



# CHEMISCHE BINDUNGEN

## KOVALENTE BINDUNGEN

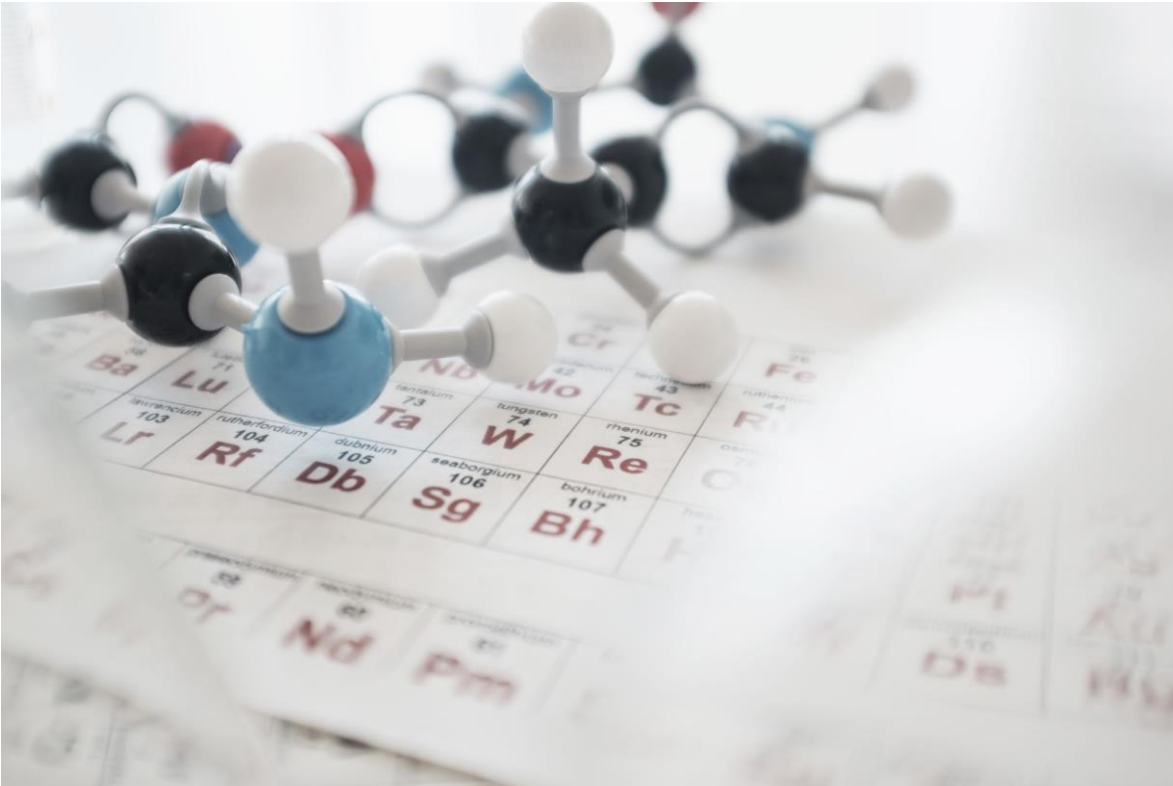
### Wichtig:

*Das gesamte Skript darf nur von Teilnehmern dieser Vorlesung als Lehrmaterial verwendet werden. Es darf nicht (auch nicht in Teilen) veröffentlicht, vervielfältigt oder an andere Personen (weder als Ausdruck noch elektronisch) weitergegeben werden.*

# Inhalt

- Einfachbindung
- Mehrfachbindung
- Unpolare / polare Verbindungen
- Molekülstruktur – VSEPR, Hybridorbitale
- Molekülorbitale

# Kovalente Bindungen



Atome bilden Moleküle, die durch kovalente Bindungen zusammengehalten werden

Kovalente Bindung: Elektronenpaarbindung

# Einfachbindungen

## Valenzstrichformel / Lewis Formel

Bindungsstrich symbolisiert gemeinsames Elektronenpaar

Valenzelektronen als Punkt oder Strich neben Atomsymbol

Beispiel: Wasserstoff  $\text{H}_2$

**Oktettregel/ (8-N)-Regel:** Anzahl an Bindungen die zum Erreichen der nächsten Edelgaskonfiguration nötig sind

Beispiele: Chlor, Sauerstoff, Stickstoff, Kohlenstoff

# Mehrfachbindungen

Atome können über mehrere gemeinsame Elektronenpaare verfügen.

