

(Y) VOORWOORD

Dit is de samenvatting chemie voor de toets over moleculen (dus: hoe atomen binden), dit onderdeel wordt niet opnieuw getest op het examen chemie deze module.

Deze samenvatting is volgens de oude lay-out samengevat omdat het geen examenleerstof is.

---

(X) INHOUDSTAFEL

(1) MOLECULEN

---

(1) MOLECULEN

---

(1A) ATOMEN BINDEN EN VORMEN DAN MOLECULEN

---

(1AI) HERHALING BINDINGEN (DIE WE NORMAAL HEBBEN) GEZIEN IN DE TWEEDE GRAAD

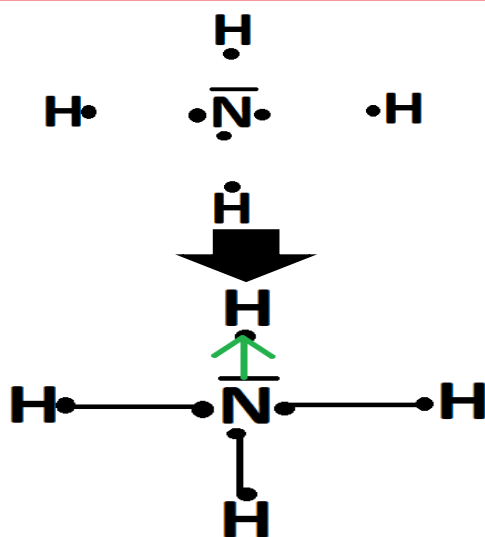
\**Waarom binden atomen?* Om edelgasconfiguratie te verkrijgen, atomen streven (bijna) altijd naar 8 elektronen op hun buitenste schil (valentie-elektronen). Dit noemt men ook soms de octetregel.

\**Ionbinding:* Er is sprake van elektronenoverdracht, waardoor het ene atoom positief geladen zal zijn en het andere negatief. Coulombkrachten houden deze binding bij elkaar.

\**Atoombinding:* Atomen delen elektronen, atomen kunnen maximum 3 elektronen met elkaar delen in een atoombinding (dus een drievoudige binding is het maximum!).

\**Datieve binding:* Als een atoom te weinig elektronen heeft om te binden met een atoom dat te veel elektronen heeft, dan zal dat atoom een elektronenpaar vrijstellen zodat het atoom toch kan binden. Dit noemen we de datieve binding en zien we o.a. in  $\text{NH}_4$  (ammonium).

**Skelet ammonium**



Hier bij het skelet van ammonium zien we dat 3 H's met N kunnen binden, de 4<sup>de</sup> H (vanboven) kan er echter niet bij. N weet hoe hij dit moet oplossen.

Wanneer we de Lewisnotatie dan afwerken dan zien we dat N zijn ongebonden elektronenpaar deelt met H zodat H kan binden het hem. Dit stellen we voor als een pijltje van het element dat elektronen vrijstelt tot het element die ze ontvangt.

De datieve binding komt vooral voor bij **zuren** maar ook bij andere moleculen, dit zal je elke keer als je een lewisnotatie tekent moeten nachecken.

(1AII) BINDINGEN VOLGENS DE ORBITAALTHEORIE

\*Herhaling: Schrödinger: Elektronen zitten in een ruimte rond de kern die we orbitalen noemen.

→ Gevolg: bindingen gebeuren door het **overlappen van orbitalen**.

→ Herinner jezelf dat **enkel** de orbitalen die **niet volledig** opgevuld zijn met elektronen een binding zullen aangaan.

---

## (1B) BINDINGSMOGELIJKHEDEN VAN HET ATOOM

\*Zoals we daarjuist hebben gezien binden atomen op verschillende manieren, we hebben de ion-, atoom- en dative binding herhaalt. Nu breiden we onze kennis over deze bindingen uit en specifiek de atoombinding.

### (1BI) DE $\sigma$ - (sigma-)BINDING

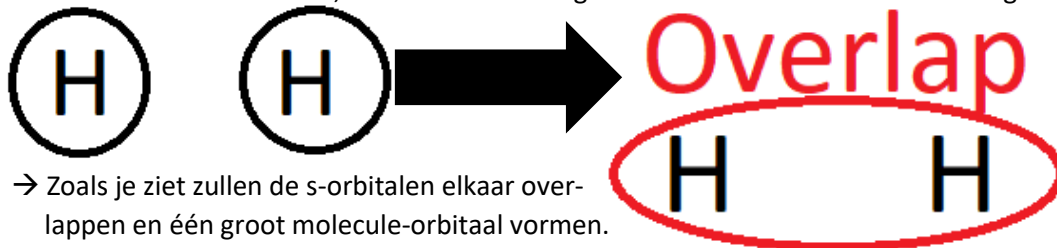
\*Herinner jezelf dat een atoom maximaal een drievoudige atoombinding kan aangaan.

\*De eerste atoombinding die een atoom aangaat noemen we de  $\sigma$ -binding, hier is sprake van overlapping van orbitalen op de internucleaire as (= rechte lijn tussen de twee atomen).

→ Wij kennen drie mogelijke situaties voor een  $\sigma$ -binding:

#### (1) BINDING TUSSEN TWEE S-ORBITALEN

→ H heeft 1 valentie-elektron, de elektronenconfiguratie is  $1s^1$ . Als het  $H_2$  wil vormen gebeurt...



→ Zoals je ziet zullen de s-orbitalen elkaar overlappen en één groot molecule-orbitaal vormen.

Hetzelfde gebeurt bij overlap van een p- en p-orbitaal en van een s- en p-orbitaal.

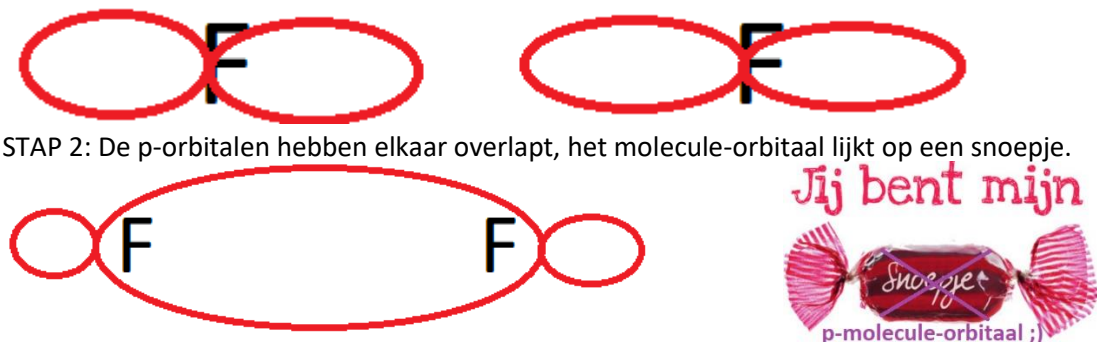
#### (2) BINDING TUSSEN TWEE P-ORBITALEN

→ De elektronenconfiguratie van  $_9F = 1s^2 2s^2 2p_x^2 2p_y^2 2p_z^1$

→ Er is één p-orbitaal met een tekort aan elektronen, deze zal een binding gaan vormen.

