

# Chemie

## 0. Allgemeines :

Chemie ist diejenige Naturwissenschaft, die sich mit dem Aufbau, den Eigenschaften und der Umwandlung von chemischen Stoffen beschäftigt. Ein Stoff besteht aus Atomen, Molekülen oder beidem. Er kann außerdem Ionen (geladene Atome bzw. Moleküle) enthalten. Die chemischen Reaktionen (vgl. dazu einige Gleichungen am Ende von III., S. 13+15f) sind Vorgänge in den Elektronenhüllen der Atome, Moleküle und Ionen, die chemische Bindungen bilden oder spalten.

Die Chemie wird häufig eingeteilt in:

- 1) Anorganische Chemie:  
chemische Grundlagen und unbelebte Verbindungen,
- 2) Organische Chemie oder auch Kohlenstoff-Chemie:  
die Chemie der Organismen im Hinblick auf die Biochemie, sowie
- 3) Physikalische Chemie oder auch chemische Physik:  
der Grenzbereich zwischen Physik und Chemie.

Buchstabe		Griechisches Alphabet		Zahl (Atome)	Griech. Präfix	Lat. Präfix	Konstante	
Buchstabe	Name	Buchstabe	Name					
A	α	alpha	Ν	ν	nü	$\frac{1}{2}$ hemi	semi	$c_0$ 2,99792458 · 10 <sup>8</sup> m/s
B	β	beta	Ξ	ξ	xi	1 mono	uni	$h$ 6,62607015 · 10 <sup>-34</sup> J · s
Γ	γ	gamma	Ο	ο	omikron	$1\frac{1}{2}$	sesqui	$e$ 1,602176634 · 10 <sup>-19</sup> C
Δ	δ	delta	Π	π, ϖ	pi	2 di	bi	$k$ 1,380649 · 10 <sup>-23</sup> J/K
E	ε	epsilon	Ρ	ρ	rho	3 tri	ter	$N_A$ 6,02214076 · 10 <sup>23</sup> 1/mol
Z	ζ	zeta	Σ	σ, ζ	sigma	4 tetra	quadri	$σ$ 5,670374419 ... · 10 <sup>-8</sup> $\frac{W}{m^2 \cdot K^4}$
H	η	eta	Τ	τ	tau	5 penta	quinque	$u$ 1,66053906660(50) · 10 <sup>-27</sup> kg
Θ	θ, ϑ	theta	Υ	υ	ypsilon	6 hexa	sexi	$G_N$ 6,67430(15) · 10 <sup>-11</sup> $\frac{m^3}{kg \cdot s^2}$
I	ι	iota	Φ	φ, ϕ	phi	7 hepta	septi	$g_N$ 9,80665 m/s <sup>2</sup>
K	κ, ϰ	kappa	Χ	χ	chi	8 octa	octo	$π$ 3,141592653589793238 ...
Λ	λ	lambda	Ψ	ψ	psi	9 nona	nona	$e$ 2,718281828459045235 ...
M	μ	mü	Ω	ω	omega	10 deca	deci	
						viel	poly	multi
						beides	amphi	ambi

LB – eingeführtes Lehrbuch: “PRISMA Chemie 7-10”, RP, Klett, ISBN 978-3-12-068868-6, 336 S. (geb.), 01/2016 (1. Auf.);

AB1 – 1. Arbeitsbuch: “PRISMA Chemie 1”, RP, Klett, ISBN 978-3-12-068865-5, 152 S. (kart.), 02/2014;

AB2 – 2. Arbeitsbuch: “PRISMA Chemie 2”, RP, Klett, ISBN 978-3-12-068866-2, 136 S. (kart.), 08/2014;

AB3 – 3. Arbeitsbuch: “PRISMA Chemie 3”, RP, Klett, ISBN 978-3-12-068867-9, 120 S. (kart.), 10/2015.

## I. Periodensystem der Elemente (PSE) und Elementgruppen (LB, S. 32ff+330ff) sowie Bohrsches Atom- / Schalenmodell:

### 1. Periodensystem der Elemente und Elementgruppen (LB, S. 32ff+330ff; AB1, S. 30 – 32):

Das PSE ist ein systematisches Schema ähnlich einer Tabelle, in dem alle Elemente (jedes Element hat eine feste Anzahl von Protonen – die als Ordnungszahl im PSE dient; da die Neutronenanzahl verschieden sein kann, spricht man dann von Isotopen, weil diese an derselben Stelle im PSE stehen) nebeneinander angeordnet werden – mit ähnlichen Eigenschaften untereinander (periodisch wiederkehrende Eigenschaften; H {Wasserstoff} ist die Ausnahme, das gleichzeitig in die 1. & 7. Hauptgruppe und in die Mitte dazwischen gehören würde – es ist separat zu sehen und nicht als Alkalimetall!).

Diese Spalten des PSE nennt man auch Elementgruppen, wobei es 8 Hauptgruppen gibt:

1. Hauptgruppe – Alkalimetalle: Li {Lithium}, Na {Natrium}, K {Kalium}, Rb, Cs, Fr;
2. Hauptgruppe – Erdalkalimetalle: Be {Beryllium}, Mg {Magnesium}, Ca {Calcium}, Sr, Ba, Ra;
3. Hauptgruppe – Bor-Gruppe: B {Bor}, Al {Aluminium}, Ga {Gallium}, In, Tl, Nh;
4. Hauptgruppe – Kohlenstoff-Gruppe: C {Kohlenstoff}, Si {Silicium}, Ge {Germanium}, Sn {Zinn}, Pb, Fl  
(die Chemie der Kohlenstoff-Verbindungen, die meist auch Wasserstoff enthalten, ist Gegenstand der organischen Chemie);
5. Hauptgruppe – Stickstoff-Gruppe: N {Stickstoff}, P {Phosphor}, As {Arsen}, Sb, Bi, Mc;
6. Hauptgruppe – Chalkogene: O {Sauerstoff}, S {Schwefel}, Se {Selen}, Te, Po, Lv;
7. Hauptgruppe – Halogene: F {Fluor}, Cl {Chlor}, Br {Brom}, I {Iod}, At, Ts;
8. Hauptgruppe – Edelgase: He {Helium}, Ne {Neon}, Ar {Argon}, Kr {Krypton}, Xe {Xenon}, Rn, Og.

Die Zeilen werden Periode genannt, die unterschiedlich lang sind:

1. Periode – 2 Elemente [1s], 2. – 8 [2s 2p], 3. – 8 [3s 3p], 4. – 18 [4s 3d 4p], 5. – 18 [5s 4d 5p], 6. – 32 [6s 4f 5d 6p] und 7. – 32 Elemente [7s 5f 6d 7p] Elemente, somit insgesamt 118 Elemente; prinzipiell würde die 8. – 50 Elemente [8s 5g 6f 7d 8p], die 9. – 50 [9s 6g 7f 8d 9p], die 10. – 72 [10s 6h 7g 8f 9d 10p], die 11. – 72 Elemente [11s 7h 8g 9f 10d 11p], und die 12. – 98 Elemente [12s 7i 8h 9g 10f 11d 12p] aufweisen.

Das PSE geht auf die Arbeiten von Dimitri Mendelejew (1869) und Lothar Meyer (1869) zurück und ist auf der Folgeseite in aktualisierter Form zu finden.

