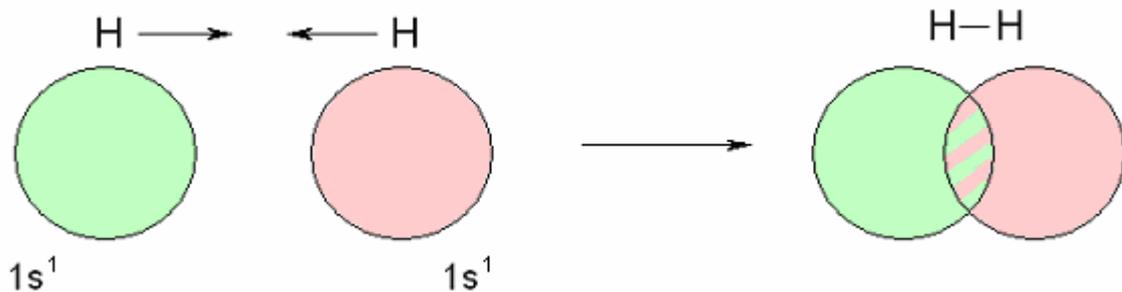


Orbitale und chemische Bindung

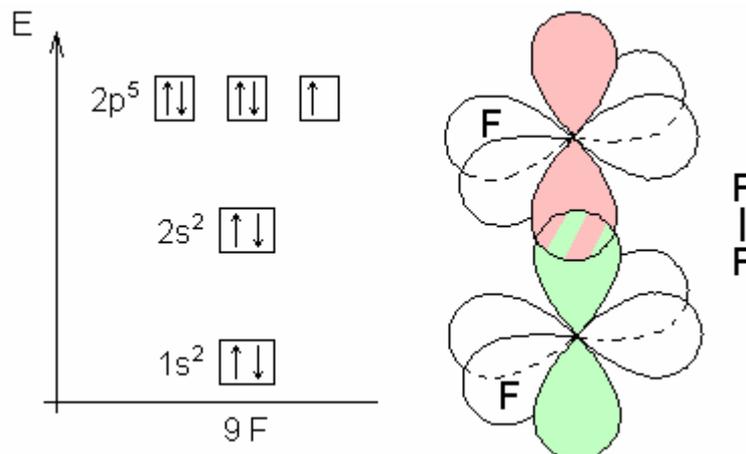
Die Bindung zwischen zwei Atomen kann man durch „Durchdringung“ von Orbitalen erklären.

1. Bindung im Wasserstoffmolekül (H_2):



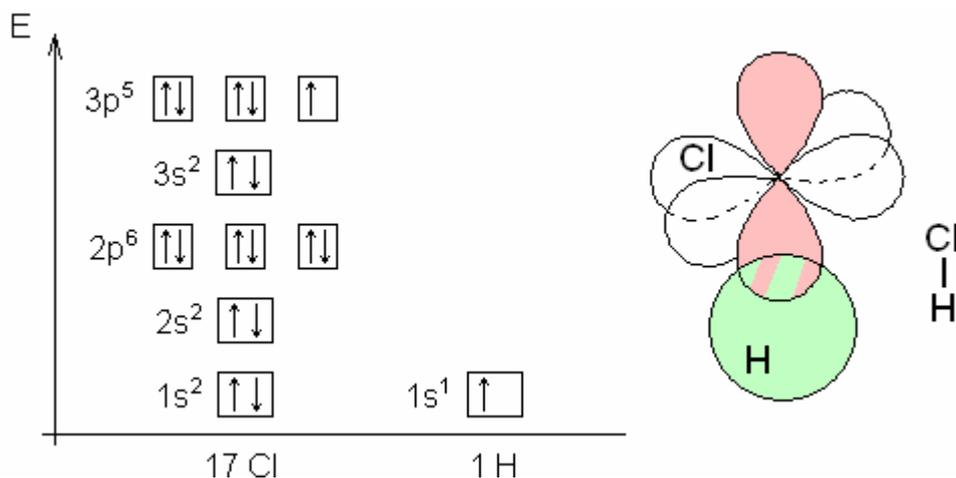
Die Bindung im Wasserstoffmolekül beruht auf der Durchdringung der beiden $1s$ -Orbitale. Dieser Bindungstyp ist die $s-s$ -Bindung.

