



## Wiederholung der letzten Vorlesungsstunde:

Hybridisierung,  $sp^3$ -Hybridorbitale, Tetraeder,  $sp^2$ -Hybridorbitale: Dreieck,  $sp$ -Hybridorbitale: lineare Anordnung, Oktetterweiterung, Mesomerie/Resonanz

**Thema heute: Chemische Bindungen, Teil 4, VSEPR**



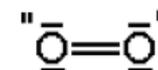
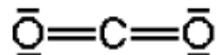
**Doppelbindungsregel:**  $\pi(p,p)$ -Bindungen werden bevorzugt von den Elementen der 2. Periode gebildet. Die Elemente der 3. Periode bilden in formal analogen Verbindungen bevorzugt Einfachbindungen:

4. Hauptgruppe

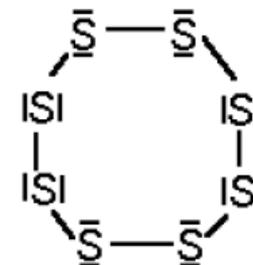
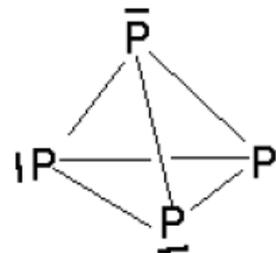
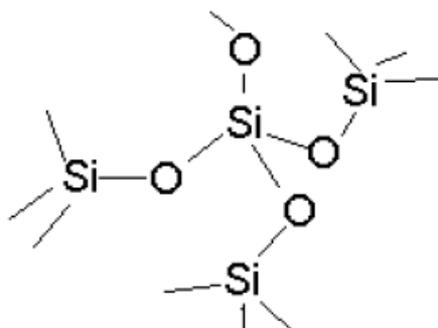
5. Hauptgruppe

6. Hauptgruppe

2. Periode



3. Periode





## VSEPR-Theorie

Ziel: Einfache Ermittlung von Elektronen-/Molekülstrukturen

VSEPR-Methode (Valence Shell Electron Pair Repulsion)

Von GILLESPIE und NYHOLM (1957)

Rein elektrostatisches Modell, Molekülstruktur ergibt sich aus dem Prinzip der Abstoßung von Elektronenwolken bzw. spinparalleler Elektronen

Die VSEPR-Methode gestattet, unter Anwendung einfachster Voraussetzungen, die Molekülstrukturen bis zur Koordinationszahl 6 verhältnismäßig genau vorherzusagen. Sie verzichtet auf den mathematischen Apparat der Quantenchemie und betont die innerelektronische Abstoßung.



## Valenzschalen – Elektronenpaar – Abstoßungs-Modell

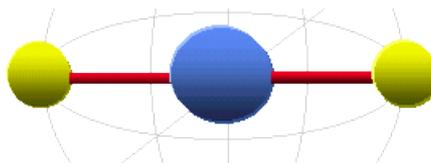
VSEPR Valence – Shell – Electron – Pair – Repulsion

*Regeln:*

1. In Molekülen des Typs  $AB_n$  ordnen sich die Elektronenpaare in der Valenzschale des Zentralatoms in maximalem Abstand, d. h. im maximalen Abstand auf einer Kugeloberfläche an.
2. Die freien Elektronenpaare (nicht bindenden EP) beanspruchen mehr Raum als die bindenden EP und verringern dadurch die Bindungswinkel. In nicht äquivalenten Strukturen besetzen freie EP die Plätze mit dem größten Raumangebot.
3. Elektronegative Substituenten ziehen bindende EP stärker an sich heran und vermindern damit deren Raumbedarf.
4. Mehrfachbindungen beanspruchen mehr Raum als Einfachbindungen und verringern die Bindungswinkel der Einfachbindungen.

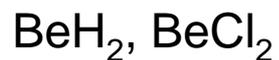


**$AE_2$  (und  $AX_2$ ):** Elektronenanzordnung und Molekülgestalt: lineare Anordnung,  
Winkel:  $180^\circ$



Beispiele:

Einfachbindungen:



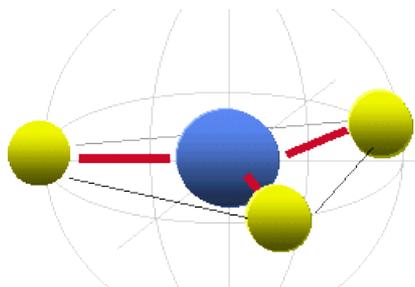
Mehrfachbindungen:





**AE<sub>3</sub>**: dreieckige Elektronenpaaranordnung

**Type AX<sub>3</sub>**: Elektronenpaaranordnung und Molekülgestalt: gleichseitiges, planares Dreieck, Winkel: 120°



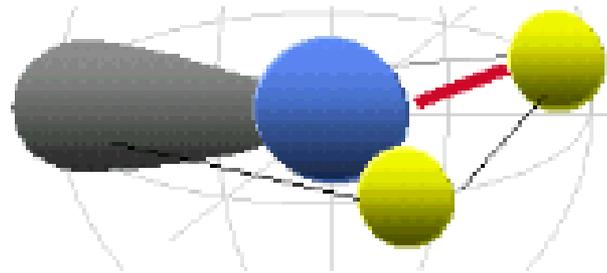
Beispiele:

Einfachbindungen: BF<sub>3</sub>

Mehrfachbindungen: SO<sub>3</sub>, H<sub>2</sub>C=O, H<sub>2</sub>C=CH<sub>2</sub>, Cl<sub>2</sub>C=O



**Type AX<sub>2</sub>E:** Elektronenpaaranordnung: gleichseitiges planares Dreieck, Winkel: <math><120^\circ</math>, Atomanordnung: gewinkelt



Beispiele:

Einfachbindungen:  $\text{SnCl}_2$

Mehrfachbindungen:  $\text{SO}_2$ ,  $\text{O}_3$  (Ozon),  $\text{NO}_2^-$



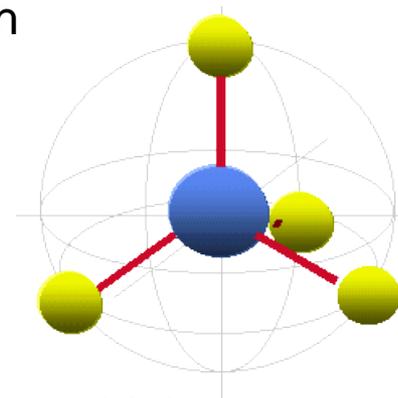
**AE<sub>4</sub>**: tetraedrische Elektronenpaaranordnung, Winkel 109,5°

**AX<sub>4</sub>**: Elektronenpaaranordnung und Molekülgestalt: tetraedrisch

Beispiele:

Einfachbindungen: CH<sub>4</sub>, CF<sub>4</sub>, [NH<sub>4</sub>]<sup>+</sup>

Mehrfachbindungen: [SO<sub>4</sub>]<sup>2-</sup>, [PO<sub>4</sub>]<sup>3-</sup>, OPCI<sub>3</sub>, SO<sub>2</sub>Cl<sub>2</sub>

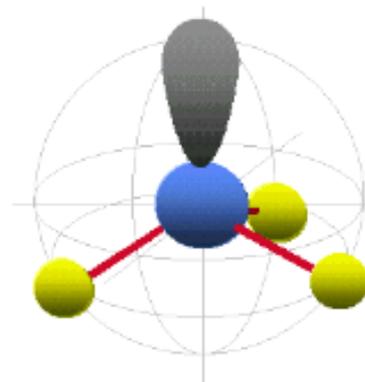


**Typ: AX<sub>3</sub>E**: tetraedrische Elektronenpaaranordnung, trigonal-pyramidale Molekülgestalt

Beispiele:

Einfachbindungen: NH<sub>3</sub>, PF<sub>3</sub>, AsCl<sub>3</sub>

Mehrfachbindungen: [SO<sub>3</sub>]<sup>2-</sup>, SOCl<sub>2</sub>





### Elektronenstruktur



### Molekülstruktur

linear

trigonal eben

gewinkelt

tetraedrisch

trigonal-pyramidal

gewinkelt

trigonal bipyramidal

verzerrt

T-förmig

linear

oktaedrisch

quadratisch-pyramidal

quadratisch-planar

### Beispiele

