

***Vorbereitungskurs
für
Aufnahmeverfahren
an
Medizinuniversitäten

Chemie***

Mag. A. Starzacher/2023

Inhalt

1. Vorwort.....	6
2. Stichwortliste Chemie für den BMS 2023.....	7
3. Arten der Fragestellung beim BMS.....	8
3.1 Fragetext und 5 Antwortmöglichkeiten.....	8
3.2 Fragetext und mehreren Antwortalternativen.....	8
4. Übersicht Fragenverteilung.....	9
5. Formelübersicht Chemie.....	10
6. Atombau.....	12
6.1 Nuklide (= Verallgemeinerung des älteren Begriffs Isotop).....	13
6.1.1 Isotope.....	14
6.2 Übersicht Teilchenarten.....	14
6.3 Orbitalmodell.....	15
7. Mikrokosmos.....	16
8. Gasgesetze.....	17
8.1 Boyle Mariotte.....	17
8.2 Gay-Lussac.....	17
8.3 Gesetz von Avogadro.....	17
8.4 Ideale Gase.....	17
8.5 Absolute Temperatur.....	18
8.6 Einheiten.....	18
9. Aggregatzustände.....	19
9.1 Zustandsformen der Materie.....	19
9.2 Fester Zustand.....	20
9.3 Flüssiger Zustand.....	20
9.4 Gasförmiger Zustand.....	20
9.5 Zustandsformen der Materie.....	21
10. Periodensystem.....	22
10.1 Tendenzen im PSE.....	23
11 Chemische Bindung.....	23
11.1 Die Oktettregel.....	23
11.2 Atombindung.....	24
11.2.1 Moleküle.....	24
11.2.2 Polare Atombindung.....	24
11.2.3 H-Brücken, Ion-Dipol, Dipol-Dipol.....	24

11.2.4	Van-der-Waals-Kraft	25
11.3	Ionenbindung.....	25
11.3.1	Ionengitter/Salze	26
11.3.2	Der Ionenradius	26
11.4	Metallbindung	27
11.5	Übersicht Bindungen.....	27
12	Chemische Reaktionen	29
12.1	Chemische Symbole, Formelschreibweise	29
12.2	Merkmale chemischer Reaktionen.....	29
12.2.1	Stoffumwandlung	29
12.2.2	Energieumwandlung.....	29
12.3	Stöchiometrie	30
13	Chemisches Gleichgewicht	32
13.1	Prinzip des kleinsten Zwangs	32
13.2	Energieumsatz bei chemischen Reaktionen	34
13.2.1	Exotherm	34
13.2.2	Endotherm.....	34
13.3	Enthalpie	34
13.4	Gibbs Energie	35
14	Elemente und deren Verbindungen.....	36
14.1	Elemente im Organismus	36
14.2	Substanzklassen im menschlichen Körper	37
14.3	Wasserstoff	37
14.4	Sauerstoff	38
14.4.1	Verbindungen von Sauerstoff	39
14.5	Kohlenstoff	41
14.6	Kohlensäure.....	41
	Dissoziationsgleichgewicht.....	42
14.7	Stickstoff	42
14.8	Halogene	43
14.9	Schwefel.....	44
15	Säure-Basen-Reaktion	45
15.1	Protolyse von Säuren	46
15.2	Autoprotolyse	47
15.3	Mehrprotonige Säuren	47

15.4	pH-Wert.....	47
15.5	Starke/Schwache Säuren.....	47
15.6	Pufferlösungen.....	48
15.7	Salze.....	48
15.8	Neutralisation	49
15.9	Mineralsäuren.....	49
16	Redox-Reaktionen.....	50
17	Organische Chemie	52
17.1	Kohlenwasserstoffe.....	52
17.2	Exkurs organische Grundreaktionen.....	54
17.3	Homologe Reihe der Alkane.....	55
17.3.1	Alkane: Strukturvielfalt.....	56
17.3.2	Strukturisomerie (Isomerie von Butan).....	56
17.3.3	Physikalische Eigenschaften der Alkane.....	56
17.3.4	Reaktionsträgheit von Alkanen.....	57
17.3.5	Reaktionstyp bei Alkanen.....	57
17.4	Alkene.....	57
17.4.1	Reaktionstyp bei Alkenen.....	57
17.4.2	Cis-Trans-Isomerie.....	57
17.5	Alkine.....	58
17.6	Funktionelle Gruppen.....	58
17.6.1	Alkohole.....	59
17.6.2	Aldehyde und Ketone.....	61
17.6.3	Ester.....	61
17.6.4	Ether.....	62
17.6.5	Carbonsäuren.....	62
18	Biochemie.....	63
18.1	Kohlenhydrate.....	63
18.1.1	Monosaccharide.....	64
18.1.2	Disaccharide.....	66
18.1.3	Polysaccharide.....	66
18.2	Fette (Lipide).....	66
18.2.1	Aufbau.....	68
18.2.2	Fettsäuren.....	68
18.3	Aminosäuren.....	70

18.4 Proteine	71
18.5 Enzyme	73
18.6 Vitamine	74

1. Vorwort

Liebe Schülerinnen und Schüler,

dieses Handout umfasst alle Bereiche, die bei der Zulassungsprüfung für das Medizinstudium abgefragt werden. Mein Ziel war es, sehr kurz und knackig, Wesentliches zu den einzelnen Kapiteln, „was man jedenfalls wissen muss“, zusammen zu fassen. Es reicht aber nicht, „nur“ dies zu lernen. Bitte verwenden Sie zusätzlich noch ihre Schulbücher, suchen Sie sich ein Lehrbuch, welches Ihnen sympathisch ist und/oder nutzen sie das Internet. Gute Quellen sind:

* **Registrieren bei „Studyflix“**

<https://studyflix.de/chemie>

Die Registration als Schüler*in/Student*in ist gratis. Tolle Videos und gute Erklärungen, eine echte Empfehlung!

* **„Chemie – Simpleclub“** - hier werden in kurzen YouTube Videos alle möglichen Themen erklärt – etwas schräg von der Präsentation her, aber sehr brauchbar, übrigens nicht nur für Chemie!).

* **„Chemgapedia“** –

http://www.chemgapedia.de/vsengine/topics/de/Chemie/Allgemeine_00032Chemie/index.html

Da gibt es ein Tutorium für Mediziner zu einzelnen Kapiteln:

<http://www.chemgapedia.de/vsengine/tra/vsc/de/ch/4/cm/chemmed.tra.html>

Rezension: Teilweise zu ausführlich für die Prüfung, also nicht abschrecken lassen, sondern herausnehmen, was man braucht

Achtung: Derzeit (Februar 2023) ist die Homepage nicht erreichbar, es wird auf eine Seite des Wiley-Verlages umgeleitet. Ich hoffe sehr, dass sich dies in kürzerer Zeit wieder ändert, da an der Erstellung von ChemgaPedia 16 Universitäten aus Deutschland, aus der Schweiz und aus Großbritannien beteiligt waren und diese bislang immer weiterentwickelt wurde. Daher lasse ich den Link auch drin.

Das Positive am Chemieteil der Prüfung ist, dass der Stoff nicht über den Schulstoff der Oberstufe eines Gymnasiums hinaus geht. Je nachdem, welchen Schultyp sie derzeit besuchen oder besucht haben, wird es aber nötig sein, sich entsprechend zu vertiefen.

Sollten Sie Fragen oder Anmerkungen haben, bitte schreiben Sie an vorbereitungskurs.medizin@kgf.at

Sollten Sie Fehler finden, Verbesserungsvorschläge oder Ergänzungen haben, dann schreiben Sie mit bitte ein Mail an: vorbereitungskurs.medizin@kgf.at

Das Med-Service Kärnten leitet Ihre Inputs dann an mich weiter!

Ich wünsche Ihnen jetzt schon für die Prüfung das Allerbeste, mit lieben Grüßen,

A. Starzacher

2. Stichwortliste Chemie für den BMS 2023

Achtung: Neu hinzugekommene Themen für den Test 2023 sind fett und rot markiert!

