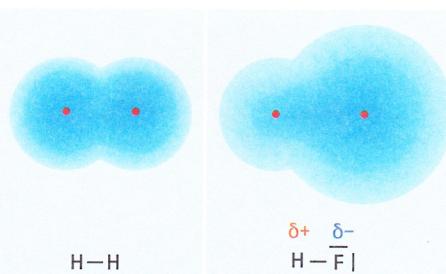


5.3 Die polare Elektronenpaarbindung



B1 LINUS PAULING
(1901–1994)



B3 Wasserstoff- und Fluorwasserstoff-Molekül

In Molekülen, die wie das Wasserstoff-Molekül aus zwei gleichen Atomen bestehen, erfolgt die Bindung zwischen den Atomen durch eine gemeinsame Elektronenwolke. Die beiden Elektronen, die sie bilden, befinden sich im Anziehungsbereich beider Kerne. Die Bindung führt zu einer Verdichtung der negativen Ladung zwischen den Kernen [B3, links]. Die bindende Elektronenwolke ist symmetrisch um beide Kerne angeordnet. Sind zwei unterschiedliche Atome verbunden, wie z. B. im Fluorwasserstoff-Molekül, hat das Auswirken auf die Ladungsverteilung.

Dipol Molekül, das ein positiv geladenes Ende und ein negativ geladenes Ende hat

Partialladung Teilladung

δ, Delta (griech. Kleinbuchstabe)

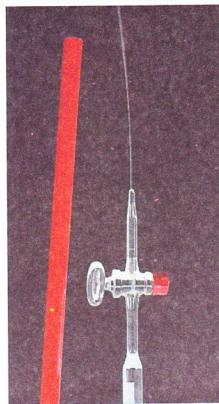
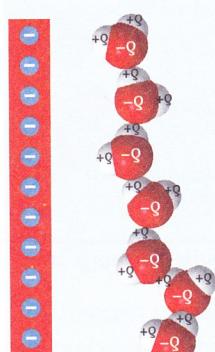
Dadurch besitzt das Fluor-Atom einen Überschuss an negativer Ladung. Hier befindet sich die negativ geladene Seite des Dipols, während die Wasserstoffseite positiv geladen ist. Die Ladungen beider Seiten heben sich insgesamt auf, das Molekül ist nach außen ungeladen. Am Fluor-Atom des Moleküls befindet sich die **negative Teilladung** (Zeichen: $\delta-$), am Wasserstoff-Atom die entsprechende **positive Teilladung** (Zeichen: $\delta+$) [B3]. Immer wenn zwei unterschiedliche Atome durch eine Elektronenpaarbindung miteinander verbunden sind, können Teilladungen vorliegen. Diese Art der Bindung bezeichnet man als **polare Elektronenpaarbindung** (polare Atombindung).

Elektronegativität. Die Art und die Größe der Teilladung eines gebundenen Atoms wird durch seine Anziehungskraft auf die Bindungselektronen bestimmt. Diese Anziehung hängt von der Ladung des Atomkerns und der Anzahl der Elektronenschalen ab. Bei gleicher Anzahl von Schalen werden die Außenelektronen und damit auch die Bindungselektronen umso stärker angezogen, je größer die Ladung des Kerns ist. Mit zunehmender Anzahl der Schalen wird die Anziehung zwischen Kern und Außenelektronen schwächer. Um die Fähigkeit eines Atoms, Bindungselektronen anzuziehen, mit anderen Atomen vergleichen zu können, führte LINUS PAULING 1932 das Konzept der **Elektronegativität (EN)** ein. Die Elektronegativität eines Atoms wird durch eine Zahl angegeben. Da von allen Atomen das Fluor-Atom die Elektronen einer Elektronenpaarbindung am stärksten anzieht, ordnete PAULING ihm den größten Elektronegativitätswert, die Zahl 4, zu. Die Elektronegativität nimmt bei den Elementen einer Periode von links nach rechts zu, in einer Hauptgruppe dagegen von oben nach unten ab [B2]. Da auch Metall-Atome in seltenen Fällen Elektronenpaarbindungen ausbilden können, wurden auch ihnen Elektronegativitätswerte zugeordnet.

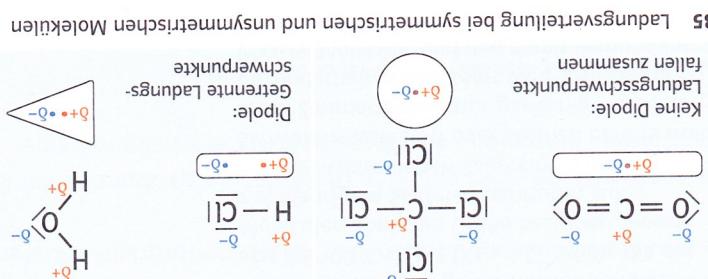
Sind zwei Atome miteinander verbunden, so besitzt das elektronegativere Atom die negative Teilladung.