→ Stel: F bindt met F, dan gebeurt dit:

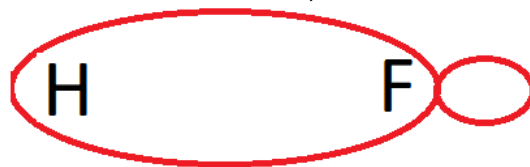
STAP 1: F is nog ongebonden, sews zullen de p-orbitalen elkaar overlappen om te binden.



STAP 2: De p-orbitalen hebben elkaar overlapt, het molecule-orbitaal lijkt op een snoepje.

#### (3) BINDING TUSSEN EEN S-ORBITAAL EN EEN P-ORBITAAL

→ Als H nu met F wil binden, dan zal het s-orbitaal van H overlappen met het p-orbitaal van F...



→ De bekomen molecule-orbitaal lijkt op een halve snoepje. Herinner jezelf dat we nog een **atoombinding** hebben, elektronen (in orbitalen) worden nog steeds gedeeld.

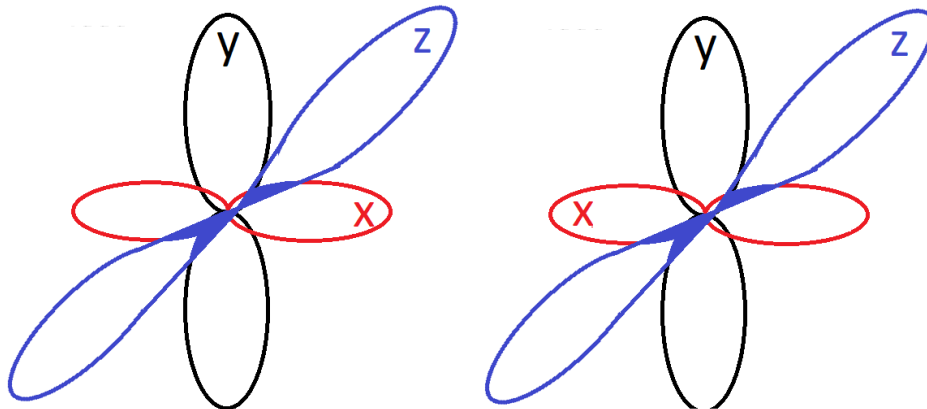
### (1BII) DE $\pi$ - (pi-)BINDING

\*Bij de meeste chemische bindingen houdt het echter niet op met de eerste binding (sigmabinding), echter is de plaats op de internucleaire as op na de sigmabinding. De 2<sup>de</sup>- en 3<sup>de</sup> binding van een atoom zal een  **$\pi$ -binding** zijn en situeert zich **niet** op de internucleaire as.

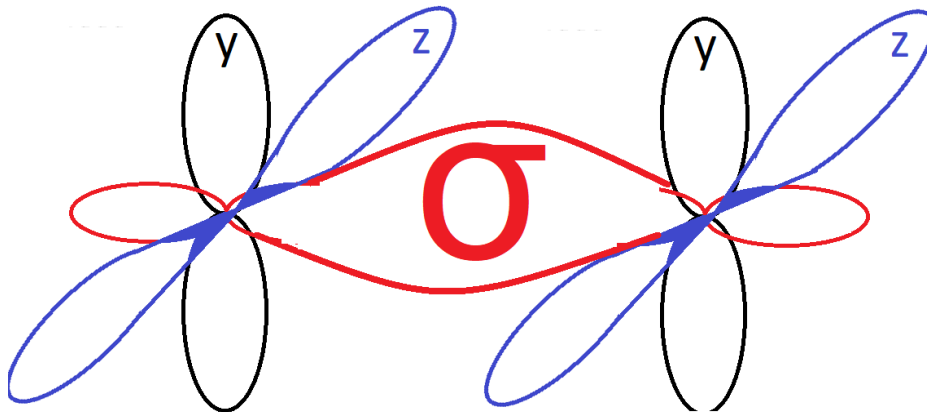
→ Elektronenconfiguratie fosfor (P):  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p_x^1 3p_y^1 3p_z^1$

→ We hebben hier **3 bindende orbitalen**, als we difosfor willen vormen krijgen we één  $\sigma$ -binding en twee  $\pi$ -bindingen --> Tekening stap per stap = volgende pagina

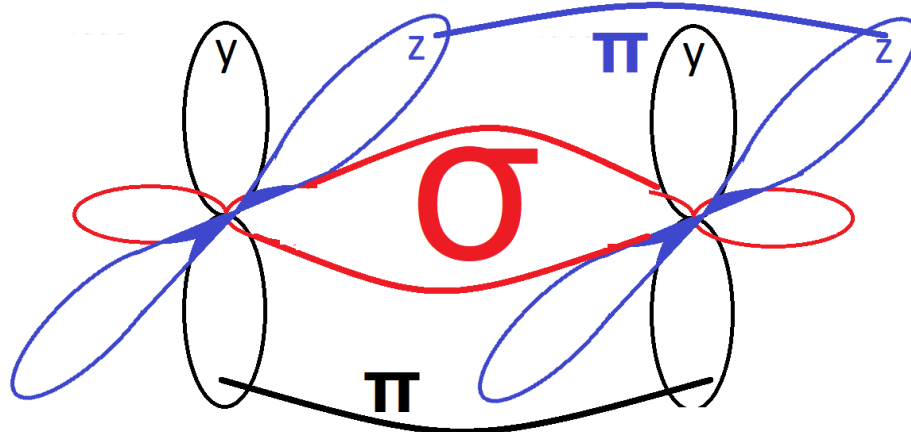
STAP 1: We zitten in de beginsituatie, we tekenen de bindende orbitalen van de elementen die een binding aangaan. In het geval van difosfor ( $P_2$ ) tekenen we dus twee keer de bindende orbitalen van fosfor ( $p_x$ ,  $p_y$ ,  $p_z$ ).



STAP 2: We maken de  $\sigma$ -binding op de internucleaire as tussen de  $p_x$ -orbitalen.



STAP 3: We duiden de  $\pi$ -bindingen **duidelijk** aan in de molecule. De  $\pi$ -bindingen zijn alle bindingen die zich **niet situeren** op de internucleaire as. Dus de tweede- en derde atoombinding!