Atombau: Elementarteilchen*Atomkern*Elektronenhülle***Nuklide**

Mikrokosmos: Unschärferelation*Licht/elektromagnetische Strahlung* Teilchen/Welle
Dualismus

Gasgesetze: Gay-Lussac*Boyle-Mariotte*Absolute Temperatur*Ideale Gase*Gasgleichung

Aggregatzustände: Phasen*Phasenübergänge

Periodensystem: Ordnungsprinzip*Gruppen*Perioden*Schalen

Chemische Bindung: Ionenbindung*Atombindung*Metallbindung

Chemische Reaktionen: Chemische Symbole*Formelschreibweise*Stöchiometrie

Chemisches Gleichgewicht:

Reaktionsgeschwindigkeit*Aktivierungsenergie*Exotherm/endothrm*Massenwirkungsgesetz
*Katalysator

Elemente und deren Verbindungen: Wasserstoff*Sauerstoff, Wasser*Kohlenstoff, Oxide,
Kohlensäure*Stickstoff*Halogene***Schwefel**

Säure-Base-Reaktionen: Autoprotolyse des Wassers*pH-Wert*Brönsted
Säuren/Basen*Säurestärke*Mineralsäuren*Salze

Redox-Reaktionen: Oxidation/Reduktion*Oxidationszahlen*Galvanisches Element* Redox-
Potenzial

Organische Chemie: Organische Verbindungen allgemein*Kohlenwasserstoffe*Funktionelle
Gruppen

Naturstoffe: Kohlenhydrate*Proteine*Fette*Nukleinsäuren*Vitamine

Quelle: <https://www.get-to-med.com/medizin-studieren/stichwortliste-bms>

3. Arten der Fragestellung beim BMS

3.1 Fragetext und 5 Antwortmöglichkeiten

Diese Aufgaben bestehen aus dem Fragetext und 5 Antwortmöglichkeiten A bis E, aus denen genau eine Antwort zu wählen ist.

Beispiel:

Das Atom wird im Wesentlichen aus welchen Elementarteilchen aufgebaut:

- A. Protonen, Elektronen und Neutronen
- B. Photonen, Neutronen und Elektronen
- C. Photonen, Neuronen und Elektronen
- D. Protonen, Neuronen und Elektronen
- E. Protonen, Neutronen und Elektrinos

(A)

3.2 Fragetext und mehreren Antwortalternativen

Beispiel:

Welche Aussage(n) zu Kohlenmonoxid (CO) ist (sind) richtig?

1. Es ist eine toxische Verbindung
2. Es entsteht bei Gärungen
3. Es ergibt in Wasser gelöst Kohlensäure
4. Es kann bei Verbrennungsprozessen entstehen

Antwortmöglichkeiten:

- A) 1 und 3 sind richtig
- B) Alle sind richtig
- C) 1,2, und 3 sind richtig
- D) 1 und 4 sind richtig
- E) 1 ist richtig

4. Übersicht Fragenverteilung

Übersicht Verteilung der beim BMS gestellten Fragen aus den letzten Jahren

Thema	%
Säuren-Basen Haushalt	20
Naturstoffe	10
Chemisches Gleichgewicht	10
Elemente und ihre Verbindungen	10
Periodensystem	10
Organische Chemie	10
Redox-Reaktionen	8
Gasgesetze	7
Chemische Bindungen	6
Aggregatzustände	5
Atombau	2
Chemische Reaktionen	1
Mikrokosmos	1
	100

5. Formelübersicht Chemie

Formeln		
Umrechnungen von Stoffmengen $m = n \cdot M$ Masse (m), Stoffmenge (n) und molare Masse (M)	Allgemeine Gasgleichung $p \cdot V = n \cdot R \cdot T$ Druck (p), Volumen (V), Stoffmenge (n), allgemeine Gaskonstante (R) und Temperatur (T)	
Gay-Lussac $V \sim T$ $\frac{V}{T} = konst.$ $V_1/V_2 = T_1/T_2$ (direkt prop.) Volumen (V) und Temperatur (T)	Boyle-Mariotte $p \sim \frac{1}{V}$ $p \cdot V = konst.$ $\frac{p_1}{p_2} = \frac{V_2}{V_1}$ (indirekt prop.) Druck (p) und Volumen (V)	
Gibbs-Helmholtz-Gleichung $\Delta G = \Delta H - T \cdot \Delta S$ Gibbs freie Energie (G), Enthalpie (H), Temperatur (T) und Entropie (S)	Formel für den Gleichgewichtszustand $\Delta G^0 = -R \cdot T \cdot \ln K$ Gibbs freie Energie (G) im Gleichgewicht, allgemeine Gaskonstante (R), Temperatur (T) und Gleichgewichtskonstante (K)	
Massenwirkungsgesetz $K = \frac{k_{hin}}{k_{rück}} = \frac{c(C) \cdot c(D)}{c(A) \cdot c(B)}$ Gleichgewichtskonstante (K), Konzentration (c), Edukte (A & B) und Produkte (C & D)		
Naturwissenschaftliche Konstanten		
Allgemeine Gaskonstante R $[R] = \frac{J}{mol \cdot K} = 8,31$	Boltzmann-Konstante: $k_B = 1,381 \cdot 10^{-23} \frac{J}{K}$	Elektrische Feldkonstante: $\epsilon_0 = 8,854 \cdot 10^{-12} \frac{As}{Vm}$
Elektronenvolt: $1eV = 1,602 \cdot 10^{-19} J$	Elektronenmasse: $m_e = 9,109 \cdot 10^{-31} kg$	Elementarladung: $e = 1,602 \cdot 10^{-19} C$
Erdbeschleunigung (Mitteleuropa): $9,81 \frac{m}{s^2}$	Gleichgewichtskonstante K $K = \frac{k_{hin}}{k_{rück}}$	Lichtgeschwindigkeit: $2,998 \cdot 10^8 \frac{m}{s}$
Lohschmidt-Zahl (Avogadro-Konstante) $6,022 \cdot 10^{23} \frac{1}{mol}$	Magnetische Feldkonstante: $\mu_0 = 4\pi \cdot 10^{-7} \frac{N}{A^2}$	Planck'sches Wirkungsquantum $h = 2\pi\hbar = 6,626 \cdot 10^{-34} Js$
Protonenmasse: $m_p = 1,673 \cdot 10^{-27} kg$	Reaktionsgeschwindigkeit v $v = \frac{\Delta c_p}{\Delta t}$	Schallgeschwindigkeit (ca): $c \approx 340 \frac{m}{s}$

Quelle: <https://www.get-to-med.com/lernhilfen/Formelsammlung-MedAT-2019.pdf>

Formeln für Stöchiometrie:

Stoffmenge

$$n = \frac{m}{M} = \frac{V}{V_m} = \frac{V}{V_{m0}}$$

Molare Masse

$$M = \frac{m}{n} = m_x \cdot N_A = \frac{m \cdot V_m}{V}$$

Molares Volumen

$$V_m = \frac{V}{n}$$

Konzentration

$$c = \frac{n}{V}$$

Name	Formelzeichen	Einheit	Wert der Konstante
Masse einer Stoffportion	m	g (Gramm)	
Masse eines Teilchens x	m_x	u oder eV·C ⁻² oder g	
Volumen	V	l (Liter) oder dm ³	
Stoffmenge	n	mol	
Molare Masse	M	g·mol ⁻¹	
Molares Volumen	V_m	l·mol ⁻¹	
Molares Normvolumen	V_{m0}	l/mol	22,414 ^[1]
Teilchenzahl	N		
Avogadro-Konstante	N_A	mol ⁻¹	6,022·10 ²³ ^[2]
Dichte	ρ	g·l ⁻¹	Tabellensammlung
Universelle Gaskonstante	R	J·(mol·K) ⁻¹	8,314472 ^[3]
Boltzmannkonstante	k	J·K ⁻¹	1,380·10 ⁻²³ ^[4]
Kelvin	T	K	
Konzentration	c	mol/l	

