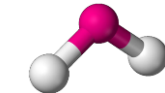
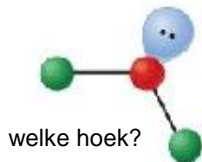
**VLAKKE DRIEHOEK**  
"trigonaal"



**AB<sub>3</sub>**

hoek van ?

**GEBOGEN**



Gebogen vorm

**AB<sub>2</sub>E**

41

41

# VSEPR: ruimtelijke structuur

- # elektronenparen op centraal atoom bepalen  
ruimtelijke structuur - - - zover mogelijk van elkaar
- Bindende elektronenparen **B**  
Niet-Bindende elektronenparen **E**
- Oriëntatie elektronenparen in ruimte** → bepaald door **B** en **E**  
**Vorm molecule** → bepaald door **B** (ruimtelijke structuur)
- Effect van **E** : **E neemt meer ruimte in dan B**

**Afstoting** tussen **elektronenparen** neemt toe in de volgorde:

(minst afstoting)  $B \leftrightarrow B < B \leftrightarrow E < E \leftrightarrow E$  (meest afstoting)  
niet-bindende elektronenparen stoten elkaar meer af

42

42

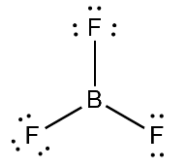
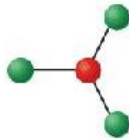
A: centraal atoom ; B: bindende elektronenparen ; E: niet-bindende e-paren

## VSEPR: ruimtelijke structuur

### 3 – elektronenparen

hoek van  $120^\circ$

**VLAKKE DRIEHOEK**

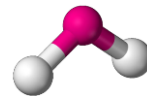
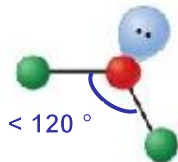


oriëntatie elektronenparen

**AB<sub>3</sub>**

hoek van  $< 120^\circ$

**GEBOGEN**

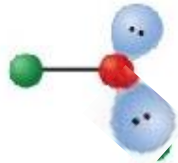


Gebogen vorm

Vorm / ruimtelijke structuur

**AB<sub>2</sub>E**

**LINEAIR**



**ABE<sub>2</sub>**

43

43

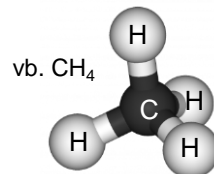
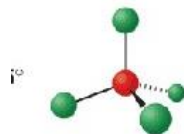
A: centraal atoom ; B: bindende elektronenparen ; E: niet-bindende e-paren

## VSEPR: ruimtelijke structuur

### 4 – elektronenparen

hoek van  $109,5^\circ$

**TETRAËDER**

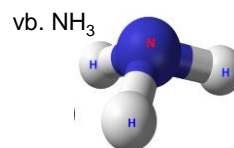
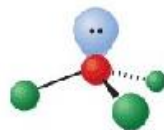


oriëntatie elektronenparen

**AB<sub>4</sub>**

hoeken  $< 109,5^\circ$

**TRIGONALE PIRAMIDE**

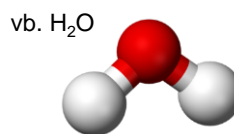
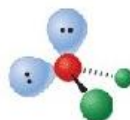