## (1C) PROBLEMEN BIJ BINDINGEN: HYBRIDISATIE BIJ KOOLWATERSTOFFEN

### PROBLEEM 1: HYBRIDISATIE (SP<sup>3</sup>)

\*Het verschijnsel hybridisatie komt vaak voor bij bindingen, we onderzoeken dit verschijnsel als eerst bij het **koolstofatoom** in **pentaan (C<sub>5</sub>H<sub>12</sub>)**.

→ De elektronenconfiguratie van C is:  $1s^2 2s^2 2p_x^2 2p_y^1 2p_z^1$

→ Dit betekent dat C twee bindingen zou kunnen aangaan, géén vier.

→ C lost dit op door **een elektron** te promoten naar het  $2p_z$ -orbitaal:

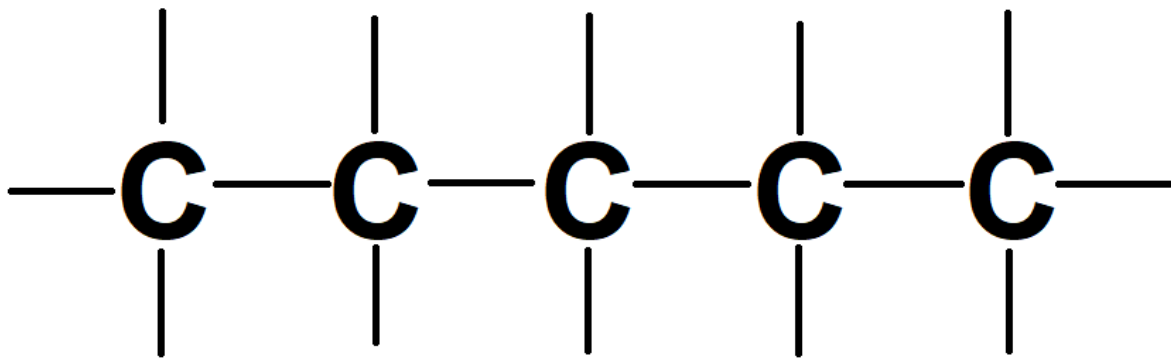
$1s^2 2s^1 2p_x^1 2p_y^1 2p_z^1$  → het s-orbitaal geeft één elektron aan het  $p_z$ -orbitaal.

→ Het s- en de p-orbitalen zullen versmelten tot één **sp<sub>3</sub>-orbitaal**.

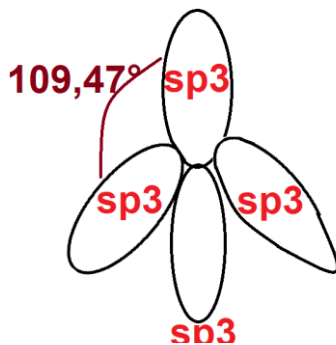
→ Het aanpassen van verschillende atoomorbitalen tot één molecule-orbitaal noemen we hybridisatie.

\*Bij propaan (en bij elke alkaan) is er dus sprake van sp<sub>3</sub>-hybridisatie. Het sp<sub>3</sub>-orbitaal zal onderlinge bindingshoeken van **109,47°** vormen. Hoe teken je dit nu?

**STAP 1: Teken de alkaan (pentaan in dit geval) --> 5 C's en 12 H's (H's moet niet tekenen)**

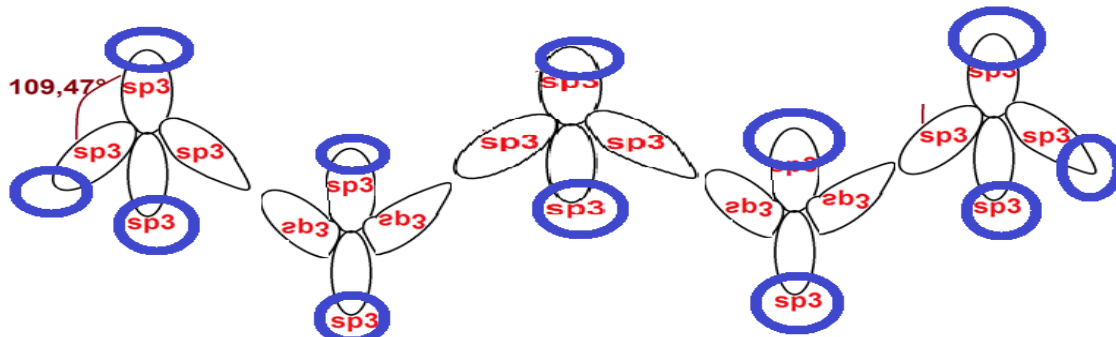


**STAP 2: Teken 5 sp<sub>3</sub>-orbitalen mét de waterstoffen (s-orbitalen) aan vast!**



Je moet weten dat het sp<sub>3</sub>-orbitaal er zo uit ziet, dit noemen we een **tetraëder**. De bindingshoek hiertussen is ongeveer **109°** (ook kennen!).

Als je tijdens de chemietoets orbitalen moet tekenen maar je tekentalenten zijn slecht, schrijf de graden (hoeken) er dan zeker bij en ook welke orbitaal je probeert te tekenen (zoals hier: sp<sub>3</sub>).

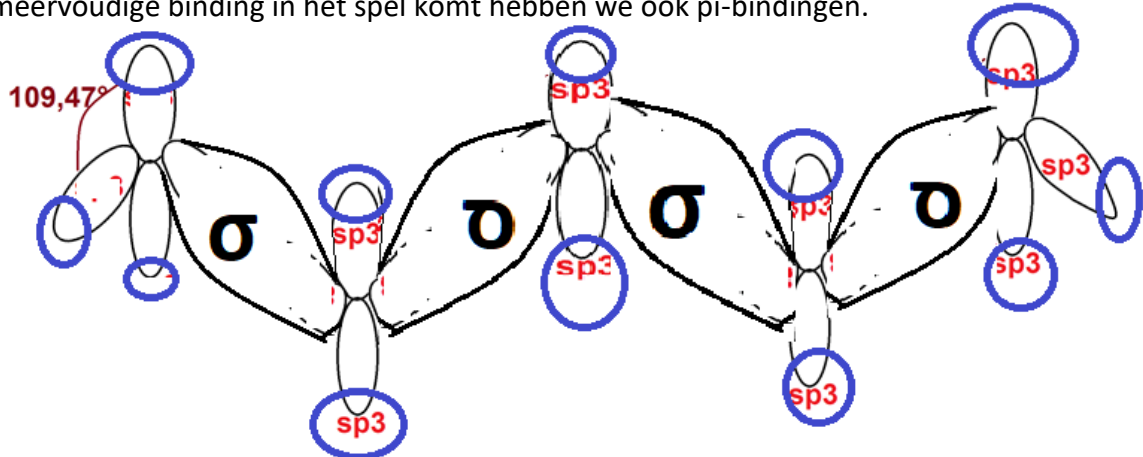


Hierboven zie je pentaan zoals getekend op de lewisnotatie. De zwarte rare dingetjes zijn de koolstoffen die hun orbitalen hebben gehybridiseerd naar sp<sub>3</sub>, de paars-/blauwe cirkels zijn de s-orbitalen van waterstof die ermee gaan binden.

