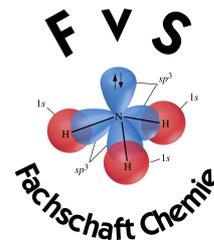


# Wiederholungsthema:

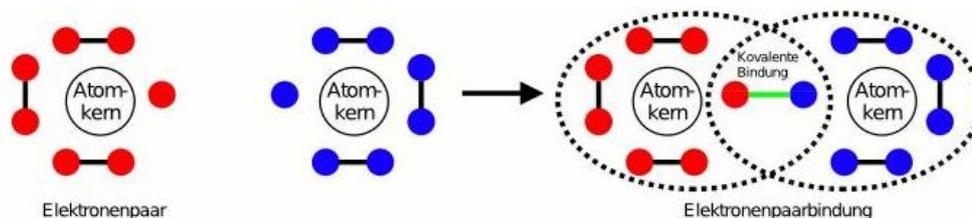
## Elektronenpaarbindung und VSEPR



### Zusammenfassung:

Die Tatsache, dass sich Atome gegenseitig binden klingt widersprüchlich, da sich ihre negativ geladenen Elektronenhüllen gegenseitig abstoßen; sie lässt sich aber leicht erklären, wenn man sich die Schritte während des Bindungsvorgangs genauer anschaut.

Bei einer chemischen Reaktion prallen Atome mit einer hohen Geschwindigkeit aufeinander. Dabei durchdringen sich ihre Hüllen und die Elektronen in diesem Bereich (1 bis 3 Außenelektronen (Valenzelektronen) von jedem Atom) sind plötzlich der Anziehungskraft beider Atomkerne ausgesetzt ( $\rightarrow$  Elektronegativität; EN). Im Fall der Elektronenpaarbindung (= Atombindung, kovalente Bindung) sind sich die Elektronegativitäten der beteiligten (Nichtmetall-)Atome relativ ähnlich, die Differenz ( $\Delta EN$ ) ist in der Regel kleiner als 1,7. Keines der beteiligten Atome ist in der Lage, die Elektronen in der „Durchdringungszone“ komplett zu sich zu ziehen (vgl. Bildung einer Ionenbindung). Da beide Atome ungefähr gleich ziehen, bleiben sie so aneinander gebunden. Die Elektronen, die von beiden Atomen für die Bindung bereitgestellt werden, gruppieren sich zu Elektronenpaaren, in einer Strukturformel dargestellt durch einen Strich. Haben sich Atome über Elektronenpaarbindungen verbunden, ist ein Molekül entstanden.



Ist  $\Delta EN < 0,4$  befinden sich die Bindungselektronenpaar relativ symmetrisch zwischen den beiden Atomen; man nennt diesen Zustand „unpolar“. Bei höherer  $\Delta EN$  liegen die Paare etwas mehr auf der Seite des Atoms mit der höheren EN. Dadurch ist dieses Atom tendenziell etwas negativer geladen; man spricht von einer negativen Teilladungen o. Partialladungen ( $\delta^-$ ). Am anderen Atom liegt eine positive Teilladung ( $\delta^+$ ) vor. Ein solches Molekül wird als „polar“ bezeichnet. Da keine echten Ladungen wie bei Ionen vorliegen, sind die Anziehungskräfte zwischen Molekülen deutlich schwächer, aber dennoch sind die polaren Kräfte noch einmal um einiges stärker als die Anziehungskräfte bei den unpolaren Molekülen.

Besitzt ein Atom mehrere Bindungspartner, so ordnen sich die Elektronenpaare (sowohl die der Bindungen als auch die, die nicht für Bindungen benötigt werden (freie e<sup>-</sup>-Paare) im größtmöglichen Abstand auf der äußersten besetzten Schale an (Elektronenpaarabstoßungsmodell = Valence shell electron pair repulsion). Dies führt zu bestimmten Geometrien bei Molekülen.

Anzahl der e <sup>-</sup> -Paare	3	4 (4 Bindungen)	4 (3 Bindungen; 1 freies e <sup>-</sup> -Paar)	4 (2 Bindungen; 2 freie e <sup>-</sup> -Paare)	5	6
Anordnung	trigonal-planar	tetraedrisch	trigonal-pyramidal	gewinkelt	trigonal-bipyramidal	oktaedrisch
Beispiel	Bortrifluorid	Methan	Ammoniak	Wasser	Phosphorpentachlorid	Schwefelhexafluorid
Struktur						
Bindungswinkel	120°	109,5°	107,3°	104,45°		



