

# Organische Chemie - Allgemeines:

## 1. Grundlagen

Die Zuordnung von Stoffen zur organischen oder anorganischen Chemie wird von vielen oft falsch verstanden. Da der Begriff „organisch“ im Alltag stets mit der belebten Natur in Zusammenhang gebracht wird, verleitet dies häufig zu der Annahme, die **Organische Chemie** beschäftigt sich mit Stoffen, die von Lebewesen hervorgebracht werden, und die anorganische Chemie mit jenen aus der toten Materie. Diese Zuordnung trifft zwar auf viele Stoffe zu, ist aber grundsätzlich jedoch falsch. Zu den organischen Stoffen zählt man heute all jene Verbindungen, die aus Kohlenstoff aufgebaut sind (Ausnahme: CO<sub>2</sub>)

Heute kennt man in der organischen Chemie ca. 17 Millionen Kohlenstoffverbindungen (!), die Anorganische Chemie mit allen übrigen 100 Elementen dagegen nur 500.000 verschiedene Verbindungen.

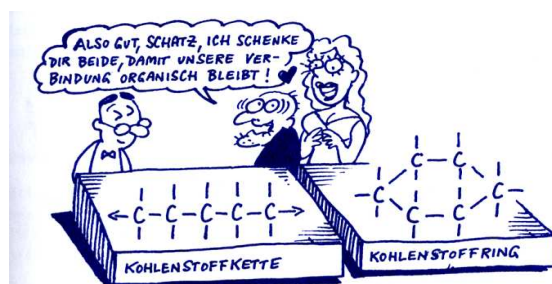
Wie schafft es also der Kohlenstoff, sich von allen anderen Elementen so abzuheben und eine derart große Vielfalt von Verbindungen aufzubauen?

Es gibt mehrere Gründe:

- das Kohlenstoffatom kann aufgrund seiner 4 Außenelektronen vier Atombindungen eingehen. Neben der Einfachbindung besteht jedoch auch die Möglichkeiten einer Doppelbindung oder Dreifachbindung. Daraus resultieren verschiedene Bindungspartner (Wasserstoff für eine Einfachbindung, Doppelbindungen für den Sauerstoff etc.)



- Kohlenstoffatome können untereinander unendlich lange Ketten und sogar Ringe bilden.




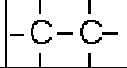
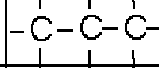
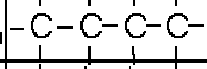
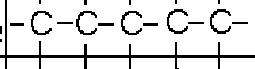

- neben Kohlenstoff- und Wasserstoff können weitere Elemente problemlos eingebaut werden (Sauerstoff, Schwefel, Stickstoff, Phosphor etc.)

## 2. Benennung organischer Verbindungen:

Die einfachsten organischen Verbindungen sind die sog. **Alkane** – sie bestehen nur aus den Elementen Kohlenstoff und Wasserstoff und sind über Einfachbindungen verknüpft.

Sie lassen sich tabellarisch auflisten und sind nach aufsteigender Kohlenstoffanzahl geordnet. Diese Reihe wird auch „**Homologe Reihe der Alkane**“ genannt und dient als Grundlage für die Namensgebung vieler organischer Verbindungen – sie ist somit das „Einmal Eins“ der Chemie und sollten daher auswendig gelernt werden (da sie sich vom griech. Zahlensystem ableiten, ist dies nicht allzu schwer – z.B. Pentan -5-, Hexan -6-, Heptan-7-, etc.).

Homologe Reihe der Alkane (siehe auch Übungsblatt 5) →

C <sub>1</sub> H <sub>4</sub>		Methan
C <sub>2</sub> H <sub>6</sub>		Ethan
C <sub>3</sub> H <sub>8</sub>		Propan
C <sub>4</sub> H <sub>10</sub>		Butan
C <sub>5</sub> H <sub>12</sub>		Pentan
C <sub>6</sub> H <sub>14</sub>		Hexan

u.s.w

### 3. Überblick wichtiger funktioneller Gruppen:

Sind in solchen Kohlenwasserstoffketten weitere Atome eingebaut, unterscheidet man die Verbindungen nach ihren funktionellen Gruppen. Eine **funktionelle Gruppe** ist eine bestimmte Verknüpfung von Atomen (z.B. die Hydroxy-Gruppe OH, die Carboxylgruppe COOH), die der organischen Verbindungen ihre charakteristischen Eigenschaften (z.B. Siede- und Schmelzpunkt, Löslichkeit, Reaktionsverhalten etc.) verleiht.