→ In stap 3 gaan we de **sigmabindingen** tussen de koolstoffen en waterstoffen maken.

STAP 3: Maak de sigmabindingen tussen koolstof en koolstof

→ Herinnering: sigmabindingen zijn **enkelvoudige bindingen**, vanaf het moment dat er een meervoudige binding in het spel komt hebben we ook pi-bindingen.

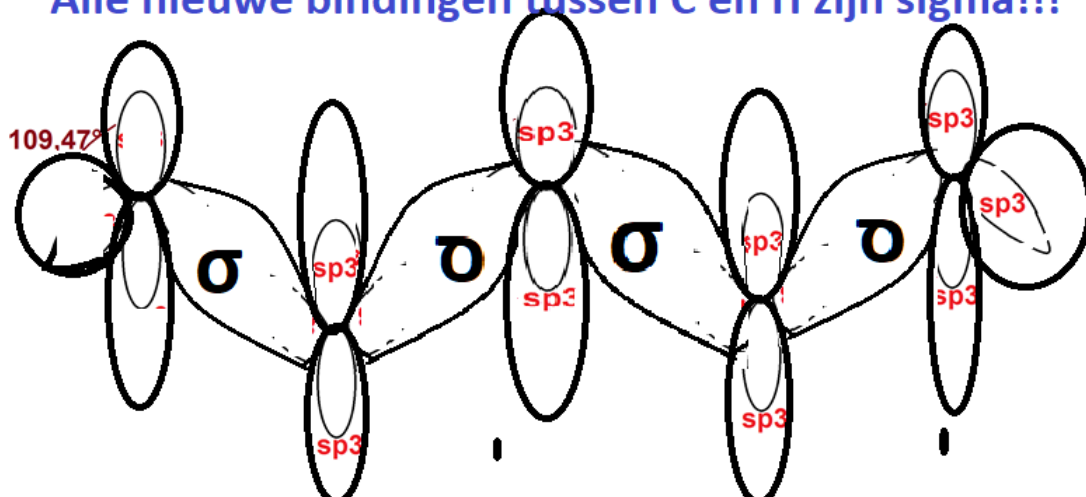


→ Hierboven zie je dat we alle C's sigmabindingen hebben gegeven. Dit stel je voor door beide orbitalen te binden met elkaar. Het vormt één overlappend orbitaal.

STAP 4: Maak de sigmabindingen tussen koolstof en waterstof.

→ Omdat het een binding is tussen een s- en p-orbitaal moet je gewoon 'dat bolletje' toevoegen, dit stel je voor door het p-orbitaal extra groot voor te stellen (zie afbeelding).

**Alle nieuwe bindingen tussen C en H zijn sigma!!!**



STAP 5: Wees trots dat je pentaan hebt kunnen tekenen!

## PROBLEEM 2: HYBRIDISATIE (SP2)

\*Niet elke stof doet aan  $sp_3$ -hybridisatie, sommigen doen ook aan  $sp_2$ -hybridisatie. We onderzoeken pentaan ( $C_5H_{10}$ ) om  $sp_2$ -hybridisatie te begrijpen.

→ De elektronenconfiguratie van C in grondtoestand is:  $1s^2 2s^2 2p_x^2 2p_y^1 2p_z^1$

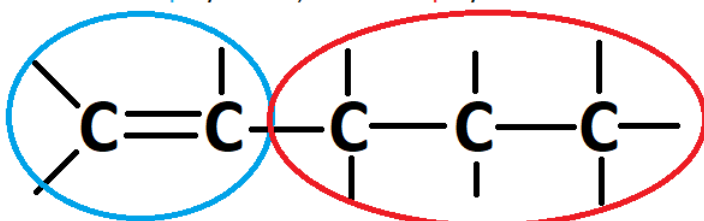
→ We hebben bij pentaan een dubbele binding tussen de C en C, hierdoor zal er één sigma-binding en één pi-binding ontstaan!

→ Er ontstaat een trigonale structuur met bindingshoeken van 120°.

\*Hoe the fuck teken je nu pentaan?

→ Dus: je weet dat er één dubbele binding is bij een alkeen.

Een deel zal tot  $sp_2$  hybridiseren, de rest zal tot  $sp_3$  hybridiseren.



STAP 1: Teken de orbitalen met sigma- en pi-bindingen, let op: je aanzicht moet constant kloppen! Vergeet de waterstoffen niet te tekenen!



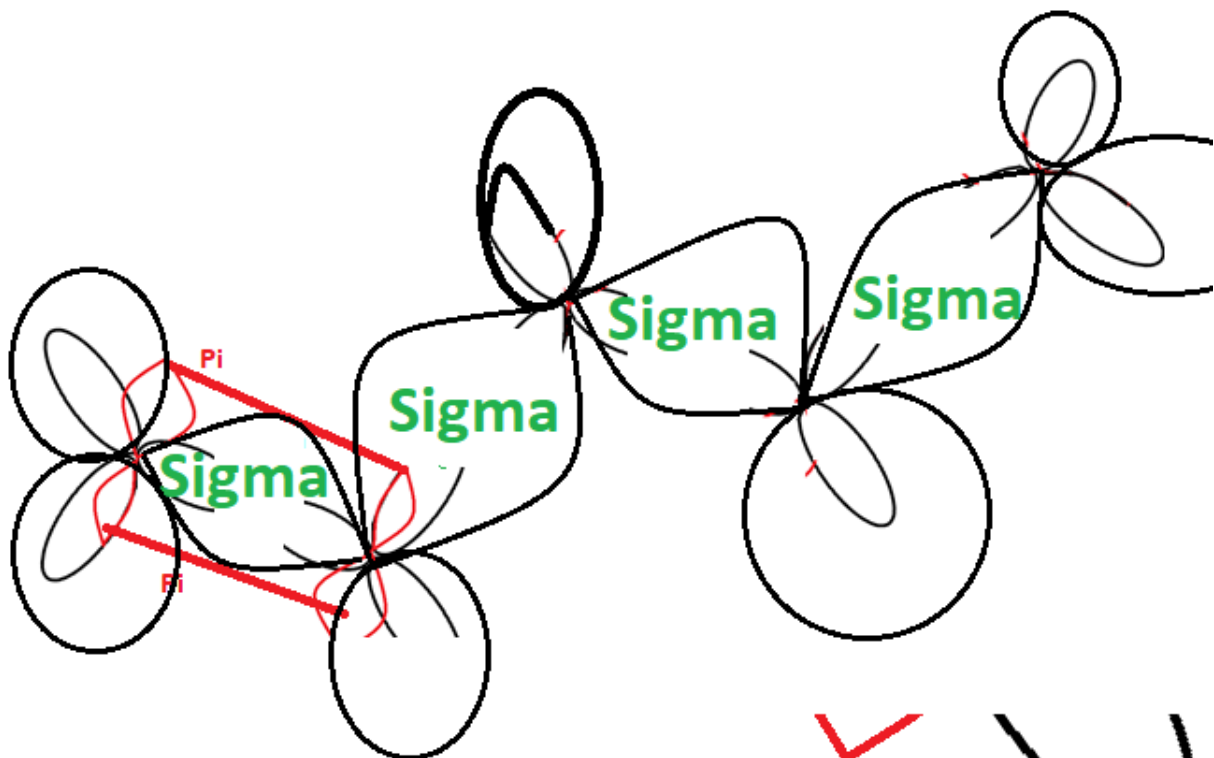
→ We vinden hier één pi-binding en één sigmabinding terug, we duiden alle bindingen aan!