Quelle: https://de.wikibooks.org/wiki/Formelsammlung_Chemie/_St%C3%B6chiometrie

6. Atombau

- Materie setzt sich aus nicht veränderlichen Grundstoffen zusammen, den Elementen. Diese wiederum sind aus ihren Atomen aufgebaut und Atome bestehen aus Elementarteilchen.
- Atome haben einen **positiven Atomkern** (Nukleus), der von der wesentlich größeren **Elektronenhülle** umgeben ist. Die Protonen und Neutronen befinden sich im Atomkern, deswegen werden sie auch Nukleonen (Kernteilchen) genannt.
- Unter dem Begriff chemisches Element werden alle Atome zusammengefasst, die die gleiche Ordnungszahl haben. Atome eines chemischen Elements haben also alle die gleiche Protonenanzahl in ihrem Kern. Ihre Neutronen- und Elektronenanzahl kann allerdings variieren. Ein Element enthält immer nur eine Sorte Atome.
- Die allermeiste Masse ist im Kern konzentriert.
- Die Atommasse eines Elements wird durch die Summe der Neutronen und Protonen unter Beachtung der Isotopenhäufigkeit bestimmt.
- Da die Neutronen keine Ladung haben, ist die Anzahl der Protonen im Kern eines Elements die **Kernladungszahl**. Sie entspricht der **Ordnungszahl (Z)** im Periodensystem der Elemente. Die **Nukleonenzahl** eines Elements gibt die Summe aller im Kern befindlichen Teilchen an. Die Nukleonenzahl ist gleich der **Massenzahl (A)** eines Atoms, da die geringe Masse der Elektronen keinen großen Einfluss auf die Atommasse hat. Die Masse von Proton und Neutron ist ca. gleich groß.
 - Ordnungszahl= Kernladungszahl = Protonenzahl im Atomkern = Elektronenzahl in der Atomhülle
 - Massenzahl= Nukleonenzahl = Protonenzahl + Neutronenzahl



Abb.1

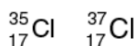
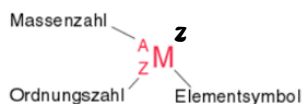


Abb.2 | Beispiel:

Manchmal findet man noch ein Hochzeichen **z**, mit dem der Ionisationszustand (wenn vorhanden) bezeichnet ist:



- Ein Atom hat einen Durchmesser von ca. 10^{-10}m (= 100 pm). Davon nimmt der Atomkern nur ein 1/100 000 ein, er versammelt also die größte Masse auf kleinstem Raum. Der restliche Platz steht den Elektronen zur Verfügung.
- **Relative Atommasse** = 1/12 der Masse eines Atoms des Kohlenstoffnuklids und ist $1u = 1,66057 \cdot 10^{-27} \text{ kg}$

- **Relative Atommassen** haben keine Einheit.
- **Die relative Atommasse** einer Verbindung ist die Summe der relativen Atommassen aller in der Verbindung vorhandenen Atome.
- Bei der spontanen Umwandlung eines Atomkerns in einen anderen wird radioaktive Strahlung ausgesendet. Radioaktive Elemente werden in der Medizin zu diagnostischen und therapeutischen Zwecken eingesetzt

6.1 Nuklide (= Verallgemeinerung des älteren Begriffs Isotop)

Wie im letzten Kapitel beschrieben, besteht ein Atomkern aus einer Zahl A (Massenzahl) von Nucleonen nämlich aus Z Protonen und $A-Z$ Neutronen.

Ein Nuklid ist ein Atom, welches eindeutig durch seine Massenzahl A und seine Kernladungszahl (=Protonenzahl) charakterisiert ist.

Nuklide mit gleicher Protonenzahl gehören zum selben chemischen Element und werden **Isotope** genannt.

Wegen der gleichen Kernladungszahl haben diese Isotope auch die gleiche Anzahl an Elektronen in der Atomhülle.

Isotop wird oft synonym zu Nuklid verwendet, aber streng genommen stimmt das nicht (siehe Definition unten), es gibt noch andere „exotischere“ Formen, z.B. Isobare (Nuklide mit gleicher Massenzahl aber verschiedener Kernladungszahl).

Nuklide werden durch die starke Kernkraft zusammengehalten. Die Neutronen sorgen für Stabilität indem die a) die Abstoßung der positiven Protonen im Kern verringern und b) mit ihrer starken Kernkraft auf die anderen Neutronen und Protonen wirken.

Leichtere Nuklide sind stabiler als schwerere.

Eingeteilt werden können die Nuklide in natürliche und künstliche sowie stabile und radioaktive. Alle künstlichen Nuklide sind radioaktiv, d.h. sie zerfallen unter Strahlenausendung in andere Nuklide. Die Elemente des Periodensystems bis $Z = 80$ weisen mit wenigen Ausnahmen in ihrem natürlichen Vorkommen nur stabile Nuklide auf.

6.1.1 Isotope

- **Isotope** sind ein Spezialfall der Nuklide ist ein Element mit der gleichen Anzahl an Protonen, aber verschiedener Neutronenzahl

Isotop	Halbwertszeit	Strahlung	Anwendung
^3H (Tritium)	12,3 Jahre	β	Forschung: Tracer
^{14}C	5568 Jahre	β	Forschung: Tracer; Altersbestimmung (C14-Methode)
^{32}P	14,4 Tage	β	Strahlentherapie (bei Knochen) Forschung: Tracer
^{35}S	87 Tage	β	Tumordiagnostik, Forschung: Tracer
$^{57}\text{Co} + ^{58}\text{Co}$	270 / 71 Tage	β, γ	Diagnostik: Schilling-Test
^{60}Co	6,2 Jahre	β, γ	Strahlentherapie (extern)
$^{99}\text{Tc(m)}$	6 Stunden	γ	Diagnostik: Szintigraphie
^{137}Cs	30 Jahre	β	Strahlentherapie (extern)
^{123}I	13 Stunden	γ	Diagnostik: Szintigraphie
^{131}I	8,4 Tage	β, γ	Radiojodtest, Radiojodtherapie
^{192}Ir	74 Tage	β	intrakavitäre Strahlentherapie
^{198}Au	2,7 Tage	β	interstitielle Strahlentherapie
^{222}Rn	3,8 Tage	α	Kurzwecke (Radonquellen)
^{226}Ra	1622 Jahre	α	Strahlentherapie (intern)
^{238}U	$4,9 \cdot 10^9$ Jahre	$\alpha (\beta, \gamma)$	Herstellung von Transuranen

Quelle: http://www.chemgapedia.de/vsengine/vlu/vsc/de/ch/4/cm/atombau.vlu/Page/vsc/de/ch/4/cm/atombau/radioaktiv_medizin.vscml.html

6.2 Übersicht Teilchenarten

Teilchenart	Atom	Molekül	Ion	
Merkmale	- nach außen hin elektrisch neutral - Anzahl der Protonen = Anzahl der Elektronen	- besteht aus mindestens zwei gleichen oder unterschiedlichen miteinander verbundenen Atomen - nach außen hin elektrisch neutral	- elektrisch geladenes Teilchen atomarer Größenordnung - Kation: positiv geladen - Anion: negativ geladen	
Beispiel Name chem. Zeichen	Chloratom <i>Cl</i>	Chlormolekül <i>Cl₂</i>	Chlorid-Ion <i>Cl⁻</i>	Magnesium-Ion <i>Mg²⁺</i>

Quelle: https://cms.sachsen.schule/fileadmin/_special/gruppen/122/Faecher/Chemie/Systematisierung_Chemie.pdf

6.3 Orbitalmodell

- Die Beschreibung von Elektronen als Welle durch Schrödinger führte zu Orbitalen als größte Aufenthaltswahrscheinlichkeit. Der genaue Zustand eines Elektrons kann durch seine Quantenzahlen beschrieben werden.
- **Orbitalmodell** = Der räumliche Aufenthaltsbereich wird durch das Betragsquadrat der Wellenfunktion, dem sogenannten Orbital, beschrieben. Die Wellenfunktion enthält diskrete Zahlen, die als Quantenzahlen bezeichnet werden. Diese geben Hinweise auf die Schale auf der sich das Elektron befindet (Hauptquantenzahl), die räumliche Verteilung der Aufenthaltswahrscheinlichkeit (Nebenquantenzahl) sowie die räumliche Orientierung (Magnetquantenzahl) und den Bahndrehimpuls (Spinquantenzahl) der Elektronen.
- **Quantenzahlen**
 - **Hauptquantenzahl (n)**

Um zu beschreiben, auf welcher Schale (also welchem Energieniveau) sich ein Elektron befindet, wird ihm ein Zahlenwert, die sogenannte Hauptquantenzahl (1, 2, 3, ..., n), zugeordnet. Elektronen mit dem niedrigsten Energieniveau bekommen den Zahlenwert 1, sie befinden sich auf der innersten Schale, die als K-Schale bezeichnet wird. Energiereichere Elektronen, die sich auf der zweiten Schale, der L-Schale befinden bekommen die Hauptquantenzahl 2 usw.

