

# B Chemische Stoffgruppen

## B7 Elektronegativität und zwischenmolekulare Wechselwirkungen

### I Information

Wir haben in den letzten Stunden bereits verschiedene Bindungsarten, darunter die Atombindung und die Ionenbindung kennengelernt. Im Folgenden werden wir diese Bindungsarten genauer untersuchen und auf die zwischenmolekularen Wechselwirkungen bei Verbindungen eingehen.

#### Elektronegativität

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



Linus Pauling

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 folgenden 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.

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  $\Delta EN$  bildet.

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  $\Delta EN=3,3$  (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

|           |           |           |           |           |           |           |
|-----------|-----------|-----------|-----------|-----------|-----------|-----------|
| H<br>2,1  |           |           |           |           |           |           |
| Li<br>1,0 | Be<br>1,5 | B<br>2,0  | C<br>2,5  | N<br>3,0  | O<br>3,5  | F<br>4,0  |
| Na<br>0,9 | Mg<br>1,2 | Al<br>1,5 | Si<br>1,8 | P<br>2,1  | S<br>2,5  | Cl<br>3,0 |
| K<br>0,8  | Ca<br>1,0 | Ga<br>1,6 | Ge<br>1,8 | As<br>2,0 | Se<br>2,4 | Br<br>2,8 |
| Rb<br>0,8 | Sr<br>1,0 | In<br>1,7 | Sn<br>1,8 | Sb<br>1,9 | Te<br>2,1 | I<br>2,5  |
| Cs<br>0,7 | Ba<br>0,9 | Tl<br>1,8 | Pb<br>1,8 | Bi<br>1,9 | Po<br>2,0 | At<br>2,2 |

### II Aufgaben

- Fülle die leeren Felder in der Tabelle aus.
- Zeichne die folgenden Moleküle in der Lewis-Schreibweise: HF, HCl, HBr, CH<sub>4</sub>, CO<sub>2</sub>, NH<sub>3</sub>, CCl<sub>4</sub>, CH<sub>3</sub>Cl.
- Berechne die EN-Differenz  $\Delta EN$  zwischen den einzelnen Atomen.
- Ordne die Moleküle dann den drei oben genannten Bindungsformen zu.

|                                      | NaCl           | AlCl <sub>3</sub> | PCl <sub>3</sub>               | Cl <sub>2</sub> |
|--------------------------------------|----------------|-------------------|--------------------------------|-----------------|
| •• <sub>m</sub> bzw. •• <sub>b</sub> | =801 °C        | =183 °C           | =73 °C                         | =-35 °C         |
| Zustandsform:                        |                |                   |                                |                 |
| $\Delta EN =$                        |                |                   |                                |                 |
| Bindungscharakter                    | Ionenbindung ← |                   | unpolare Elektronenpaarbindung |                 |

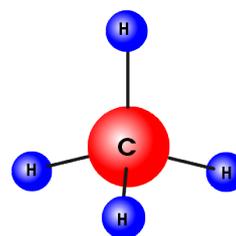
### III Informationen

Ein Ziel der Chemie ist es, Eigenschaften und Reaktionen der Stoffe erklären zu können. Dazu ist es wichtig, die räumliche Struktur der Teilchen zu kennen. Ein einfaches Modell zur Bestimmung der Struktur von Molekülen ist das Elektronenpaarabstoßungsmodell:

1. Die Außenelektronen halten sich paarweise in bestimmten Bereichen um den Atomkern auf (Elektronenwolke).
2. Die negativ geladenen Elektronenpaare stoßen sich gegenseitig ab. Dadurch ergibt sich für jede Elektronenpaarbindung eine bestimmte Richtung und für jedes Molekül eine eindeutige Struktur.