2. Bindung beim Fluor (F_2):

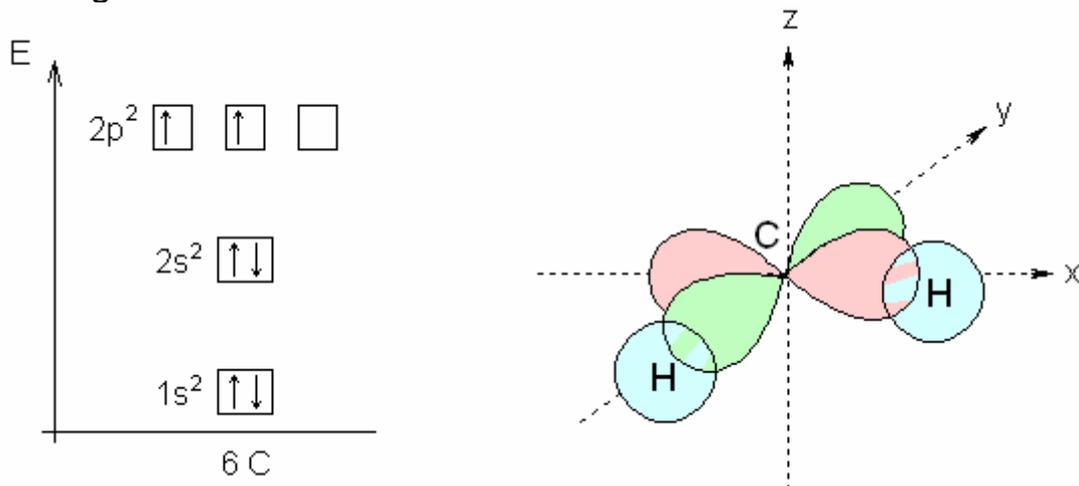


Die Bindung im Wasserstoffmolekül beruht auf der Durchdringung zweier p -Orbitale. Dieser Bindungstyp ist die $p-p$ -Bindung.

3. Bindung bei Chlorwasserstoff:



4. Bindungen zwischen C und H:

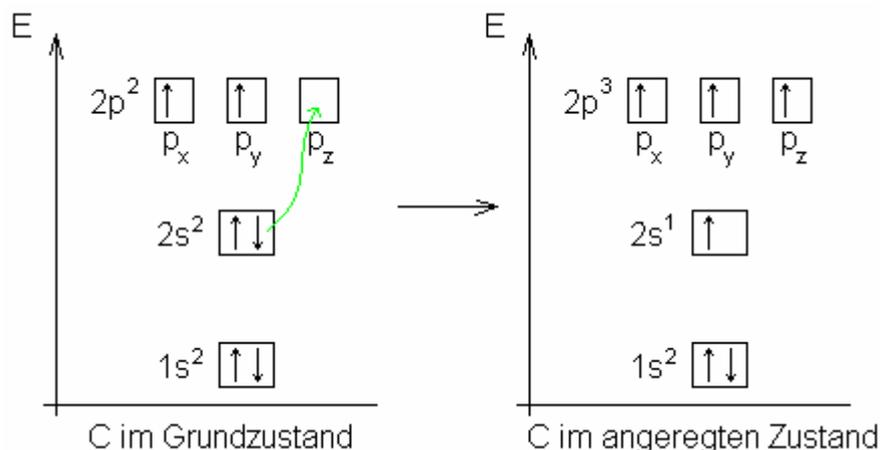


Daraus folgt, dass eine Verbindung aus einem Kohlenstoffatom und mehreren Wasserstoffatomen die Summenformel CH_2 hat. Weiterhin müsste der Bindungswinkel 90° sein. Tatsächlich findet man nur CH_4 und die Tetraederstruktur mit Bindungswinkel 109° .