- - **Nebenquantenzahl (l)**

Die Nebenquantenzahl (0, 1, 2, ..., n-1) gibt die Art des Orbitals an, auf dem sich das Elektron befindet. Hat ein Elektron die Nebenquantenzahl 0, dann befindet es sich auf einem kugelförmigen s-Orbital, 1 steht für die hantelförmigen p-Orbitale, 2 kennzeichnet ein d-Orbital und 3 ein f-Orbital.

- **Magnetquantenzahl (m)**

Mithilfe der Magnetquantenzahl lässt sich herausfinden, welche und vor allem wie viele Orbitale auf welcher Schale zu finden sind. Die Magnetquantenzahl kann Werte zwischen +l (l = Nebenquantenzahl) und -l annehmen. Zur Erinnerung: l = 0 = s-Orbital, l = 1 = p-Orbital usw.

Für die K-Schale (n = 1) ist l = 0 (s-Orbital), da l alle Werte bis n-1 einnehmen kann. Die Magnetquantenzahl (m) kann daher ebenfalls nur den Wert 0 annehmen. Dies bedeutet, dass sich auf der ersten Schale genau ein s-Orbital befindet.

Bei der L-Schale (n = 2) kann l die Werte 0 (s-Orbital) und 1 (p-Orbital) einnehmen. Ist l = 0 dann ist m ebenfalls 0. Die zweite Schale enthält also ebenfalls ein s-Orbital. Für l = 1 hingegen kann m = -1, 0 und +1 sein. Das m drei verschiedene Werte annehmen kann bedeutet, dass auf der L-Schale neben einem s-Orbital 3 p-Orbitale vorliegen. Die 3 p-Orbitale werden p_x , p_y und p_z genannt.

Bei der M-Schale (n = 3) kann l die Werte 0, 1 und 2 (d-Orbital) einnehmen. Wir wissen also, dass die M-Schale ein s-Orbital (m = 0) und 3 p-Orbitale (m = -1, 0 und +1) enthält. Für l = 2

kann m fünf verschiedene Werte, nämlich -2 , -1 , 0 , $+1$ und $+2$, einnehmen. Es existieren also neben dem s- und den p-Orbitalen fünf weitere d-Orbitale.

- **Spinquantenzahl (s)**

Die letzte wichtige Quantenzahl ist die Spinquantenzahl. Sie kann die Werte $+\frac{1}{2}$ und $-\frac{1}{2}$ annehmen. Die Elektronen eines Orbitals dürfen nie die gleiche Spinquantenzahl haben. Daher können sich auf jedem Orbital (egal ob s-, p- oder d-Orbital) maximal 2 Elektronen aufhalten.

Orbitale werden mit Elektronen befüllt, wobei die Orbitale nach aufsteigender Energie geordnet sind.

Pauliprinzip: 2 Elektronen dürfen nicht in allen 4 Quantenzahlen übereinstimmen.

Hund'sche Regel: Bei Orbitalen gleicher Energie wird jedes Orbital zuerst einzeln mit Elektronen gleichen Spins befüllt.

7. Mikrokosmos

Atome können Energie aufnehmen und dann als elektromagnetische Strahlung mit bestimmten Frequenzen emittieren, und zwar als Quanten.

Elektronen zeigen Welle-Teilchen Dualismus, d.h sie zeigen Wellen- und Teilcheneigenschaften

Heißenberg'sche Unschärferelation: ist die Aussage der Quantenphysik, dass zwei komplementäre Eigenschaften eines Teilchens nicht gleichzeitig beliebig genau bestimmbar sind.

Das Wichtigste auf einen Blick:

Man kann den Ort und den Impuls von Quantenobjekten gleichzeitig nicht beliebig genau bestimmen.

Das Produkt aus Orts- und Impulsunschärfe kann nicht beliebig klein werden. Es gilt $\Delta x \cdot \Delta p_x \geq h4\pi$

Damit sind auch klassische Bahnvorstellungen von Teilchen nicht mehr möglich

8. Gasgesetze

8.1 Boyle Mariotte

Wird eine feste Menge (konstante Teilchenzahl N) eines Idealen Gases auf einer konstanten Temperatur T gehalten, während sich der Druck oder das Volumen der Gasmenge ändern, so spricht man von einer **isothermen Zustandsänderung** der Gasmenge.

Bei derartigen isothermen Zustandsänderungen ist das Volumen V der Gasmenge umgekehrt proportional zum Druck p

$$V \sim \frac{1}{p} \quad \text{bzw.} \quad p \cdot V \text{ ist konstant} \quad \text{bzw.} \quad p_1 \cdot V_1 = p_2 \cdot V_2$$

8.2 Gay-Lussac

Wird eine feste Menge (konstante Teilchenzahl N) eines Idealen Gases auf einem konstanten Druck p gehalten, während sich die Temperatur oder das Volumen der Gasmenge ändern, so spricht man von einer **isobaren Zustandsänderung** der Gasmenge.

$$V \sim T \quad \text{bzw.} \quad \frac{V}{T} \text{ ist konstant} \quad \text{bzw.} \quad \frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2}$$

8.3 Gesetz von Avogadro

Historischer Vorläufer der allgemeinen Gasgleichung.

Gleiche Volumina aller Gase enthalten bei gleicher Temperatur und gleichem Druck gleich viele kleinste Teilchen.

Die molare Gaskonstante hat für alle Gase denselben Wert

8.4 Ideale Gase

- Teilchen sind Punktmassen (starre Kugeln), sehr geringes Volumen, unendlich klein
- Teilchen üben keine Kräfte aufeinander aus, sie haben keine Wechselwirkungen untereinander
- Stoßen 2 Teilchen zusammen, bleibt die kinetische Energie erhalten, perfekter elastischer Stoß, es geht keine Energie verloren
- Bewegen sich kontinuierlich und zufällig
- Der Raum in dem sich die Teilchen ausbreiten wird als unendlich angenommen, das Gas kann sich unendlich ausdehnen
- Bei der Berechnung mit Hilfe der Zustandsgrößen sind SI-Einheiten zu verwenden

Allgemein Zustandsgleichung für Ideale Gase:

$$p \cdot V = n \cdot R \cdot T$$

mit p: Gasdruck

V: Gasvolumen

n: Gasmenge, gemessen in mol

R: universelle Gaskonstante ($R=0,082$)

T: Temperatur, gemessen in K

8.5 Absolute Temperatur

Der absolute Nullpunkt der Temperatur liegt bei $\vartheta = -273,15^\circ\text{C}$.

Die Kelvin-Skala hat ihren Nullpunkt am absoluten Nullpunkt. Eine Temperatur von $\vartheta = -273,15^\circ\text{C}$ entspricht 0K.

Kelvin-Temperaturen werden mit T symbolisiert und die Einheit Kelvin wird mit K abgekürzt.

Temperaturdifferenzen ΔT werden in der Regel ebenfalls in K angegeben.

Da der absolute Nullpunkt die tiefst mögliche Temperatur darstellt, die nur theoretisch erreicht werden kann (siehe dritter Hauptsatz der Thermodynamik).

8.6 Einheiten

Zustandsgröße	Formelbuchstabe	Einheit(en)
Volumen	V	$1 \text{ m}^3 = 1000 \text{ dm}^3$
Druck	p	"Pascal": $1 \text{ Pa} = 1 \text{ N/m}^2$ Luftdruck $\approx 1000 \text{ hPa}$
(absolute) Temperatur	T	"Kelvin": 1 K $0 \text{ K} = -273 \text{ }^\circ\text{C}$ $20 \text{ }^\circ\text{C} = 293 \text{ K}$

Quelle: <https://www.leifiphysik.de/waermelehre/allgemeines-gasgesetz/gesetz-von-boyle-und-mariotte>

9. Aggregatzustände

Der Aggregatzustand beschreibt, in welcher Form Materie vorliegt, d.h. ob im festen, flüssigen oder gasförmigen Zustand.

9.1 Zustandsformen der Materie

Stoffe, die man in der Natur findet, stellen meistens Mischungen oder Verbindungen verschiedener Komponenten dar, nur selten findet man Reinsubstanzen wie reine Metalle. Um die Stoffeigenschaften untersuchen zu können, ist es jedoch notwendig, Reinsubstanzen zu haben.