→ Let op! Veelgemaakte fouten (aka fouten die ik zelf maakte):

--> (1) Waterstoffen vergeten (blauwe cirkels)

--> (2) Vergeten dat de 3 laatste koolwaterstoffen tot  $sp^3$  hybridiseren en niet tot  $sp^2$ !

STAP 2: Maak de sigmabindingen tussen de C en C en de C's en H's.



→ Sorry voor de slechte tekening (#paintskills)

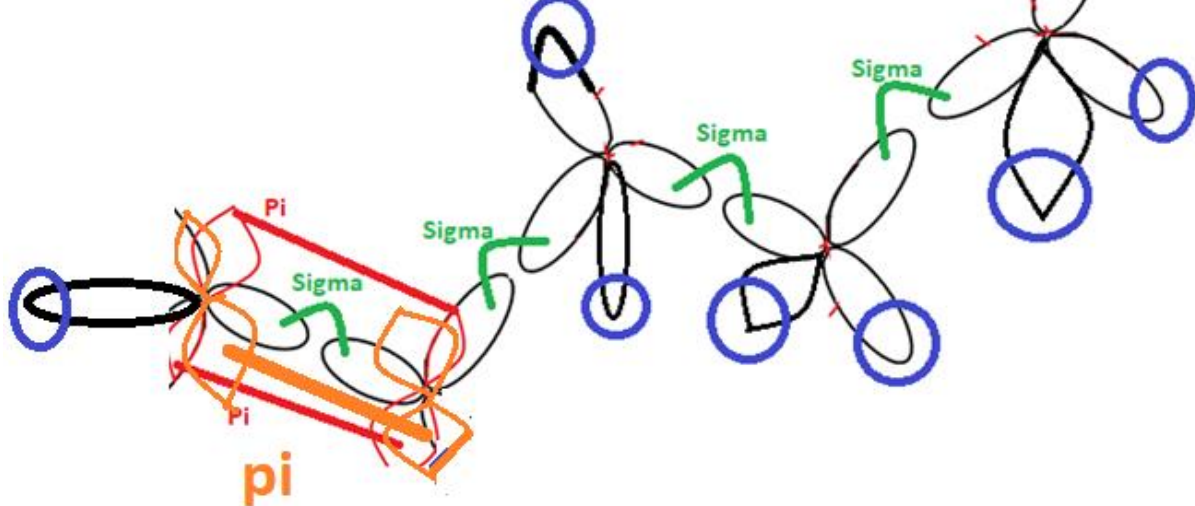
→ Herinner jezelf: de bindingen zijn en blijven  $120^\circ$ !

→ Werkwijze: sigmabindingen C-C = met elkaar verbinden  $\Leftrightarrow$  C-H = groter maken!

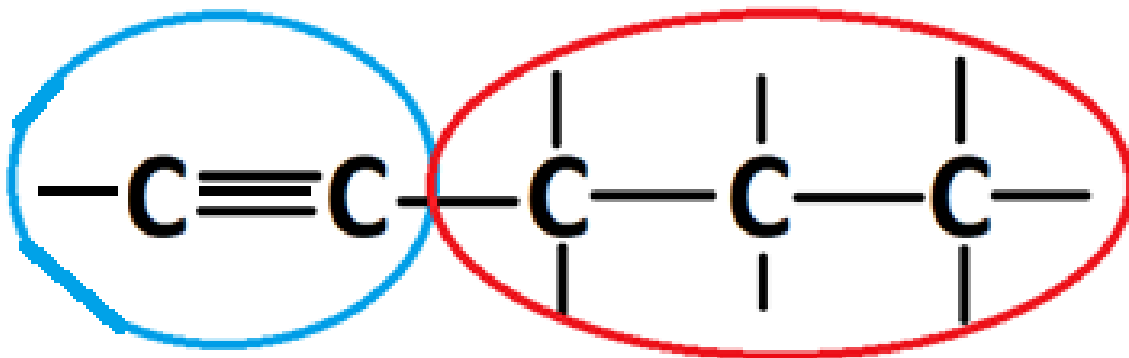
### PROBLEEM 3: HYBRIDISATIE (SP)

\*Als C nu een alkyn wil vormen (C is een hoer, kan met bijna iedereen binden), dan hybridiseert het tot het  $sp$ -orbitaal, dit orbitaal heeft **bindingshoeken van  $180^\circ$** , dit noemen we een lineaire structuur.

→ Als we nu pentyn willen vormen, krijgen we deze structuur:



Een deel zal tot  $sp$  hybridiseren, de rest zal tot  $sp^3$  hybridiseren.



→ De grootste verschillen met het  $sp^2$ -orbitaal zijn natuurlijk de structuur van het orbitaal, we verkrijgen bindingshoeken van  $180^\circ$  (zie eerste 2 orbitalen op de afbeelding).

⇔ maar ook: we hebben één extra pi-binding. Aahja, want we hebben een drievoudige binding.

**Algemene tips bij het tekenen:**

- (1) Schrijf je bindingshoeken altijd op
  - (2) Gebruik verschillende stappen indien nodig
  - (3) Schrijf op welke bindingen je hebt en hoeveel
  - (4) Gebruik verschillende kleurtjes.
-

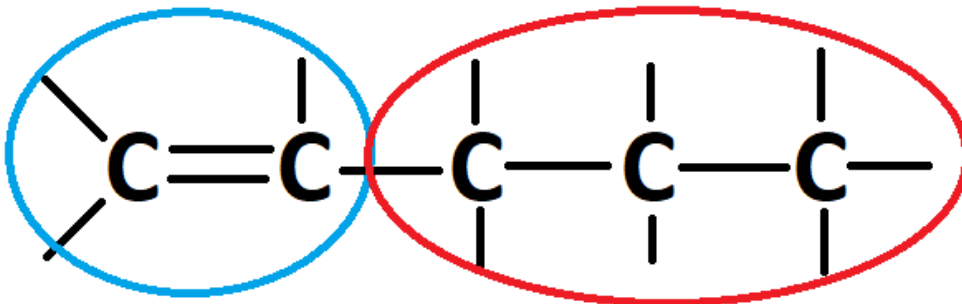
## (1D) PROBLEMEN BIJ BINDINGEN: HYBRIDISATIE BIJ (AN)ORGANISCHE STOFFEN

\*Hybridisatie komt niet enkel voor bij koolwaterstoffen, nu vragen we ons af hoe we te weten kunnen komen welke hybridisatie er plaats vindt om het atoom te kunnen tekenen.

