

1. Ergänzen Sie im Abschnitt mit der Lehrkraft die fehlenden Inhalte.

Erklärungsmodell für die Vierbindigkeit des Kohlenstoffs

Die Kernaussage des **Valenzbindungsmodell (valence bond-Modell)** ist, dass eine Atombindung durch Überlappung einfach besetzter Atomorbitale zustande kommt.

Die H-H-Atombindung im H_2 erklärt sich durch Überlappung von zwei einfach besetzten $1s$ -Atomorbitalen:

Beispiel: Das Wasserstoffmolekül

- e^- -Konfiguration (Kurzschreibweise):
- Kästchenschema:

Beispiel: Kohlenstoff (im Grundzustand)

- e^- -Konfiguration:
- Kästchenschema:

Aufgrund der Elektronenkonfiguration im Grundzustand könnte man annehmen, dass Kohlenstoff nur für die Ausbildung von zwei Atombindungen ein Elektron zur Verfügung stellen kann. Darüber hinaus könnte es aufgrund seines leeren p -Atomorbitals noch eine weitere koordinative Elektronenpaarbindung akzeptieren. Insgesamt könnte das C-Atom demnach höchstens an drei Atombindungen beteiligt sein. Diese Schlussfolgerung widerspricht jedoch der Realität, denn der Kohlenstoff tritt in praktisch allen bekannten kovalenten Verbindungen vierbindig auf. Im einfachsten organischen Molekül, dem Methan, CH_4 , sind die vier Atombindungen zu den H-Atomen energetisch auch völlig gleichwertig.

Um diesen Widerspruch zu beseitigen, muss im Valenzbindungsmodell der Kohlenstoff erst in einen **bindungsbereiten, angeregten Zustand (promovierter Zustand)** gebracht werden. Man kann annehmen, dass ein Elektron aus dem s -Atomorbital in das leere p -Atomorbital wechselt, so dass vier einfach besetzte Atomorbitale entstehen:

Da das p -Atomorbital energetisch über dem s -Atomorbital steht, ist hierfür Energie notwendig, die **Promotionsenergie**. Um die energetische Gleichwertigkeit der vier Bindungen zu erklären, muss zusätzlich eine **räumliche und energetische Vermischung der vier Atomorbitale** angenommen werden, eine **Hybridisierung (= Vermischung)**. Dabei entstehen wiederum vier Hybridorbitale (**Mischorbitale**). Bei der *Hybridisierung* von einem s -Orbital mit drei p -Atomorbitalen entstehen vier völlig gleichwertige **sp^3 -Hybridorbitale**. In einem Diagramm lassen sich diese Vorgänge der Promovierung und Hybridisierung folgendermaßen zusammenfassen:

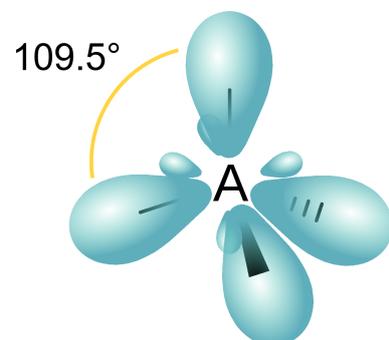
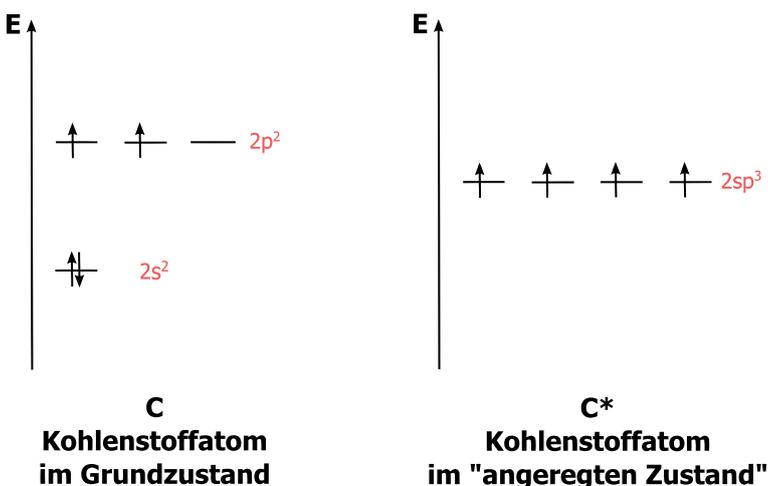
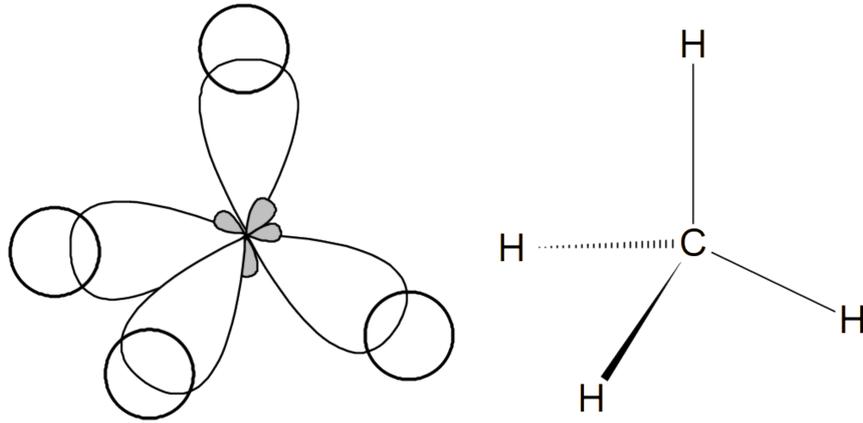


