

Ionische Bindung: Bindung zwischen Metall- & Nichtmetallatomen durch Elektronentransfer
 Koordinationszahl: Anzahl der nächsten (entgegengesetzt geladenen) Nachbarionen (normal: 4, 6 oder 8)
 Kristallgitter: Durch resultierenden Anziehungskraft geordnete Ansammlung von Kationen und Anionen
 Gitterenthalpie: Benötigte Energie um 1 mol einer ionischen Verbindung vollständig in die gasförmigen Ionen zu trennen. Bsp. $\text{NaCl (s)} \rightarrow \text{Na}^+ \text{ (g)} + \text{Cl}^- \text{ (g)}$ $\Delta_{\text{Gitt}}H = 788 \text{ KJ / mol}$

Metallbindung: Bindung zwischen Metallatomen. Die Atomrümpfe sind unbeweglich während sich die Valenzelektronen sehr beweglich irgendwo zwischen den Atomrümpfen befinden

Kovalente Bindung: Bindung zwischen Nichtmetallatomen mittels Elektronenpaare als gemeinsame Bindung
 Valenzbindungstheorie: Die Edelgaskonfiguration als Ziel für jedes Atom, also ein elektronisches Oktett
 Valenzstrich-Formel: Die Bindungen werden mit Strichen gekennzeichnet. (Bsp. $\text{H}-\text{C}\equiv\text{C}-\text{H}$)
 Isomerie: 1 Substanzformel, aber mehrere Valenzstrichformeln, also mehrere Substanzen
 Mesomerie: Ein Molekül ist durch mehrere Formeln beschreibbar. Die Formeln sind Grenzstrukturen

Das VSEPR-Modell: (Valenzschalen-Elektronenpaar-Abstoßungs-Theorie)

- Die Elektronenpaare um das Zentralatom nehmen eine räumliche Anordnung ein, welche die Abstoßung zwischen ihnen zu einem Minimum macht
- Die Stärke der Abstoßungskräfte zwischen den Paaren nimmt in folgender Reihe ab: freies EP / freies EP > freies EP / gebundenes EP > gebundenes EP / gebundenes EP
- Unter mehreren möglichen Strukturen mit 90° Wechselwirkungen ist die Struktur begünstigt, welche die kleinste Anzahl 90° Wechselwirkungen mit freien Elektronenpaaren aufweist.

Für Moleküle mit mehr als 6 EP's sind die Regeln nur noch beschränkt anwendbar.

Vorgehen:	K = 2: linear	Beispiele:
1. Festlegen des Zentralatoms	K = 3: trigonal planar	SO_2 : Partner = 2, freie EP's = 1 $\Rightarrow K=3$
2. Anzahl Partner um das Zentralatom	K = 4: tetraedisch	AsCl_4^+ : Partner = 4, freie EP's = 0 $\Rightarrow K=4$
3. Freie Elektronenpaare am Zentralatom	K = 5: tri. bipyramidal	IBr_2^- : Partner = 2, freie EP's = 3 $\Rightarrow K=5$
4. Partner + freie EP's = Koordinationszahl	K = 6: oktaedrisch	SbCl_6^+ : Partner = 6, freie EP's = 0 $\Rightarrow K=6$

LCAO-Ansatz: Linearkombination von Atomorbitalen
 Atomorbital: Zeigt die Wahrscheinlichkeit, ein Elektron in der Umgebung des Atomkerns anzutreffen
 Molekülorbital: Zeigt die Aufenthaltswahrscheinlichkeit des Elektrons um das Molekül herum an
 bindende Orbitale: Energieärmere Molekülorbitale als die ursprünglichen Atomorbitale
 antibindende Orbitale: Energiereichere Molekülorbitale als die ursprünglichen Atomorbitale
 nichtbindende Orbitale: Molekülorbitale mit gleicher Energie wie die ursprünglichen Atomorbitale

s und s* Orbitale: (Bsp. Das H_2 -Molekül)

Bindungsachse: Kernverbindungsline. Bei Drehung um die Bindungsachse ändert sich die Überlappung der Orbitale nicht. σ -Bindungen (Einfachbindungen) sind frei gegeneinander drehbar.

σ - Orbital: Bindendes Orbital. Doppelt besetztes Orbital in einem Molekül.

σ^* - Orbital: Antibindendes Orbital. Leeres Orbital in einem Molekül.

Hybridisierung von Orbitalen: (Bsp. Das CH_4 -Molekül)

Grundzustand des C-Atoms	Promoviertes C-Atom	Hybridisiertes C-Atom
2p $\uparrow \uparrow \cdot$	2p $\uparrow \uparrow \uparrow$	sp^3 $\uparrow \uparrow \uparrow \uparrow$
2s $\uparrow \downarrow$	2s $\uparrow$	
1s $\uparrow \downarrow$	1s $\uparrow \downarrow$	1s $\uparrow \downarrow$

Mehrfachbindungen:

- Um die planare Geometrie an $\text{C}=\text{C}$ Doppelbindungen zu beschreiben, verwenden wir sp^2 -Orbitale. Das übrig gebliebene p-Orbital beschreibt eine π -Bindung.
- In der $\text{C}=\text{C}$ Doppelbindung bedeutet ein Strich eine $\text{C}-\text{C}$ σ -Bindung, der andere eine π -Bindung.
- π -Bindungen können nicht frei gedreht werden.
- Die Bindungsenergien von σ -Bindungen sind grösser als diejenigen entsprechender π -Bindungen. Wegen der geringeren Bindungsenergie von π -Bindungen sind Doppelbindungen Schwachstellen in einem Molekül. Dort finden die meisten Reaktionen statt.
- Dreifachbindungen beschreiben wir als Überlagerung einer σ -Bindung mit zwei π -Bindungen. Die Bindungsenergien der beiden π -Bindungen sind ähnlich der „normalen“ π -Bindung.