→ Hier komt onze goede oude vriend Lewis terug.

\*We bekijken penteen terug:

Een deel zal tot **sp<sup>2</sup>** hybridiseren, de rest zal tot **sp<sup>3</sup>** hybridiseren.



→ We weten dat het blauwe deel (met de dubbele binding) hybridiseert tot sp<sup>2</sup>.

Om te weten of er sprake is van sp<sup>3</sup>-, sp<sup>2</sup>- of sp-hybridisatie moet je het aantal bindingen in de lewisstructuur tellen (dubbele/drievoudige binding = 1!)

→ We tellen voor beide C's apart de bindingen in het blauwe deel en komen het getal 3 uit. Dit is het sterisch (= ruimtelijk) getal van dat atoom.

→ Als het sterisch getal = 3, dan weten we dat er 100% zeker sprake is van sp<sup>2</sup>-hybr!

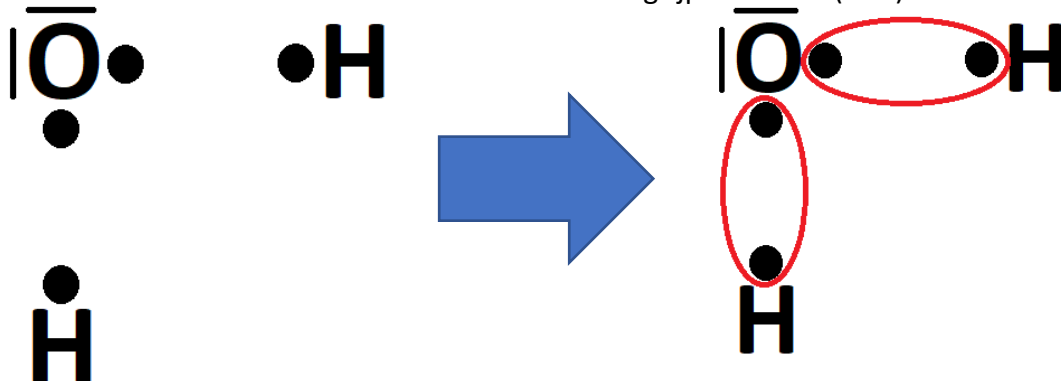
→ We tellen voor de andere C's uit en komen SG (sterisch getal) = 4 = sp<sup>3</sup>-hybridisatie!

\*Het sterisch getal bepaalt dus welke hybridisatie je zal hebben.

SG	Bindingshoek	Geometrie	Voorbeelden	Hybridisatie
4	109° (ruimte)	Tetraëder, piramide, <b>V</b>	CH <sub>4</sub> , NH <sub>3</sub> , <b>H<sub>2</sub>O</b>	Sp <sup>3</sup>
3	120° (vlak)	Trigonaal, V-structuur	C <sub>2</sub> H <sub>4</sub> , SO <sub>2</sub> ...	Sp <sup>2</sup>
2	180° (lineair)	Lineair	C <sub>2</sub> H <sub>2</sub> , CO <sub>2</sub> ...	Sp

\*Je ziet dat de structuur verandert naarmate we minder atomen hebben.

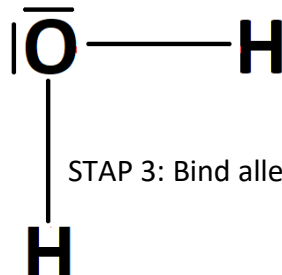
→ We tekenen verschillende atomen om het te begrijpen: water (H<sub>2</sub>O)



STAP 1: teken het skelet van de molecule

STAP 2: Maak zoveel mogelijk bindingen

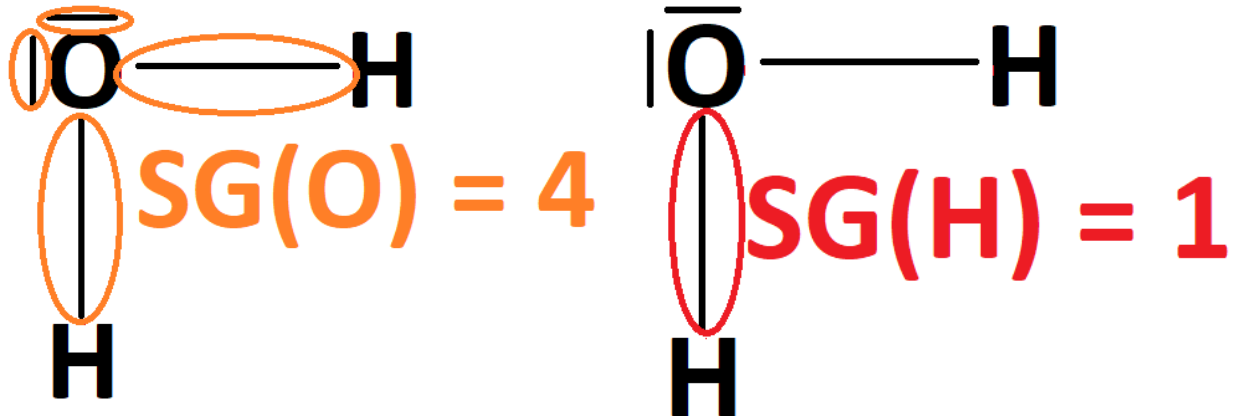
→ OCTETREGEL NIET OVERSCHRIJDEN!



STAP 3: Bind alle atomen met elkaar en je Lewisformule is klaar!



\*Nu we alle bindingen hebben getekend, zullen we de sterische getallen tellen.



→ Het sterisch getal van zuurstof (O) is 4, het zal dus tot  $\text{sp}^3$  hybridiseren.

→ Het sterisch getal van waterstof is 1. H heeft dus géén hybridisatie, zoals we weten bestaat H enkel uit een s-orbitaal.

