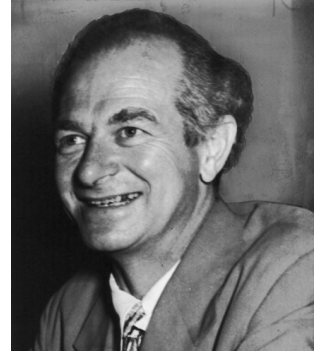


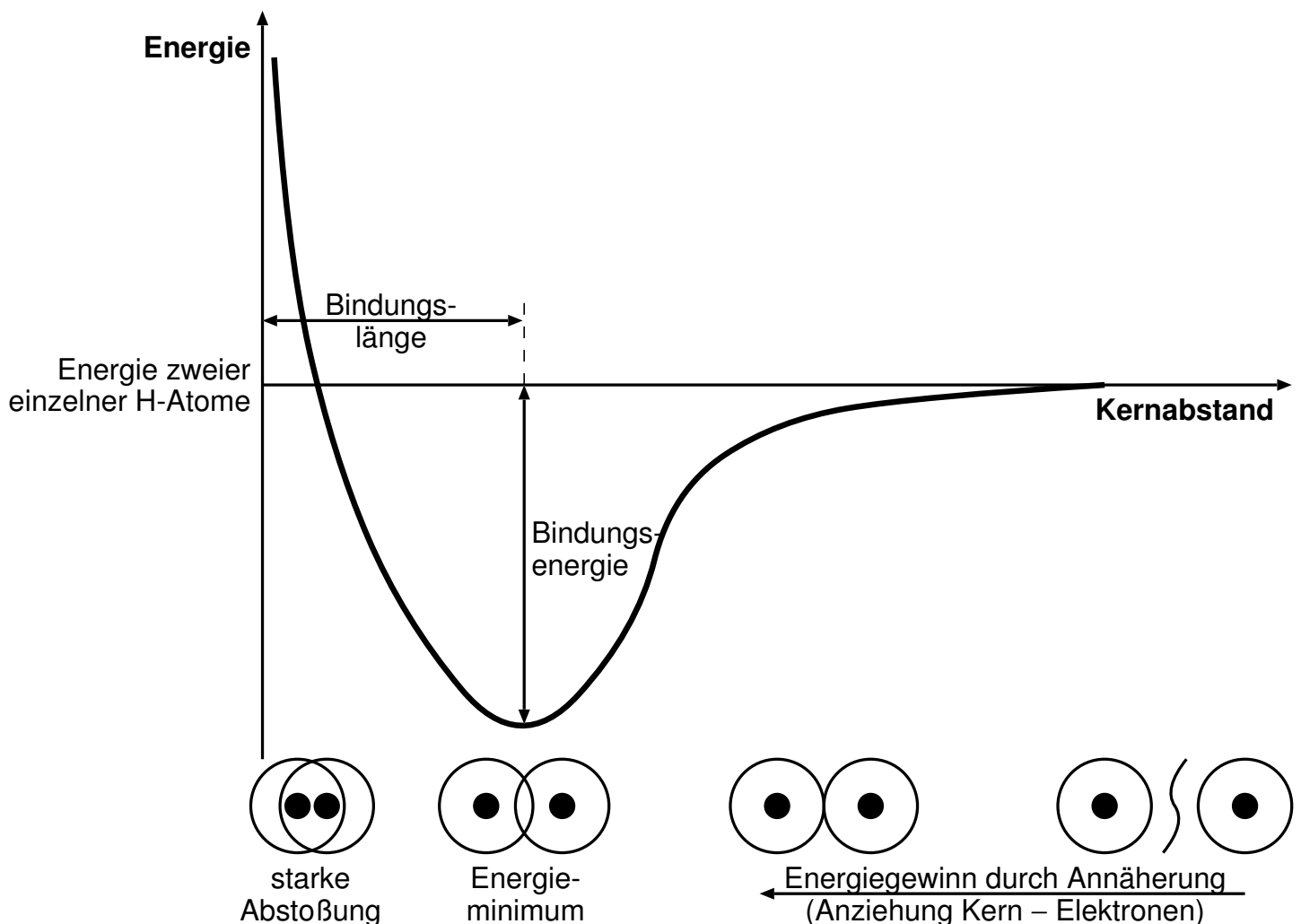
Bindungsverhältnisse im Wasserstoff-Molekül

Das wellenmechanische Bindungsmodell, entwickelt von LINUS CARL PAULING (* 28. Februar 1901 in Portland, Oregon; † 19. August 1994 in Big Sur, Kalifornien; Nobelpreis für Chemie 1954) und anderen, beschreibt **Bindungen als Resultat der Überlappung von Orbitalen**. Es entstehen **Molekülorbitale**. Die dabei freiwerdende Energie ist die Bindungsenergie. Mit diesem Modell ist auch die räumliche Anordnung der Atome im Molekül erklärbar.

