

# ELEKTRONENPAARBINDUNG

Felix Fasler

[felix.fasler@stud.altekanti.ch](mailto:felix.fasler@stud.altekanti.ch)

13. Juni 2018

## Elektronenpaarbindungen

Elektronenpaarbindung .....	1
Bindigkeitsregel .....	1
Verschiedene Bindungstypen .....	1
Einfachbindung .....	1
Doppelbindung .....	1
Dreifachbindung .....	1
Vierfachbindung .....	1
Molekulare Elemente .....	2
Polare Elektronenpaarbindung .....	2
Elektronegativität .....	2
Einflussfaktoren .....	2
Zusammenhang .....	2
Mehratomige Moleküle .....	2

**Wichtig: Es ist kein Tutorial enthalten wie man die Lewisformeln oder das Kugelwolkenmodell zeichnet!!**

## Elektronenpaarbindung

Betrifft nur Nichtmetalle und H (Wasserstoff). Durch die Elektronenpaarbindung werden Moleküle gebildet, das sind Teilchen, die aus zwei oder mehr Atomen bestehen und in sich abgeschlossen sind.

### Bindigkeitsregel

Jedes Nichtmetall kann so viele Bindungen eingehen, wie es einfach besetzte Kugelwolken (Punkte bei Lewis) in der Valenzschale hat.

### Verschiedene Bindungstypen

#### Einfachbindung

zB 2 Wasserstoff Atome -> 1 Wasserstoff Molekül

Beide Atome haben nur ein «freies» Elektron, diese Verbinden sich.

#### Doppelbindung

zB 2 Sauerstoff Atome -> 1 Sauerstoff Molekül

Die Atome teilen zwei Elektronenpaare.

#### Dreifachbindung

zB 2 Stickstoff Atome -> 1 Stickstoff Molekül

Die Atome teilen sich drei Elektronenpaare.

#### Vierfachbindung

Gibt es nicht. Räumliche Vorstellung (Kugelwolkenmodell):

Wenn sich die ersten drei Elektronenpaare verbunden haben, müsste der 4. «oben» über allem durch.

### Molekulare Elemente

H<sub>2</sub>, N<sub>2</sub>, O<sub>2</sub>, F<sub>2</sub>, Cl<sub>2</sub>, Br<sub>2</sub>, I<sub>2</sub>

Heisst: jeweils zwei Atome der oben genannten können sich gegenseitig ergänzen und alle Valenzelektronen brauchen.

## Polare Elektronenpaarbindung

### Elektronegativität

Die EN ist ein Mass der Anziehungskraft, mit der ein Atom in einem Molekül die Bindungselektronen an sich zieht.

### Einflussfaktoren

1. Anzahl Schalen höher = EN niedriger
2. Anzahl p+ höher = EN höher

Wobei: 1. meistens wichtiger als 2.

### Zusammenhang

H<sub>2</sub>: Beide Atome haben eine EN von 2.2. Deshalb teilen die zwei Atome die bindenden Elektronen fair auf -> unpolare Bindung.

HF: EN(F): 4; EN(H): 2.2 -> ziehen die gemeinsamen Elektronen verschieden stark an. «F» hat seine Kraft (EN) viel höher gelevelt und zieht deshalb die Elektronen viel stärker zu sich als «H» es tut -> polare Bindung.

Für eine polare Bindung muss die Differenz zwischen den beiden ENs zwischen 0.4 und 1.8 liegen. Dies ergibt eine Partialladung ( $\delta^+$  und  $\delta^-$ ).

Das Atom, das die Elektronen mehr zu sich zieht ist dabei  $\delta^-$ .

Zweiatomige Moleküle mit polarer Bindung sind immer Dipol Moleküle (zwei Enden mit den Partialladungen).

Das ganze Molekül ist neutral. Es liegt lediglich eine Ladungsverschiebung vor.

### Mehratomige Moleküle

Das Mehratomige Molekül befindet sich zwischen einem positiven und einem negativen Pol. Falls sich das Molekül ausrichten kann, handelt es sich um ein Dipol-Molekül.