Es gibt eine Vielzahl verschiedener funktioneller Gruppen, für Biologen ist meist jedoch nur eine kleine Auswahl von Bedeutung. Man sollte auf Anhieb die wichtigsten funktionellen Gruppen in einem Molekül erkennen können, da man so leicht deren Eigenschaften daraus ableiten kann.

Eine Tabelle mit den wichtigsten funktionellen Gruppen ist auf dem Extrablatt „Überblick funktioneller Gruppen“ zu finden (vgl. auch Übungsblatt 5).

Anhand der homologen Reihe der Alkane sowie den Endungen der Stoffklassen (Alkanole, Alkanale, Alkanone), lassen sich somit auch leicht die Namen einer Vielzahl organischer Verbindungen ableiten (z.B. Ethanol, Ethanal, Propanon).

Das Wissen über die funktionellen Gruppen ist unabdingbar für das Verständnis der wichtigen Stoffklassen der Biologie (Kohlenhydrate, Fette & Eiweiße)!

### 4. Zwischenmolekulare Kräfte:

Doch wie bestimmen diese funktionellen Gruppen letztendlich die Eigenschaften der Verbindungen?

Alkohole sind z.B. aufgrund ihrer Hydroxygruppe gut wasserlöslich, je länger jedoch der Kohlenstoffkette ist, desto unlöslicher werden sie in Wasser.

Grund sind sog. **zwischenmolekulare Kräfte**. Diese Kräfte wirken zwischen den einzelnen Molekülen und beeinflussen z.B. maßgeblich ihren Aggregatzustand. Je stärker diese zwischenmolekulare Kräfte wirken, desto mehr Energie ist notwendig, um die Moleküle voneinander zu trennen, und umso höher ist der Schmelz- bzw. der Siedepunkt!

Die wichtigsten zwischenmolekulare Kräfte sind die **van-der-Waals-Kräfte**, **Wasserstoffbrücken**, **Dipol-Dipol-Kräfte**

Doch zunächst: was ist eigentlich ein Dipol?

#### 4.1 Dipol:

Atome können in einer Bindung Elektronen leicht an sich ziehen. Dieses Phänomen nennt man „**Elektronegativität**“. Dies ist somit ein Maß, für die Fähigkeit eines Atoms Elektronen in einer Atombindung an sich zu ziehen. In verschiedenen Tabellen kann man die sog. EN-Werte ablesen.

Allerdings kann man sie mit folgender Regel auch leicht abschätzen: Hier zu muss man nur wissen, dass Fluor die absolute höchste EN besitzt und dass – mit wenigen Ausnahmen! – die EN ausgehend von Fluor nach links sowie nach unten hin abnimmt.

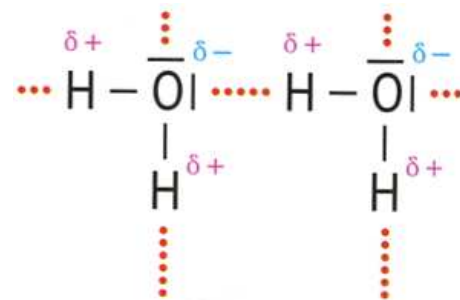
Zwischen zwei Atomen einer Atombindung zieht dabei das Element mit der höheren Elektronegativität die Bindungselektronen stärker an sich. Aufgrund dieser leichten Elektronenverschiebung bilden sich ein positiver und ein negativer Pol aus. Allerdings handelt es sich hierbei nicht um ganze Ladungen (wie bei Ionen), sondern um sog. „**Teilladungen**“: sie werden daher mit  $\delta^+$  und mit  $\delta^-$  gekennzeichnet.

Hier am Beispiel Flusssäure HF:



#### 4.2 Wasserstoffbrückenbindungen:

Das bekannteste Dipolmolekül ist Wasser. Anhand des Dipolcharakters lassen sich viele Eigenschaften leicht erklären. Aufgrund dieser Dipole bzw. Teilladungen ziehen sich Wassermoleküle untereinander an – sie bilden Wasserstoffbrücken, die – um sie von normalen Atombindungen abzugrenzen – als gepunktete Linien gezeichnet werden.



