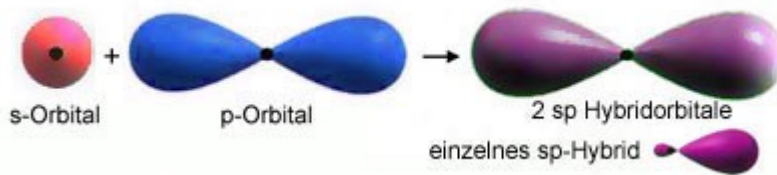
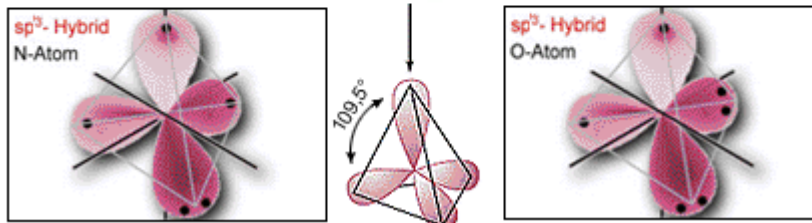
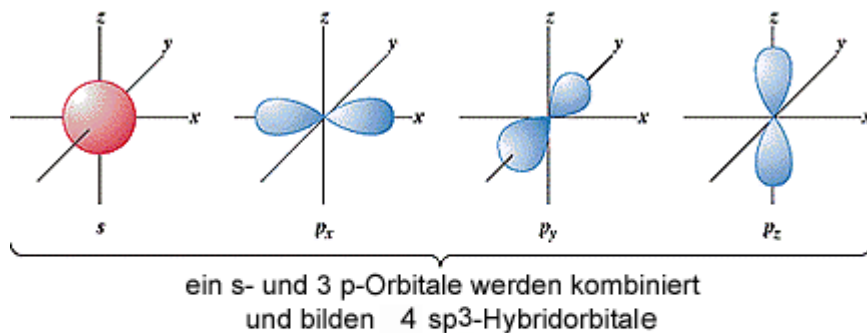


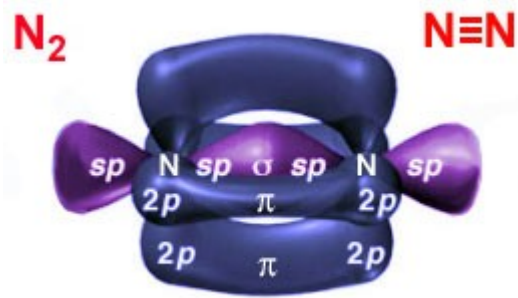
Orbitalhybridisierung



In dieser Abbildung kann man ein „s-Orbital“ (rot) und ein „p-Orbital“ (blau) sehen. Sie sehen nicht nur anders aus (kugelförmig bzw. zweiseitige Keule), sie sind auch noch energetisch unterschiedlich (s-Orbital ist energetisch günstiger, d.h. die Elektronen gehen lieber in dieses Orbital, anstatt ins p-Orbital). Nach dem Reaktionspfeil kann man sehen, dass die beiden Orbitale (hellviolett) nun die gleiche Form haben. Sie sind auch energetisch gleichwertig. (Ein einzelnes sp-hybridorbital (dunkelviolett) hat eine kleine und eine große Keule, die kleinen Keulen werden doch bei der Darstellung oben (hellviolett) verdeckt).

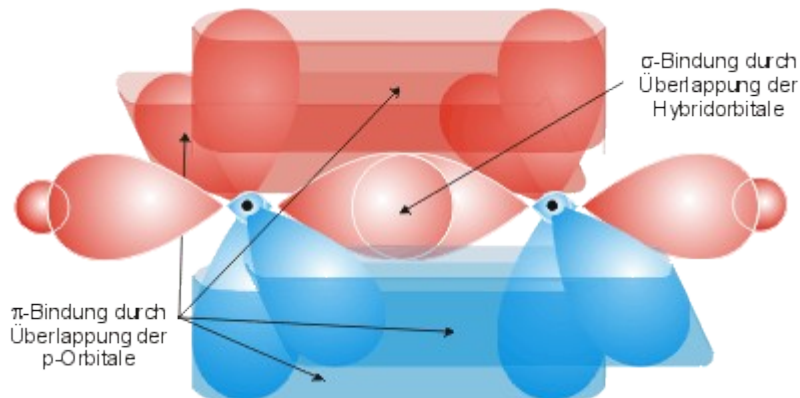


Hier wird dargestellt, wie ein „s-Orbital“ (rot) und drei „p-Orbitale“ (blau) hybridisieren. Die hybridisierten „sp³-Orbitale“ (violett) sind tetraedisch angeordnet, weil sie alle gleichwertig sind.