Hybridorbitale

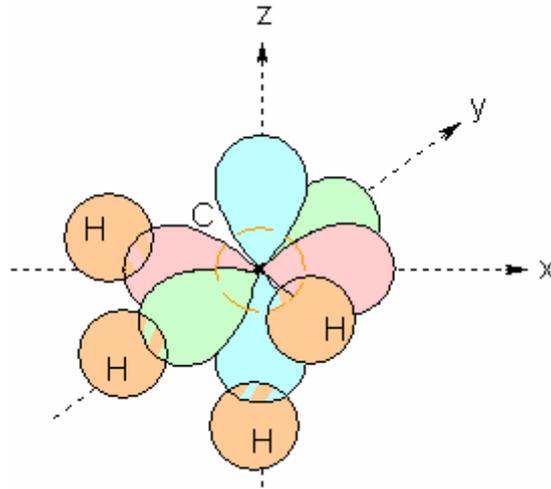
Wie das Beispiel des Kohlenstoffatoms zeigt, lassen sich nicht alle Bindungen mit dem Orbitalmodell erklären. Um nun Orbitalwinkel zu erhalten, die mit den Bindungswinkeln übereinstimmen, und Moleküle wie z.B. Methan sinnvoll darstellen zu können, wird die Hybridisierung eingeführt.

Bildung von Hybridorbitalen beim Kohlenstoff:

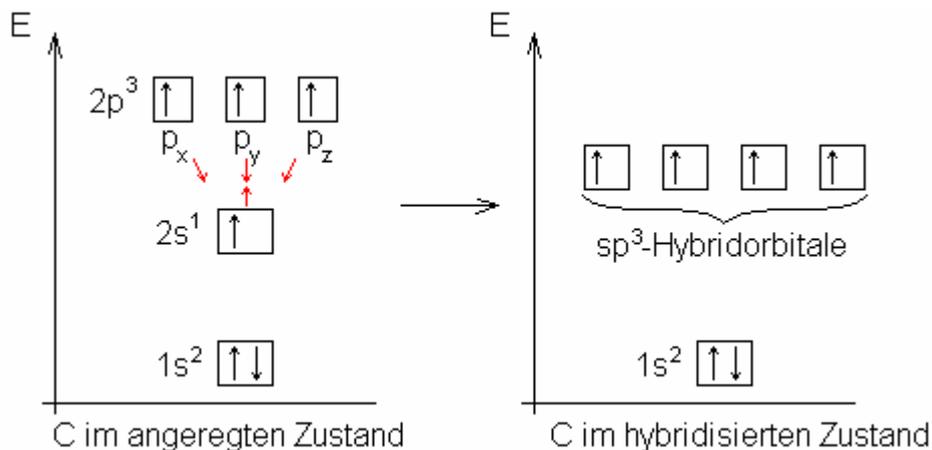


Den angeregten Zustand erhält man, indem man formal ein Elektron aus dem $2s$ -Orbital in ein $2p$ -Orbital überführt. Nun ist es möglich, dass das Kohlenstoffatom 4 Bindungen eingeht.

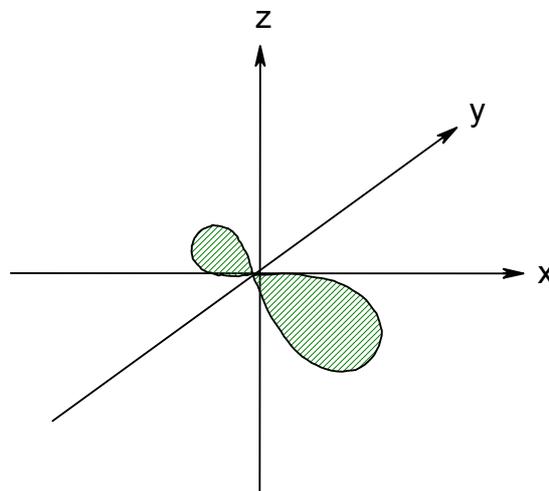
Folgerung:



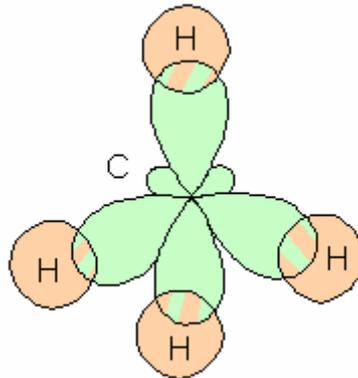
Dieses Molekül würde drei Bindungswinkel von 90° und einen „krummen“ Winkel beinhalten. Außerdem hätten die Bindungen nicht die gleiche Länge. Um vier gleichwertige Verbindungen zu erhalten, kombiniert man die Orbitale:



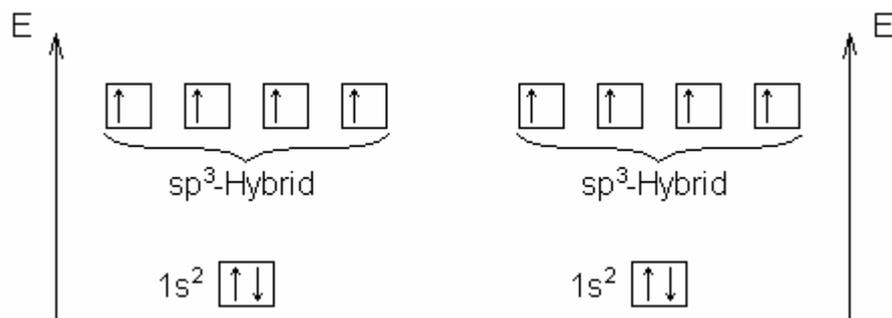
Diese vier Hybridorbitale weisen die gleiche räumliche Orientierung auf wie die Bindungen im Methanmolekül. Die Form der p-Orbitale hat sich dabei leicht verschoben:



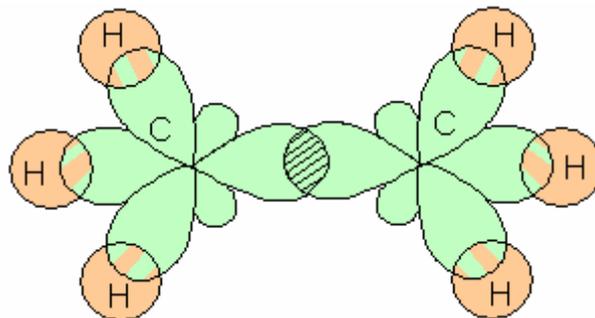
C im hybridisierten Zustand kann nun nur gleichwertige Bindungen mit Wasserstoff eingehen



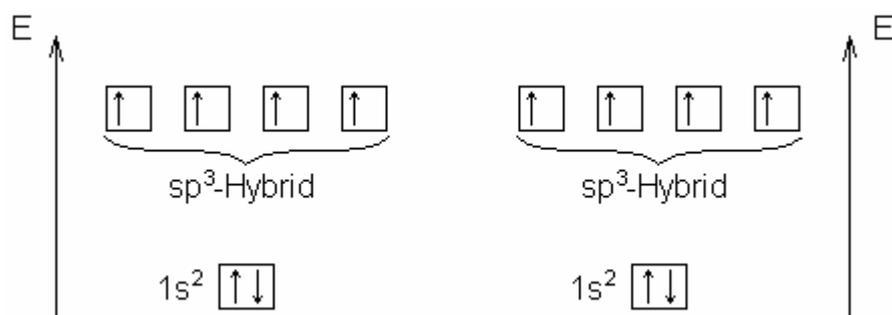
Beispiel: Ethanmolekül C_2H_6



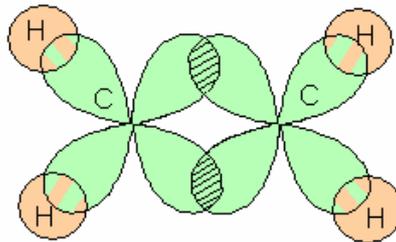
Daraus ergibt sich, dass die C-H-Bindungen sp^3 -s-Bindungen sind. Die C-C-Bindung ist eine sp^3 - sp^3 -Bindung, die auch σ -Bindung genannt wird. Die σ -Bindung ist rotationssymmetrisch zur Kernverbindungsachse.



