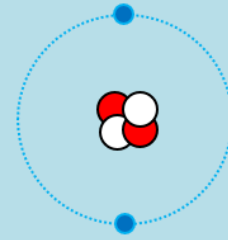


Ein quantenmechanischer Blick auf den Atombau

Klassische Vorstellung

Kern: Protonen (p^+) und Neutronen (n),
enthält nahezu gesamte Masse

Hülle: Elektronen(e^-) auf bestimmten Bahnen,
nahezu keine Masse



Beweise für dieses Modell:

→ Rutherford'scher Streuversuch

→ Linienspektren

Quantenmechanische Vorstellung

s. AB

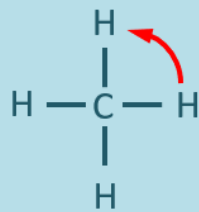
Für e^- können nur **Räume** mit hoher Aufenthaltswahrscheinlichkeiten angegeben werden. Diese bezeichnet man als **Orbitale**. Je nach Energiegehalt variieren Größe und Form der Orbitale. Ein Orbital kann von genau **2 e^-** besetzt werden.

Orbitale und Molekülgeometrie

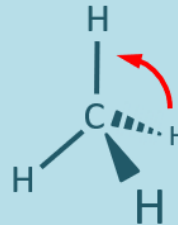
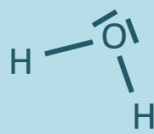
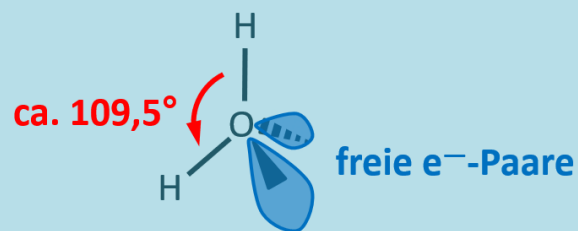
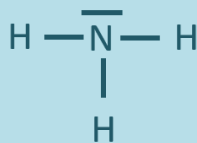
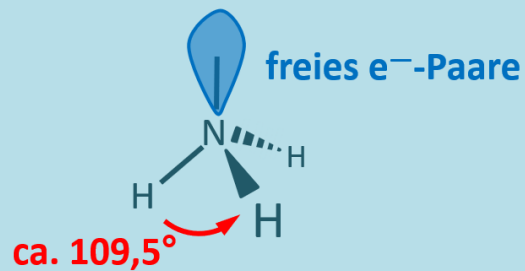
Sind mehrere **besetzte Orbitale** (**Bindungen** aber auch **freie Elektronenpaare**) vorhanden, so stoßen sich diese ab und nehmen den größtmöglichen Abstand zueinander ein:

Elektronenpaar-Abstoßungs-Modell o.
Valenzshell-Elektronpair-Repulsing-, VSEPR-Modell

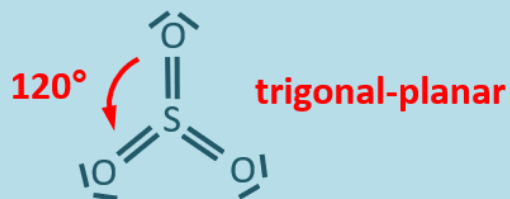
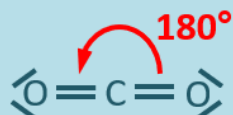
Es entstehen typische Geometrieformen:

Orbitale und MolekülgeometrieCH₄:

Auf dem Papier:

**90°-Winkel
(scheinbar)**Tatsächlich liegt jedoch ein
Tetraeder vor: **109,5°!**H₂O:**gewinkelt****ca. 109,5°**freie e⁻-PaareNH₃:**pyramidal****ca. 109,5°**freies e⁻-Paare

Mehrfachbindungen dürfen wie Einfachbindungen betrachtet werden:

SO₃:**120°****trigonal-planar**CO₂:**180°****linear**Mit diesem **VSEPR-Modell (Elektronenpaar-Abstoßungsmodell)**
lassen sich Molekülgeometrien vorhersagen: s. AB