Klassische Aggregatzustände (mit steigender Temperatur/Druck): Unter Normalbedingungen sind die meisten Elemente **fest**, Ausnahmen sind nur die **flüssigen** Elemente Brom [<sub>35</sub>Br] und Quecksilber [<sub>80</sub>Hg] sowie die **gasförmigen** Elemente Wasserstoff [<sub>1</sub>H], Stickstoff [<sub>7</sub>N], Sauerstoff [<sub>8</sub>O], Fluor [<sub>9</sub>F], Chlor [<sub>17</sub>Cl] und die *Edelgase* Helium [<sub>2</sub>He], Neon [<sub>10</sub>Ne], Argon [<sub>18</sub>Ar], Krypton [<sub>36</sub>Kr], Xenon [<sub>54</sub>Xe], Radon [<sub>86</sub>Rn] sowie <sup>?</sup>Oganesson [<sub>118</sub>Og] [bei letzterem ist zu wenig bekannt]; überdies gibt es noch einen vierten Zustand der kompletten Ionisation: das Plasma. Keine stabile Form – d.h. rein radioaktiv (☛) – sind die Elemente Technetium [<sub>43</sub>Tc] und Promethium [<sub>61</sub>Pm] sowie alle Elemente ab Polonium [<sub>84</sub>Po]; ab Americium [<sub>95</sub>Am] sind alle Elemente zudem künstlich (☛), d.h. werden nur als kurzlebige Zwischenstufe durch Kernprozesse erzeugt.

Im Prinzip sollte man das Periodensystem fortsetzen können, d.h. Stand 2021 ist 118 die höchste nachgewiesene Ordnungszahl, es sollte aber mit entsprechendem Aufwand möglich sein, das hypotetische Element <sub>119</sub>Ununennium zu erzeugen und entsprechend höhere Elemente – wobei der komplette Abschluss mit der 7. Periode ästhetisch wirkt. ☺



## 2. Bohrsches Atommodell und Schalenmodell der Elektronenhülle (LB, S. 56; AB1, S. 50 – 56):

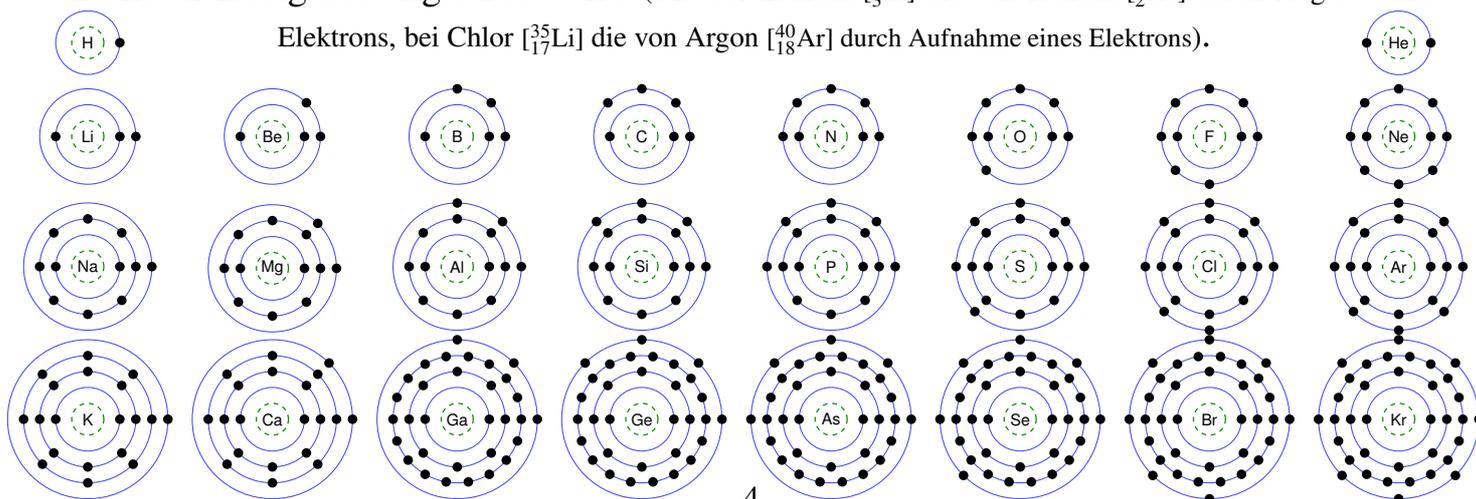
Das Atom besteht aus einem sehr kleinen schweren Kern und einer ausgedehnten und leichten Hülle (die Ausdehnung der Hülle ist 100000 mal größer als die des Atomkerns). Die Kernteilchen, auch Nukleonen genannt, sind positive Protonen ( $p^+$ ) und ungeladene Neutronen ( $n$ ), die ungefähr gleich schwer sind ( $m_n/m_{p^+} \approx 1,0014$ ). Die Hülle besteht aus negativen Elektronen ( $e^-$ ), die deutlich leichter als die Nukleonen sind ( $m_{p^+}/m_{e^-} \approx 1822,9$ ; würde das Proton einen Zentner wiegen wie ein Sack Zement, d.h. 50 kg, so wöge das Elektron 27,4 g, also nur so viel wie 10 Tischtennisbälle bzw. 1/9 eines Butterpäckchens; man sieht leicht, dass der Kern träge ist und die Elektronen deutlich beweglicher – und zudem im Außenbereich, so dass alle chemischen Reaktionen und alle Bindungen nur etwas mit der Veränderung der Hülle zu tun haben, die Kerne bleiben unverändert – deren Veränderung fällt in den Bereich der Physik).

Anzahl Protonen plus Anzahl Neutronen ergibt die Massenzahl, die man häufig hochgestellt links vom Elementsymbol findet und entspricht ungefähr der Atommasse in u; die Ordnungszahl legt den Platz im PSE fest und entspricht der Anzahl der Protonen (und bei neutralem Atom ebenso der Anzahl der Elektronen), die man häufig tiefgestellt links vom Elementsymbol findet, z.B. für Helium:  ${}^4_2\text{He}$ .

Dieses Modell, das auf Rutherford zurückgeht, wurde von Bohr 1913 erweitert, indem die Elektronen der Hülle in Schalen (Aufenthaltsbereiche) angeordnet werden, die von innen nach weiter außen besetzt werden. Die innerste und 1. Schale (K) kann mit 2 Elektronen besetzt werden {Orbital 1s; vgl. nächste Seite}, die 2. (L) 8 Elektronen {Orbitale 1s  $p_x$   $p_y$   $p_z$ }, die 3. Schale (M) in der 3. Periode nur 8 Elektronen, insgesamt aber 18 {da die  $5 \times 3d$  erst nach 4s besetzt werden: siehe Ga in Abb. unten – ab der 4. Periode werden die Elektronen auf unterschiedliche Schalen verteilt!; vgl. Angaben S. 2}, die 4. Schale (N) kann insgesamt 32 Elektronen aufnehmen {wobei die  $7 \times 4f$  erst nach 6s besetzt werden}, die 5. Schale (O) kann 50 Elektronen aufnehmen {die  $9 \times 5g$  Orbitale würden nach 8s besetzt werden, die im aktuellen PSE (noch) nicht existieren!}, die 6. Schale (P) kann 72 Elektronen aufnehmen {die  $11 \times 6h$  würden nach 10s besetzt werden}, die 7. Schale (Q) kann 98 Elektronen aufnehmen {die  $13 \times 7i$ -Orbitale würden nach 12s besetzt werden}. Elemente einer Periode weisen dieselbe Anzahl von Orbitalen auf (ab 4. Periode aus unterschiedlichen Schalen), Elemente einer Gruppe weisen dieselbe Anzahl von Elektronen in der äußersten Schale (d.h. bzgl. s- und p-Orbitalen, d.h. Unterschiede nur in den Hauptgruppen) auf (wie auch im hochenergetischsten besetzten Orbitaltyp). Somit sind die Außenelektronen, daher auch Valenzelektronen (befindlich in den äußersten Atomorbitalen) genannt, entscheidend.