Verschiedene Eigenschaften von Mischungen und Verbindungen

Mischung	Verbindung
Die Einzelkomponenten können mit physikalischen Methoden voneinander getrennt werden.	Die Verbindung kann mit physikalischen Methoden nicht in kleinere Komponenten aufgetrennt werden.
Die Zusammensetzung ist variabel.	Die relative Zusammensetzung ist nicht veränderbar, sondern stöchiometrisch.
Die Eigenschaften einer Mischung ähneln denen der Komponenten.	Die Eigenschaften einer Verbindung sind von denen der einzelnen Komponenten grundverschieden.
Bei der Bildung einer Mischung wird nur wenig Wärme umgesetzt.	Bei der Bildung einer Verbindung wird meist relativ viel Wärme umgesetzt.

Aufgrund der verschiedenen Eigenschaften der Einzelkomponenten einer Mischung ist es möglich, sie in ihre Einzelteile zu zerlegen. Quelle: Chemgapedia

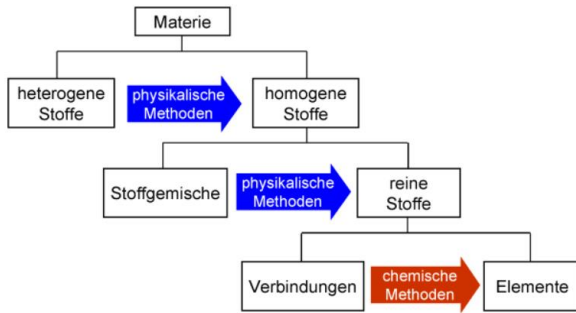
Die Trennung kann durch Destillieren, Filtrieren, Umkristallisieren, Chromatographie.

Es gibt homogene und heterogene Gemische.

Homogene Gemische besitzen in allen Teilen gleiche Zusammensetzung und gleiche physikalische und chemische Eigenschaften.

Bei heterogenen Gemischen können einzelne Bestandteile in verschiedenen Aggregatzuständen vorliegen und/oder aus unterschiedlichen Substanzen bestehen.

Alle Systeme sind bestrebt, ein Gleichgewicht zu erreichen. Dies gilt auch, wenn das System aus mehreren Phasen besteht, es also heterogen ist. Biologische Systeme sind fast immer heterogen (z.B. Blut).



Quelle: Chemgapedia

9.2 Fester Zustand

Der feste Zustand besitzt den höchsten Ordnungsgrad und zeichnet sich durch eine stabile äußere Form aus, weil die Atome und Moleküle an feste Plätze gebunden sind. Zwischen den Teilchen wirken zum Teil beträchtliche Anziehungskräfte.

In einem Festkörper sind Form und Volumen schwer zu verändern. Der Festkörper besteht aus einem dreidimensionalen Netz oder Gitter von Atomen, Ionen oder Molekülen, die durch starke Kräfte zusammengehalten werden. Die einzelnen Teilchen nehmen feste Plätze relativ zueinander ein, d.h. ein Festkörper besitzt eine Fernordnung.

Folge: hohe Schmelz- und Siedepunkte

Aufgrund der engen Packung der einzelnen Teilchen besitzen Festkörper eine höhere Dichte als Flüssigkeiten oder Gase. Eine biologisch sehr wichtige Ausnahme bildet Wasser, das im flüssigen Zustand bei 4 °C seine höchste Dichte hat. Man nennt dieses Phänomen die Dichteanomalie des Wassers.

9.3 Flüssiger Zustand

Der flüssige Zustand hat einen geringeren Ordnungsgrad als der feste Zustand, weil die Atome und Moleküle leicht verschiebbar sind.

Weitere Wärmezufuhr führt bei einer bestimmten Temperatur, der sogenannten Siedetemperatur θ_S zum Übergang in die Gasphase. Standardwerte werden meistens bei 101.325 Pa gemessen.

Die Umwandlungsenergie, die man benötigt, um ein Mol einer flüssigen Substanz in den gasförmigen Aggregatzustand mit gleicher Temperatur zu überführen, bezeichnet man als molare Verdampfungswärme $\Delta H_{m,v}$.

9.4 Gasförmiger Zustand

Der gasförmige Zustand hat den geringsten Ordnungsgrad und keine räumliche Anordnung. Gasteilchen nehmen das gesamte zur Verfügung stehende Volumen ein.

Bei Gasen sind sowohl die Form als auch das Volumen variabel. Die Moleküle bzw. Atome (beim Verdampfen entstehen nie Ionen) sind weit voneinander entfernt und bewegen sich frei. Die intermolekularen Kräfte sind sehr schwach und können unter bestimmten Bedingungen (niedriger Druck, hohe Temperatur) völlig vernachlässigt werden. In diesem Fall spricht man von einem idealen Gas.

Festkörper	Flüssigkeit	
Feste Form, festes Volumen	Keine feste Form, aber festes Volumen (Flüssigkeitsvolumen nimmt die Behälterform an)	Keine feste Form, kein festes Volumen (füllt jeden Behälter aus)
Praktisch nicht komprimierbar	Wenig/schwer komprimierbar	Leicht komprimierbar
Diffundiert sehr langsam	Diffundiert langsam	Diffundiert schnell
Teilchen liegen dicht aneinander Starke Anziehungskräfte zwischen den Teilchen Teilchen bewegen sich geringfügig	Teilchen nehmen feste Plätze ein, sind gegeneinander beweglich, Abstände zwischen den Teilchen sind größer als im Festkörper Anziehungskräfte zwischen den Teilchen sind kleiner als im Festkörper	Teilchen sind frei beweglich, sie bewegen sich mit großer Geschwindigkeit, Abstände zwischen den Teilchen sind groß, Anziehungskräfte zwischen den Teilchen sind gering
schwer verformbar/schwer zerteilbar	Leicht verformbar/leicht teilbar	-

9.5 Zustandsformen der Materie

Phase = homogener Teil der Materie, der von einer anderen Phase durch eine Phasengrenze getrennt ist. An der Phasengrenze ändern sich physikalischen Eigenschaften diskontinuierlich.

Phasenänderungen:

Schmelzen (Übergang von fest zu flüssig)

Verdampfen (Übergang von flüssig zu gasförmig)

Sublimieren (Übergang von fest zu gasförmig)

Erstarren oder auch Gefrieren (Übergang von flüssig zu fest)

Kondensieren (Übergang von gasförmig zu flüssig)

Resublimieren (Übergang von gasförmig zu fest)

Zwischen den einzelnen Aggregatzuständen sind, in Abhängigkeit von Temperatur und Druck, **Phasenübergänge** möglich. Diese sind stets mit einer Änderung der Entropie verbunden.

		disperse Phase		
		flüssig	gasförmig	fest
Dispersions- medium	flüssig	flüssig in flüssig Emulsion	gasförmig in flüssig Schaum	fest in flüssig Suspension
	gasförmig	flüssig in gasförmig Aerosol, flüssig (Nebel)	gasförmig in gasförmig Gasmischung, keine Dispersion!	fest in gasförmig Aerosol, fest (Rauch)
	fest	flüssig in fest poröser Festkörper (fester Schaum), durchfeuchtet	gasförmig in fest poröser Festkörper (fester Schaum), trocken	fest in fest feste Mischung, gefügedicht

10. Periodensystem

Die Reihung im PSE erfolgt nach aufsteigender Ordnungszahl.

Elemente sind in vertikalen Gruppen und horizontalen Perioden angeordnet.

Das Periodensystem ist in Hauptgruppen und Nebengruppen gegliedert. Dazu kommen die Lanthanoiden (Lanthaniden) und Actinoiden (Actiniden).

Einige Hauptgruppen tragen besondere Bezeichnungen:

Tab.1

1. Hauptgruppe (Ia):	Alkalimetalle
2. Hauptgruppe (IIa):	Erdalkalimetalle
6. Hauptgruppe (VIa):	Chalkogene
7. Hauptgruppe (VIIa):	Halogene
8. Hauptgruppe (VIIIa):	Edelgase

Quelle: Chemgapedia

Die meisten Elemente sind Metalle.

Metalle leiten Strom und sind glänzend und duktil.

Nichtmetalle findet man in der rechten oberen Seite des PSE.

Die meisten Nichtmetalle sind elektrische Isolatoren, spröde, wenn sie als Feststoff vorliegen und haben niedrigere Schmelz- und Siedepunkte als Metalle, sind molekular aufgebaut und bilden Anionen.