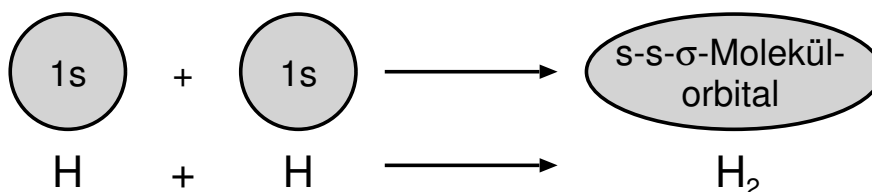
LINUS CARL PAULING 1954 (Quelle: <http://upload.wikimedia.org/wikipedia/commons/d/db/Pauling.jpg>)



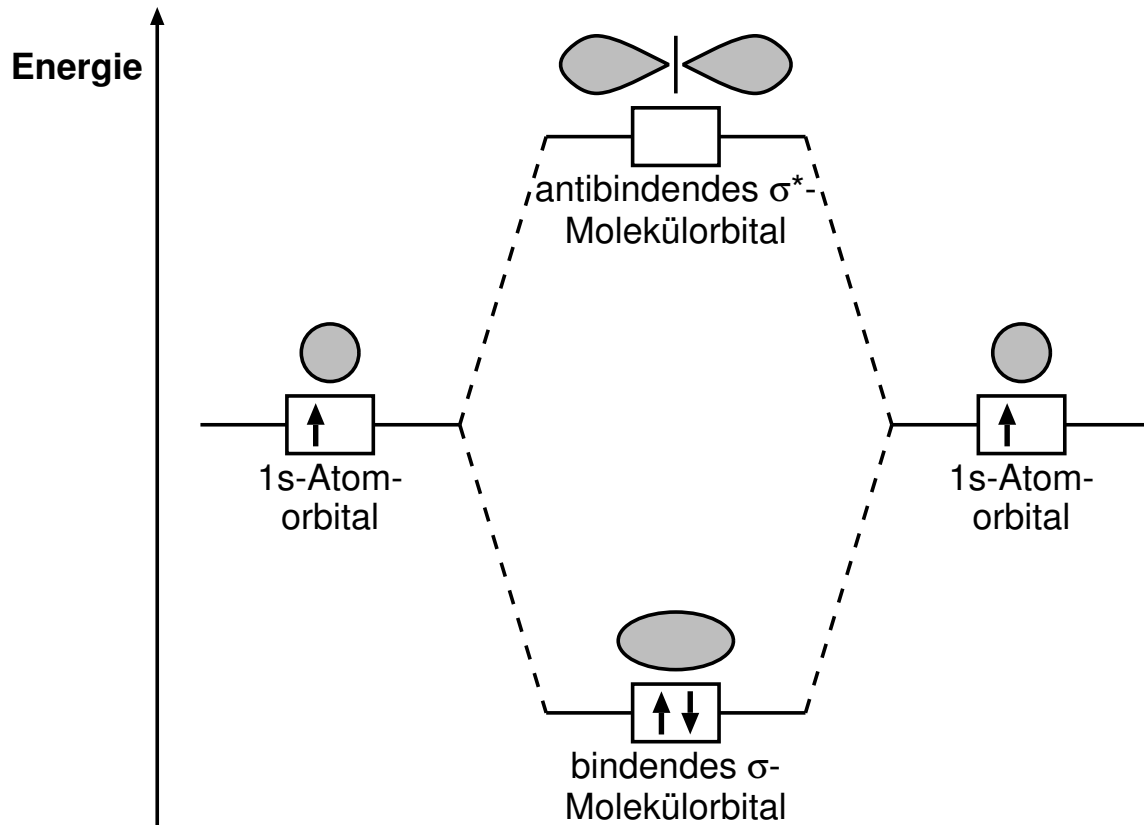
Was passiert bei der Annäherung von zwei H-Atomen (1s-Orbitale) energetisch?