Hauptgruppen						
I	II	III	IV	V	VI	VII
H 2,1						
Li 1,0	Be 1,5	B 2,0	C 2,5	N 3,0	O 3,5	F 4,0
Na 0,9	Mg 1,2	Al 1,5	Si 1,8	P 2,1	S 2,5	Cl 3,0
K 0,8	Ca 1,0	Ga 1,6	Ge 1,8	As 2,0	Se 2,4	Br 2,8
Rb 0,8	Sr 1,0	In 1,7	Sn 1,8	Sb 1,9	Te 2,1	I 2,5

B2 Elektronegativitätswerte von einigen Hauptgruppenelementen nach PAULING



A, Delta Der griech.



B5 Ladungssymmetrie bei symmetrischen und unsymmetrischen Molekülen

Unter: Modelvorstellung
geledeenen Kunststoffstab.
Wasserstrahl durch einen

Verbindungen	Zusammenfassung					
	NaCl	MgCl ₂	AlCl ₃	SiCl ₄	PCl ₃	Cl ₂
AEN	2,1	1,8	1,5	1,2	0,9	0,5
B6 Ablenkung eines						0

B4 Elektronegativitätsdifferenzen und Bindungsstypen am Beispiel der Chloride der 3. Periode

- A3 Orthe dann den Atomnen Teilladungen zu. Strukturformeln auf: CH₄, H₂S, CO, ClF, NH₃. Stelle für die folgenden Verbindungen die das immer der kleinere EN-Wert vom größeren schied der EN ankommt.
- A2 Orthe mittlere der AEN-Werte die folgenden Bindungen nach steigender Polartität: N—H, C—H, F—H, O—H. Bei der Berechnung von AEN ist festgelegt, AE(NH₃) = 2,5 - 2,1 = 0,4.
- A1 Erkläre die erkennbare Tendenz bei den Elektronegativitätsunterschieden in B2 mittlere des Aufbaus der Atome. Elektronegativität vom Fluor-Atom zum desto größer die Elektronegativitätsdifferenz ist.

Molekülen der starkste Dipol. Dies kann man mithilfe der Elektronegativitätsdifferenz (AEN) zeigen:

AE(NH₃) = 4,0 - 2,1 = 1,9

AE(HF) = 3,9 - 2,1 = 1,8

AE(HI) = 2,5 - 2,1 = 0,4.

Werte. Dies ist sinnvoll, weil es für die Starke abgezogen wird. So erhält man stets positive dass immer der kleinere EN-Wert vom größeren abgezogenen wird. So erhält man stets positive das immer der kleinere EN-Wert vom größeren schied der EN ankommt.

der Polartität einer Bindung nur auf den Unter- der Polartät einer Bindung nur auf den Unter- Wert. Dies ist Sinnvoll, weil es für die Starke abgezogen wird. So erhält man stets positive abgezogenen wird. So erhält man stets positive dass immer der kleinere EN-Wert vom größeren schied der EN ankommt.

Bei der Berechnung von AEN ist festgelegt,

AE(NH₃) = 2,5 - 2,1 = 0,4.

AE(NH₃) = 4,0 - 2,1 = 1,9

AE(HF) = 3,9 - 2,1 = 1,8

AE(HI) = 2,5 - 2,1 = 0,4.

Alle Halogenwasserstoff-Moleküle sind wie

Iod-Atom abnimmt, ist das Fluor-Atom zum

Elektronegativität vom Fluor-Atom zum

das Fluorwasserstoff-Moleküle sind wie

Allie Halogenwasserstoff-Moleküle sind wie

iod-Atom abnimmt, ist das Fluor-Atom zum

Elektronegativität vom Fluor-Atom zum

das Fluorwasserstoff-Moleküle sind wie

Allie Halogenwasserstoff-Moleküle sind wie

iod-Atom abnimmt, ist das Fluor-Atom zum

Elektronegativität vom Fluor-Atom zum

das Fluorwasserstoff-Moleküle sind wie

Allie Halogenwasserstoff-Moleküle sind wie

5.4 Wasser – Molekülbau und Siedetemperatur

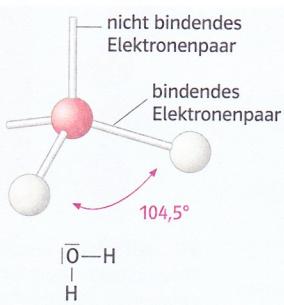
Wasser ist ein außergewöhnlicher Stoff, der erst bei 100 °C siedet (Kap. 1.8). Stoffe, die aus Molekülen ähnlicher Größe bestehen, weisen viel niedrigere Siedetemperaturen auf. Beispielsweise liegen Sauerstoff, Fluor, Schwefelwasserstoff oder Methan bereits weit unter Zimmertemperatur gasförmig vor. Diese Besonderheit des Wassers wird vom Bau des Wasser-Moleküls und den damit verbundenen Anziehungskräften zwischen den Wasser-Molekülen bestimmt.