Beispiel: Methan

Im Methan-Molekül ( $\text{CH}_4$ ) ist das zentrale C-Atom von vier H-Atomen umgeben. Die Abstoßung der Elektronenpaare ist dann am geringsten, wenn sie sich gegenseitig im größtmöglichen Abstand voneinander aufhalten. Sie richten sich deshalb tetraedrisch aus:



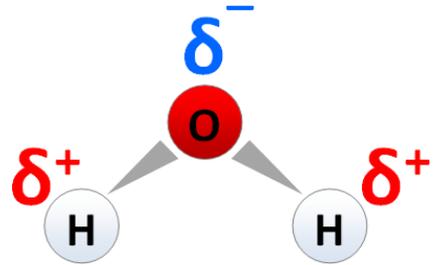
### IV Aufgabe

Baue mit dem Molekülbaukasten die Strukturen der Moleküle  $\text{NH}_3$ ,  $\text{H}_2\text{O}$ ,  $\text{HF}$ ,  $\text{CO}_2$ ,  $\text{H}_2\text{CO}$ ,  $\text{CCl}_4$  und vervollständige die folgende Tabelle:

| Verbindung Lewis-Formel | Elektronenpaare am zentralen Atom | Räumliche Struktur und Bindungswinkel |
|-------------------------|-----------------------------------|---------------------------------------|
| $\text{NH}_3$           |                                   |                                       |
| $\text{H}_2\text{O}$    |                                   |                                       |
| $\text{HF}$             |                                   |                                       |
| $\text{CO}_2$           |                                   |                                       |
| $\text{H}_2\text{CO}$   |                                   |                                       |
| $\text{CCl}_4$          |                                   |                                       |

## V Informationen

Ein Kunststoffstab wird mit einem Wolltuch gerieben und so elektrisch aufgeladen. Bringt man den Stab in die Nähe eines feinen Wasserstrahls, wird dieser angezogen. Um dies erklären zu können, geht man davon aus, dass die positiven und negativen Ladungen im nach außen hin neutralen Wassermolekül ungleichmäßig verteilt sind. Dabei zieht das elektronegravere Sauerstoffatom das bindende Elektronenpaar viel stärker an als das jeweilige Wasserstoffatom. Diese Ladungsverschiebung zum Sauerstoffatom kennzeichnet man mit einer negativen Teilladung  $\delta^-$ , wohingegen die Wasserstoffatome eine positive Teilladung  $\delta^+$  bekommen. Wegen der beiden verschieden aufgeladenen Pole spricht man hierbei von einem Dipol.



Dipolmoleküle ziehen sich untereinander an. Jedoch gibt es bei Wassermolekülen noch eine Besonderheit: Zwischen dem stark negativ polarisierten ( $\delta^-$ ) Nichtmetallatom O des einen Moleküls und dem stark positiv polarisierten ( $\delta^+$ ) Wasserstoffatom eines anderen Moleküls treten (relativ starke) Bindungskräfte auf, sogenannte Wasserstoffbrückenbindungen. An ihnen sind auch freie (nichtbindende) Elektronenpaare beteiligt.

## VI Aufgaben

1. Erkläre am Beispiel des Ammoniaks  $\text{NH}_3$ , was man unter einem Dipol versteht.
2. Die Wasserstoffbrücken des Ammoniaks sind nicht so stark, wie die des Wassers. Warum ist das so?
3. Der Schmelzpunkt von  $\text{H}_2\text{O}$  liegt bei etwa  $0^\circ\text{C}$ , der des Schwefelwasserstoffs  $\text{H}_2\text{S}$  bei  $-82^\circ\text{C}$ . Woran könnte das liegen?
4. Handversuch: Überprüfe die Löslichkeit von
  - a) Hexan in Öl
  - b) Hexan in Wasser
  - c) Ethanol in Wasser

und notiere deine Beobachtungen. Finde dann eine Erklärung für die beobachteten Phänomene.

5. Zeichne ein hydratisiertes Natrium-Ion und ein hydratisiertes Chlorid-Ion. Trage alle Ladungen ein und erkläre damit, warum sich Natriumchlorid  $\text{NaCl}$  so gut in Wasser löst.