Durch die Überlappung der 1s-Orbitale entsteht ein **σ -Molekülorbital** bzw. eine **σ -Bindung**. Da daran nur s-Orbitale beteiligt sind, bezeichnet man sie genauer als **s-s- σ -Molekülorbital** bzw. **-Bindung**.

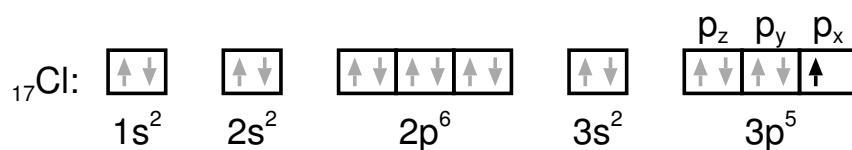


Durch die Wechselwirkungen der Orbitale entsteht außerdem ein **antibindendes σ^* -Molekülorbital**, das aber beim Wasserstoff-Molekül nicht besetzt ist:

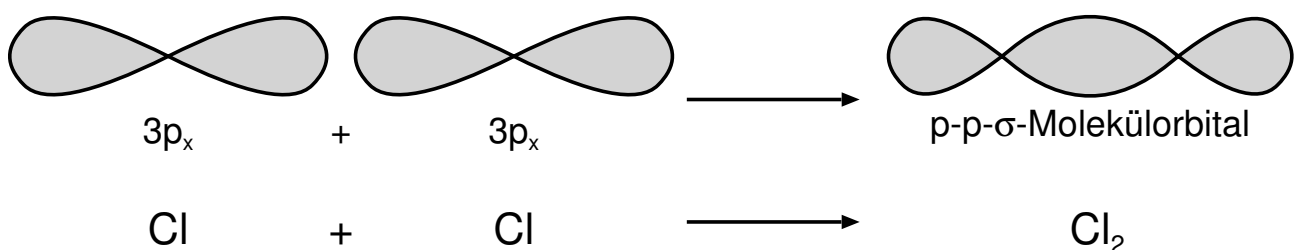


Die Bindung in Halogen-Molekülen

Halogenatome besitzen ein freies Außenelektron in einem p -Orbital. Beispiel Chlor:



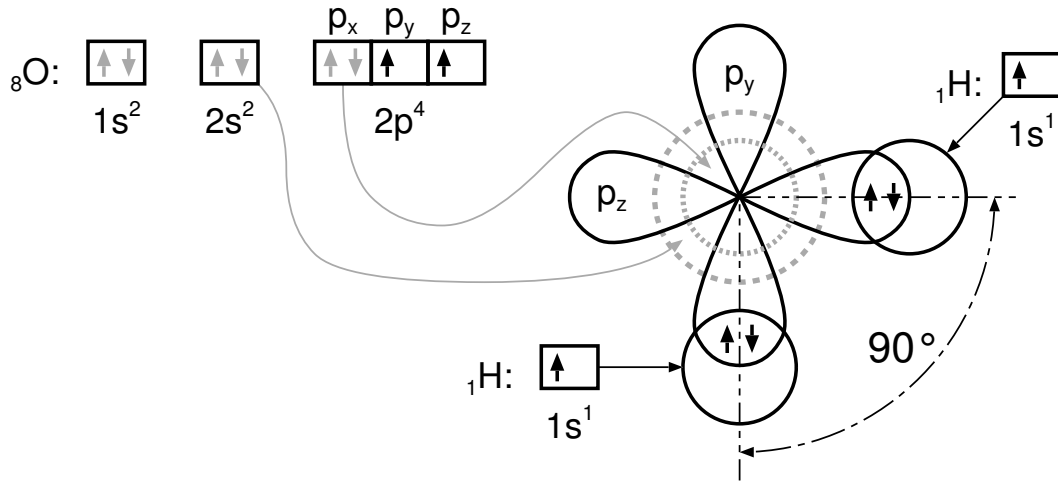
Durch Überlappung der jeweils mit einem Elektron besetzten p_x -Orbitale entsteht ein **p - p - σ -Molekülorbital** bzw. eine **p - p - σ -Bindung**:



σ -Bindungen (z. B. s - s - σ , p - p - σ , s - p - σ wie bei HCl und σ -Bindungen, an denen Hybridorbitale beteiligt sind) sind immer rotationssymmetrisch zur Bindungsachse.