Die Edelgase sind die stabilsten Elemente und gehen kaum Bindungen ein, so dass bei Bindungen die Edelgaskonfiguration der Elektronenhülle des bzgl. der Ordnungszahl nächsten Edelgases angestrebt wird (z.B. bei Lithium [ ${}^3_3\text{Li}$ ] die von Helium [ ${}^4_2\text{He}$ ] durch Abgabe eines

Elektrons, bei Chlor [ ${}^{35}_{17}\text{Cl}$ ] die von Argon [ ${}^{40}_{18}\text{Ar}$ ] durch Aufnahme eines Elektrons).



## Exkurs: Quantenmechanik und Orbitale (gymnasiale Oberstufe und Studium; Klasse 10<sup>+</sup>):

Als Atomorbitale werden die quantenmechanisch berechneten Aufenthaltswahrscheinlichkeitsräume einzelner Elektronen bezeichnet. Prinzipiell stellt das Bohrsche Atommodell ein anschauliches und vereinfachtes Modell der quantenmechanischen Verhältnisse dar – so wie auch die nachfolgenden drei Bindungstypen vereinfachte Kategorien quantenmechanischer Gegebenheiten darstellen, die die nur mathematisch durchdringbaren Gegebenheiten veranschaulichen und richtige Schlüsse ermöglichen, ohne die universitäre Mathematik zu beherrschen, ohne die die Quantenmechanik nicht verstanden werden kann.

Die Hauptquantenzahl  $n = 1, 2, 3, \dots$  entspricht der Schale (auch als K-, L-, M-Schale ... bezeichnet) im Bohrschen Atommodell, zu der das jeweilige Elektron gehört.

Nebenquantenzahl  $l$ , auch Bahndrehimpuls-Quantenzahl, entspricht der Unterschale bzw. dem Orbitaltyp, wobei die  $n$ . Schale auch  $n$  unterschiedliche Unterschalen aufweist [es gibt noch eine Orientierungsquantenzahl oder Magnetquantenzahl  $m$ , die das Orbital bezeichnet:  $-l, \dots, +l$ , sowie die magnetische Spinzahl  $m_s$  mit  $-\frac{1}{2}$  oder  $\frac{1}{2}$ , als Pfeil nach unten bzw. oben gerichtet dargestellt, so dass zwei Elektronen in einem Orbital möglich sind: es gibt keine zwei Teilchen im selben Quantenzustand bzw. nach dem Pauli-Prinzip ist ein Elektron durch die vier Quantenzahlen ( $n, l, m, m_s$ ) eindeutig bestimmt, es gibt kein zweites mit identischen Quantenzahlen]:

$l = 0$  ist das kugelförmige s-Orbital (*sharp* wegen der Spektrallinie; Anzahl  $2l + 1 = 1$ , d.h. maximal 2 Elektronen – daher hat die 1. Periode 2 Elemente), das in allen Schalen (d.h. ab der 1. Schale und somit in der 1. Periode sogar als einzige Unterschale) vorkommt.

$l = 1$  sind die hantelförmigen p-Orbitale (*principal*; 3 Orbitale, d.h. maximal 6 Elektronen – daher hat die 2. Periode  $2 + 6 = 8$  Elemente), die ab der 2. Schale und somit der 2. Periode vorkommen.

Elemente, die die s- bzw. p-Unterschalen auffüllen, werden als Hauptgruppenelemente (Gruppen 1, 2, 13-18 nach IPAC 1985 bzw. A-Gruppen nach Gruppenbezeichnung vom Chemical Abstract Service bis 1986) bezeichnet.

$l = 2$  sind die d-Orbitale in Form von gekreuzten Doppelhanteln (*diffuse*; 5 Orbitale, d.h. maximal 10 Elektronen – da  $d_M = 3d$  höherenergetischer als  $s_N = 4s$  ist, wird dies erst in der 4. Periode gefüllt – die somit  $2 + 6 + 10 = 18$  Elemente aufweist, wohingegen die 3. Periode wie die 2. Periode 8 Elemente aufweist), die ab der 3. Schale (aber erst ab der 4. Periode) vorkommen. Elemente, die die d-Unterschale auffüllen, werden als Übergangsmetalle oder Nebengruppenelemente (Gruppen 3-12 nach IPAC 1985 bzw. B-Gruppen nach Gruppenbezeichnung vom Chemical Abstract Service bis 1986) bezeichnet.

$l = 3$  sind die rosettenförmigen f-Orbitale (*fundamental*; 7 Orbitale, d.h. maximal 14 Elektronen – da  $f_N = 4f$  höherenergetischer als  $s_P = 6s$  ist, wird dies erst in der 6. Periode gefüllt – die (wie die 7. Periode) somit  $2 + 6 + 10 + 14 = 32$  Elemente aufweist, wohingegen die 5. Periode wie die 4. Periode 18 Elemente aufweist), die ab der 4. Schale (aber erst ab der 6. Periode) vorkommen. Elemente, die die f-Unterschale auffüllen, werden als Lanthanoide (6. Periode) bzw. Actinoide (7. Periode) bezeichnet.

Die Verteilung der Elektronen eines Atoms auf die verschiedenen Orbitale wird als Elektronenkonfiguration bezeichnet, z.B. für das Element Kohlenstoff (C):  $1s^2 2s^2 2p^2 = [\text{He}] 2s^2 2p^2$ , für Schwefel (S):  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3 = [\text{Ne}] 3s^2 3p^3$  oder für Iod (I):  $[\text{Kr}] 4d^{10} 5s^2 5p^5$ .

Die Elektronenkonfiguration von Edelgasen,  $1s^2$  bzw.  $ns^2 np^6$  ist besonders stabil und wird durch Verbindungen angestrebt.

## II. Bindungen: Ionen-, Elektronenpaar- und metallische Bindung:

Die chemische Bindung ist ein physikalisch-chemisches Phänomen, durch das zwei oder mehrere Atome oder Ionen fest zu chemischen Verbindungen aneinander gebunden sind. Zur groben Unterscheidung der Bindungstypen ist die Elektronegativität ( $\chi$ ) nützlich: ein relatives Maß für die Fähigkeit von Atomen, in chemischen Bindungen die bindenden Elektronenpaare an sich zu ziehen – dies wird von der jeweiligen Kernladung und dem Atomradius bestimmt, z.B. nach Allred & Rochow (1958):

$\chi_{AR} \propto F_{e.A.} \propto \frac{e^2 \cdot Z_{eff}}{r^2}$  mit  $F_{e.A.}$ : elektrostatischer Anziehungskraft,  $e$ : Elementarladung,  $Z_{eff}$ : effektive Kernladungszahl,  $r$ : Atomradius (vgl.  $\chi$ -Angaben im PSE, S. 3).

Von hohen zu niedrigen Differenzen der Elektronegativität ergibt sich die folgende Einteilung der Bindungen:

1. Ionenbindung (Elektronen werden abgegeben/aufgenommen; siehe unten),
2. Elektronenpaarbindung (gemeinsames Elektronenpaar zwischen Bindungspartnern; vgl. S. 7):
  - a) polare Elektronenpaarbindung (Elektronenpaar unterschiedlich zwischen Bindungspartnern verteilt),
  - b) unpolare Elektronenpaarbindung (Elektronenpaar gleichmäßig zwischen Bindungspartnern verteilt),
3. metallische Bindung (Valenzelektronen werden in das gemeinsame Leitungsband abgegeben und können sich im Gitter als Elektronengas frei bewegen; vgl. S. 8).