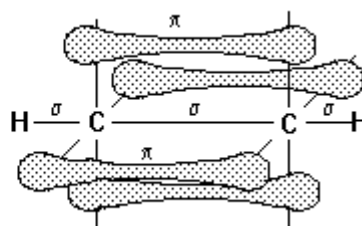
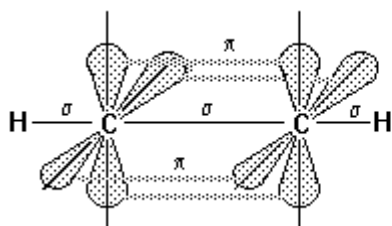
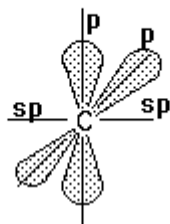
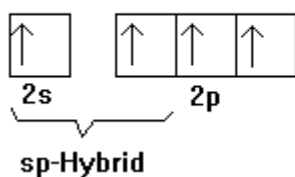
Hier ist ein N₂-Molekül dargestellt. Es handelt sich hier um eine Dreifachbindung. Die Bindungen sind in der Abbildung durch ein Sigma-Zeichen und zwei Pi-Zeichen dargestellt. Es sind also pro Molekül 2 „p-Orbitale“ in einer Pi-Bindung involviert (dunkelviolet) und je Molekül sind ein „s-Orbital“ und ein „p-Orbital“ zu einem sp-hybridorbital entartet (hellviolett).

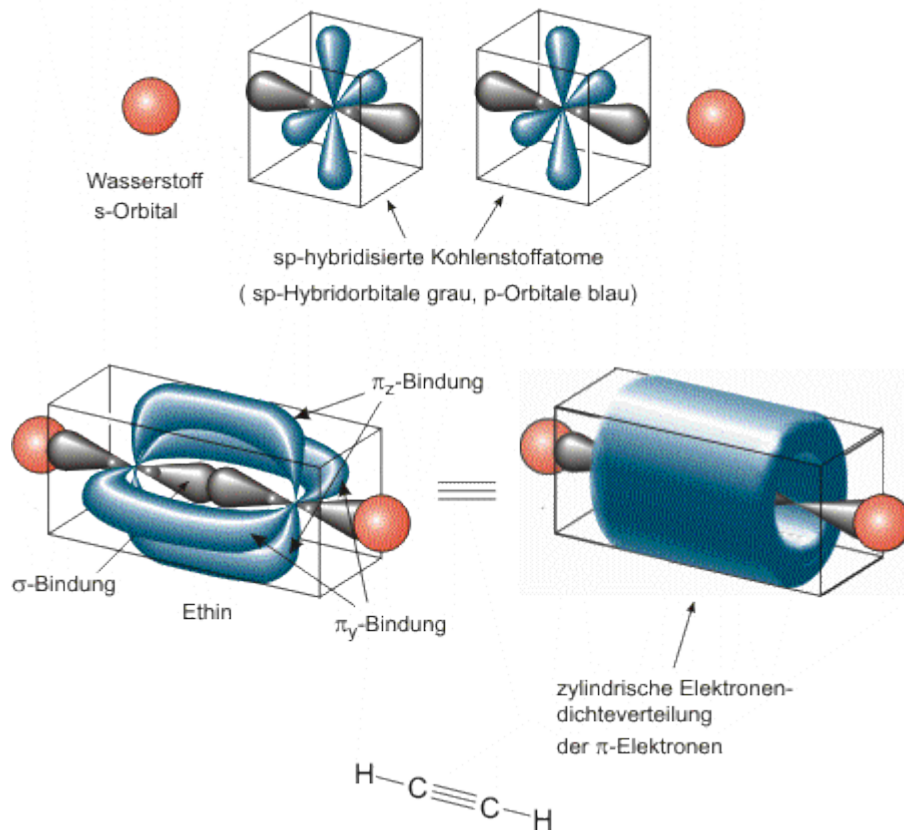
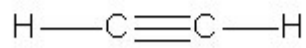
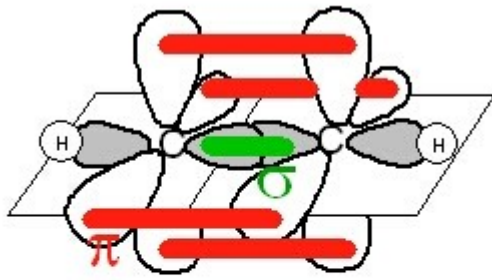
Hier nochmal eine Darstellung von Ethin (sp-hybrid):



Das verwirrende an dieser Zeichnung ist, dass eine Pi-Bindung jeweils einen roten und einen blauen Bereich besitzt.

Hier nochmal diverse Abbildungen, die das gleiche zeigen sollen:





Diese Abbildung ist ganz toll! ☺