Beispiele: Stickstoff  $\text{N}_2$ , Sauerstoff  $\text{O}_2$ ,  $\text{CO}_2$ ,  $\text{C}_2\text{H}_2$

Berechnung der Bindungselektronen =

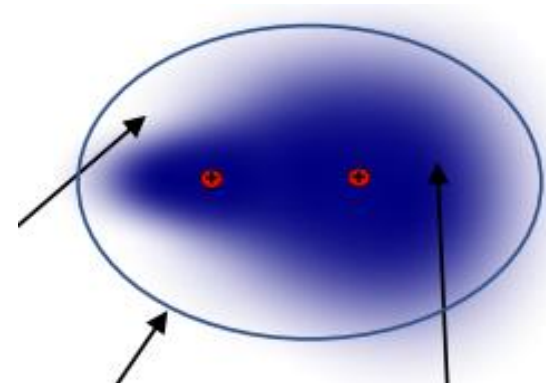
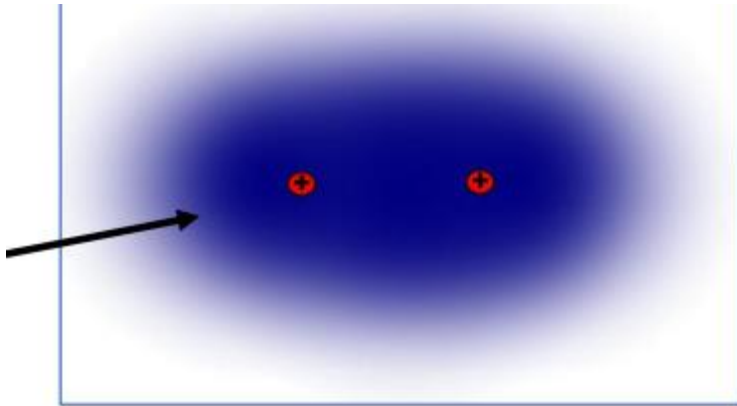
$2 (\text{Anzahl H-Atome}) + 8 (\text{Anzahl andere Atome}) - (\text{Gesamtzahl Valenzelektronen})$

Beispiel:  $\text{H}_2\text{CO}$  (Formaldehyd)

# Unpolare / polare Bindungen

rein kovalente Bindung gibt es nur zwischen Atomen desselben Elements

Bei zwei unterschiedlichen Atomen ist Elektronenladung nicht symmetrisch verteilt → polare kovalente Bindung

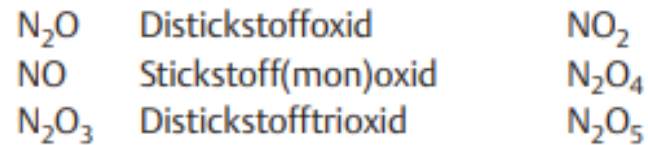


# Nomenklatur

Tab. 8.3 Griechische Präfixe zur Bezeichnung der Anzahl von Atomen einer Art.

Präfix	Zahl
mono-	1
di-	2
tri-	3
tetra-	4
penta-	5
hexa-	6
hepta-	7
octa-	8
nona-	9
deca-	10

- Deutscher Name des weniger elektronegativen Elements wird zuerst genannt, dann folgt lateinischer Name des elektronegativeren Elements mit Endung -id
- Anzahl der Atome jeder Art im Molekül wird durch griechische Präfixe vor den Elementnamen angegeben

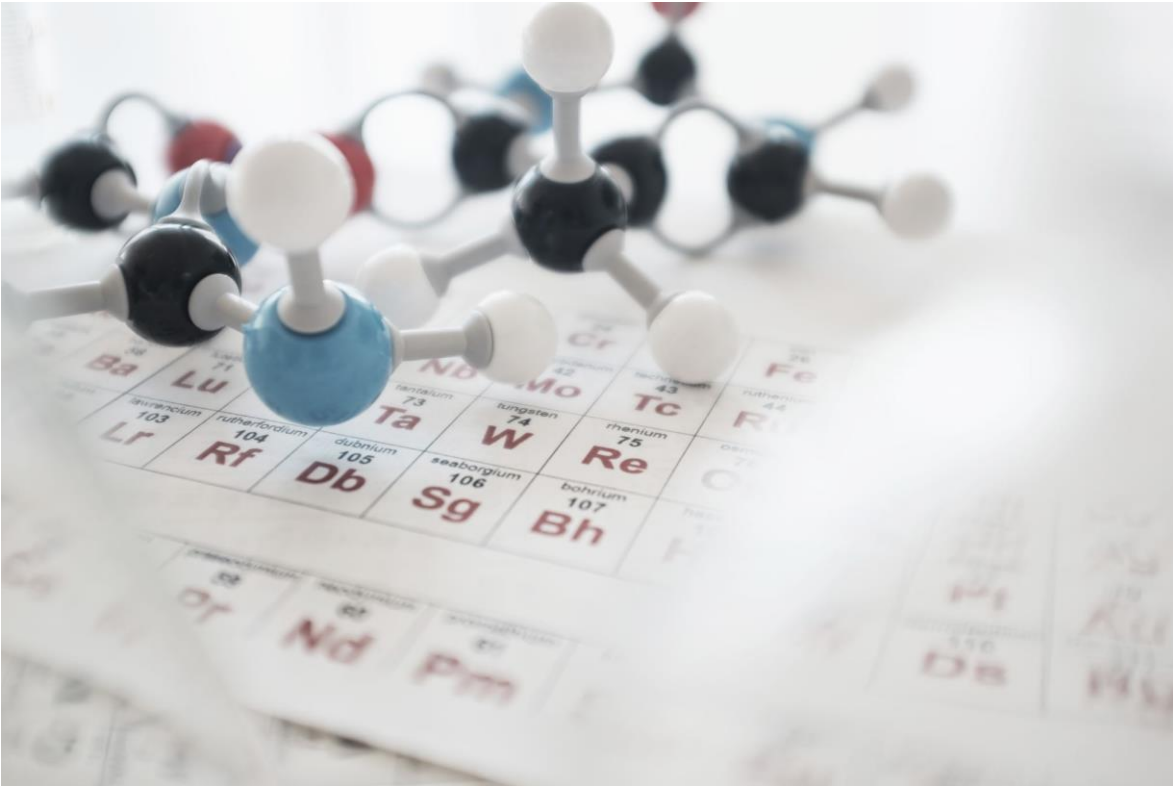


# Zusammenfassung / Lernzielkontrolle

1. Was versteht man unter bindenden und freien Elektronenpaaren?
2. Wie lässt sich die Anzahl an Bindungen bestimmen?
3. Welchen Einfluss hat die Elektronegativität auf die kovalente Bindung?
4. Wie verhalten sich Dipole im elektrischen Feld



# Molekülstruktur



**Die Struktur von Molekülen lässt sich mithilfe verschiedener Theorien vorhersagen / erklären**

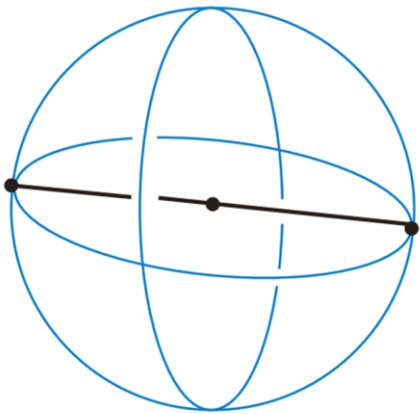
**→ Valenzelektronenpaar-Abstoßungs-Theorie**

**→ Hybridorbital-Modell**

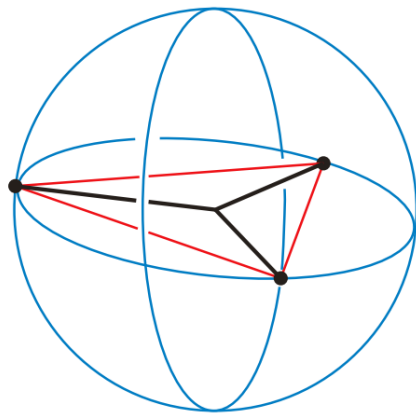
# Valenzelektronenpaar-Abstoßungs-Theorie VSEPR

- Berücksichtigung von bindenden und nicht-bindenden Elektronenpaaren
- Nicht-bindende Elektronenpaare beeinflussen Molekülstruktur durch abstoßende Wirkung

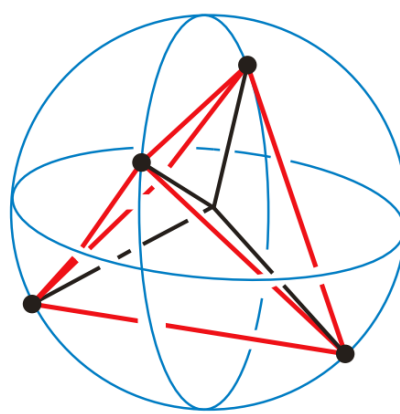
2 EP



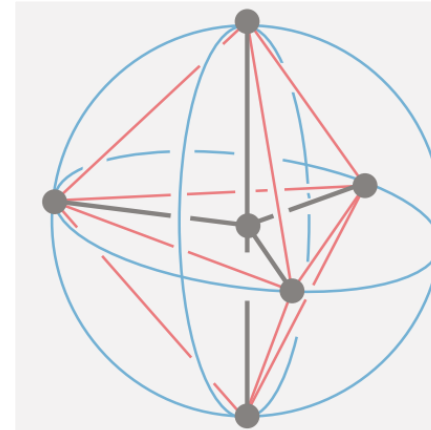
3 EP



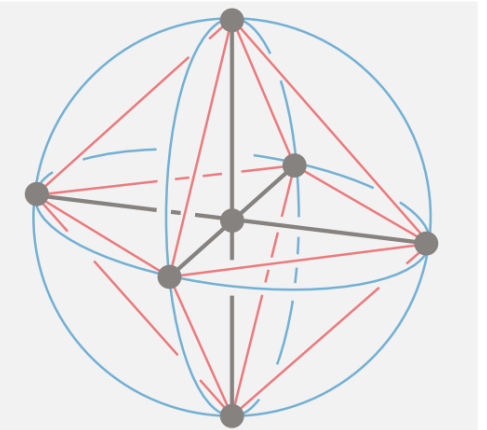
4 EP



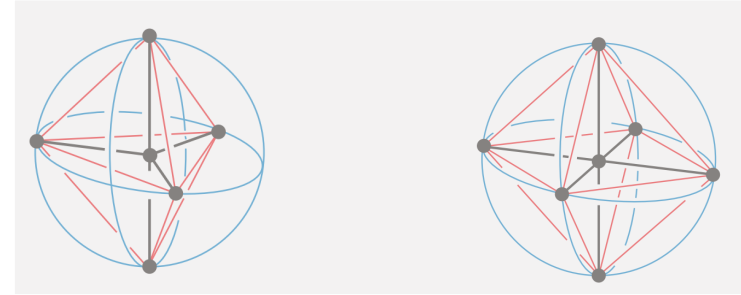
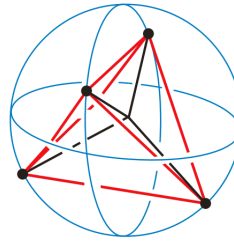
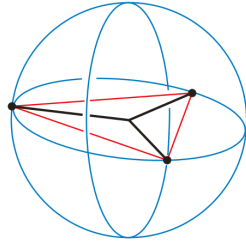
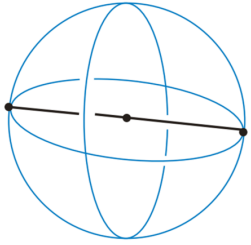
5 EP



6 EP



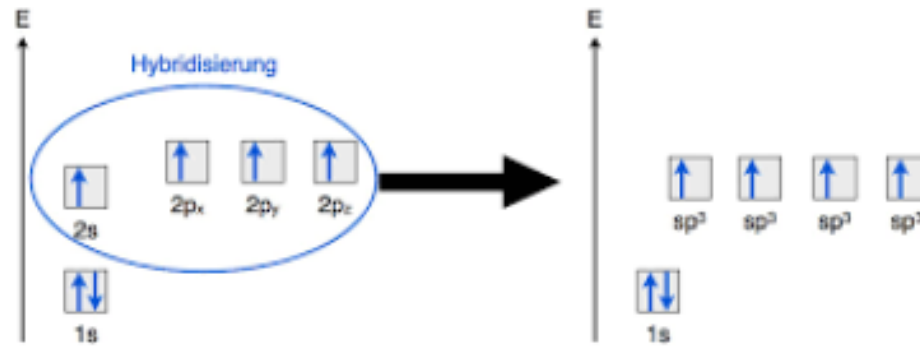
# Valenzelektronenpaar-Abstoßungs-Theorie VSEPR



# Hybridorbitale

Bsp: Kohlenstoffverbindungen

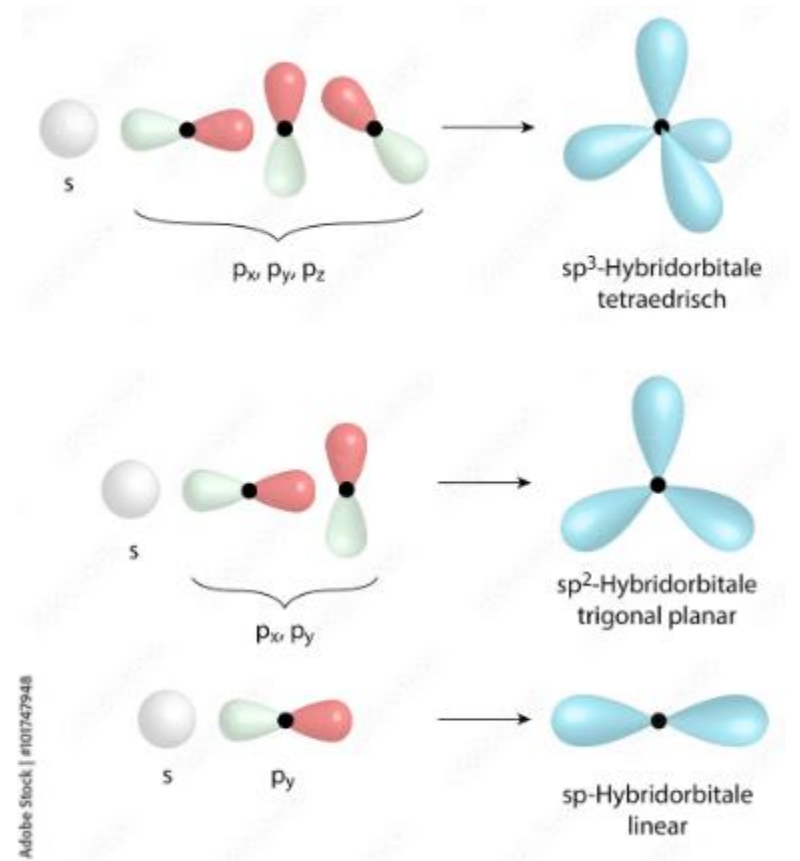
- 2s und 2p Orbitale liegen energetisch nahe beieinander
- Elektron aus 2s-Orbital kann leicht in 2p-Orbital angeregt werden



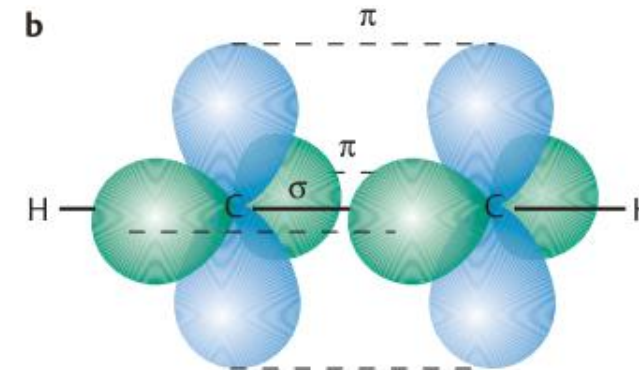
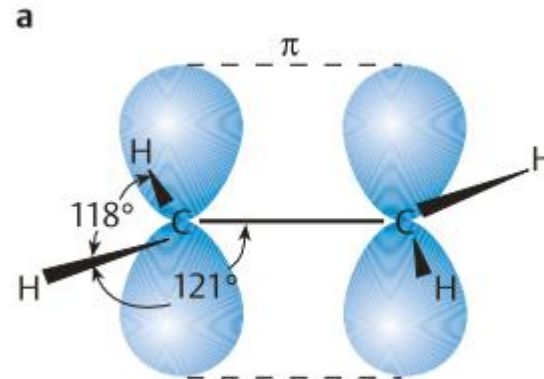
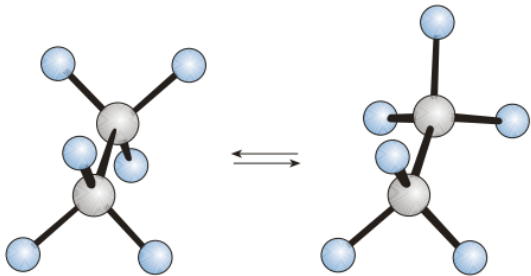
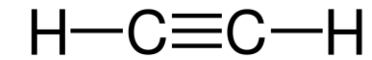
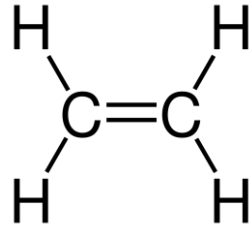
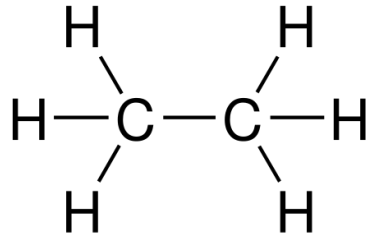
Angeregter Elektronenzustand im C-Atom.

Mathematische Operation:

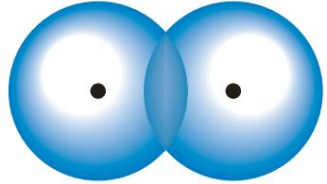
- Mathematische Kombinationen der 2s- und 2p-Orbitale
- Lösungen sind entartete (energetisch äquivalente) Hybridorbitale
- Struktur der Hybridorbitale ist mit Molekülstruktur im Einklang



# Struktur von Kohlenstoffverbindungen



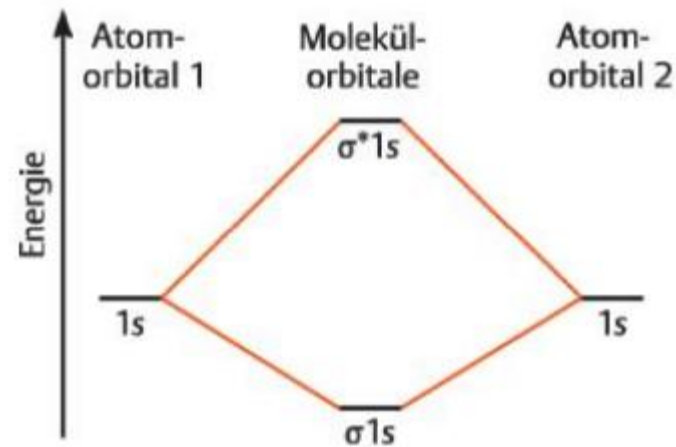
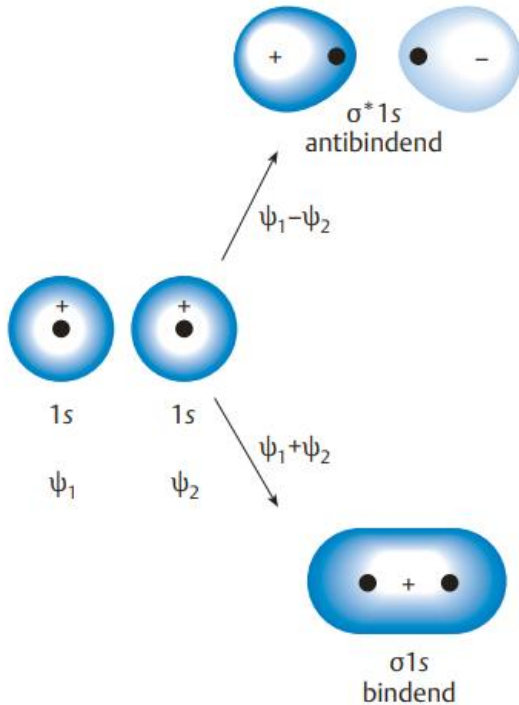
# Molekülorbitale – Überlappung von s-Orbitalen



Überlagerung von zwei s-Orbitalen  
Additiv (bindend) und subtraktiv (anti-bindend)

**Anzahl der Molekülorbitale entspricht Anzahl der Atomorbitale**

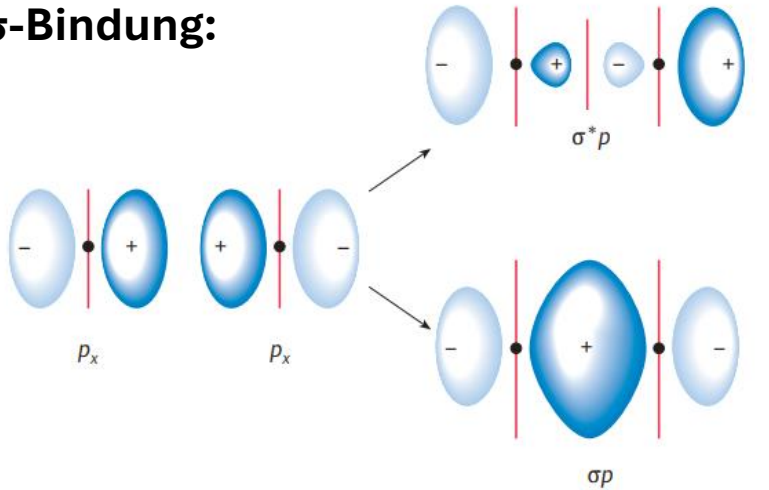
**Bindungsordnung:**  $\frac{1}{2} [( \text{bindende } e^- ) - ( \text{anti-bindende } e^- )]$



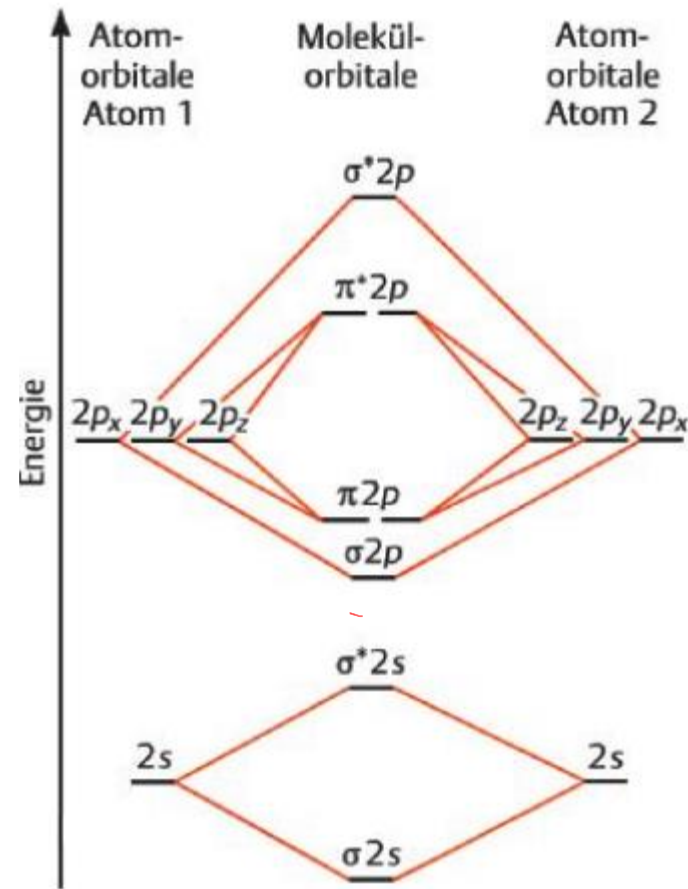
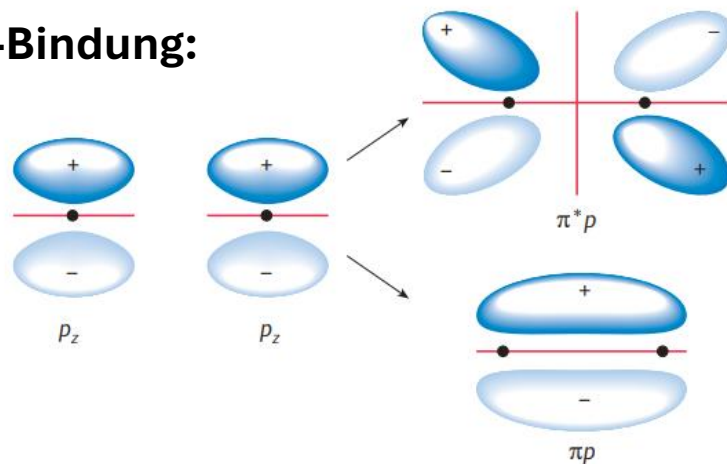
**Aufgabe:** Vergleichen Sie die Bindungsstärke von  $H_2$  und  $He_2$

# Molekülorbitale – Überlappungen von p-Orbitalen

**$\sigma$ -Bindung:**



**$\pi$ -Bindung:**



**Aufgabe:** Bestimmen Sie die Bindungsordnungen bei:  $N_2$ ,  $O_2$  und  $Cl_2$

# Mehrzentrenbindungen – delokalisierte Bindungen

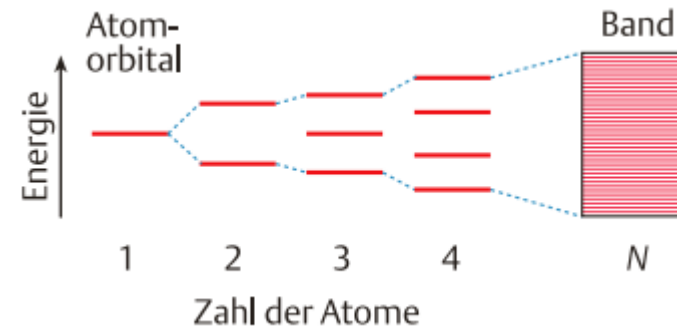
## Atomorbitale mehrerer Atome überlappen

3 Atome  $\rightarrow$  3 AO  $\rightarrow$  3 MO

4 Atome  $\rightarrow$  4 AO  $\rightarrow$  4 MO

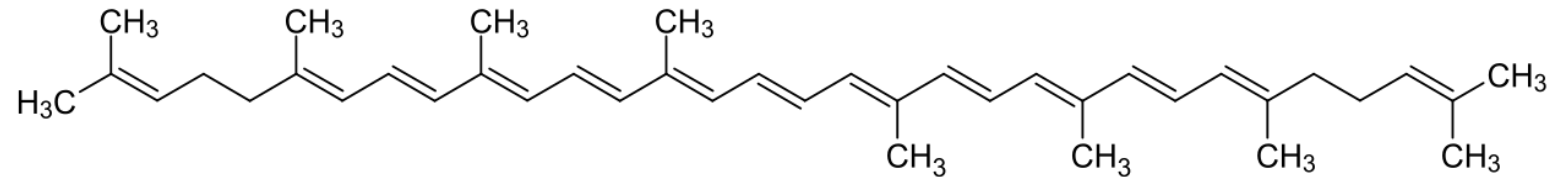
5 Atome  $\rightarrow$  5 AO  $\rightarrow$  5 MO

...



Energieniveaus rücken immer stärker zusammen – Delokalisierung durch Übergang HOMO – LUMO

**Frage:** Warum ist die Tomate rot?





# Zusammenfassung / Lernzielkontrolle

1. Erklären Sie mithilfe der VSEPR Theorie die Struktur von  $\text{H}_2\text{O}$ ,  $\text{NH}_3$ ,  $\text{H}_2\text{O}_2$
2. Was versteht man unter einer Hybridisierung?
3. Welche Hybrid-Orbitale liegen an einem Kohlenstoff vor, wenn dieser 2 Bindungspartner bzw. 3 Bindungspartner hat?
4. Wie lässt sich mithilfe der Molekülorbitale erklären, dass Edelgase wie He nicht als  $\text{He}_2$ - Moleküle vorliegen
5. Wie erklärt sich die Farbigkeit von Molekülen mithilfe der Molekülorbitale?