Vorm / ruimtelijke structuur

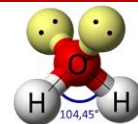
**AB<sub>3</sub>E**

hoek  $< 109,5^\circ$

**GEBOGEN**



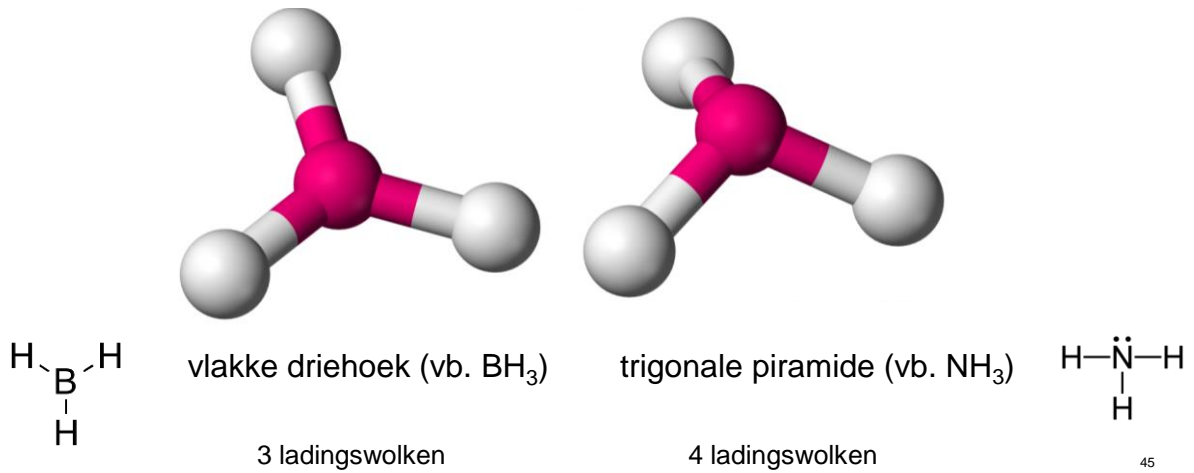
**AB<sub>2</sub>E<sub>2</sub>**



44

44

# trigonale piramide ≠ vlakke driehoek



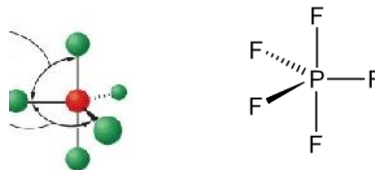
45

A: centraal atoom ; B: bindende elektronenparen ; E: niet-bindende e-paren

## 5 – elektronenparen

hoeken van  $90^\circ$ ,  $120^\circ$  en  $180^\circ$

### TRIGONALE BIPIRAMIDE

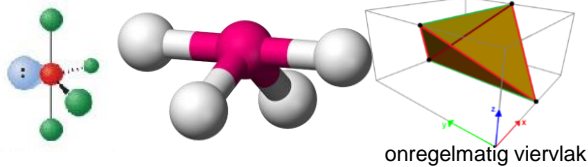


oriëntatie elektronenparen

**AB<sub>5</sub>**

### ONREGELMATIGE TETRAËDER

Engels: "Sawhorse" (schraag)  
of "seesaw" (wiplank)