Man kann auch die Metallbindung (3.) zu Anfang stellen und hat dann die Reihenfolge von eher stark zu eher schwachen Bindungen (von 3. sehr hohen zu 1. hohen zu 2. {für kleine Moleküle} niedrigen Schmelz- und Siedetemperaturen).

### 1. Die Ionenbindung (LB, S. 59ff; AB1, S. 57 – 64):

Die ionische Bindung wird auch heteropolare Bindung oder elektrovalente Bindung genannt und beruht auf elektrostatischer Anziehung positiv und negativ geladener Ionen (elektrisch geladene Atome oder Moleküle), wobei die positiven Kationen und die negativen Anionen heißen. Die Ionenbindung liegt bei großer Elektronegativitätsdifferenz ( $\Delta\chi > 1,7$ ) vor und ist insbesondere für Salze charakteristisch, z.B. Kochsalz, das chemisch korrekt als Natriumchlorid bezeichnet wird. Natrium ist hierbei als Metall ein Elektronendonator, das Halogen Chlor (ein Nichtmetall) ist Elektronenakzeptor. Im Kristall ist ein Chlor-Anion von 6 Natrium-Kationen umgeben wie auch jedes Natrium-Kationen von 6 Chlor-Anionen umgeben ist. Salze dissoziieren in wässriger Lösung in ihre entsprechenden Ionen,  $\text{NaCl}_{(aq)}$  bezeichnet, bei dem Kationen von den O-Enden der Wasserdipole und Anionen von den H-Enden der Wasserdipole umgeben werden. Entsprechend gibt es auch z.B. Calciumchlorid,  $\text{Ca}^{2+} : 2 : \ddot{\text{Cl}} : ^-$ , oder Natriumoxid,  $2 \text{Na}^+ : \ddot{\text{O}} : ^{2-}$

Name	Summenformel	Strukturformel (Elektronen)	Strukturformel (Valenzstrich)	Reaktionsgleichung
Natriumchlorid (Kochsalz)	NaCl	$\text{Na}^+ : \ddot{\text{Cl}} : ^-$	$\text{Na}^+   \overline{\text{Cl}}   ^-$	$2 \text{Na} + \text{Cl}_2 \longrightarrow 2 \text{NaCl}$

## 2. Die Elektronenpaar-Bindung oder kovalente Bindung (LB, S. 90ff; AB1, S. 88 – 94):

Die kovalente Bindung, auch als Atombindung, Elektronenpaarbindung oder homöopolare Bindung bezeichnet, bildet sich besonders zwischen den Atomen von Nichtmetallen aus. Hierbei wird mindestens ein gemeinsames Elektronenpaar ausgebildet, bei Molekülen geht es bis zur Dreifachbindung (siehe Tabelle), in Komplexen sogar bis zur ‘sechsfachen’ Bindung: vgl. Koordinations-Chemie. Die Elektronegativitätsdifferenz ist zumeist geringer als bei Ionenbindungen, so dass nur partielle Ladungen vorliegen können wie bei Kohlendioxid ( $\Delta\chi = 1,0$ ), Wasser ( $\Delta\chi = 1,3$ ) oder Fluorwasserstoff ( $\Delta\chi = 1,9$ ), bei denen man von polarer Elektronenpaarbindung spricht. Bei Wasser und Fluorwasserstoff spricht man von Dipolen, wobei Wasser der stärkere Dipol ist, wohingegen sich bei Kohlendioxid ein Gesamtdipolmoment von Null ergibt, da die Bindungsdipole entgegengesetzt ausgerichtet sind und sich aufheben. Ist die Elektronegativitätsdifferenz kaum vorhanden, wie z.B. zwischen Kohlenstoff und Wasserstoff ( $\Delta\chi = 0,3$ ), gibt es keine partiellen Ladungen und somit keine Dipole und man spricht von unpolarer Elektronenpaarbindung. Allerdings können hier zumindest Dipole induziert werden, so genannte Van-der-Waals-Kräfte.

Name	Summenformel	Strukturformel (nach Lewis)	Spezialität
Fluorwasserstoff	HF	$\delta^+ \text{H} - \overline{\text{F}}   \delta^-$	Einfachbindung; Dipol
Sauerstoff (molekular)	O <sub>2</sub>	$\langle \text{O}=\text{O} \rangle$	Doppelbindung
Kohlendioxid	CO <sub>2</sub>	$\langle \overset{\delta^-}{\text{O}} = \overset{2\delta^+}{\text{C}} = \overset{\delta^-}{\text{O}} \rangle$	Do.-Bind. & part. Ladungen
Stickstoff (molekular)	N <sub>2</sub>	$ \text{N}\equiv\text{N} $	Dreifachbindung
Wasser	H <sub>2</sub> O	$\begin{array}{c} 2\delta^- \\ \text{O} \\ \delta^+ \text{H} \quad \delta^+ \text{H} \end{array}$	Dipol und Winkel: 104,45°
Methan	CH <sub>4</sub>	$\begin{array}{c} \text{H} \\   \\ \text{C} \\ / \quad \backslash \\ \text{H} \quad \text{H} \\ \backslash \quad / \\ \text{H} \quad \text{H} \end{array}$	3D (hier: Tetraeder; vgl. S. 9)

Die Summenformel gibt nur an, wie viele Elemente für das Molekül benötigt werden – wenn hier funktionelle Gruppen ausgewiesen werden, ist dies eine erweiterte Summenformel.

Die Strukturformel gibt zudem an, wer Bindungspartner ist und welcher Bindungstyp vorliegt. Eine erweiterte Strukturformel weist zudem einen Winkel auf (Wasser) oder deutet die 3D-Struktur an wie oben bei Methan (vgl. III. Organische Chemie, Alkane, S. 9) geschehen.

### 3. Die metallische Bindung (LB, S. 104ff; AB1, S. 102 – 107):

Charakteristische physikalische und chemische Eigenschaften von Metallen (LB, S. 104):

- a) Große elektrische Leitfähigkeit (ggf. Magnetismus: unter Normalbedingungen nur Eisen [Fe], Cobalt [Co] und Nickel [Ni])
  - b) Große Wärmeleitfähigkeit (Heizkörper, Bügeleisen, Kochtöpfe)
  - c) Metallischer Glanz (Schmuck, Spiegel)
  - d) Unter Krafteinwirkung verformbar ohne zu brechen (Biegen, Hämmern, Walzen)
  - e) Neigung zur Abgabe von Elektronen (Kationen, also positiv)
- ) Schwer bzw. dicht (Blei [Pb]) bis relativ leicht (Aluminium [Al])
- ) Mehr als  $\frac{3}{4}$  der Elemente sind Metalle (man findet die Nichtmetalle rechts oben im PSE, d.h. H {Wasserstoff}, B {Bor}, Si {Silicium}, As {Arsen}, Te {Tellur}, At {Astat}, Ts {Tenness} – und alle Elemente derselben Periode rechts von diesem Element; Allerdings ist die Situation etwas komplizierter, so dass unter bestimmten Kriterien die folgende Elemente zu den Halbleitern (mittlere Leitfähigkeit, die mit steigender Temperatur zunimmt) gezählt werden: Bor [B], Kohlenstoff [C] (in der Kristallmodifikation Graphit), Silicium [Si], Phosphor [P] (schwarzer), Germanium [Ge], Selen [Se] (graues), Tellur [Te], Zinn [Sn] (graues:  $\alpha$ -Sn – weißes:  $\beta$ -Sn ist ein Metall).
- Astronomie – Häufigkeit im Universum: Wasserstoff (90% der Teilchen; 70% der Masse), Helium (10% der Teilchen, 26% der Masse), Rest wird historisch (und chemisch nicht korrekt) als *Metalle* (0,10% der Teilchen, 2% der Masse) bezeichnet, wobei hier Sauerstoff gefolgt von Kohlenstoff, Stickstoff, Neon, Magnesium, Silicium, Eisen und Schwefel die Top Ten ausmachen).