Das Wasser-Molekül

Da das Sauerstoff-Atom im $2p_y$ - und im $2p_z$ -Orbital je ein ungepaartes Außenelektron hat, kann man davon ausgehen, dass im Wassermolekül durch Überlappung dieser p-Orbitale mit den einfach besetzten s-Orbitalen der beiden Wasserstoffatome zwei p - s - σ -Bindungen entstehen:

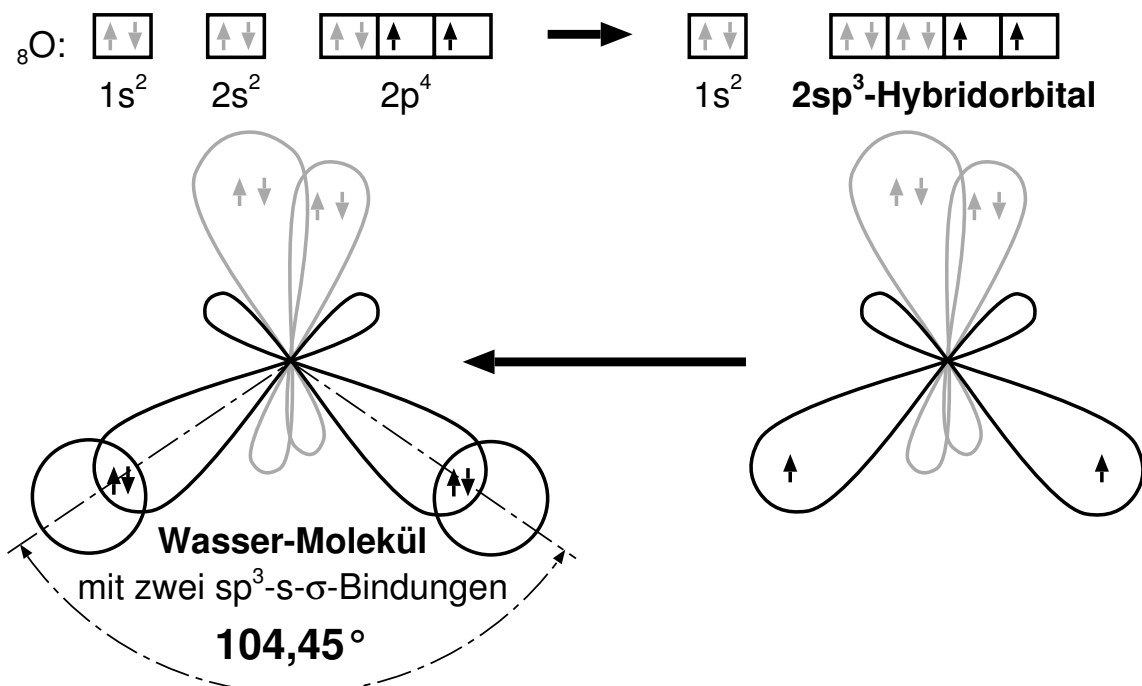


Der daraus resultierende Bindungswinkel von 90° stimmt allerdings nicht mit der Realität überein. Das Wassermolekül hat einen Bindungswinkel von $104,45^\circ$ (entspricht etwa dem Tetraederwinkel von $109,47^\circ$).

Lösung des Widerspruchs

In Molekülen treten durch die Einwirkung der elektrischen Felder der Nachbaratome (hier die H-Atome) beim betrachteten Atom (hier das O-Atom) **Hybridorbitale** als energetisch günstigere Überlagerungen von Orbitalen auf.

Beim Sauerstoff-Atom im Wasser-Molekül verschmelzen das $2s$ -Orbital und die drei $2p$ -Orbitale zu einem **$2sp^3$ -Hybridorbital**, dessen vier Räume energetisch gleichwertig und tetraedrisch ausgerichtet sind:



Hybridisierungen beim Kohlenstoff-Atom

Beim Kohlenstoffatom sind verschiedene Hybridisierungen möglich:

