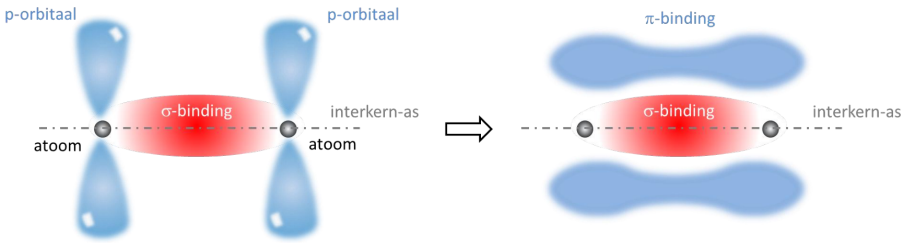
De sigma- en pi-binding

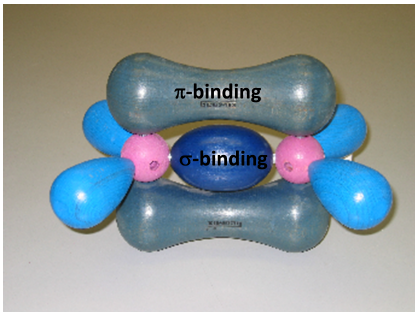
Hier gaan we dieper in op de aard van enkel- dubbel- en drievoudige bindingen, door na te gaan hoe de orbitalen precies samenkomen om deze bindingen te vormen. Enerzijds kunnen orbitalen overlappen (ongeveer) op de as die tussen twee atoomkernen gaat, de **interkern-as**. Maar, twee evenwijdige p-orbitalen kunnen ook zijdelings overlappen. Om dit onderscheid aan te duiden gebruikt men de begrippen σ-binding en π-binding:

> Een σ-**binding** ontstaat door het overlappen van orbitalen *op* de interkern-as.
>
> Een π-**binding** ontstaat door een zijdelingse overlap van p-orbitalen *boven en onder* de interkern-as.



Figuur 1 – Eén σ-binding en één π-binding.

Twee atomen worden in de eerste plaats met een σ-binding verbonden. Als de atomen naast de hybride-orbitalen ook nog p-orbitalen hebben die niet aan de hybridisatie hebben deelgenomen, dan kan een dubbele of drievoudige binding ontstaan. Zo blijft er bij een sp^2-hybridisatie één niet gehybridiseerd p-orbitaal over dat loodrecht staat op het vlak van de hybride-orbitalen. Bij een sp-hybridisatie blijven er twee niet-gehybridiseerde p-orbitalen over. Ze staan loodrecht op de twee hybride-orbitalen en staan ook loodrecht ten opzichte van elkaar. Deze niet-gehybridiseerde p-orbitalen van de twee gebonden atomen kunnen zijdelingse overlappen zowel boven als onder de interkern-as en er ontstaat dan een π-binding. **Een π-binding komt dus nooit voor zonder een σ-binding.**



Figuur 2 – Ruimtelijke weergave van de σ- en π-binding voor het molecule $CH_2{=}CH_2$.

De **sterkte van een binding** hangt onder meer af van de overlappingsgraad van de orbitalen. De overlappingsgraad is groot wanneer orbitalen elkaar overlappen volgens de interkern-as zoals bij de σ-binding. Er wordt dan een stevige en stabiele binding gevormd. Bij de σ-binding is er een weinig toegankelijke, afgeschermde elektronenwolk die tussen de kernen ligt van de twee bindende atomen.
Bij de zijdelings overlapping van p-orbitalen in een π-binding is de overlappingsgraad kleiner. Daarom zijn π-bindingen zwakker dan σ-bindingen en kunnen ze makkelijker doorgebroken worden. Hierdoor zijn moleculen met meervoudige bindingen meestal reactiever dan moleculen met alleen maar enkelvoudige bindingen. Bij de π-binding zijn de elektronen beweeglijker en zullen ze makkelijker deelnamen aan chemische reacties.

CC BY-NC-SA 4.0