Eigenschaften der Metallbindung (LB, S. 108f):

- a) Metalle haben meist nur ein oder zwei Elektronen auf ihrer Außenschale.
- b) Diese Außenelektronen sind frei beweglich und können ihren Aufenthaltsbereich leicht verlassen.
- c) In diesem Fall bleiben positiv geladene Atomrümpfe und frei bewegliche Elektronen.
- d) In einem Stück Metall sind die Atomrümpfe in einem Metallgitter angeordnet.
- e) Dazwischen befinden sich die frei beweglichen Elektronen – man spricht hierbei von einem Elektronengas (das sich in über den ganzen Kristall erstreckenden Bändern bewegt).
- f) Die Anziehungskräfte zwischen positiven Atomrümpfen und negativen Elektronen hält das Gitter zusammen.
- g) Dieser Zusammenhalt wird Metallbindung genannt.

### III. Organische Chemie (LB, S. 130ff, AB 2, S. 16ff):

Die Organische Chemie begann im Sinne einer experimentellen Wissenschaft mit der Harnstoffsynthese durch Friedrich Wöhler im Jahre 1828. Es geht hier um Kohlenstoffchemie, weil die bekannten Lebensformen auf Kohlenstoff-Basis bestehen ... wobei neben Kohlenstoff prinzipiell auch Silicium denkbar wäre.

#### Reihe der Alkane (LB, S. 130-133; AB2, S. 16 – 19) :

Die einfachsten Moleküle bestehen nur aus C und H, die Kohlenwasserstoffe:

# C	Name	Summenformel	Strukturformel
1 × C	Methan	CH <sub>4</sub>	$\begin{array}{c} \text{H} \\   \\ \text{H}-\text{C}-\text{H} \\   \\ \text{H} \end{array} = \begin{array}{c} \text{H} \quad \text{H} \\ \diagdown \quad / \\ \text{C} \\ / \quad \diagdown \\ \text{H} \quad \text{H} \end{array} \quad (\text{siehe 3D-Darstellung in II.2, S. 7})$
2 × C	Ethan	C <sub>2</sub> H <sub>6</sub>	$\begin{array}{c} \text{H} \quad \text{H} \\   \quad   \\ \text{H}-\text{C}-\text{C}-\text{H} \\   \quad   \\ \text{H} \quad \text{H} \end{array}$
3 × C	Propan	C <sub>3</sub> H <sub>8</sub>	$\begin{array}{c} \text{H} \quad \text{H} \quad \text{H} \\   \quad   \quad   \\ \text{H}-\text{C}-\text{C}-\text{C}-\text{H} \\   \quad   \quad   \\ \text{H} \quad \text{H} \quad \text{H} \end{array}$
4 × C	Butan	C <sub>4</sub> H <sub>10</sub>	$\begin{array}{c} \text{H} \quad \text{H} \quad \text{H} \quad \text{H} \\   \quad   \quad   \quad   \\ \text{H}-\text{C}-\text{C}-\text{C}-\text{C}-\text{H} \\   \quad   \quad   \quad   \\ \text{H} \quad \text{H} \quad \text{H} \quad \text{H} \end{array}$
5 × C	Pentan	C <sub>5</sub> H <sub>12</sub>	$\begin{array}{c} \text{H} \quad \text{H} \quad \text{H} \quad \text{H} \quad \text{H} \\   \quad   \quad   \quad   \quad   \\ \text{H}-\text{C}-\text{C}-\text{C}-\text{C}-\text{C}-\text{H} \\   \quad   \quad   \quad   \quad   \\ \text{H} \quad \text{H} \quad \text{H} \quad \text{H} \quad \text{H} \end{array}$
6 × C	Hexan	C <sub>6</sub> H <sub>14</sub>	$\begin{array}{c} \text{H} \quad \text{H} \quad \text{H} \quad \text{H} \quad \text{H} \quad \text{H} \\   \quad   \quad   \quad   \quad   \quad   \\ \text{H}-\text{C}-\text{C}-\text{C}-\text{C}-\text{C}-\text{C}-\text{H} \\   \quad   \quad   \quad   \quad   \quad   \\ \text{H} \quad \text{H} \quad \text{H} \quad \text{H} \quad \text{H} \quad \text{H} \end{array}$
7 × C	Heptan	C <sub>7</sub> H <sub>16</sub>	$\begin{array}{c} \text{H} \quad \text{H} \quad \text{H} \quad \text{H} \quad \text{H} \quad \text{H} \quad \text{H} \\   \quad   \quad   \quad   \quad   \quad   \quad   \\ \text{H}-\text{C}-\text{C}-\text{C}-\text{C}-\text{C}-\text{C}-\text{C}-\text{H} \\   \quad   \quad   \quad   \quad   \quad   \quad   \\ \text{H} \quad \text{H} \quad \text{H} \quad \text{H} \quad \text{H} \quad \text{H} \quad \text{H} \end{array}$
⋮	⋮	⋮	⋮

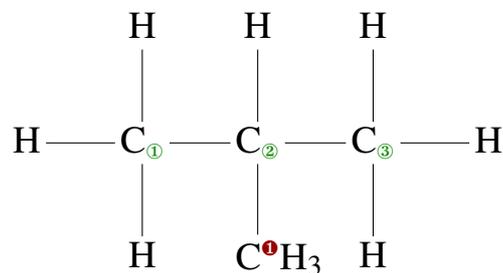
Die folgenden Alkane heißen Octan (8 C-Atome), Nonan (9 C-A.), Decan (10 C-A.), Undecan (11 C-A.), Dodecan (12 C-A.), Tridecan (13 C-A.), Tetradecan (14 C-A.), Pentadecan (15 C-A.), ... Dies ist die homologe Reihe der Alkane mit der allgemeinen Summenformel: C<sub>n</sub>H<sub>2n+2</sub>.

**Unter Standardbedingungen** (d.h. Labor [Standard Ambient Temperature and Pressure = STAP]: Temperatur  $\vartheta = 25^\circ\text{C} \hat{=} T = 298,15\text{ K}$ , Druck  $p = 1013\text{ Pa} = 1013\text{ mbar}$ ; bei Erhöhung der Temperatur (entsprechender Effekt bei Erhöhung des Drucks) geht der Aggregatzustand von fest zu flüssig bei Überschreiten der Schmelztemperatur, und von flüssig nach fest bei Überschreiten der Verdampfungstemperatur) sind Alkane mit Ketten von 1 – 4 C-Atomen (von Methan bis Butan) gasförmig (z.B. als Feuerzeuggas verwendbar), von 5 – 16 C-Atomen (von Pentan bis Hexadecan) flüssig (dünnflüssig bis ölig, z.B. als Treibstoff oder Schmiermittel) und ab 17 C-Atomen (ab Heptadecan) fest (z.B. für Kerzen und Salben verwendet). Mit zunehmender Kettenlänge werden die Van-der-Waals-Kräfte stärker (induzierte Dipole, da die C-H-Ketten ( $\Delta\chi = 0,3$ ) keine Ladungen bzw. partielle Ladungen und damit auch kein Dipolmoment besitzen und somit als unpolar bezeichnet werden), die für einen besseren Zusammenhalt sorgen, so dass mit steigender C-Kettenlänge Siede- und Schmelztemperatur wie auch Dichte und Viskosität steigen.