Abb. 2: Räumliche Anordnung der vier sp^3 -Hybridorbitale Q: commons. A: Jfmelero

Abb. 1: Promotion und Hybridisierung des C. Q: commons. A: Muskid

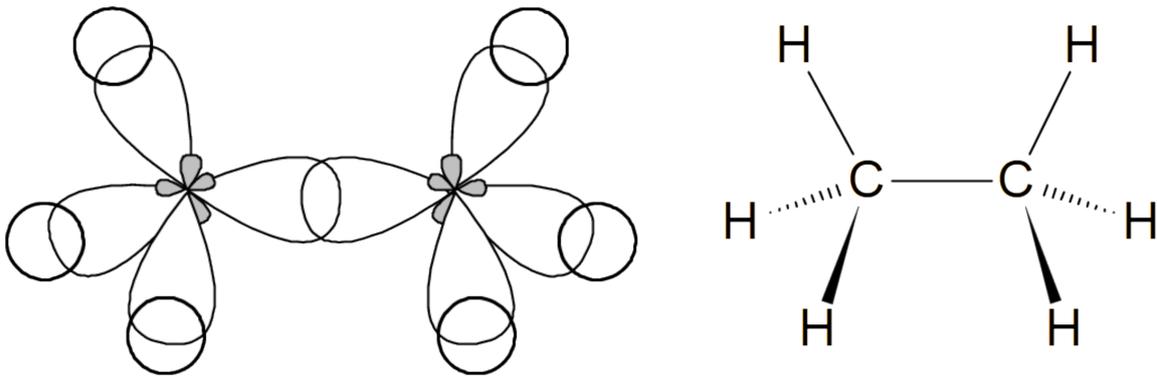
Die vier sp^3 -Hybridorbitale haben eine eindeutige räumliche Ausrichtung, sie **zeigen in die Ecken eines Tetraeders** (vgl. Abb. 2!). Auf der Gegenseite des Hauptlappens findet sich nur noch ein kleiner Restbereich (vgl. Abb. 2!). Wegen dieser stark Ausrichtung, können sie bei der Ausbildung der Atombindungen großen Überlappungsbereiche mit den Atomorbitalen der Bindungspartner ausbilden. Es entstehen starke Bindungen. Das zeigt sich darin, dass bei der Bindung viel Energie, die **Bindungsenergie**, abgegeben werden kann. Es resultiert deshalb ein energieärmer, also energetisch günstiger, Bindungszustand. Die anfänglich benötigte Promotionsenergie wird bei weitem überkompensiert.

Bindungsverhältnisse im Methan



Die vier sp³-Hybridorbitale des Kohlenstoffs überlappen jeweils mit einem 1s-AO des Wasserstoffs. Die tetraedrische Anordnung der vier sp³-Hybridorbitale bedingt den tetraedrischen Bau des Moleküls.

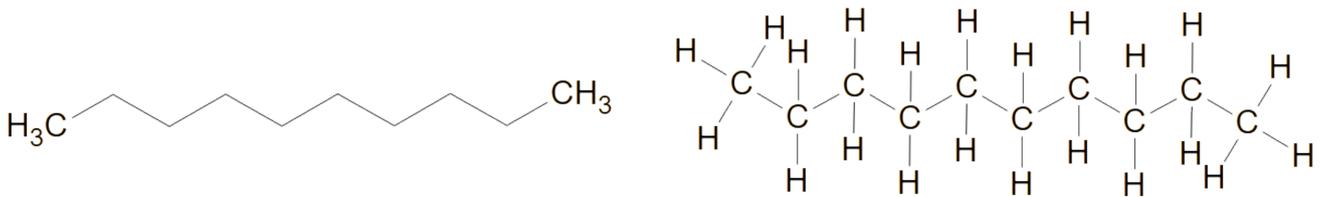
Bindungsverhältnisse im Ethan



Zwei sp³-Hybridorbitale überlappen sich und etablieren so die Einfachbindung zwischen den beiden C-Atomen. Die restlichen sp³-Hybridorbitale überlappen jeweils mit einem 1s-AO des H unter Bildung der C-H-Bindungen.

Andere gesättigte Kohlenwasserstoffe

1. Warum wird die C-Kette gesättigter Kohlenwasserstoffe häufig als Zickzack-Linie dargestellt? Beispiel *n*-Decan (C₁₀H₁₂)



.....

2. Handelt es sich bei der Elektronenpaarbindung zwischen den C-Atomen gesättigter Kohlenwasserstoffe um σ -Bindungen? Begründen Sie!