## Lösungen:

1. Entscheidend ist die Elektronegativitätsdifferenz.

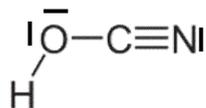
- |                              |                                     |                           |         |
|------------------------------|-------------------------------------|---------------------------|---------|
| a) Natriumchlorid (NaCl)     | <input type="checkbox"/>            | $\Delta EN_{Cl,Na} = 2,1$ | (> 1,7) |
| b) Wasser (H <sub>2</sub> O) | <input checked="" type="checkbox"/> | $\Delta EN_{O,H} = 1,4$   |         |
| c) Chlorwasserstoff (HCl)    | <input checked="" type="checkbox"/> | $\Delta EN_{Cl,H} = 0,9$  |         |
| d) Kaliumfluorid (KF)        | <input type="checkbox"/>            | $\Delta EN_{F,K} = 3,2$   | (> 1,7) |
| e) Methan (CH <sub>4</sub> ) | <input checked="" type="checkbox"/> | $\Delta EN_{C,H} = 0,4$   |         |
| f) Calciumoxid (CaO)         | <input type="checkbox"/>            | $\Delta EN_{Ca,O} = 2,5$  | (> 1,7) |
| g) Bortrichlorid             | <input checked="" type="checkbox"/> | $\Delta EN_{Cl,B} = 1,0$  |         |

2.

	Bindungs-e-Paare	freie e-Paare	Struktur
a) Schwefelwasserstoff (H <sub>2</sub> S)	2	2	gewinkelt
b) Tetrachlorkohlenstoff (CCl <sub>4</sub> )	4	0	Tetraeder
c) Phosphortrichlorid (PCl <sub>3</sub> )	3	1	trig.-pyram.
d) Selenhexafluorid (SF <sub>6</sub> )	6	0	Oktaeder

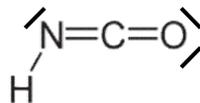
3. Bei der Zeichnung der Strukturformel muss sowohl die Anzahl der ungepaarten Außenelektronen als auch u.U. die Oktettregel berücksichtigt werden. In den meisten Fällen ist es so, dass die Anzahl der ungepaarten Elektronen auf der äußersten Schale auch die Anzahl der Bindungen beschreibt, die das Atom eingeht.

- a) Cyansäure:                      Wasserstoff: 1 ungepaartes e<sup>-</sup>                      Sauerstoff: 2 ungepaarte e<sup>-</sup>  
    Kohlenstoff: 4 ungepaarte e<sup>-</sup>                      Stickstoff: 3 ungepaarte e<sup>-</sup>



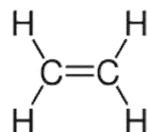
Zwischen Kohlenstoff und Stickstoff befindet sich eine Dreifachbindung!

- b) Isocyanäure: Der Unterschied zur Cyansäure liegt in der geänderten Reihenfolge der Bindungspartner. Die Wertigkeit der Elemente, also die Anzahl der Bindungen, die sie eingehen ändert sich dabei jedoch nicht!



Am Kohlenstoff liegen Doppelbindungen vor.

- c) Ethen:                                      Wasserstoff: 1 ungepaartes e<sup>-</sup>                                      Kohlenstoff: 4 ungepaarte e<sup>-</sup>



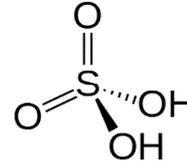
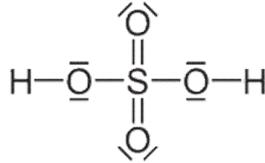
Die Struktur an den Kohlenstoffatomen ist quadratisch-planar. Da eine Doppelbindung im Vergleich zu einer Einfachbindung nicht frei drehbar ist, ist das Ethen-Molekül „flach“.

## Lösungen (Fortsetzung):

d) Schwefelsäure:

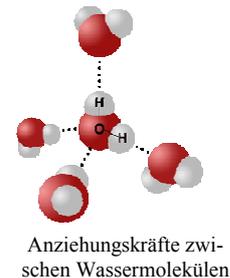
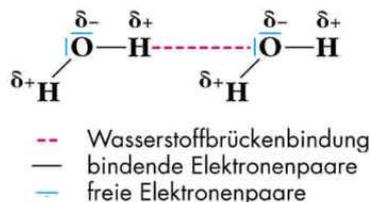
Wasserstoff: 1 ungepaartes e<sup>-</sup>  
Schwefel: 2 ungepaarte e<sup>-</sup>

Sauerstoff: 2 ungepaarte e<sup>-</sup>



Wir sehen hier ein Beispiel dafür, dass Elemente der 3. Periode (Schwefel) nicht mehr der Oktettregel gehorchen müssen; das Schwefelatom geht sechs Bindungen ein, somit befinden sich in nächster Umgebung 12 Elektronen!