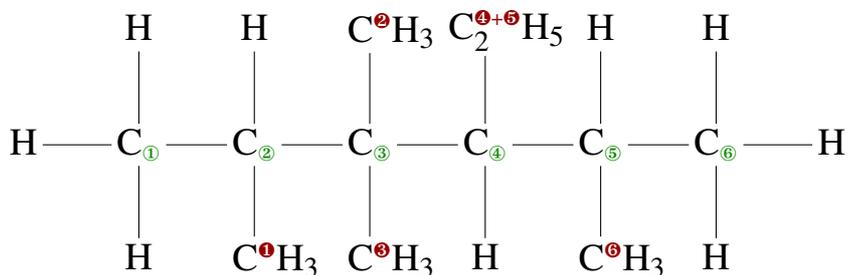
Ersetzt man das letzte H-Atom im Alkan durch einen Rest 'R', so spricht man von der Kohlenwasserstoff-Kette ohne R als Alkyl (d.h. Methyl, Ethyl, Propyl, Butyl, Pentyl, Hexyl, ...). Der Rest 'R' kann eine funktionelle Gruppe sein.

Generell werden in der organischen Chemie neben Kohlenstoff und Wasserstoff auch Sauerstoff, Stickstoff, Phosphor, sowie Chlor/Brom/Iod verwendet.

Die C-Atome in Alkanen müssen aber nicht in einer langen Kette vorliegen. Gibt es eine Verzweigung (ab Butan möglich), spricht man von Isomerie der Alkane, also z.B. vom Isobutan oder i-Butan (das langkettige Butan nennt man dann n-Butan). Isomere haben dieselbe Summenformel, aber unterschiedliche Strukturformeln.



2-Methyl-Propan (3) oder Isobutan ( $3+1 = 4$ )



2,3,3,5-Tetramethyl-4-Ethyl-Hexan (6) oder Isododecan ( $6+6 = 12$ )

Die Anzahl Verzweigungen bei den Isomeren wirkt der Kettenlänge entgegen, da die Alkan-Ketten beim Aneinanderreihen gestört werden und somit geringere Wechselwirkungen bei den Isomeren vorhanden sind.

**Reihe der Alkanole (LB, S. 134-141; AB2, S. 20 – 27) :**

Wenn man wie zuvor beschrieben am Kettenende das H durch einen Rest 'R' ersetzt, entstehen neue Moleküle. Wenn man statt 'R' die Hydroxy-Gruppe, auch OH-Gruppe genannt, verwendet, wird aus der Reihe der Alkane die der Alkanole:

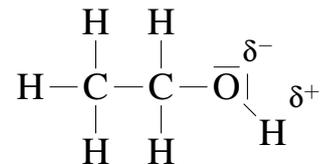
# C	Name	Summenformel	Strukturformel
1 × C	Methanol	CH <sub>3</sub> OH	$  \begin{array}{c}  \text{H} \\    \\  \text{H}-\text{C}-\overset{\delta^-}{\text{O}}-\text{H} \\    \\  \text{H}  \end{array}  =  \begin{array}{c}  \text{H} \quad \text{H} \\  \diagdown \quad / \\  \text{C} \\  / \quad \diagdown \\  \text{H} \quad \overset{\delta^-}{\text{O}}-\text{H}  \end{array}  $
2 × C	Ethanol	C <sub>2</sub> H <sub>5</sub> OH	$  \begin{array}{c}  \text{H} \quad \text{H} \\    \quad   \\  \text{H}-\text{C}-\text{C}-\overset{\delta^-}{\text{O}}-\text{H} \\    \quad   \\  \text{H} \quad \text{H}  \end{array}  $
3 × C	Propanol	C <sub>3</sub> H <sub>7</sub> OH	$  \begin{array}{c}  \text{H} \quad \text{H} \quad \text{H} \\    \quad   \quad   \\  \text{H}-\text{C}-\text{C}-\text{C}-\overset{\delta^-}{\text{O}}-\text{H} \\    \quad   \quad   \\  \text{H} \quad \text{H} \quad \text{H}  \end{array}  $
4 × C	Butanol	C <sub>4</sub> H <sub>9</sub> OH	$  \begin{array}{c}  \text{H} \quad \text{H} \quad \text{H} \quad \text{H} \\    \quad   \quad   \quad   \\  \text{H}-\text{C}-\text{C}-\text{C}-\text{C}-\overset{\delta^-}{\text{O}}-\text{H} \\    \quad   \quad   \quad   \\  \text{H} \quad \text{H} \quad \text{H} \quad \text{H}  \end{array}  $
5 × C	Pentanol	C <sub>5</sub> H <sub>11</sub> OH	$  \begin{array}{c}  \text{H} \quad \text{H} \quad \text{H} \quad \text{H} \quad \text{H} \\    \quad   \quad   \quad   \quad   \\  \text{H}-\text{C}-\text{C}-\text{C}-\text{C}-\text{C}-\overset{\delta^-}{\text{O}}-\text{H} \\    \quad   \quad   \quad   \quad   \\  \text{H} \quad \text{H} \quad \text{H} \quad \text{H} \quad \text{H}  \end{array}  $
6 × C	Hexanol	C <sub>6</sub> H <sub>13</sub> OH	$  \begin{array}{c}  \text{H} \quad \text{H} \quad \text{H} \quad \text{H} \quad \text{H} \quad \text{H} \\    \quad   \quad   \quad   \quad   \quad   \\  \text{H}-\text{C}-\text{C}-\text{C}-\text{C}-\text{C}-\text{C}-\overset{\delta^-}{\text{O}}-\text{H} \\    \quad   \quad   \quad   \quad   \quad   \\  \text{H} \quad \text{H} \quad \text{H} \quad \text{H} \quad \text{H} \quad \text{H}  \end{array}  $
7 × C	Heptanol	C <sub>7</sub> H <sub>15</sub> OH	$  \begin{array}{c}  \text{H} \quad \text{H} \quad \text{H} \quad \text{H} \quad \text{H} \quad \text{H} \quad \text{H} \\    \quad   \quad   \quad   \quad   \quad   \quad   \\  \text{H}-\text{C}-\text{C}-\text{C}-\text{C}-\text{C}-\text{C}-\text{C}-\overset{\delta^-}{\text{O}}-\text{H} \\    \quad   \quad   \quad   \quad   \quad   \quad   \\  \text{H} \quad \text{H} \quad \text{H} \quad \text{H} \quad \text{H} \quad \text{H} \quad \text{H}  \end{array}  $
⋮	⋮	⋮	⋮

Die folgenden Alkanole heißen Octanol (8 C-Atome), Nonanol (9 C-A.), Decanol (10 C-A.), Undecanol (11 C-A.), Dodecanol (12 C-A.), Tridecanol (13 C-A.), Tetradecanol (14 C-A.), ...

Dies ist die homologe Reihe der Alkanole mit der allgemeinen Summenformel: C<sub>n</sub>H<sub>2n+1</sub>OH bzw. C<sub>n</sub>H<sub>2n+2</sub>O.

Da die Hydroxy-Gruppe die Eigenschaften der Alkanole bestimmt, nennt man eine solche Gruppe auch funktionale Gruppe. Diese kann auch mehrfach vorliegen: sogenannte mehrwertige Alkohole wie Glykol, auch als Ethandiol-(1,2) bezeichnet.