Das diagonale Band der **Halbmetalle** ist eine unscharfe Grenze zwischen den Metallen und Nichtmetallen.

Die 6 **Halbmetalle** sind Silizium, Germanium, Arsen, Antimon, Selen und Tellur. sowohl typische Metalleigenschaften (metallischer Glanz, elektrische Leitfähigkeit) als auch Eigenschaften von Nichtmetallen (molekularer Aufbau, Bildung von Anionen) besitzen.

Gemäß dem Orbitalmodell ist die I. und II. Gruppe der s-Block (s-Orbitale werden aufgefüllt)

III- bis VIII. Gruppe der p-Block (p-Orbitale werden aufgefüllt), der d-Block befindet sich zwischen dem s- und dem p-Block.

Der f-Block ist darunter separiert im PSE.

Die elektronegativsten Elemente befinden sich im PSE rechts oben.

10.1 Tendenzen im PSE

Innerhalb einer Gruppe nimmt die **Atomgröße** mit steigender Periodenzahl (von oben nach unten) zu, da bei jedem Wechsel in eine neue Periode eine neue Elektronenschale aufgefüllt wird. Die Außenelektronen sind also umso weiter vom Kern entfernt, je weiter unten das Element im Periodensystem steht.

Innerhalb einer Periode nimmt die **Atomgröße** mit steigender Gruppennummer (von links nach rechts) ab, da die Kernladung und die Zahl der Außenelektronen innerhalb der Periode zu nimmt, die Anzahl der Schalen jedoch nicht. Die Elektronen werden vom Kern stärker angezogen und werden daher nicht so leicht abgegeben.

Die **Elektronegativität** nimmt in einer Periode von links nach rechts zu. In einer Hauptgruppe nimmt die Elektronegativität von oben nach unten ab. Daraus folgt, dass die Elemente mit den kleinsten Elektronegativitäten im Periodensystem links unten stehen, die Elemente mit sehr hohen Elektronegativitäten rechts oben. Besonders kleine Elektronegativitäten besitzen die Alkalimetalle (Gruppe Ia), das Element mit der höchsten Elektronegativität ist Fluor. Die Edelgase sind aufgrund ihrer mit acht Elektronen voll besetzten Valenzschale sehr reaktionsträge (**Oktettregel**).

Die 1. Ionisierungsenergie nimmt von links nach rechts zu.

11 Chemische Bindung

Wenn Atome chemische Verbindungen eingehen, dann ändern sich ihre chemischen und physikalischen Eigenschaften.

11.1 Die Oktettregel

Als Oktett wird eine Elektronenkonfiguration bezeichnet, in der die äußere Elektronenschale eines Atoms mit 8 Elektronen besetzt ist. Edelgase besitzen diese s^2p^6 -Konfiguration (siehe Kapitel Atombau). Die sogenannte Edelgaskonfiguration ist energetisch besonders günstig.

Die Oktettregel besagt, dass Atome sehr gerne Verbindungen eingehen (also Elektronen abgeben oder aufnehmen), um die stabile Edelgaskonfiguration zu erreichen.

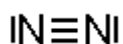
11.2 Atombindung

In Molekülen. 2 Elektronen teilen sich Elektronen (gemeinsames Elektronenpaar). Es gibt eine Anziehung zwischen diesen Elektronen und den Kernen dieser Atome. Kovalente Verbindungen aus kleinen Molekülen haben niedrige Schmelz- und Siedepunkte.

Wenn Atome mit geringer Elektronegativitätsdifferenz eine Bindung eingehen, bilden sie (aufgrund der ähnlich starken Anziehungskräfte auf die Elektronen) ein **gemeinsames Elektronenpaar**. Eine Bindung, die durch ein solches gemeinsames Elektronenpaar charakterisiert ist, wird **Atombindung** oder **kovalente Bindung** genannt. Die Anziehungskräfte der beteiligten Atome einer Atombindung sind aufgrund ihres gemeinsamen Elektronenpaares gerichtet. Valenzelektronen, die nicht für bindende Elektronenpaare gebraucht werden, bilden freie Elektronenpaare. Die Atome folgen der Oktettregel, d.h. sie füllen ihre Valenzschale mit 8 Elektronen.

11.2.1 Moleküle

Atome, zwischen denen kovalente Bindungen vorliegen, bilden **Moleküle**. Dabei können die Atome gleichartig oder verschieden sein. So liegt zum Beispiel Stickstoff nie atomar vor, sondern immer als Molekül.



Die mittlere Entfernung zwischen zwei Atomkernen ist die **Bindungslänge**. Die Bindungslänge variiert in Abhängigkeit der Bindungspartner und kann zwischen 70 und 300 pm liegen.

11.2.2 Polare Atombindung

In einem Molekül mit unterschiedlichen Bindungspartnern, welche sich stark in ihrer Elektronegativität unterscheiden, bilden sich permanente Dipolmomente aus.

Es entsteht eine polarisierte Atombindung. Hierbei wird das gemeinsame Elektronenpaar vom Atom höherer Elektronegativität wesentlich stärker angezogen; es bilden sich Ladungsschwerpunkte.



11.2.3 H-Brücken, Ion-Dipol, Dipol-Dipol

Besonders starke Dipole bilden sich bei Molekülen aus, in denen Wasserstoff an die Elemente N, O und F gebunden ist. Das stark positiv polarisierte Wasserstoff-Atom tritt dann in Wechselwirkung mit einem freien Elektronenpaar eines Nachbarmoleküls. Dieser Bindungstyp wird Wasserstoff-Brückenbindung genannt und ist von enormer Bedeutung für Struktur und Funktion von Biopolymeren wie DNA, Proteine und Polysaccharide.

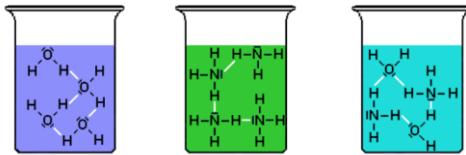


Abb.1
Wasserstoff-Brückenbindungen zwischen H_2O , NH_3 bzw. in einem H_2O - NH_3 -Gemisch
(Man beachte: NH_3 siedet bei -33°C , ist also bei Raumtemperatur nicht flüssig)

Quelle: Chemgapedia

Dipol-Dipol-Kräfte: Diese beruhen auf der Wechselwirkung von Molekülen, die ein permanentes Dipolmoment besitzen, wie z.B. Methylchlorid (CH_3Cl) oder Schwefeldioxid (SO_2). Die Kräfte sind geringer als die der Wasserstoff-Brückenbindung.

11.2.4 Van-der-Waals-Kraft

Weichen die Elektronen eines Atoms für kurze Zeit von der Normallage ab, dann besitzt das Molekül ein **momentanes** Dipolmoment, welches in den Atomen eines Nachbarmoleküls ebenfalls ein momentanes Dipolmoment induziert. Vorübergehend bilden sich Regionen mit erhöhter oder erniedrigter Elektronendichte, was zu einer elektrostatischen Anziehung der Moleküle führt. Diese Wechselwirkungen werden als **Van-der-Waals-Kräfte** bezeichnet.

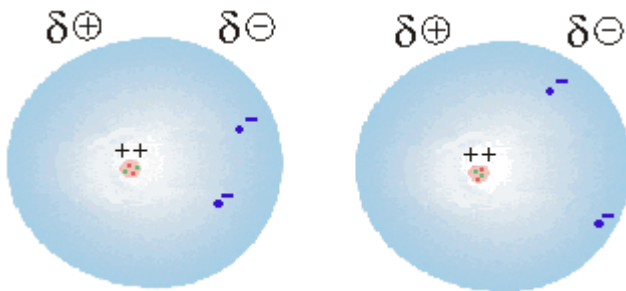


Abb.1

Schematische Darstellung vorübergehend polarisierter Atome. Der Effekt ist umso stärker, je größer die Elektronenhülle ist.

Die Van-der-Waals-Kraft nimmt mit der Oberfläche der Moleküle zu.

Quelle: Chemgapedia

11.3 Ionenbindung

Ionenbindungen sind elektrostatische Anziehungskräfte von entgegengesetzten geladenen Ionen. Ionen bilden sich durch den vollständigen Elektronentransfer zwischen Atomen.

Die sogenannten Salze haben hohe Schmelzpunkte und Siedepunkte.

Wenn Atome Elektronen aufnehmen oder abgeben, entstehen Ionen.