Das Wasser-Molekül als Dipol. Wegen der stark polaren O—H-Bindungen (Elektronegativitätsdifferenz $\Delta EN(O-H) = 1,4$) und der gewinkelten Molekülstruktur, sind Wasser-Moleküle Dipole (Kap. 5.3). Das Sauerstoff-Atom trägt eine negative Teilladung, die Wasserstoff-Atome jeweils eine positive Teilladung.

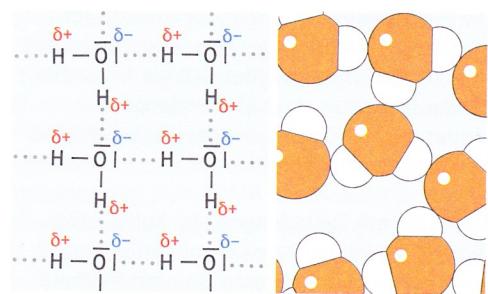
Zwischenmolekulare Anziehungskräfte (intermolekulare Kräfte)
Anziehungskräfte zwischen Molekülen

Wasserstoffbrücken. Die für derart kleine Moleküle hohe Siedetemperatur des Wassers deutet auf einen besonders starken Zusammenhalt zwischen den Wasser-Molekülen hin. Diese zwischenmolekularen Anziehungskräfte sind auf Wechselwirkungen zwischen den Molekülen zurückzuführen, die man **Wasserstoffbrücken** nennt. Wasserstoffbrücken bilden sich zwischen Wasserstoff-Atomen eines Wasser-Moleküls und Sauerstoff-Atomen eines anderen Wasser-Moleküls. Ein Wasserstoff-Atom kann sich dem Sauerstoff-Atom sehr stark nähern und eine Wechselwirkung mit einem nicht bindenden Elektronenpaar eingehen. Da das Sauerstoff-Atom im Wasser-

Exkurs Bindungswinkel im H₂O-Molekül



Wasser-Moleküle sind gewinkelt aufgebaut. Genaue Messungen ergeben, dass der H—O—H-Bindungswinkel mit 104,5° geringer als der Tetraderwinkel ist. Man erklärt dies mithilfe des EPA-Modells dadurch, dass nicht bindende Elektronenpaare mehr Platz als bindende Elektronenpaare benötigen. Die Elektronenwolke eines nicht bindenden Elektronenpaares wird nur von einem Atomkern angezogen und ist entsprechend stärker kugelförmig.



B1 Wasserstoffbrücken zwischen Wasser-Molekülen

Molekül zwei nicht bindende Elektronenpaare besitzt und mit zwei Wasserstoff-Atomen verbunden ist, kann ein Wasser-Molekül mit jeweils vier Nachbar-Molekülen über Wasserstoffbrücken verbunden sein [B1]. Wasserstoffbrücken werden ständig wieder gelöst und mit anderen Wasser-Molekülen neu gebildet.

Wasserstoffbrücken gehören zu den zwischenmolekularen Anziehungskräften.

Auch zwischen anderen Molekülen können sich Wasserstoffbrücken ausbilden. Beispiele sind die Moleküle des Fluorwasserstoffs (HF) und des Ammoniaks (NH₃). Bei diesen Molekülen sind ebenfalls stark elektronegative Atome, die nicht bindende Elektronenpaare aufweisen, mit Wasserstoff-Atomen verbunden.

A1 Zeichne entsprechend B1, links eine Skizze, um die Wasserstoffbrücken zwischen Fluorwasserstoff-Molekülen zu veranschaulichen. Ergänze auch die jeweiligen Teilladungen.

A2 Erkläre, warum die Siedetemperaturen folgender Stoffe geringer als die von Wasser sind:
a) ϑ_{sd} (Fluorwasserstoff) = 9,5 °C (bei Normdruck),
b) ϑ_{sd} (Schwefelwasserstoff) = -60,2 °C (bei Normdruck).

A3 Trage in einem Diagramm die Siedetemperaturen folgender Stoffe gegen die Anzahl der Elektronen pro Molekül auf:
H₂O, N₂, O₂, C₂H₆, C₃H₈ (y-Achse: 1 cm = 10 °C, x-Achse: 1 cm = 1 Elektron). Beschreibe das Diagramm.