

Die Elektronegativität (EN)

Der Begriff der Elektronegativität wurde entwickelt von LINUS PAULING, geb. 1901, gest. 1994, Nobelpreis für Chemie 1954, Friedensnobelpreis 1962.

Definition: Die EN ist ein Maß für die Anziehungskraft eines Atomkerns in einer Molekülbindung auf bindende Elektronenpaare.

Die Elektronegativität der **Hauptgruppenelemente** nach PAULING ist in der folgende **Tabelle** aufgeführt. Dabei zeigt sich, dass die EN innerhalb einer **Periode** von links nach rechts zunimmt und innerhalb einer **Gruppe** von oben nach unten abnimmt. Was sind die **Ursachen** dafür? Geht man von obiger Definition aus, dann ist für die Anziehungskraft eines Atomkerns auf das bindende Elektronenpaar sicher die Kernladung eines der beiden Bindungspartner verantwortlich. Andererseits wird die Wirkung der Kernladung durch die darüber liegenden Elektronenschalen abgeschwächt.

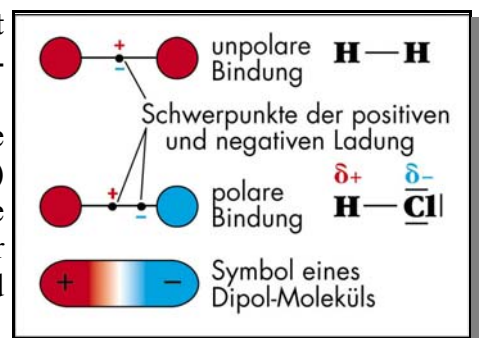
Die **EN-Werte** werden also maßgeblich von den _____ und der _____ beeinflusst. Die _____ nehmen im PSE von links nach rechts _____ und von oben nach unten _____. Die _____ nimmt innerhalb einer Periode von links nach rechts _____. **Folge:** Die _____ ist umso _____, je _____ ein Atom und je _____ seine _____ ist. Die EN nimmt also innerhalb einer Periode von links nach rechts _____ und innerhalb einer Gruppe von oben nach unten _____.

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
Cs 0,7	Ba 0,9	Tl 1,8	Pb 1,8	Bi 1,9	Po 2,0	At 2,2

hellgrau: Halbmetalle; dunkelgrau: Nichtmetalle

Die **EN-Werte** wurden aus experimentell ermittelten Stoffdaten von Verbindungen (Schmelz- und Siedepunkte, Dissoziations- und Bindungsenergien und anderen energetischen Werten) ermittelt. Es sind Vergleichswerte, mit deren Hilfe sich abschätzen läßt, **wie stark polar** eine Bindung ist, wenn man die **Elektronegativitätsdifferenz ΔEN** bildet. Die Elektronegativitätsdifferenz ist dabei immer eine positive Zahl. Generell gilt: **Die EN-Differenz ist proportional der Polarität der Bindung und der Stärke des entstandenen Dipols.**

Aus der Polarität einer Bindung ergibt sich die Notwendigkeit, die Spanne zwischen $\Delta EN=0$ (Minimum) und $\Delta EN=3,7$ (Maximum) praktikabel einteilen zu müssen. Vereinfacht kann man folgende (willkürliche) **Festlegung** treffen: $\Delta EN < 1$: kovalente Bindungen (mehr oder weniger polar); $1 < \Delta EN < 2$: Übergangsbereich mit kovalenten und ionischen Bindungsanteilen, $\Delta EN > 2$: Ionenbindungen.



Arbeitsaufträge:

- Fülle die leeren Felder in der Tabelle aus.
- Zeichne die Strukturformeln folgender **Moleküle**: HF, HCl, HBr, CH₄, CO₂, NH₃, CCl₄, CH₃Cl in der Lewis-Schreibweise.
- Berechne die EN-Differenz zwischen den einzelnen Atomen.
- Charakterisiere anschließend die im Molekül vorliegende Atombindung und teile die Moleküle in drei Gruppen ein.

	NaCl	AlCl ₃	PCl ₃	Cl ₂
h_m bzw. h_b	=801 °C	=183 °C	=73 °C	=-35 °C
Zustandsform:				
$\Delta EN =$				
Bindungscharakter	Ionenbindung ←————→ unpolare Elektronenpaarbindung			