Kationen sind Ionen mit positiver Ladung, sie haben also Außenelektronen abgegeben. Anionen nehmen im Gegenzug Elektronen in ihre äußerste Schale auf und sind negativ geladen. Die Kernladungszahl ändert sich jedoch nicht.

Durch die geringe Masse von Elektronen ändert sich die Atommasse bei der Ionenbildung nicht wesentlich.

Nicht jedes Atom hat dieselbe Neigung zur Bildung von Ionen. Elemente mit hohen Elektronegativitäten ziehen Elektronen stark an, sie bilden also bevorzugt Anionen. Elemente mit niedrigen Elektronegativitätswerten dagegen bilden Kationen.

Ionenbindungen treten vor allem zwischen Elementen mit hoher Elektronegativitätsdifferenz auf. Elemente mit ähnlichen Elektronegativitäten gehen bevorzugt kovalente Bindungen ein.

Ein Elektronegativitätsunterschied $> 1,8$ führt dazu, dass die Bindung ionisch wird.

Die Fähigkeit von Kationen zu polarisieren, hängt von ihrer Ladung (je größer die Ladung, desto stärker), und abnehmender Größe (je kleiner, desto stärker).

Die Fähigkeit von Kationen zu polarisieren, hängt von ihrer Ladung (je größer die Ladung, desto stärker), und zunehmender Anzahl an Elektronen (je mehr, desto stärker) ab.

Tab.1 Beispiel:

NaCl	Na: 0.93	Cl: 3.16	Differenz: 2.23	Ionenbindung
CH ₄	C: 2.55	H: 2.20	Differenz: 0.35	kovalente Bindung

Quelle: Chemgapia

Der Bindungscharakter spiegelt sich in den chemischen Eigenschaften einer Verbindung wider.

11.3.1 Ionengitter/Salze

Salze sind Feststoffe, die aus Ionen bestehen. Sie haben sehr hohe Schmelzpunkte (weil die Kräfte zwischen den Ionen stark sind) und bilden Ionenkristalle.

Im Gitter sind die Ionen von Ionen entgegengesetzter Ladung umgeben.

Die Bindungskräfte sind ungerichtet und in alle Richtungen gleich groß.

In wässriger Lösung ist jedes Ion von Wassermolekülen umgeben (Hydrathülle).

Salze sind Leiter 2. Klasse und leiten Strom in geschmolzenen oder in wässrigen Lösungen (da sie sich dann frei bewegen können).

Salze sind spröde, sie zerbrechen, wenn man darauf schlägt.

11.3.2 Der Ionenradius

Die Atome ändern bei Elektronenabgabe bzw. -aufnahme ihre Radien, so dass man zwischen Atom- und Ionenradien unterscheiden muss.

Wenn ein Atom durch Elektronenabgabe ein Kation bildet, so verringert sich sein Radius, da die Kernladung die restlichen Elektronen stärker anzieht. Bei Aufnahme eines Elektrons (Anionenbildung) wird der Radius größer, da durch die zusätzliche negative Ladung die Schale aufgeweitet wird.

11.4 Metallbindung

Metalle bestehen aus einer regelmäßigen Anordnung von Metallionen, umgeben von delokalisierten Elektronen.

Metalle zeichnen sich durch hohe elektrische und thermische Leitfähigkeit aus. Diese beruht auf der freien Beweglichkeit der Elektronen.

Metalle sind formbar, weil die Metallionen aneinander vorbei gleiten können, ohne dass die Bindungskräfte unterbrochen werden.

Ihre Atome ordnen sich periodisch an; die Atomkerne nehmen einen festen Platz ein. Valenzelektronen bewegen sich frei zwischen den Atomrümpfen; sie werden deswegen auch "Elektronengas" genannt.

Legierungen sind Mischphasen aus verschiedenen Metallen. Durch gemeinsames Erhitzen dieser Metalle wird das jeweilige Gitter aufgebrochen (Schmelzen) und beim Abkühlen ein neues Gitter aus verschiedenen Atomsorten aufgebaut, also eine Legierung erhalten.

11.5 Übersicht Bindungen

Metallbindung	Atombindung (kovalente Bindung)	Ionenbindung
In Metallen	In Molekülen (Nichtmetall und Verbindung mehrerer Nichtmetalle)	In Salzen (Verbindung aus Metall und Nichtmetall)
Anziehungskraft zwischen Metall-Kationen und beweglichen Elektronen (Elektronengas)	Ausbildung gemeinsamer bindender Elektronenpaare	In Salzen (Verbindung aus Metall und Nichtmetall)
<i>z.B. Natrium (Na)</i>		<i>z.B. Natriumchlorid (NaCl)</i>

unpolar	polar
Gleiche Nichtmetalle verbinden sich. Bindende Elektronenpaare werden von beiden Partnern gleich stark angezogen	Verschiedene Nichtmetalle verbinden sich. Bindende Elektronenpaare werden vom elektronegativen Partner stärker angezogen
<i>z.B. Chlor (Cl₂)</i>	<i>z.B. Wasser (H₂O)</i>

Elektronnegativitäten:

Gemäß Pauling ergeben sich

-> unpolare Elektronenpaarbindung bei einer Elektronegativitätsdifferenz der Partner von ΔEN 0 - 0,5

-> polare Elektronenpaarbindung bei einer Elektronegativitätsdifferenz der Partner von ΔEN 0,5 - 1,7

-> Ionenbindung bei einer Elektronegativitätsdifferenz der Partner von $\Delta EN > 1,7$

Kraft	Van-der-Waals-Kräfte	Dipol-Dipol-Kräfte	Wasserstoffbrückenbindungen
Wesen	Anziehungskräfte zwischen Molekülen	Anziehungskräfte zwischen Dipol-Molekülen, die auf den Wechselwirkungen zwischen entgegengesetzten Teilladungen beruhen. <u>nötig sind:</u> - polare Atombindungen, die zu Teilladungen (Partialladungen) führen - räumlich getrennte Ladungsschwerpunkte	Anziehungskräfte zwischen stark polar gebundenen, teilweise (partiell) positiv geladenen Wasserstoffatomen und freien Elektronenpaaren eines stark elektronegativen Elements (F, O, N)
Stärke (allg.)			
Stärke abhängig von	Molekülgröße (Molekülmasse)	EN-Differenz der Atome und damit Polarität der Atombindung (Größe der Partialladungen)	EN-Werten der Bindungspartner der Wasserstoffatome
beeinflusste Stoffeigenschaften	<ul style="list-style-type: none"> Siede- und Schmelztemperatur Aggregatzustand 	<ul style="list-style-type: none"> Siede- und Schmelztemperatur Aggregatzustand Löslichkeit in bestimmten Lösungsmitteln 	<ul style="list-style-type: none"> Siede- und Schmelztemperatur Aggregatzustand Löslichkeit in bestimmten Lösungsmitteln Dichte
Beispiele	<i>Wasserstoff</i> <i>Chlorwasserstoff</i> <i>Wasser</i>	<i>Chlorwasserstoff</i> <i>Wasser</i>	<i>Wasser</i>

Quelle: https://cms.sachsen.schule/fileadmin/_special/gruppen/122/Faecher/Chemie/Systematisierung_Chemie.pdf

12 Chemische Reaktionen

12.1 Chemische Symbole, Formelschreibweise

- **chemische Zeichen:**

- Symbol für Atom, Element; z.B.: <i>Na, C</i>	- Formel für Moleküle, <i>H₂O</i>	Ionen, <i>Na⁺, Cl⁻</i>	Baueinheiten <i>NaCl</i>
-------------------------------------------------------------	-----------------------------------------------------------	-------------------------------------------------	-----------------------------

- **Arten von Formeln:**

- Summenformel: Verhältnisformel (*MgCl₂*) / Molekülformel (*H₂O*)
- Strukturformel: vereinfacht *CH₃-CH₂-CH₃*, ausführlich *H-C≡C-H*
- Lewisformel: • $\overline{\text{Cl}}$ |

- **Gleichungen:**

- Wortgleichung:

Ausgangsstoff / Edukt	→	Reaktionsprodukt / Produkt
-----------------------	---	----------------------------

z.B.: *Magnesium + Sauerstoff* → *Magnesiumoxid ; exotherm*

- chemische Gleichung/ Reaktionsgleichung:

z.B.: $2 \text{Mg} + \text{O}_2 \longrightarrow 2\text{MgO}$

Quelle: https://cms.sachsen.schule/fileadmin/_special/gruppen/122/Faecher/Chemie/Systematisierung_Chemie.pdf

12.2 Merkmale chemischer Reaktionen

12.2.1 Stoffumwandlung

Bei allen chemischen Reaktionen finden Stoffumwandlungen statt. Es entstehen neue Stoffe mit anderen Eigenschaften.