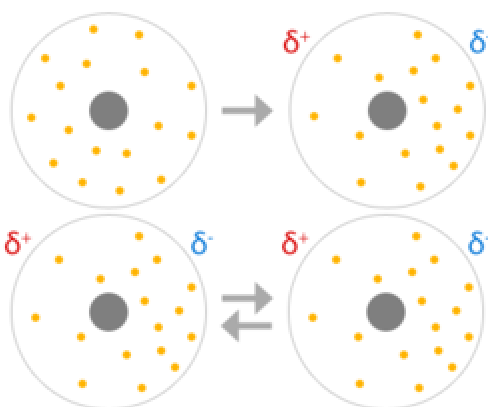
Wasserstoffbrückenbindungen kommen in jedem Molekül vor, welches polarisierte Wasserstoffatome besitzt, also auch Alkohole, Aldehyde, Amine etc. Da Alkohole und Wasser auch untereinander H-Brücken bilden, lassen sich kurzkettige Alkohole (Methanol, Ethanol) auch gut in Wasser lösen.

#### 4.3 Dipolkräfte:

Es gibt jedoch auch Moleküle, die polarisierte Atome besitzen ohne Wasserstoffatome. Dies bilden dann – analog zu den H-Brücken – sog. Dipol-Kräfte aus.

Typische Vertreter aus der organischen Chemie sind z.B. Ketone und Ester.

#### 4.4 van-der-Waals-Kräfte:



Durch die ständige Bewegung der Elektronen in einem Atom, kann es zu ungleichen Ladungsverteilungen kommen. Dadurch entsteht ein sog. **kurzzeitiger Dipol** im Molekül. Dieser wirkt auf benachbarte Moleküle und polarisiert sie ebenfalls kurz. Dadurch entstehen Anziehungskräfte, die man nach ihrem Entdecker „van-der-Waals-Kräfte“ nennt.

Diese Kräfte wirken in allen Moleküle. Bei unpolaren (z.B. lange Alkanketten) Molekülen sind sie jedoch die einzigen zwischenmolekulare Kräfte.

Dies ist z.B. auch der Grund, warum die Alkane im Vergleich zu anderen organischen Verbindungen so niedrige Siede- und Schmelztemperaturen besitzen.

#### 4.5 Zusammenfassung zwischenmolekulare Kräfte:

Zwischenmolekulare Kräfte	Beschreibung	Beispiel
Wasserstoff-Brücken	polarisierte Bindungen mit polarisierte H-Atom	Wasser, Alkohole,
Dipol-Kräfte	polarisierte Bindungen ohne Wasserstoffatome	Ester, Ketone
van-der-Waals-Kräfte	kurzzeitig induzierte Dipole	unpolare Moleküle (z.B. Alkane)

Die stärksten zwischenmolekularen Kräfte sind übrigens die H-Brücken, dann folgen die etwas schwächeren Dipol-Kräfte und ganz zum Schluss die schwachen van-der-Waals-Kräfte.

Dies erklärt z.B. auch die Siedepunkte der verschiedenen Stoffklassen

- Alkane bilden nur schwache v.-d.-W.-Kräfte, daher ist nur wenig Energie nötig sie zu trennen (→ niedrige Schmelz- und Siedepunkte; kurzkettige Alkane sind alle gasförmig)
- Alkohole, Carbonsäuren besitzen vergleichsweise hohe Siedepunkte aufgrund der starken H-Brücken, die sie untereinander bilden
- Ester haben niedrige Siedepunkte als die entsprechenden Säuren und Alkoholen, da sie nur Dipolkräfte bilden können

Auch die Löslichkeit verschiedener Stoffe kann damit erklärt werden, da gilt: „*Gleiches löst sich in Gleichen*“

- Alkohole, Carbonsäuren lösen sich gut in Wasser, da sie untereinander Wasserstoffbrücken bilden
- Alkane sind in Wasser unlöslich und lösen sich nur mit anderen unpolaren Lösungsmitteln (z.B. Benzin)

© StR' Sara Kiraly, MCG Neuss