Vorm / ruimtelijke structuur

**AB<sub>4</sub>E**

### T-VORM



**AB<sub>3</sub>E<sub>2</sub>**

### LINEAIR

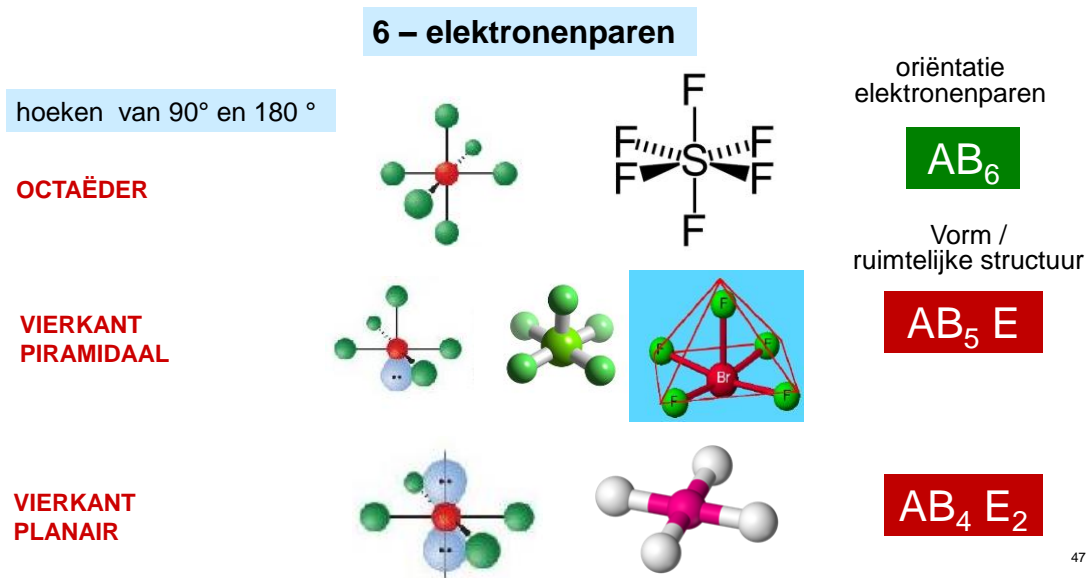


**AB<sub>2</sub>E<sub>3</sub>**

46

46

# VSEPR: ruimtelijke structuur



47

# VSEPR: ruimtelijke structuur

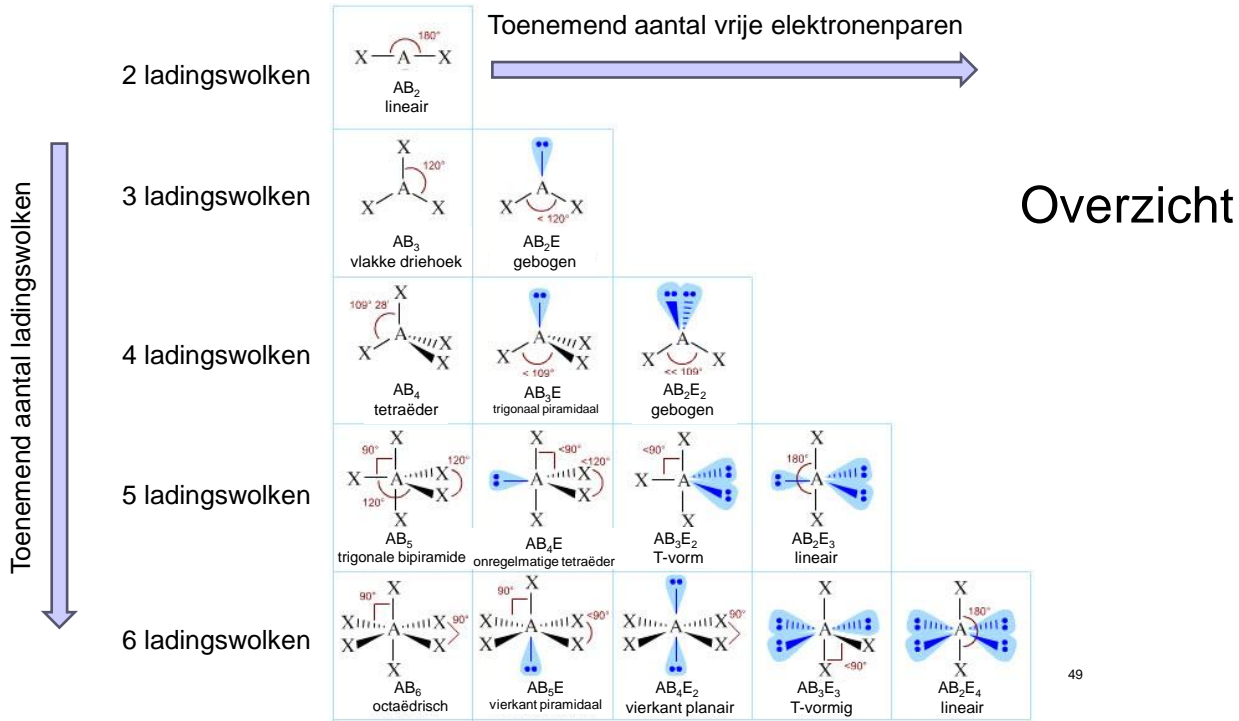
- # elektronenparen op centraal atoom bepalen ruimtelijke structuur - - - zover mogelijk van elkaar
- Bindende elektronenparen **B**  
Niet-Bindende elektronenparen **E**
- Oriëntatie elektronenparen in ruimte** → bepaald door **B** en **E**  
**Vorm molecule** → bepaald door **B**
- Effect van **E** : **E neemt meer ruimte in dan B**
- Opmerkingen Ook geldig voor **dubbele en drievoudige bindingen**  
Ook geldig bij **resonantiestructuren**

VSEPR kan *enkel* toegepast worden nadat de Lewisstructuur bekend is

48

48

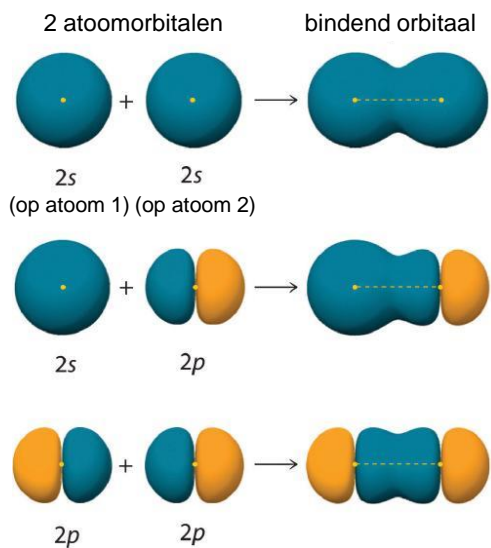




49

49

## IV.4.2 Valentiebindingstheorie en hybride atoomorbitalen



### Quantummechanische theorie

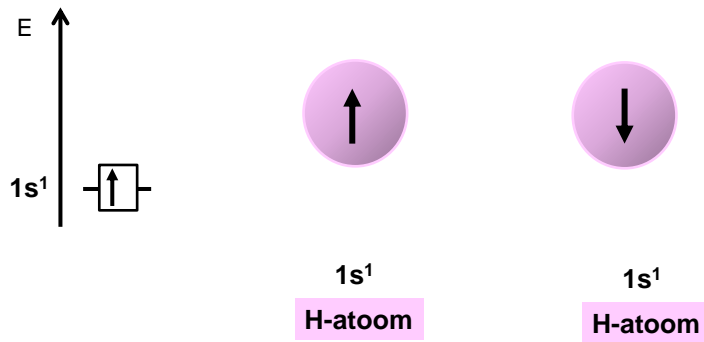
- Binding ontstaat door overlap van de atoomorbitalen waarin de valentie-elektronen zitten
- vorming van een moleculair orbitaal
- kan aanleiding geven tot covalente binding