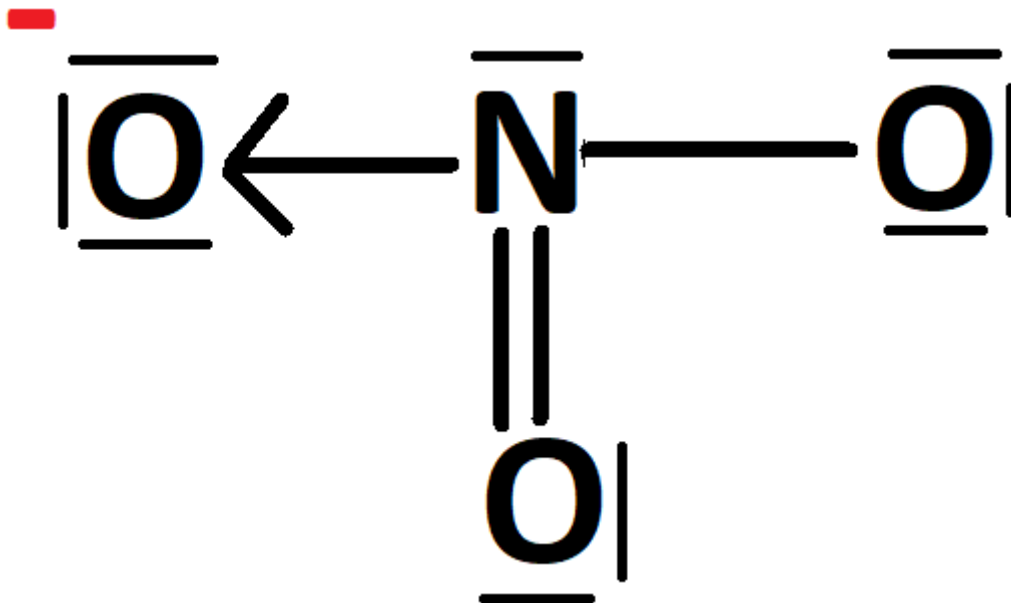
\*Als je de binding moet bespreken schrijf je op:

→  $\text{SG}(\text{O}) = 4 \rightarrow \text{sp}^3$ -hybridisatie → V-structuur (bindingshoek  $< 109^\circ$ )

→  $\text{SG}(\text{H}) = 1 \rightarrow \text{s-orbitaal}$

→ De hoek tussen de H's en O duid je aan en schrijf je bij  $< 109^\circ$  (bij water:  $104,45^\circ$ ).

\*Voorbeeld 2:  $\text{NO}_3^{2-}$



→  $\text{SG}(\text{N}) = 4$  (datieve binding telt voor één!) =  $\text{sp}^3$ -hybridisatie = piramide =  $> 109^\circ$

→  $\text{SG}(\text{O1}) \rightarrow \text{O links} = 4 = \text{sp}^3$ -hybridisatie = piramide =  $< 109^\circ$

→  $\text{SG}(\text{O2}) \rightarrow \text{O onder} = 3 = \text{sp}^2$ -hybridisatie = lineair =  $180^\circ$

→  $\text{SG}(\text{O3}) \rightarrow \text{O rechts} = 4 = \text{sp}^3$ -hybridisatie = piramide =  $< 109^\circ$

\*Zo moet je verschillende atomen/ionen hun bindingshoeken kunnen bespreken op de test.

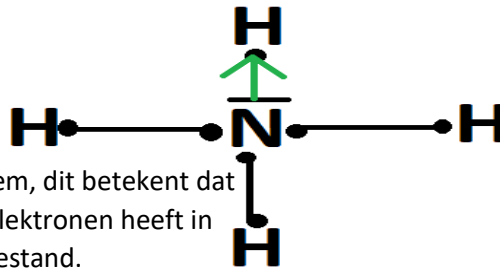
(1E) Wanneer atomen beleefd zijn: de formele lading (ha, ha, ha, haha --> Abdellah humor)

\*De formele lading rekt men uit door de formule:

**aantal elektronen in ongebonden toestand – puntjes in gebonden toestand = lading atoom (0) of ion.**

→ We nemen  $\text{NH}_4^+$ :

→ N zit in groep 5A van het periodiek systeem, dit betekent dat het 5 valentie-elektronen heeft in ongebonden toestand.



→ Op de Lewisformule die hiernaast getekend is heeft N 4 bindingen.

→ De formele lading voor N rekenen we dus uit:  $5 - 4 = 1$

→ H zit in groep 1A, het heeft dus 1 valentie-elektron in ongebonden toestand.

→ H heeft op de lewisformule telkens één binding.

→ Voor elke H geldt dus: formele lading =  $1 - 1 = 0$ .

→ Om de formele lading van het ion te berekenen tellen we alle formele ladingen op.

Totale formele lading (FL) =  $\text{FL}(\text{N}) + \text{FL}(\text{H}) \cdot 3 = 1 + 0 \cdot 3 = 1 + 0 = 1 = \text{lading ion } (\text{NH}_4^+)$

→ We nemen  $\text{CO}_3^{2-}$ :

→ C zit in groep 4A: 4 valentie-elektronen.

→ We tellen 4 elektronen rond C.

→  $\text{FL}(\text{C}) = 4 - 4 = 0$ .

→ O zit in groep 6A: 6 valentie-elektronen.

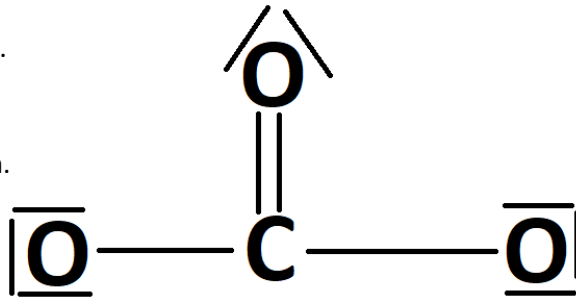
→ We tellen bij de onderste O's 7 elektronen.

→  $\text{FL}(\text{O}) = (6 - 7) \cdot 2 = -1 \cdot 2 = -2$ .

→ We tellen bij de bovenste 6 elektronen

→  $\text{FL}(\text{O}) = 6 - 6 = 0$ .

→ Nu kunnen we de totale formele lading uitrekenen:  $0 + (-2) + 0 = -2 = \text{lading ion } (\text{CO}_3^{2-})$

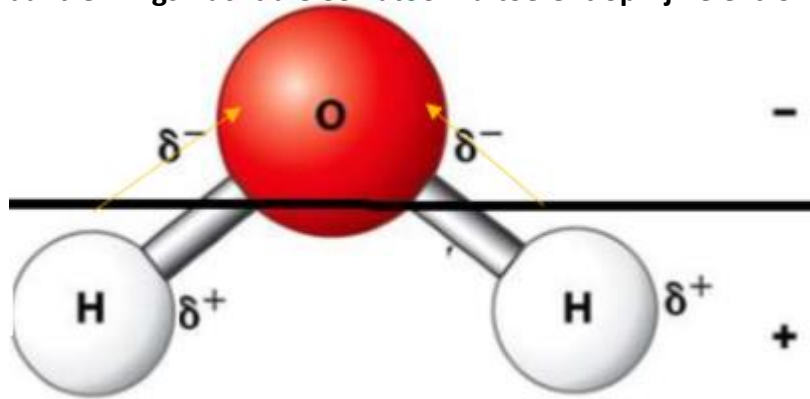


### (1F) Geile bindingen: polariteit en de elektromagnetische waarde

\*We hebben het begrip polariteit vorig jaar al uitgebreid besproken, dit jaar herhalen we dit.