4. Wasser ist aufgrund der großen Elektronegativitätsdifferenz polar, es liegen ausgeprägte Partialladungen vor. Zudem ist es ein Dipol. Die eine Seite des Moleküls ist damit tendenziell negativ, die andere eher positiv geladen. Daher können sich die Wassermoleküle untereinander gut anziehen. Im Falle des Wassers liegen nicht nur „normale“ Dipol-Kräfte vor, sondern sogar eine spezielle Form: Wasserstoffbrückenbindungen! Diese treten zwischen stark partiell negativ geladenen Atom eines Moleküls und dem partiell positiv geladenen Wasserstoff eines zweiten Moleküls auf. Daher findet man Wasserstoffbrückenbindungen nur in Gegenwart der Elemente Fluor (F), Sauerstoff (O), Stickstoff (N) und Chlor (Cl)  $\Rightarrow$  FONCl.



Um die Wassermoleküle von der flüssigen in die gasförmige Phase zu bringen (verdampfen) muss nun relativ viel Energie (Wärme) aufgewendet werden, damit die Wasserstoffbrückenbindungen (Anziehungskräfte zwischen den Wassermolekülen) überwunden werden und sich die Moleküle weiter von einander entfernen können.

Schwefelwasserstoff weist wegen der geringen Elektronegativitätsdifferenz keine großen Anziehungskräfte zwischen den Molekülen auf. Daher lassen sich die Abstände zwischen den einzelnen Molekülen auch mit wenig Energie vergrößern.

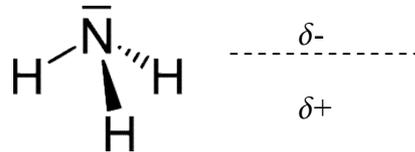
5. Es müssen nicht nur die Bindungselektronenpaare im größtmöglichen Abstand angeordnet werden, sondern auch die freien Elektronenpaare des Sauerstoffs, die an keiner Bindung beteiligt sind. Somit gilt es, vier „Dinge“ auf einer kugelförmigen Oberfläche anzuordnen, wodurch sich eine tetraedrische Struktur ergibt. Daher ist die die Bindungsachse H – O – H gewinkelt. Die entsprechenden Bilder kann man Aufgabe 4 entnehmen.

## Lösungen (Fortsetzung):

6. Die räumliche Struktur und die Position der positiven und negativen Partialladungen geben an, ob es sich um einen Dipol handelt:

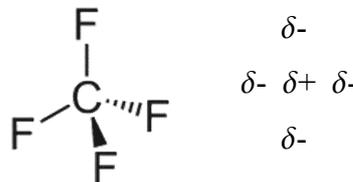
a) Ammoniak

Die Struktur ist trigonal-pyramidal, die negative Partiall. liegt beim Stickstoff, die positiven Partiall. beim Wasserstoff. Somit ist es ein Dipol.



b) Tetrafluorkohlenstoff

Der zentrale Kohlenstoff  $\delta+$  ist symmetrisch (Tetraeder) von vier Fluoratomen ( $\delta-$ ) umgeben. Aufgrund der symmetrischen Anordnung ist es kein Dipol.



c) Chlorwasserstoff

Eine Seite besitzt durch das Chlor ein  $\delta-$ , die andere Seite durch den Wasserstoff ein  $\delta+$ . Es ist ein Dipol



d) Schwefelwasserstoff

Auch wenn die Struktur an das Wassermolekül erinnert, ist es kein Dipol. Grund: Schwefelwasserstoff ist aufgrund der geringen Elektronegativitätsdifferenz nicht polar, sondern unpolar und kann damit kein Dipol sein.

7. Obwohl Fluorwasserstoff stärkere Dipolkräfte (Wasserstoffbrückenbindungen) als Wasser besitzt, ist es dennoch schwerer, die Wassermoleküle von einander zu trennen. Der Grund liegt in der Vernetzung der Wassermoleküle: Über die beiden freien Elektronenpaare und die beiden Wasserstoffatome können Wasserstoffbrückenbindungen in vier Richtungen ausgeprägt werden, wodurch sich die Moleküle in einer Art Netz anordnen.

Bei Fluorwasserstoff können sich die Moleküle jedoch nur in einer linearen Struktur anordnen, die leichter zu „brechen“ ist.

Natürlich könnte man sagen, dass Fluor drei freie Elektronenpaare besitzt und dann mit seinem gebundenen Wasserstoffatom auch insgesamt vier Wasserstoffbrückenbindungen ausbilden kann. Allerdings würden dann alle Fluorwasserstoffmoleküle mehr Wasserstoffatome über die freien Elektronenpaare anziehen, als sie selber haben. Das führt schnell zu einem statistischen Ungleichgewicht, weshalb die Ausbildung von zwei Brücken bevorzugt wird: Eine Brücke über den Wasserstoff, eine Brücke über ein freies Elektronenpaar.

