

Elektronegativität und Dipole

Die negativ geladenen Elektronen werden vom positiv geladenen Atomkern angezogen. Ein Maß dafür, wie stark ein Kern in einem Molekül die bindenden Elektronen(paare) anzieht, ist die sogenannte Elektronegativität.

Atome verschiedener Elemente haben bekanntlich verschiedene Kernladungszahlen (Ordnungszahlen) und, da sie unterschiedlich viele Elektronen haben, auch unterschiedliche Größen: Innerhalb einer Gruppe nimmt die Größe von oben nach unten zu (immer mehr Schalen). Je höher die Kernladungszahl ist, desto stärker werden die (Bindungs-)Elektronen vom Kern angezogen. Je größer das Atom ist, desto weiter sind andererseits die Bindungselektronen vom Kern weg, werden also schwächer angezogen. Deshalb nimmt die Elektronegativität im Periodensystem von links nach rechts zu (immer höhere Kernladungszahl), aber von oben nach unten ab (immer größere Atome). Von allen Elementen, die überhaupt Bindungen eingehen können, hat darum Fluor die höchste Elektronegativität.

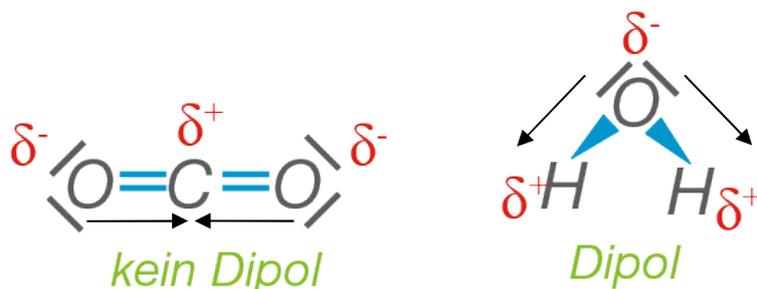
Ursprünglich hat der US-Amerikaner **Pauling** (1901-1994, Nobelpreis für Chemie 1954, Friedensnobelpreis 1963) im Jahre 1932 dem Element Fluor die Elektronegativität 4,0 zugewiesen; später korrigierte er den Wert leicht auf 3,98. (Heutzutage verwendet man meist andere Skalen, z. B. die nach **Allred** und **Rochow**; die Werte weichen aber nur wenig voneinander ab). Weitere Werte sind in der Tabelle unten angegeben:

| | | | | | | |
|-------------------|-------------------|-------------------|-------------------|-------------------|-------------------|-------------------|
| <u>H</u> 2,2 | | | | | | |
| <u>Li</u> 0,98 | <u>Be</u> 1,57 | <u>B</u> 2,04 | <u>C</u> 2,55 | <u>N</u> 3,04 | <u>O</u> 3,44 | <u>F</u> 3,98 |
| <u>Na</u> 0,93 | <u>Mg</u> 1,31 | <u>Al</u> 1,61 | <u>Si</u> 1,9 | <u>P</u> 2,19 | <u>S</u> 2,58 | <u>Cl</u> 3,16 |
| <u>K</u> 0,82 | <u>Ca</u> 1 | <u>Ga</u> 1,81 | <u>Ge</u> 2,01 | <u>As</u> 2,18 | <u>Se</u> 2,55 | <u>Br</u> 2,96 |
| <u>Rb</u> 0,82 | <u>Sr</u> 0,95 | <u>In</u> 1,78 | <u>Sn</u> 1,96 | <u>Sb</u> 2,05 | <u>Te</u> 2,1 | <u>I</u> 2,66 |
| <u>Cs</u> 0,79 | <u>Ba</u> 0,89 | <u>Tl</u> 1,8 | <u>Pb</u> 1,8 | <u>Bi</u> 1,9 | <u>Po</u> 2 | <u>At</u> 2,2 |

Wenn in einer Bindung zwischen zwei Atomen die Elektronegativität eines der Atome größer ist als die des anderen (z. B. HCl), so werden die Elektronen mehr zu diesem Atom hingezogen als zum anderen; dort sammelt sich also mehr elektrische Ladung an. Das Molekül hat dann quasi auf der einen Seite einen Minuspol, auf der anderen Seite einen Pluspol; deshalb spricht man dann von einer polaren Bindung. Sind die beiden Elektronegativitäten dagegen gleich groß (z. B. wenn es zwei Atome desselben Elements sind, wie in H₂), dann werden die Bindungselektronen gleich stark nach beiden Seiten gezogen, es herrscht also ein Kräftegleichgewicht, und man hat eine unpolare Bindung.