50

50

# Valentiebindingstheorie

Waterstofgas = H<sub>2</sub>

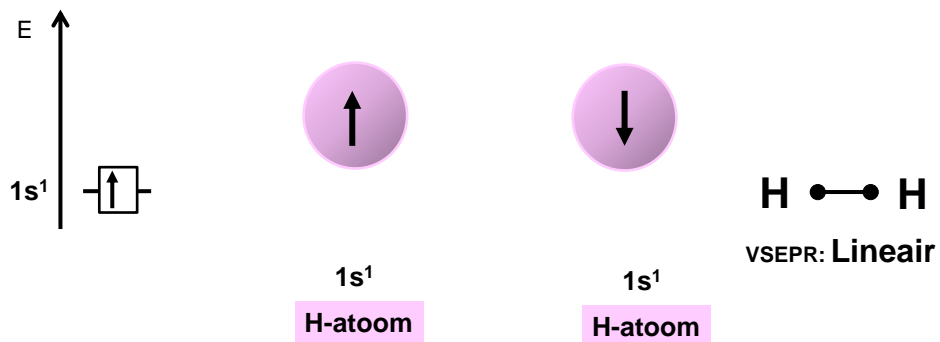


51

51

# Valentiebindingstheorie

Waterstofgas = H<sub>2</sub>

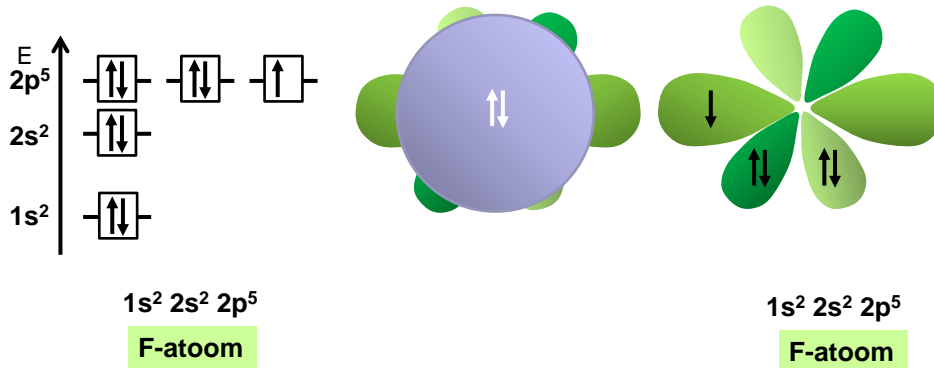


52

52

# Valentiebindingstheorie

Fluorgas = F<sub>2</sub>

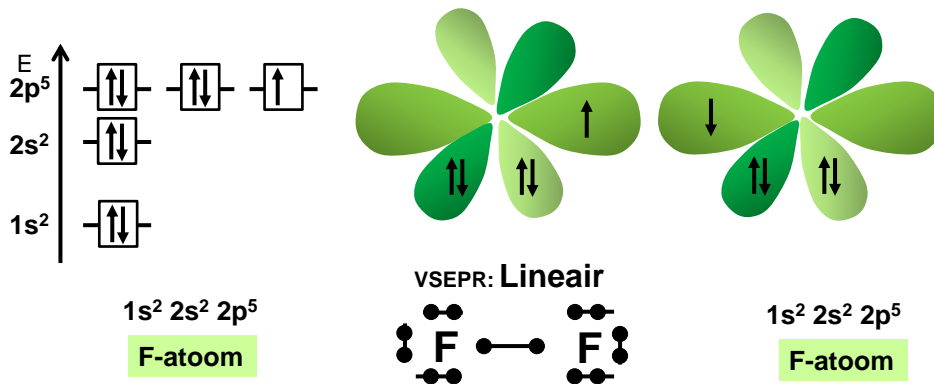


53

53

# Valentiebindingstheorie

Fluorgas = F<sub>2</sub>



54

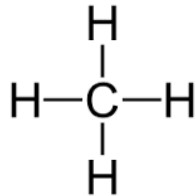
54

# Valentiebindingstheorie

Lineair en diatomisch = makkelijk

Meeratomige moleculen?

CH<sub>4</sub>-molecule ?



