

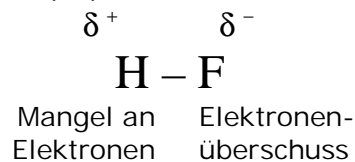


Dipole

Betrachten wir den Unterschied in der Elektronegativität der Bindungspartner in einer chemischen Bindung, so stellen wir folgendes fest:

	Ionenbindung	Atombindung (verschiedenartige Atome)	Atombindung (gleichartige Atome)
EN-Unterschied	> 1,7	relativ klein (< 1,7)	Kein EN-Unterschied
Beispiel	NaCl	HCl	H ₂

Unter Elektronegativität verstehen wir bekanntlich das Maß der Fähigkeit eines Atoms, Bindungselektronen an sich zu ziehen. Das bedeutet, bei einer Atombindung (auch Elektronenpaarbindung genannt) sind die Bindungs-Elektronen nicht gleichmäßig im Molekül verteilt, sondern befinden sich „lieber“ beim elektronegativeren Bindungspartner (der sie ja per Definition stärker anzieht). Dadurch entsteht ein Ungleichgewicht in der Ladungsverteilung (die Elektronen sind Ladungsträger), was zur Ausbildung eines Dipols führt. Am Beispiel Fluorwasserstoff (HF) sieht das so aus:

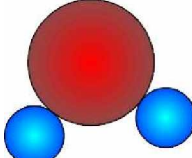
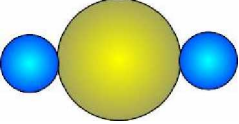


Ein Dipol-Molekül hat eine negative und eine positive Seite, die jeweils entsprechende Teilladungen tragen. Die Teilladungen kennzeichnet man mit dem griechischen Buchstaben delta und dem entsprechenden Vorzeichen:

δ^- für eine negative Teilladung (wo sich mehr Elektronen aufhalten)

δ^+ für eine positive Teilladung (wo sich wenige Elektronen aufhalten)

Die positiven und negativen „Enden“ mehrerer Dipol-Moleküle können miteinander wechselwirken. Durch diesen zusätzlichen Zusammenhalt der Moleküle untereinander kommt es zu unterschiedlichen makroskopischen (mit freiem Auge beobachtbaren) Eigenschaften.

Struktur		
Verbindung	Wasser H ₂ O	Schwefelwasserstoff H ₂ S
Aggregatzustand	Flüssig	Gasförmig
Siedepunkt	100 °C	-60 °C
Physiologische Wirkung	Lebensnotwendig	Sehr giftig

Schwefelwasserstoff sollte nach unserem bisherigen Wissensstand eigentlich ein Dipol sein, es gibt ja einen Elektronegativitäts-Unterschied zwischen Schwefel und Wasserstoff.

Allerdings trifft der Schwerpunkt der beiden positiven Teilladungen genau mit dem Schwerpunkt der negativen Teilladung zusammen und die beiden Ladungen heben einander dadurch auf, sodass das Molekül nach außen hin keine erkennbaren Teilladungen trägt.