Je stärker der Unterschied in den Elektronegativitäten ist, desto polarer ist die Bindung, d. h. um so ungleicher sind die Elektronen verteilt. Als Faustregel kann man sagen: Wenn der Unterschied der Elektronegativitäten größer ist als 1,7, dann werden die Bindungselektronen nicht nur teilweise, sondern komplett zum Atom mit der höheren Elektronegativität verschoben – dann hat man also keine Atombindung mehr, sondern eine Ionenbindung. (Ausnahme: HF mit einem Unterschied von 1,8 zwischen den Elektronegativitäten ist ein Molekül.) Laut einigen Büchern ist eine Bindung übrigens erst dann polar, wenn die Differenz der Elektronegativitäten größer als 0,5 ist, in anderen Büchern steht das dann aber wieder anders...

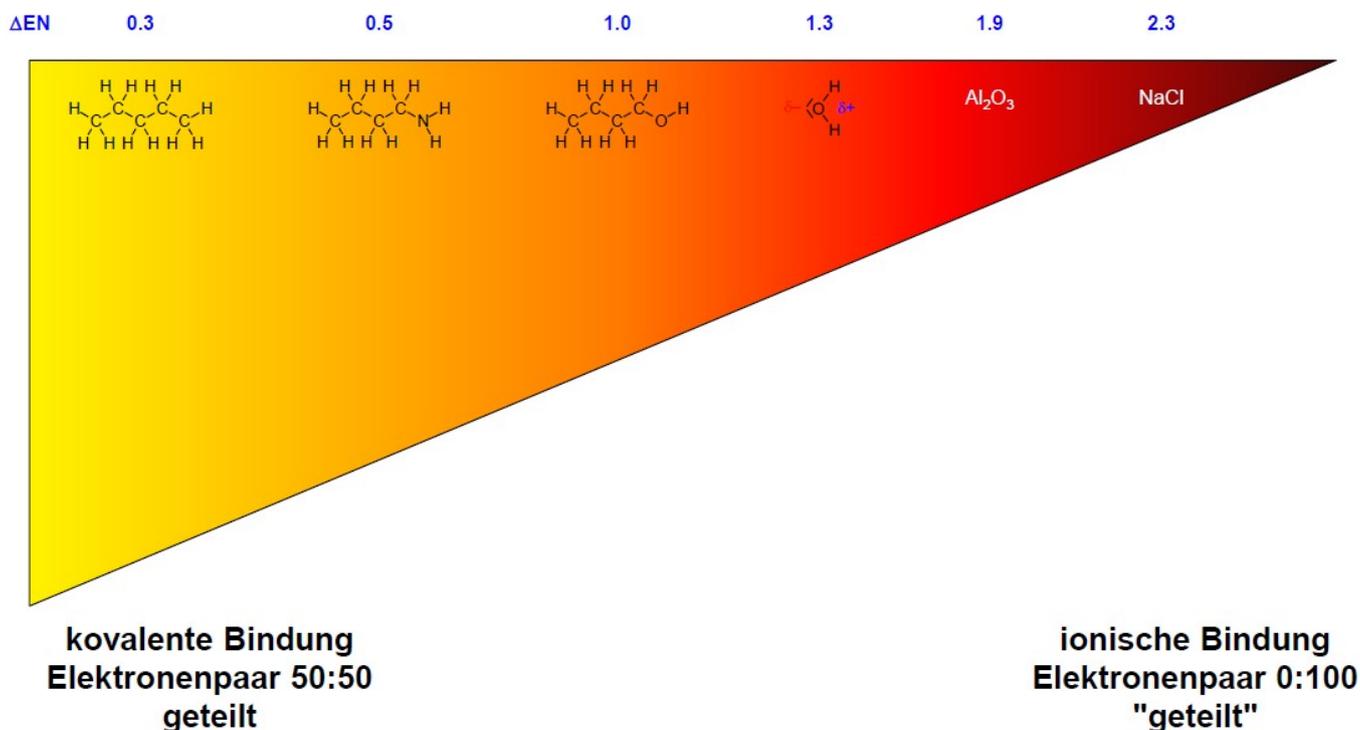
Um die Polarität einer Bindung oder eines ganzen Moleküls zu messen, verwendet man auch das sogenannte Dipolmoment. Dies ist ein Vektor, der von der negativen zur positiven Ladung zeigt und dessen Länge proportional zum Ladungsunterschied ist. Das Dipolmoment eines Moleküls ergibt sich dabei als Vektorsumme der Dipolmomente aller einzelnen Bindungen. Ist das Dipolmoment des gesamten Moleküls ungleich null, so sagt man, dass das Molekül insgesamt ein Dipol ist. Beispiele: Links ist ein Kohlendioxid-Molekül gezeigt, rechts ein Wasser-Molekül.



