

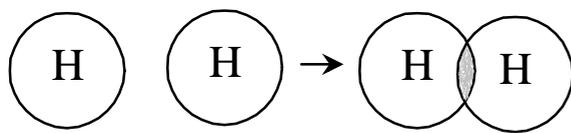
Atombindung; kovalente Bindung

Atome ähnlicher Elektronegativität werden gerichtet verbunden; so entstehen z.B. Moleküle. Für die mathematische Behandlung wurden zwei Verfahren erfunden:

1. **MO-Theorie**: Wie die AO (atomic orbitals) die elektronische Struktur eines Atoms beschreiben, beschreibt ein MO (molecular orbital) die elektronische Struktur eines Moleküls. (Für Theoretiker ist das Verfahren wichtig!)

2. **VB-Theorie**: Der elektronische Zustand eines Moleküls wird mit Orbitalen beschrieben, die mit chemischen Strukturformeln verknüpft sind. Man betrachtet direkter die Bindungen (valence).

Zweckmäßiger - und qualitativ mit beiden theoretischen Verfahren verträglich definiert man **anschaulich**: Eine Atombindung entsteht, wenn sich AO **überlappen** können. Vereinfacht kann man auch sagen, dass sich zwei Atome dann ein Elektronenpaar teilen. (Bei Ionen fand ein vollständiger Übergang von Elektronen statt.)



Die zwei 1s-AO von Wasserstoff-Atomen überlappen sich.
Die beiden Elektronen gehören Atomen gemeinsam: H₂ : H-H

Wenn die Überlappung, wie im Beispiel des Wasserstoff-Moleküls, innerhalb der Verbindungsachse der beiden Atome erfolgt, nennt man das eine **σ-Bindung**. Durch Überlappung von s-Atomorbitalen entstehen immer σ-Bindungen.

Bei p-Atomorbitalen sind zwei Arten von Überlappung möglich. Eine führt zur Überlappung in der Verbindungsachse, liefert also wieder eine σ-Bindung. Die zwei anderen Möglichkeiten liefern eine Überlappung außerhalb der Verbindungsachse. Solche Bindungen nennt man **π-Bindungen**.

Der Zusammenhalt der Atome in Molekülen ist für beide Bindungsarten verschieden. Bei σ-Bindungen besteht eine freie **Drehbarkeit**, bei π-Bindungen entsteht ein starres Gerüst. (Dies ist aus einer räumlichen Betrachtung der Änderung der Überlappung bei einer Drehung der beiden Atome einzusehen.)

Dieses Konzept ist auch in den üblichen Strukturformeln von Molekülen enthalten:

Ein **Einfachbindung** ist eine -Bindung. (Zur "Hybridisierung" siehe später!) Damit besteht um eine Einfachbindung freie Drehbarkeit.

Eine **Doppelbindung** enthält 1 σ- und 1 π-Bindung. Wegen der π-Bindung besteht bei der Doppelbindung keine freie Drehbarkeit mehr.

Eine **Dreifachbindung** enthält 1 σ- und 2 π-Bindungen.

Unter Verwendung dieser Bindungsarten lassen sich praktisch alle wichtigen organischen Verbindungen beschreiben. (Bei anorganischen Verbindungen müssen die Regeln etwas erweitert werden, da auch d-Elektronen an der Bindung beteiligt sein können.) Um den **räumlichen** Aufbau zu verstehen, muss eine Erweiterung vorgenommen werden. Dies führt dann zum Konzept der "**Hybridisierung**".



Wo sind σ- und wo π-Bindungen?