Methanol heißt auch Holzgeist und dient als Treibstoff; Ethanol heißt auch Weingeist und ist der bekannte Alkohol in Getränken wie Bier und Wein (als Lebergift eingestufte Droge), wird zudem auch als Lösungs-, Konservierungs- und Reinigungsmittel verwendet; Propanol, Butanol und Pentanol nennt man Fuselöle und entstehen bei der alkoholischen Gärung als gesundheitsschädliche Nebenprodukte; Hexadecanol ist ein fester, schuppenartiger Alkohol, der zur Herstellung von Waschmitteln, Salben und Schmiermitteln verwendet wird – die große Kettenlänge begünstigt die Löslichkeit in Benzin und verhindert die Löslichkeit in Wasser. So ist Ethanol gut löslich in Benzin wie auch in Wasser, ersteres bedingt die (wegen  $\Delta\chi = 0,3$ ) unpolare Kohlenwasserstoffkette, letzteres die polare Hydroxygruppe ( $\Delta\chi = 1,3$ ; vgl. S. 3+6):



hydrophil: ‘Wasser liebend’ bezieht sich hier auf Wechselwirkung mit Wasser; dies sind in der Regel Salze oder polare Substanzen (wie Wasser als Namensgeber) – hydrophile Substanzen sind meist wasserlöslich und oft gleichzeitig lipophob. Das Gegenteil von hydrophil ist hydrophob.

lipophob: ‘Fett meidend’ und bedeutet, dass sich solche flüssigen Stoffe wie z.B. Wasser nicht mit Fetten und Ölen (lipophilen Substanzen) mischen lassen, sondern eine Emulsion bilden. Das Gegenteil von lipophob ist lipophil.

lipophil: ‘Fett liebend’ bezeichnet Substanzen, die sich gut in Fetten und Ölen lösen lassen oder ihrerseits Fette und Öle gut lösen. Beispiele solcher Substanzen sind Erdöl sowie biogene Öle und Fette, also unpolare Substanzen. Diese sind oft gleichzeitig hydrophob. Das Gegenteil von lipophil ist lipophob.

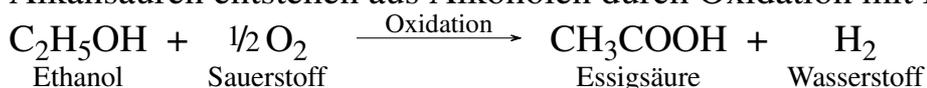
hydrophob: ‘Wasser meidend’ und bedeutet, dass es hier zu einem Zusammenschluss unpolarer Gruppen oder Moleküle in einer wässrigen Umgebung kommt – aufgrund der Tendenz von Wasser, unpolare Gruppen oder Moleküle auszuschließen, oder einfacher Substanzen, die sich nicht mit Wasser mischen und es an Oberflächen meist abperlen lassen, wie unpolare Stoffe wie Fette, Wachse, Alkohole mit langen Alkylresten (also nicht Methanol – Holzgeist, Ethanol – Weingeist, d.h. normaler Alkohol, sowie Propanol – natürliches Abbauprodukt des Hefe-Stoffwechsels und giftig: Erblindung). Das Gegenteil von hydrophob ist hydrophil.

amphiphil/ambiphil: Substanz, die sowohl hydrophil als auch lipophil ist und somit in polaren Lösungsmitteln wie auch in unpolaren Lösungsmitteln gut löslich ist – also einen hydrophilen bzw. polaren Anteil hat wie auch einen lipophilen bzw. unpolaren Anteil besitzt und sich so als Reinigungsmittel eignet. Das Gegenstück zu amphiphil ist amphiphob.

amphiphob: ‘beiden Seiten fürchtend’ beschreibt die chemische Eigenschaft einer Substanz, die sowohl hydrophob als auch lipophob ist – hier perlen also sowohl hydrophile Substanzen wie Wasser als auch lipophile Substanzen wie Öl von einer amphiphoben Oberfläche ab. Beispiele sind Fluorcarbone, Silikone und manche ionische Flüssigkeiten wie z. B. BMIIIm. Das Gegenstück zu amphiphob ist amphiphil.

## Alkansäuren und Seifen (LB, S. 142-143; AB2, S. 28 – 29) :

Alkansäuren entstehen aus Alkoholen durch Oxidation mit Hilfe von Bakterien:



Hierbei besteht die funktionelle Gruppe, die Carboxy-Gruppe oder COOH-Gruppe ( $-\overset{\text{O}}{\underset{\text{H}}{\text{C}}}$ ), aus einer Hydroxy-Gruppe oder OH-Gruppe ( $-\text{O}-\text{H}$ ), wie bei Alkanolen (s. 11)

besprochen, sowie einer Carbonylgruppe oder CO-Gruppe ( $\overset{\text{O}}{\text{C}}=$ ) bestehend, wobei letztere die Polarität der Hydroxy-Gruppe deutlich steigert, so dass es zur Abspaltung des H als  $\text{H}^+$ -Ion (Proton,  $\text{p}^+$ ) neigt (Protonendonatoren sind nach Brønsted Säuren, vgl. S. 16). Hieraus ergibt sich die homologe Reihe der Alkansäuren, auch Monocarbonsäuren genannt:

# C	Name	Summenformel	Strukturformel
1 × C	Methansäure	$\text{HCOOH}, \text{CH}_2\text{O}_2$	$\begin{array}{c} \delta^- \\ \text{O} \\ \parallel \\ \text{H}-\text{C} \\ \backslash \\ \text{O}-\text{H} \end{array}$
2 × C	Ethansäure	$\text{CH}_3\text{COOH}, \text{C}_2\text{H}_4\text{O}_2$	$\begin{array}{c} \text{H} \\   \\ \text{H}-\text{C}-\text{C} \\   \quad \backslash \\ \text{H} \quad \text{O} \\ \quad \quad \parallel \\ \quad \quad \text{O} \\ \quad \quad \backslash \\ \quad \quad \text{O}-\text{H} \end{array}$
3 × C	Propansäure	$\text{C}_2\text{H}_5\text{COOH}, \text{C}_3\text{H}_6\text{O}_2$	$\begin{array}{c} \text{H} \quad \text{H} \\   \quad   \\ \text{H}-\text{C}-\text{C}-\text{C} \\   \quad   \quad \backslash \\ \text{H} \quad \text{H} \quad \text{O} \\ \quad \quad \quad \parallel \\ \quad \quad \quad \text{O} \\ \quad \quad \quad \backslash \\ \quad \quad \quad \text{O}-\text{H} \end{array}$
4 × C	Butansäure	$\text{C}_3\text{H}_7\text{COOH}, \text{C}_4\text{H}_8\text{O}_2$	$\begin{array}{c} \text{H} \quad \text{H} \quad \text{H} \\   \quad   \quad   \\ \text{H}-\text{C}-\text{C}-\text{C}-\text{C} \\   \quad   \quad   \quad \backslash \\ \text{H} \quad \text{H} \quad \text{H} \quad \text{O} \\ \quad \quad \quad \quad \parallel \\ \quad \quad \quad \quad \text{O} \\ \quad \quad \quad \quad \backslash \\ \quad \quad \quad \quad \text{O}-\text{H} \end{array}$
5 × C	Pentansäure	$\text{C}_4\text{H}_9\text{COOH}, \text{C}_5\text{H}_{10}\text{O}_2$	$\begin{array}{c} \text{H} \quad \text{H} \quad \text{H} \quad \text{H} \\   \quad   \quad   \quad   \\ \text{H}-\text{C}-\text{C}-\text{C}-\text{C}-\text{C} \\   \quad   \quad   \quad   \quad \backslash \\ \text{H} \quad \text{H} \quad \text{H} \quad \text{H} \quad \text{O} \\ \quad \quad \quad \quad \quad \parallel \\ \quad \quad \quad \quad \quad \text{O} \\ \quad \quad \quad \quad \quad \backslash \\ \quad \quad \quad \quad \quad \text{O}-\text{H} \end{array}$
⋮	⋮	⋮	⋮

Methansäure heißt auch Ameisensäure, Ethan- auch Essigsäure, Propan- auch Propionsäure, Butan- auch Buttersäure, Pentan- auch Valeriansäure etc.