LEWIS

C-atoom

1s<sup>2</sup> 2s<sup>2</sup> 2p<sup>2</sup>

4e tekort

H-atoom

1s<sup>1</sup>

1e tekort

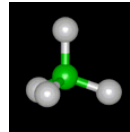
×4 voor 4 H-atomen

8/2 = 4 bindingen

VSEPR

AB<sub>4</sub>

dus tetraëder



55

55

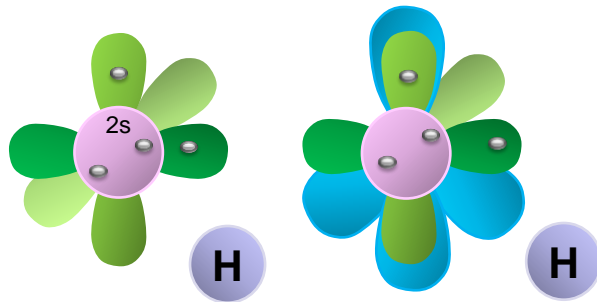
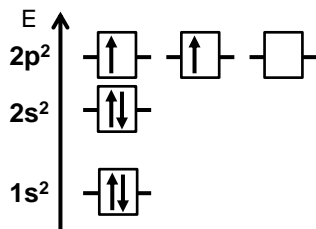
# Valentiebindingstheorie

CH<sub>4</sub>-molecule

H-atoom

Orbitaal

grensovervlaktenotatie



1s<sup>2</sup> 2s<sup>2</sup> 2p<sup>2</sup>

C-atoom

Hoe in overeenstemming brengen met atoommodel?