Die Schreibweisen δ^+ bzw. δ^- zeigen jeweils an, bei welchem Atom man jeweils eine eher positive und bei welchem eher eine negative Teilladung hat. Die „Keile“ beim Wasser-Molekül sollen zeigen, dass die Bindungselektronen mehr zum Sauerstoff-Atom hingezogen werden als zu den Wasserstoff-Atomen.

Beim Kohlendioxid-Molekül haben beide Bindungen jeweils ein Dipolmoment, angedeutet durch die Pfeile. Beide sind gleich groß (weil die Elektronegativitäts-Unterschiede bei beiden Bindungen gleich groß sind), zeigen aber in genau entgegengesetzte Richtungen. Daher heben sie sich gegenseitig auf; das Kohlendioxid-Molekül ist insgesamt kein Dipol. Auch beim Wasser-Molekül haben beide Bindungen jeweils ein Dipolmoment (Pfeile), und auch bei diesem sind sie gleich groß. Nun zeigen sie aber nicht mehr in genau entgegengesetzte Richtungen. Addiert man sie vektoriell, so ergibt sich insgesamt ein Pfeil nach unten. Das Wasser-Molekül ist deshalb ein Dipol.

Die Übergänge zwischen unpolarer kovalenter Bindung, polarer kovalenter Bindung und ionischer Bindung sind fließend \Rightarrow nur Extremfälle ein und desselben Phänomens



Aufgaben:

1. Erklären Sie, warum man für die Edelgase keine Elektronegativität angeben kann, und warum die Alkalielemente in der Natur fast nur in Salzen vorkommen
2. Ordnen Sie die folgenden Elemente nach steigender Elektronegativität: C, N, O, Na, Al. Ermitteln Sie die Reihenfolge aus der Stellung im Periodensystem!
3. Berechnen Sie bei den folgenden Verbindungen jeweils die Differenz der Elektronegativitäten und ermitteln Sie damit den Bindungstyp. Geben Sie auch jeweils die Summenformel der entstehenden Salze bzw. Moleküle an.
 - (a) Wasserstoff und Wasserstoff
 - (b) Kohlenstoff und Wasserstoff
 - (c) Stickstoff und Wasserstoff
 - (d) Wasserstoff und Sauerstoff
 - (e) Magnesium und Sauerstoff
 - (f) Wasserstoff und Chlor
 - (g) Wasserstoff und Schwefel
 - (h) Kohlenstoff und Fluor
 - (i) Lithium und Fluor
4. Ermitteln Sie, welche der folgenden Moleküle Dipole sind: N_2 , CH_4 , NH_3 . Beachte Sie dabei auch ihren räumlichen Aufbau.