→ Wanneer 2 waterstoffen met zuurstof gaan binden om het fameuze  $H_2O$  te vormen zal O de elektronen naar zich toetrekken.

→ Dit komt omdat O een elektronegativiteit van 3,5 heeft terwijl H eentje maar van 2,1 heeft. **De elektronegatieve waarde is een maat voor de hoeveelheid aantrekkingskracht die een atoom uitoefent op zijn elektronen.**



Een molecule is polair als en slechts als er een **duidelijke** ladingsverdeling is, d.w.z. dat één kant van de molecule negatief geladen is en de andere kant positief geladen is.

→ De bindingen zijn bij deze molecule ook polair, als elektronen zich gaan verschuiven vanwege een verschil in EN zijn de bindingen polair.

→ We duiden partieelladingen (deelladingen) aan met de kleine letter delta:  $\delta$

→ Wanneer 2 homoseksuele waterstoffen geen zin hebben in een orgy met O vormen ze  $H_2$ .

→ We tekenen  $H_2$ : **H—H**

→ Er is hier **géén sprake van** verschuiving van de elektronen.

--> Beiden H's hebben namelijk dezelfde elektronegatieve (EN-) waarde en zullen dus een evengrote aantrekkingskracht op elkaar uitoefenen.

--> Zowel de bindingen als de molecule zijn dus apolair!

\*Moleculen met een symmetrische structuur zijn polair, assymetrisch = apolair.

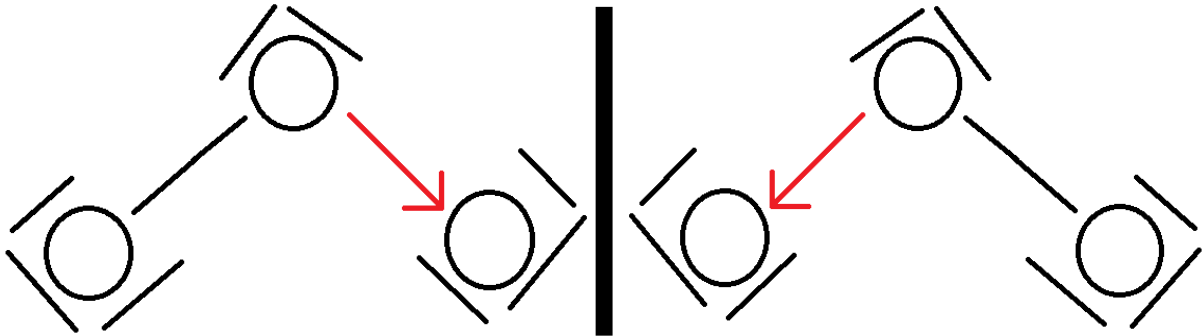
-----

**(1G) Dansende elektronen: mesomerie (= resonantie) (LEZEN, niet actief kennen)**

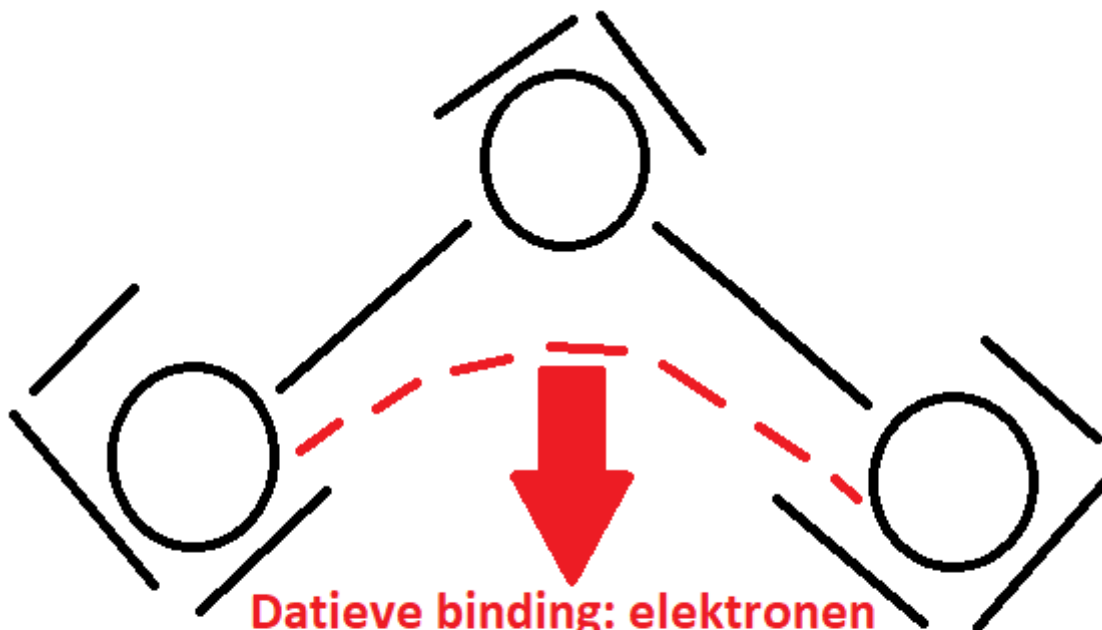
\*De lewisstructuur beschrijft de bindingstoestand van een atoom/ion niet perfect, als je een lewisnotatie tekent dan heb je **meerdere mogelijkheden** om dubbele- of datieve binding te zetten.

→ De elektronen zitten **op de buitenste schil** zitten **niet vast** aan één gebied maar bevinden zich op een groter gebied. Dit gebied noemen we de **mesomerie**.

--> Om dit principe te verduidelijken tekenen we ozon ( $O_3$ ), we hebben 2 mogelijkheden.



Bij de eerste notatie hebben we de datieve binding aan de rechtse O gegeven terwijl we bij de tweede notatie de datieve binding hebben gegeven aan de linkse O. Beide notaties zijn juist maar niet volledig juist. **Wij beslissen niet wie de datieve binding krijgt**, de elektronen zitten niet enkel aan één atoom maar zoals de titel het zegt: **de elektronen dansen tussen de twee O-atomen**. Daarom zal je soms deze notatie van  $O$  tegenkomen:



**Datieve binding: elektronen dansen tussen de twee O's, ze zijn dus verspreid over een groter geheel = mesomerie.**

