

# 6. Moleküle

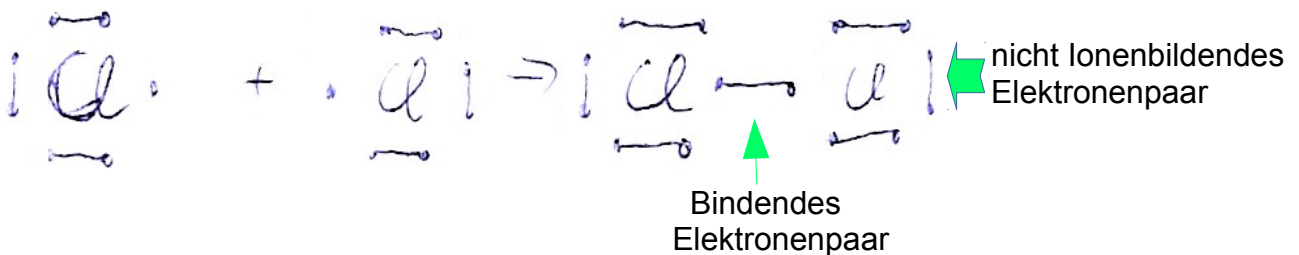
## 6.1 Die Bestandteile der Luft



■ Restgase ■ Edelgase ■ Sauerstoff ■ Stickstoff

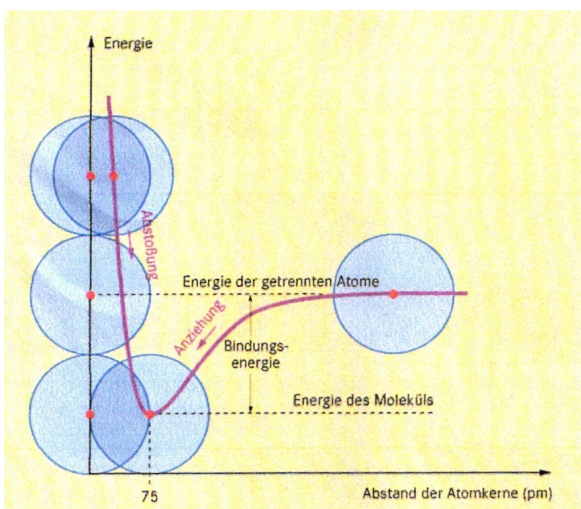
Der **Sauerstoffgehalt** beim Einatmen beträgt etwa 21%, beim Ausatmen 16-17%  
 < 7% Bewusstlosigkeit  
 < 3% Tod

## 6.2 Die Elektronenpaarbindung



Bei der annäherung zweier Chloratome überlappen sich die Elektronenwolken. Die zwei Atome „teilen“ sich Elektronen und erfüllen somit die Oktettregel.

Sind Atome in Molekülen über gemeinsame Elektronenpaare miteinander verbunden, so nennt man dies Elektronenpaarbindung/Atombindung/kovalente Bindung.



Bei kleinerem Abstand stoßen sich die positiv geladenen Atomkerne ab. Bei größerem Abstand ziehen sich je der Atomkern des einen Atoms und die (Valenz-)Elektronen des anderen Atoms an.

Durch die Vereinigung zweier Chloratome zum Chlormolekül wird eine sogenannte Bindungsenergie frei.

## 6.3 Aufstellen von Valenzstrichformeln

Bsp: NH<sub>3</sub>

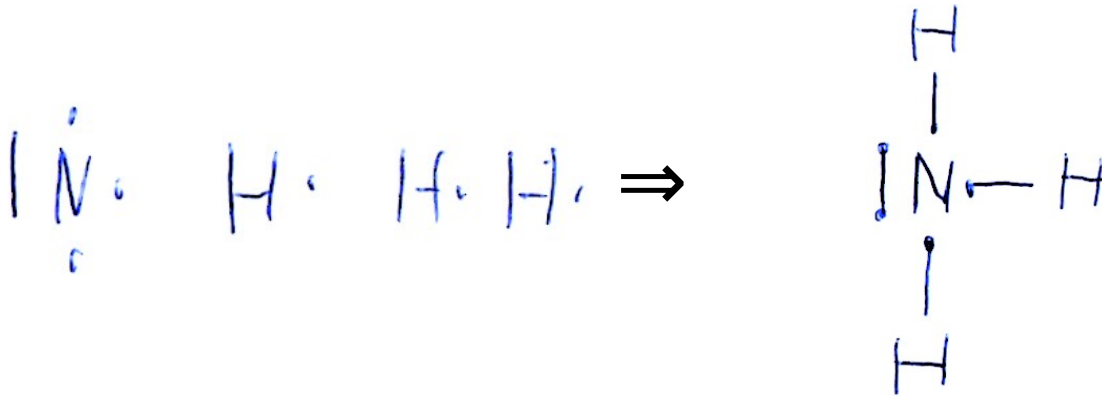
Anzahl vorhandener Ve<sup>-</sup>:

$$5 + 3 \cdot 1 = 8$$

Benötigten Ve<sup>-</sup>:

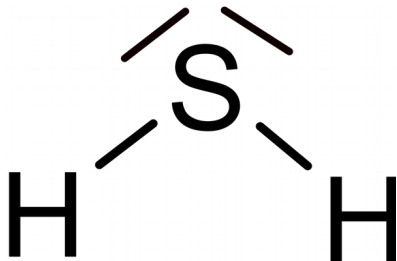
$$8 + 3 \cdot 2 = 14$$

$$\text{Diff: } = 6 \text{ Ve}^- \Rightarrow 3 \text{ Elektronenpaare}$$

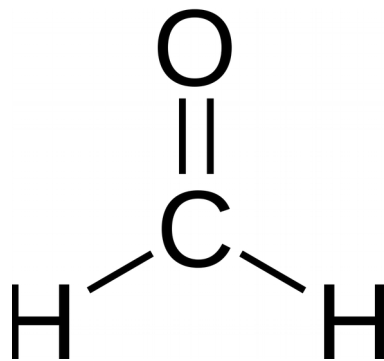


## 6.4 Einfach- und Mehrfachbindungen

H<sub>2</sub>S - Schwefelwasserstoff



H<sub>2</sub>CO - Formaldehyd

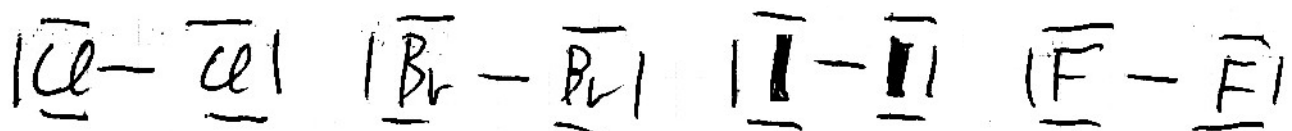
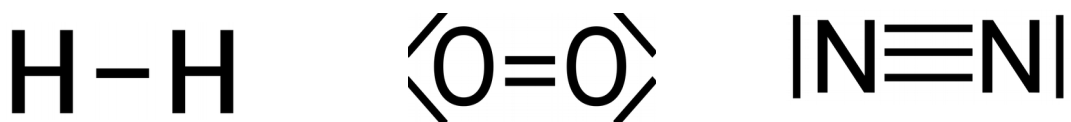


C<sub>2</sub>H<sub>2</sub> - Ethin



Bei zwei bzw. drei bindenden Elektronenpaaren spricht man von einer Mehrfachbindungen (Doppelbindung bzw. Dreifachbindung).

Der HONCIBrIF:

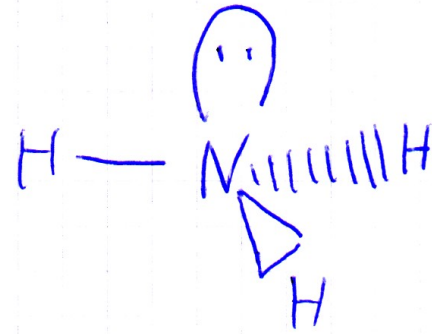
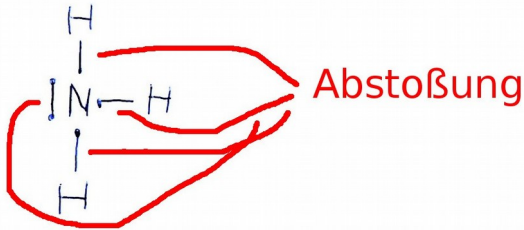


## 6.5 Das VSEPR-Modell

VSEPR (= Valence shell electron pair repulsion)

Das VSEPR-Modell beschreibt den räumlichen Bau der Moleküle.

Beispiel:  $\text{NH}_3$



trigonal-pyramidaler Bau

### Vorgehen:

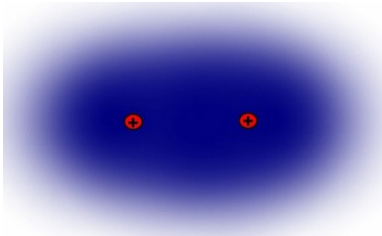
1. Zentralatom ermitteln (Ausnahme: zweiatomige Moleküle).
2. Elektronenpaare (bindende & nichtbindend) am Zentralatom zählen.
3. Nichtbindende Elektronenpaare am Zentralatom zählen.
4. Elektronenpaare so anordnen, dass sie maximalen Abstand haben (ggf. Tabelle benutzen).

Richtung der Elektronenpaare am Zentralatom	kein nichtbindendes Elektronenpaar am Zentralatom	eine nichtbindendes Elektronenpaar am Zentralatom	zwei nichtbindende Elektronenpaare am Zentralatom
2	<p>linear</p>		
3	<p>trigonal-planar</p>	<p>gewinkelt</p>	
4	<p>tetraedrisch</p>	<p>trigonal-pyramidal</p>	<p>gewinkelt</p>

## 6.6 Die polare Atombindung

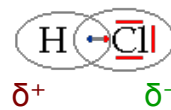
Elektronenpaarbindungen zwischen zwei unterschiedlichen Atomsorten, bei denen die Aufenthaltswahrscheinlichkeit der Bindungselektronen an einem Atom höher ist als am anderen, heißen polare Atombindungen

homogene Atombindung



H – H

polare Atombindung



δ: delta Symbol für Partialladung

### Elektronegativitäten nach Pauling 1932:

Die Elektronegativität ist ein relatives Maß für die Fähigkeit eines Atoms, das gemeinsame Elektronenpaar in eine Bindung anzuziehen. Je stärker die Anziehung, desto größer ist der Elektronegativitätswert. (Werte stehen im PS)

- Zunahme nach oben in PE (weniger Schalen, also stärkere Anziehung der Elektronen, da sie näher an positiven Kern kommen)
- Zunahme nach rechts im PE (gleiche Schalenzahl, mehr Protonen)

## 6.7 Dipole

### Zwischenmolekulare Wechselwirkungen

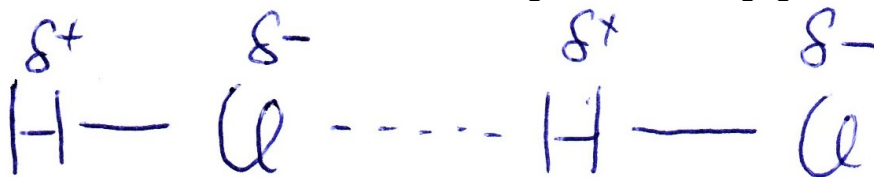
Neben den innermolekularen Kräften, die den Aufbau eines Moleküls bestimmen, wirken zusätzlich zwischenmolekulare Wechselwirkungen.

Bei ZMWs handelt es sich um Anziehungskräfte zwischen verschiedenen Molekülen eines Stoffes. Soll ein Stoff vom festen in den flüssigen oder vom flüssigen in den gasförmigen Zustand überführt werden, so müssen die ZMKs durch Energiezufuhr in Form von Wärme überwunden werden.

### Dipol-Dipol-Wechselwirkungen

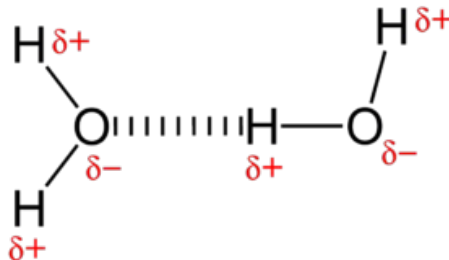
Bei Dipolmolekülen ziehen sich die unterschiedlich geladene Pole gegenseitig an.

Bsp:

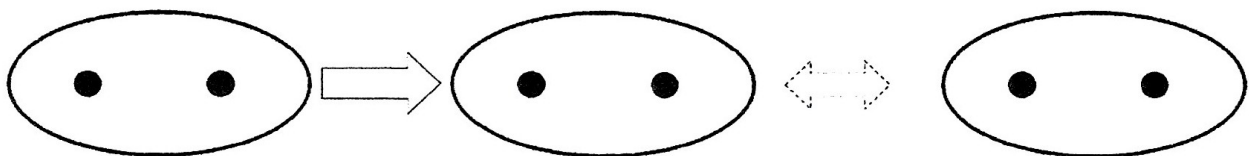


### Wasserstoffbrücken

...sind eine besonders starke Form der Dipol-Dipol-WW  
H-Atom ( $\delta^+$ ) ----- O,N,F,Cl – Atome ( $\delta^-$ ) (freie Elektronenpaare)



### van der Waals-Wechselwirkungen (London-Kräfte)



Unpolares Molekül

→

\_\_\_\_\_

\_\_\_\_\_

Die Van-der-Waals-Kräfte sind letztlich auf \_\_\_ zwischen \_\_\_ zurückzuführen.  
Je größer/schwerer das Molekül bzw. Atom ist, desto stärker sind die Van-der-Waals-Kräfte.