Dies ist die homologe Reihe der Alkansäuren mit der allgemeinen Summenformel:  $\text{C}_n\text{H}_{2n}\text{O}_2$  oder gleichwertig in Betonung der funktionellen Gruppe  $\text{C}_{n-1}\text{H}_{2n-1}\text{COOH}$ .

Seifen werden aus Fett hergestellt und sind die Salze der Fettsäuren. Sie bestehen aus dem Carboxylat-Anion und einem Natrium- oder Kalium-Kation.

## Ungesättigte, acyklische Kohlenwasserstoffe – Alkene und Alkine:

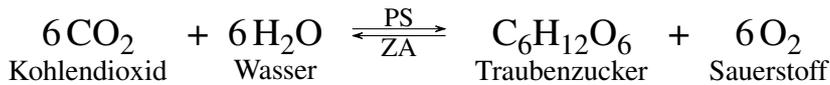
Die kettenartigen Kohlenwasserstoffe mit reinen Einfachbindungen haben wir als Alkane kennen gelernt. Diese bezeichnet man als gesättigt, da die Kohlenstoffatome alle vier Bindungspartner haben. Bei vorhandener Doppelbindung spricht man von Alkenen, bei Dreifachbindung von Alkinen, die beide zu den ungesättigten, acyclischen Kohlenwasserstoffen gehören. Wegen der vorgegebenen Mehrfachbindung zwischen zwei Kohlenstoffatomen beginnen die Reihen mit zwei Kohlenstoffatomen, also beim Analogon des Ethans – Methan findet hier keine Entsprechung. Bindungslänge bei Einfachbindung (C–C): 154 pm, Doppelbindung (C=C): 134 pm, Dreifachbindung (C≡C): 120 pm.

# C	Name	Summenformel	Strukturformel
2 × C	Ethen	C <sub>2</sub> H <sub>4</sub>	$\begin{array}{c} \text{H} & & \text{H} \\ & \diagdown & / \\ & \text{C}=\text{C} & \\ & / & \diagdown \\ \text{H} & & \text{H} \end{array} = \text{H}_2\text{C}=\text{CH}_2$
3 × C	Propen	C <sub>3</sub> H <sub>6</sub>	$\begin{array}{c} \text{H} & & \text{H} \\ & \diagdown & / \\ & \text{C}=\text{C} & \text{H} \\ & / & \diagdown & / \\ \text{H} & & \text{C} & \\ & & / & \diagdown \\ & & \text{H} & \text{H} \end{array} = \text{H}_2\text{C}=\text{CH}-\text{CH}_3$
4 × C	1-Buten	C <sub>4</sub> H <sub>8</sub>	H <sub>2</sub> C=CH–CH <sub>2</sub> –CH <sub>3</sub>
4 × C	2-Buten	C <sub>4</sub> H <sub>8</sub>	H <sub>3</sub> C–CH=CH–CH <sub>3</sub>
⋮	⋮	⋮	⋮
2 × C	Ethin	C <sub>2</sub> H <sub>2</sub>	H–C≡C–H = CH≡CH
3 × C	Propin	C <sub>3</sub> H <sub>4</sub>	$\begin{array}{c} \text{H} \\   \\ \text{H}-\text{C}\equiv\text{C}-\text{C}-\text{H} \\   \\ \text{H} \end{array} = \text{CH}\equiv\text{C}-\text{CH}_3$
4 × C	1-Butin	C <sub>4</sub> H <sub>6</sub>	$\begin{array}{c} \text{H} & \text{H} \\   &   \\ \text{H}-\text{C}\equiv\text{C}-\text{C}-\text{C}-\text{H} \\   &   \\ \text{H} & \text{H} \end{array} = \text{CH}\equiv\text{C}-\text{CH}_2-\text{CH}_3$
4 × C	2-Butin	C <sub>4</sub> H <sub>6</sub>	$\begin{array}{c} \text{H} & & \text{H} \\   & &   \\ \text{H}-\text{C}-\text{C}\equiv\text{C}-\text{C}-\text{H} \\   & &   \\ \text{H} & & \text{H} \end{array} = \text{CH}_3-\text{C}\equiv\text{C}-\text{CH}_3$
⋮	⋮	⋮	⋮

Dies sind die homologen Reihen der Alkene mit der allgemeinen Summenformel: C<sub>n</sub>H<sub>2n</sub> sowie der Alkine mit der allgemeinen Summenformel: C<sub>n</sub>H<sub>2n-2</sub>.

## Wesentliche Reaktionsgleichungen:

### Redoxreaktion am Beispiel von Photosynthese & Zellatmung (LB, S. 110 – 119) :



PS: Photosynthese, der einzige biochemische Prozess, bei dem Lichtenergie (Lichtquant:  $h \cdot \nu$ , auch Photon genannt) in chemisch gebundene Energie umgewandelt wird (mit Hilfe von Chlorophyll, auch als Blattgrün bezeichnet): Kohlendioxid wird mit Wasser in Traubenzucker und Sauerstoff umgewandelt, so dass neben dem Energielieferanten Traubenzucker auch Sauerstoff für aerobe Atmung und Ozon ( $\text{O}_3$ ) für die Schutzschicht in der Erdatmosphäre entsteht.

ZA: Zellatmung, die Umkehrreaktion der Photosynthese zur Gewinnung von Energie. Bei aerober Atmung wird im Verlauf von enzymatisch katalysierten Stoffwechselfvorgängen in den Körperzellen die C-Atome in der Nahrung mit Sauerstoff als Oxidationsmittel oxidiert, wobei Sauerstoff unter Bildung von Kohlendioxid reduziert wird (Oxidationszahl 0 bei molekularem Sauerstoff wird zu -2 bei Wasser), Kohlenstoff wird oxidiert (Oxidationszahl 0 beim Traubenzucker wird zu +4 bei Kohlendioxid). Die Reaktion stellt somit eine typische Redoxreaktion dar (es findet eine Elektronenübertragung statt, wobei das Reduktionsmittel Elektronen abgibt und das Oxidationsmittel Elektronen aufnimmt).

Oxidationszahl: Sie gibt die hypothetische Ionenladung eines Atoms in einer chemischen Verbindung oder in einem mehratomigen Ion an für den hypothetischen Fall, dass die Verbindung bzw. das mehratomige Ion nur aus einatomigen Ionen aufgebaut ist, wobei gemeinsame Bindungselektronen dem Atom mit der höheren Elektronegativität (siehe II., S. 6) zugerechnet werden; Werte der typischen Oxidationszahlen eines Elements sind im PSE, I.1, S. 3, zu finden; die Summe aller Oxidationszahlen eines Moleküls entspricht dessen Ladung, bei Verbindung eines Elements ist die Oxidationszahl 0.

Exotherme Reaktion: Diese setzt Energie (zumeist in Wärme) frei;

die Produkte einer exothermen Reaktion haben eine geringere Enthalpie (oder Wärmehalt)  $H = U + p \cdot V$  als die Ausgangsstoffe; die Reaktionsenthalpie  $\Delta H$  einer exothermen Reaktion ist negativ.

Endotherme Reaktion: Diese benötigt zum Ablaufen die Zufuhr von Energie;

die Reaktionsenthalpie  $\Delta H$  ist somit positiv.

Entsprechend sind exergonische Reaktionen solche, die thermodynamisch günstig sind (freie Enthalpie  $\Delta G < 0$ ), so dass das Gleichgewicht weiter auf der Seite der Produkte liegt, wohingegen bei endergonischen Reaktionen (freie Enthalpie  $\Delta G > 0$ ) das Gleichgewicht weiter auf der Seite der Edukte (Ausgangsstoffe) liegt.