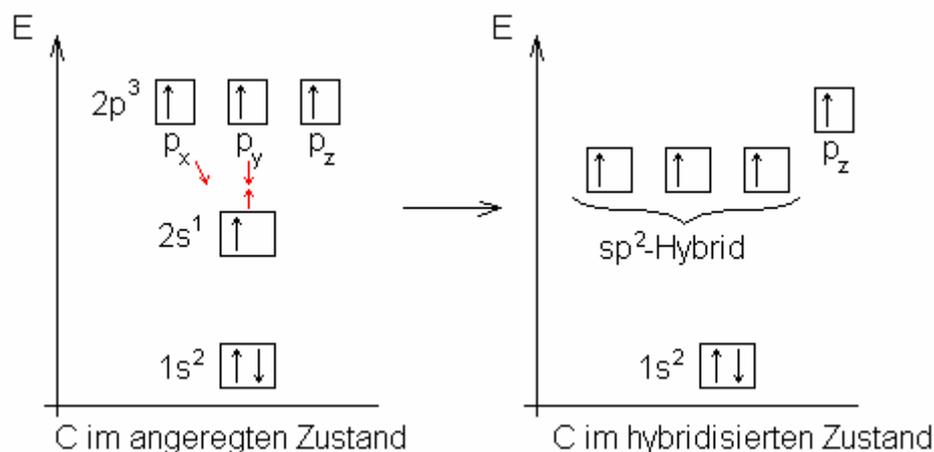
Beispiel: Ethenmolekül C_2H_4



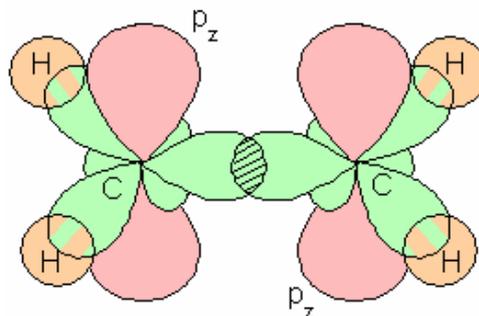
Die Doppelbindung im Ethenmolekül ließe sich durch das sogenannte „Bananenbindungsmodell“ erklären:



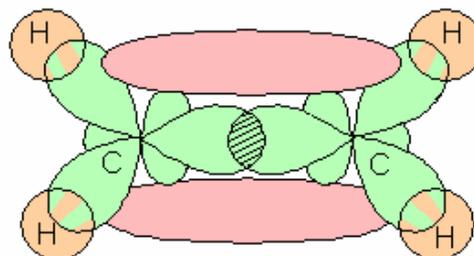
Dieses Molekül müsste zwischen den beiden C-H-Bindungen Winkel von 109° aufweisen. Im Ethenmolekül sind es allerdings Winkel von 120° . Daher löst man das Problem, indem man die nicht alle p-Orbitale hybridisiert:



Nun ist eine Bindung mit Bindungswinkel von je 120° möglich:



Die Doppelbindung lässt sich durch die seitliche Durchdringung der beiden p_z -Orbitale erklären, die senkrecht zur Ebene stehen:



Das Molekül beinhaltet einerseits eine sp^2 - sp^2 -Bindung (auch σ -Bindung) und eine p_z - p_z -Bindung, die π -Bindung genannt wird. Auch dieser Bindungstyp ist rotationssymmetrisch zur Kernverbindungsachse.