HYBRIDE  
ATOOMORBITALEN

56

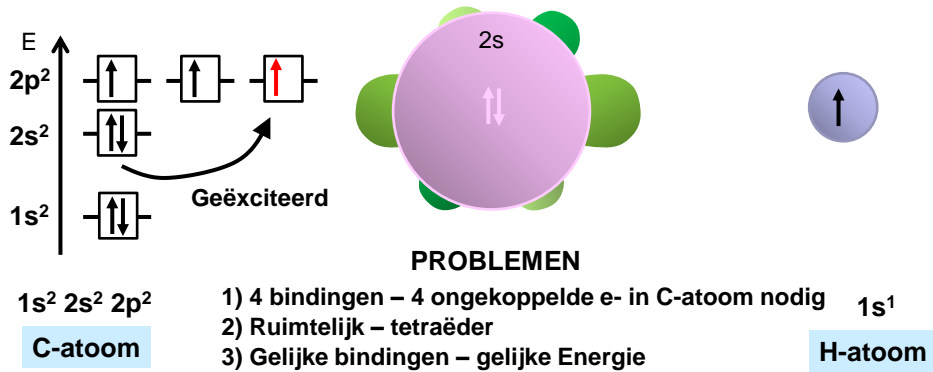
56

# Valentiebindingstheorie

CH<sub>4</sub>-molecule

In overeenstemming brengen met atoommodel

herbekijk elektronenstructuur C-atoom



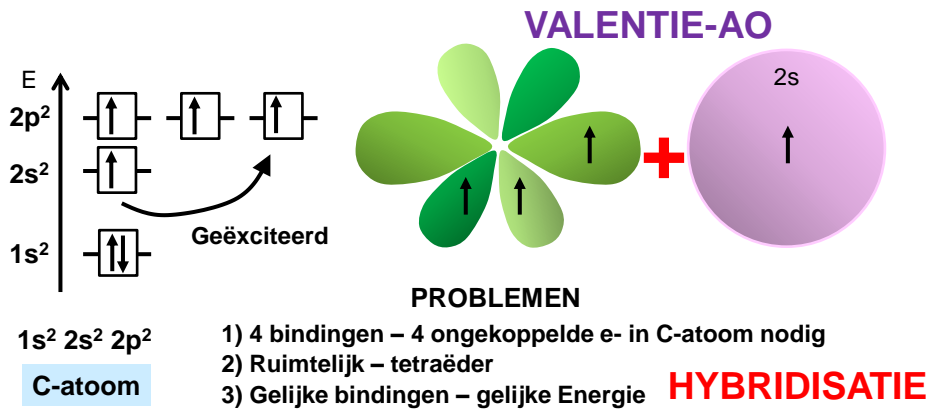
57

57

# Valentiebindingstheorie

CH<sub>4</sub>-molecule

In overeenstemming brengen met atoommodel



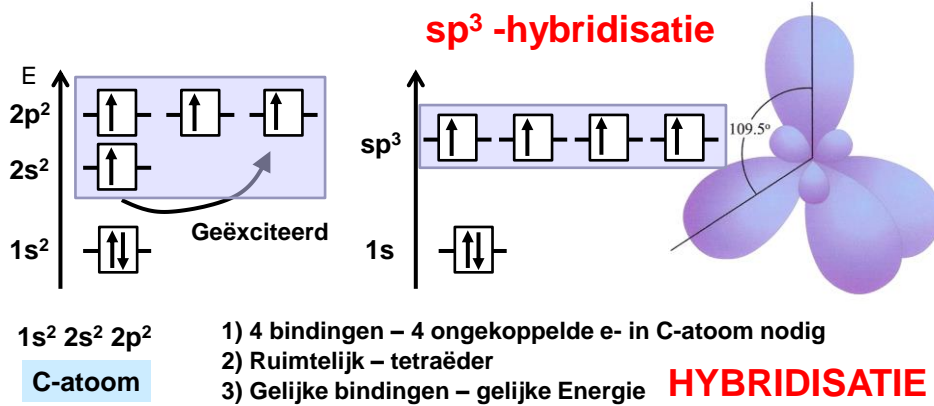
58

58

# Valentiebindingstheorie

CH<sub>4</sub>-molecule

In overeenstemming brengen met atoommodel



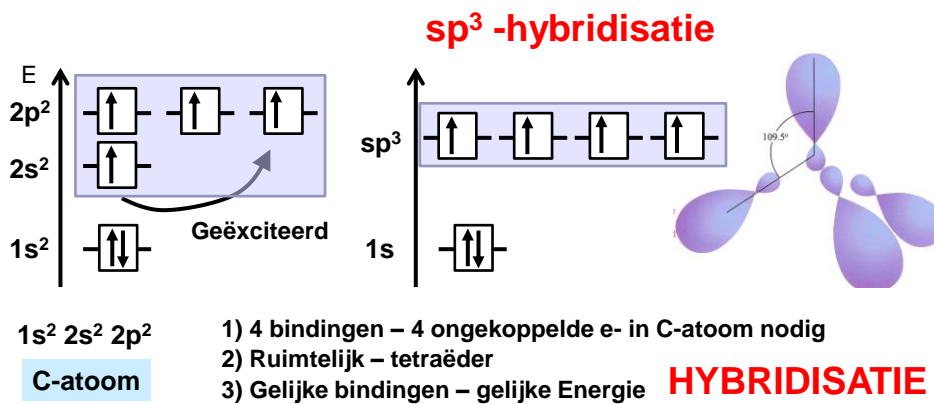
59

59

# Valentiebindingstheorie

CH<sub>4</sub>-molecule

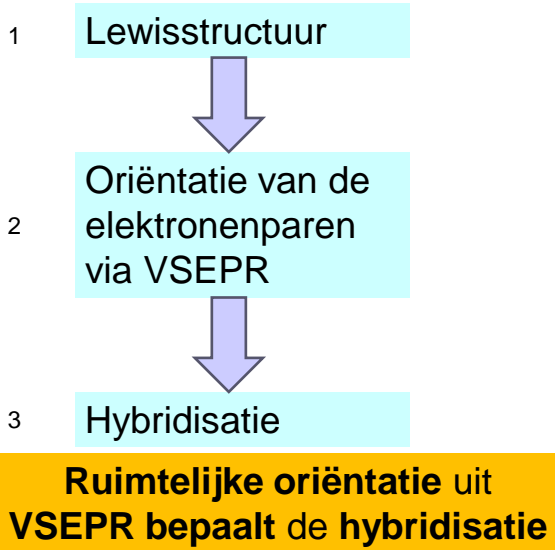
In overeenstemming brengen met atoommodel



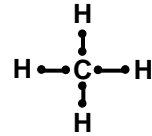
60

60

# Valentiebindingstheorie

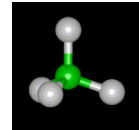


CH<sub>4</sub>-molecule



VSEPR: AB<sub>4</sub>

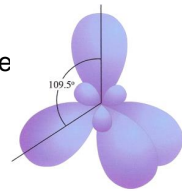
dus tetraëdrische oriëntatie van de elektronenparen



**sp<sup>3</sup>-hybridisatie**






(want die geeft aanleiding tot 4 orbitalen op C die een tetraëdrische symmetrie hebben)

