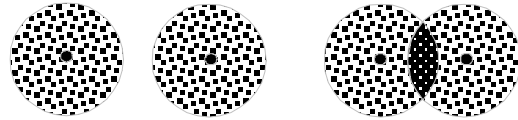


Überlappung von s- und p-Atomorbitalen

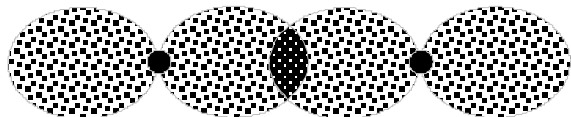
Zwei s-Orbitale überlappen sich, es entsteht ein bindendes σ -Molekülorbital.



Bei **σ -Molekülorbitalen** erfolgt die Überlappung in Richtung der Verbindungsachse der beiden Zentren der s-Atomorbitale. Die Schnittfigur ist rotationssymmetrisch um die Verbindungsachse.

Bei p-Orbitalen sind zwei Überlappungsmöglichkeiten vorhanden:

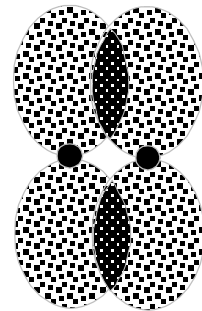
1. Eine Überlappung in Richtung der Verbindungsachse der beiden p-Orbitale. Dies führt zu einer σ -Bindung.



2. Eine Überlappung außerhalb der Verbindungsachse.

Dies führt zu einer **π -Bindung**.

Räumlich gibt es dafür 2 Möglichkeiten (in der Papierebene und senkrecht dazu).



Bei einer Verdrehung der beiden Orbitale der beiden Atome, verschwindet die Überlappung.

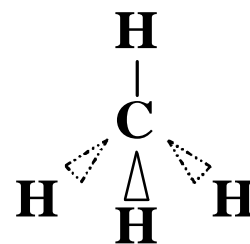
Bei einer π -Bindung existiert keine freie Drehbarkeit mehr.

σ - und π -Bindung in der üblichen Formelschreibweise

Eine Einfachbindung entspricht einer σ -Bindung.

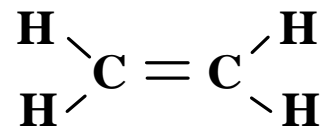
Bei C-Atomen (organ. Moleküle) ist dabei noch die Hybridisierung zu beachten!

Das C-Atom besitzt eine sp^3 -Hybridisierung; dies führt zu einer Tetraedergeometrie.



Eine Doppelbindung entspricht einer σ -Bindung mit einer überlagerten π -Bindung.

Bei C-Atomen liegt eine sp^2 -Hybridisierung vor; dies führt zu einer trigonal ebenen Umgebung.



Eine Dreifachbindung entspricht einer σ -Bindung mit zwei überlagerten π -Bindungen.

C-Atome sind sp hybridisiert; die Bindung ist linear.