! Hybride en molecuulorbitalen moeten niet getekend kunnen worden in oefeningen



61

## vorm uit VSEPR bepaalt hybridisatie

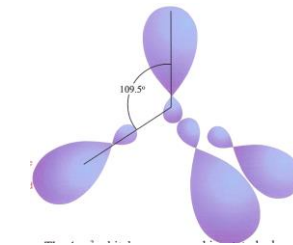
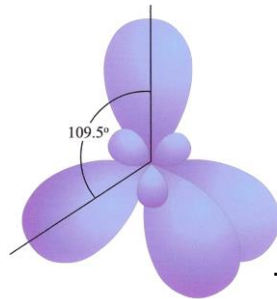
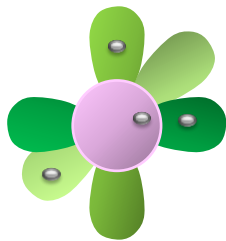
Hybride atoomorbitalen gevormd uit:	Hybridisatie centraal atoom	Ruimtelijke oriëntatie elektronenparen
1 s + 1 p	<b>sp</b>	lineair (meeratomisch) 
1 s + 2 p	<b>sp<sup>2</sup></b>	vlakke driehoek 
1 s + 3 p	<b>sp<sup>3</sup></b>	tetraëdrisch 
1 s + 3 p + 1 d	<b>sp<sup>3</sup>d</b>	trigonaal bipyramidaal 
1 s + 3 p + 2 d	<b>sp<sup>3</sup>d<sup>2</sup></b>	octaëdrisch 

62

62

# Valentiebindingstheorie: hybridisatie

1 s-orbitaal  
3 p-orbitalen



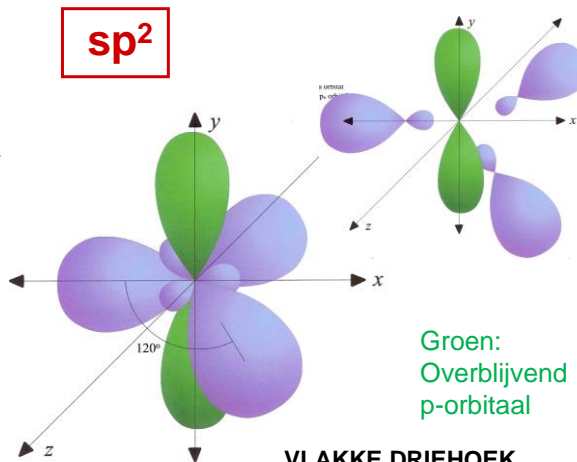
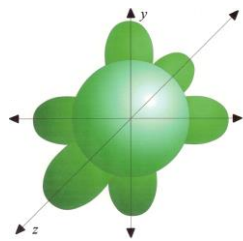
TETRAËDRISCH

63

63

# Valentiebindingstheorie: hybridisatie

1 s-orbitaal  
2 p-orbitalen



Groen:  
Overblijvend  
p-orbitaal

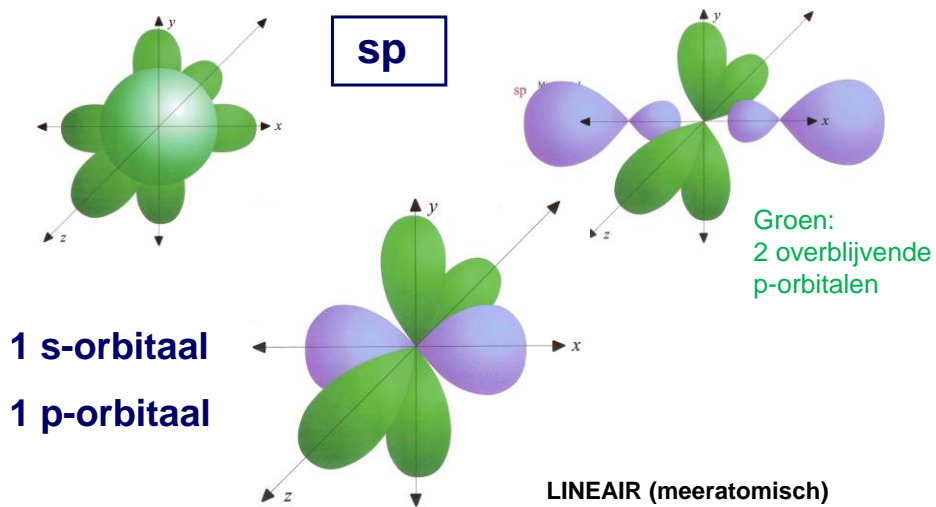
VLAKKE DRIEHOEK

64

64



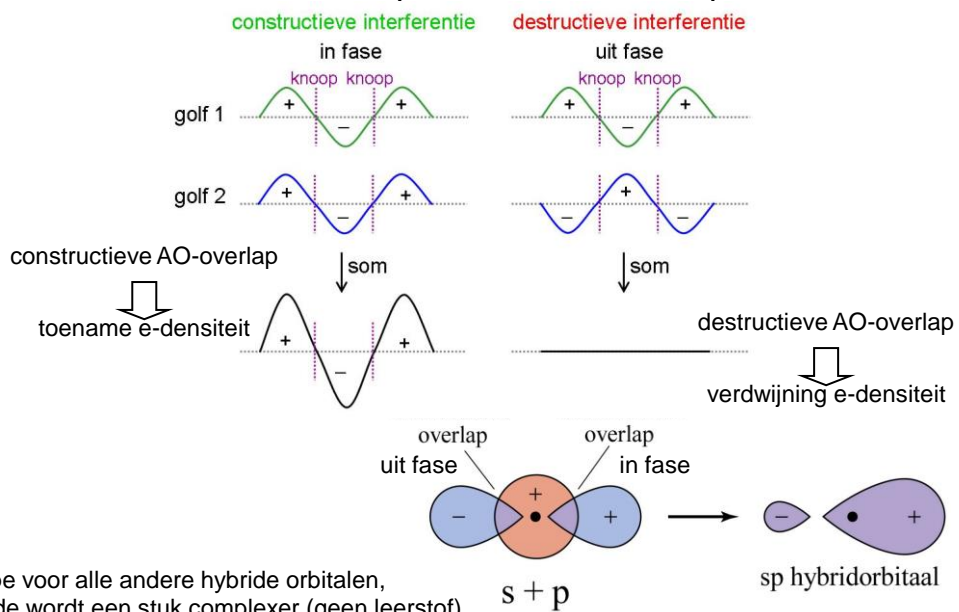
# Valentiebindingstheorie: hybridisatie



65

65

Voor sp-hybride orbitalen is eenvoudig in te zien hoe deze een combinatie zijn van een s en een p orbitaal

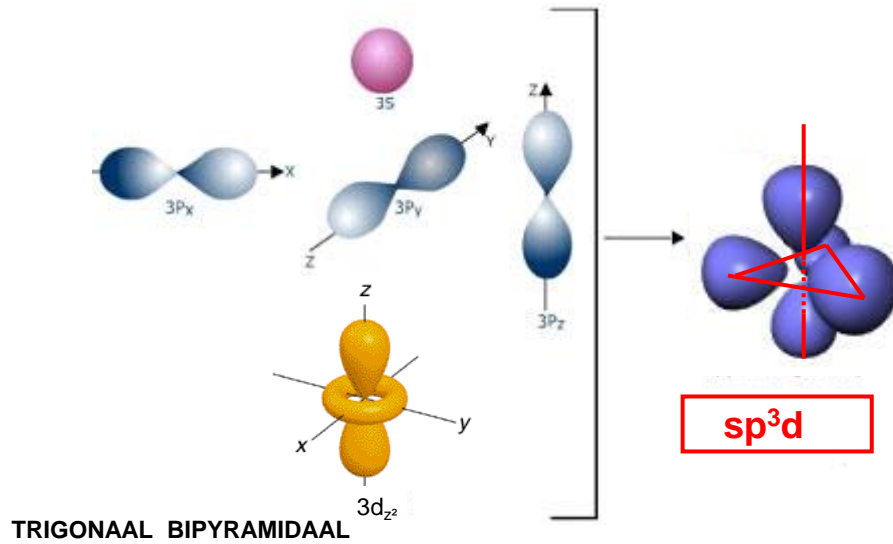


66

Zelfde principe voor alle andere hybride orbitalen, maar wiskunde wordt een stuk complexer (geen leerstof)

66

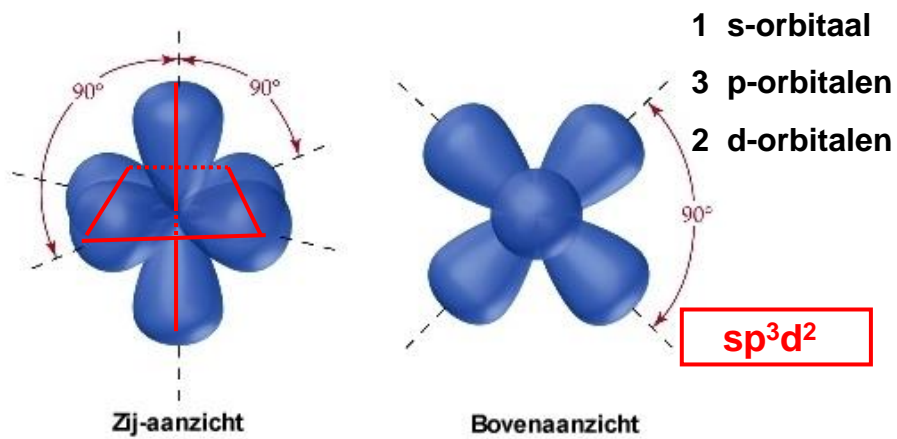
# Valentiebindingstheorie: hybridisatie



67

67

# Valentiebindingstheorie: hybridisatie



OCTAËDRISCH

68

68