12.2.2 Energieumwandlung

Bei allen chemischen Reaktionen findet die Umwandlung von chemischer Energie in andere Energieformen (und umgekehrt) statt.

Bei Reaktionen, die mit Wärmeumwandlung verbunden sind, unterscheidet man exotherme (Energie wird abgegeben) und endotherme (Energie wird aufgenommen) Reaktionen.

12.3 Stöchiometrie

Gegenstand der **Stöchiometrie** sind die quantitativen Beziehungen zwischen den an chemischen Reaktionen beteiligten Verbindungen oder Elementen.

Heute beruhen die Berechnungsgrundlagen der modernen Stöchiometrie auf verschiedenen Gesetzen:

- **Gesetz der konstanten Proportionen:** Die Elemente in einer chemischen Verbindung kommen immer im gleichen Masseverhältnis vor. (Bsp: Natriumchlorid (NaCl) besteht immer zu 39% aus Natrium (Na) und zu 61% aus Chlor (Cl))
- **Gesetz der Erhaltung der Anzahl der Atome:** Die Anzahl der Atome ändert sich innerhalb der Reaktion nicht.
- **Gesetz der Erhaltung der Masse:** Die Gesamtmasse der beteiligten Stoffe ändert sich nicht.
- **Gesetz der Erhaltung der Ladung:** Die Ladung innerhalb der Reaktion bleibt erhalten.

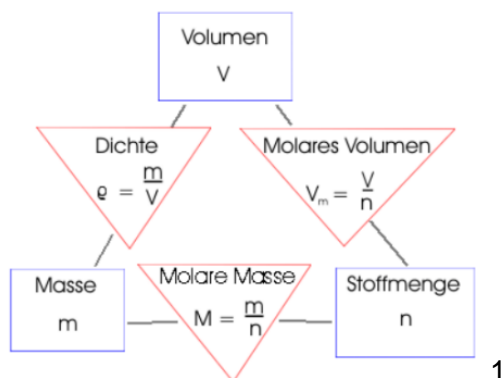
Wichtige Angaben zum Berechnen chemischer Reaktionen sind:

Stoffmenge, Molare Massen, Anteilsgrößen, Konzentrationsgrößen

Stoffmenge=die quantitative Mengenangabe für Stoffe, die Einheit ist Mol.

Die zugrunde gelegte Anzahl der Teilchen (insbesondere Atome und Moleküle): ein Mol eines Stoffes enthält etwa $6,023 \cdot 10^{23}$ (Avogadro-Zahl N_A , auch Loschmidt-Zahl) solcher Teilchen.

Molare Masse = Summe der Massen aller beteiligten Atome



Berechnung der Stoffmenge:

$$n = m/M$$

n=Anzahl der Mole m=Stoffportion des Reinstoffs M=Molare Masse

Berechnung der Stoffmenge aus der Masse

Die molare Masse von Wasser beträgt 18 Gramm pro Mol. 9 Gramm Wasser entsprechen damit einer Stoffmenge von 0,5 Mol.

$$n_{\text{H}_2\text{O}} = \frac{m_{\text{H}_2\text{O}}}{M_{\text{H}_2\text{O}}} = \frac{9 \text{ g}}{18 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = 0,5 \text{ mol}$$

Berechnung der Stoffmenge aus dem Volumen

Bei Gasen lässt sich verhältnismäßig leicht die Stoffmenge aus dem Volumen bestimmen, da ein Mol eines beliebigen Gases bei Normalbedingungen in Näherung ein Volumen von 22,4 Litern einnimmt. Dieses Volumen bezeichnet man als molares Normvolumen (Molvolumen): $V_m = 22,4 \text{ l/mol}$.

Beispiel: Wieviel Mol entsprechen 5 l Sauerstoff-Molekülen O_2 ?

$$n_{\text{O}_2} = \frac{V_{\text{O}_2}}{V_m} = \frac{5 \text{ l}}{22,4 \frac{\text{l}}{\text{mol}}} = 0,22 \text{ mol}$$

Berechnung der Stoffmenge aus der Teilchenzahl

Da ein Mol einer Teilchenanzahl von ca. $6,022 \cdot 10^{23}$ (Avogadrozahl N_A) entspricht, kann man aus der Anzahl der Teilchen die Stoffmenge berechnen.

Beispiel: Gegeben sind $N = 10^{25}$ Teilchen.

$$n = \frac{N}{N_A} = \frac{10^{25}}{6,022 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}} = 16,606 \text{ mol}$$

Berechnung der Stoffmenge aus der Molarität:

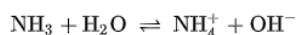
Da die Molarität c_x (mol/L) ein Konzentrationsmaß für Lösungen darstellt, das die Stoffmenge eines Stoffes X in Beziehung zum Volumen V der Lösung stellt, kann man diese auch auf die Stoffmenge zurückrechnen.

Beispiel: Wieviel Mol Natriumchlorid befinden sich in 0,22 Liter einer 0,6 molaren NaCl-Lösung?

$$n_{\text{NaCl}} = c_{\text{NaCl}} \cdot V = 0,6 \frac{\text{mol}}{\text{l}} \cdot 0,22 \text{ l} = 0,132 \text{ mol}$$

Quelle: <https://www.chemie.de/lexikon/Stoffmenge.html>

13 Chemisches Gleichgewicht

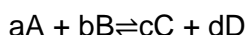


Die Hinreaktion verläuft von links nach rechts. Die Rückreaktion von rechts nach links. Ein chemisches Gleichgewicht liegt dann vor, wenn bei einer umkehrbaren chemischen Reaktion Hin- und Rückreaktion mit gleicher Geschwindigkeit ablaufen.

Chemische Reaktionen kommen nach kürzerer oder längerer Zeit zum Stillstand, das heißt man beobachtet keine Veränderung der vorliegenden Konzentrationen mehr; die Reaktion hat den Gleichgewichtszustand erreicht. Der Gleichgewichtszustand liegt keineswegs für alle Reaktionen auf der Seite der Reaktionsprodukte, sondern oft liegen nicht umgesetzte Ausgangsstoffe und Produkte nebeneinander vor.

Massenwirkungsgesetz:

Für eine Reaktion des allgemeinen Typs



gilt im Gleichgewicht für die vorliegenden Konzentrationen

$$K = \frac{[\text{C}]^c \cdot [\text{D}]^d}{[\text{A}]^a \cdot [\text{B}]^b}$$

$K=K_c$ Gleichgewichtskonstante für den chemisches Gleichgewicht. Sie ist konstant für eine Gleichgewichtsreaktion bei konstanter Temperatur.

K sehr groß: Gleichgewicht ist rechts, die Produkte überwiegen. ($K_c > 1000$: Umsatz fast vollständig)

K_c ist ca. 1: eine brauchbare Ausbeute wird bei kluger Wahl der Reaktionsbedingungen erreicht

K sehr klein: Gleichgewicht ist links, die Ausgangsstoffe überwiegen, nur wenig ist umgesetzt worden. ($K_c < 0,001$: vernachlässigbarer Umsatz)

13.1 Prinzip des kleinsten Zwangs

Die Konzentrations-, Druck- und Temperaturabhängigkeit von Gleichgewichten wird qualitativ gemeinsam durch das Le Chatelier'sche Prinzip vom kleinsten Zwang (1888) beschrieben. Das Prinzip besagt, dass die Ausübung eines Zwanges (das heißt die Veränderung von Bedingungen) auf ein im Gleichgewicht befindliches System zur Neueinstellung des Gleichgewichtes unter vermindertem Zwang führt. Eine andere Formulierung ist die "Flucht vor dem Zwang". Besteht der Zwang zum Beispiel in der Erhöhung einer Konzentration, so reagiert das System hierauf mit dem Versuch die erhöhte Konzentration zu senken. Für quantitative Überlegungen zur Konzentrationsabhängigkeit von Gleichgewichten muss allerdings das Massenwirkungsgesetz verwendet werden.

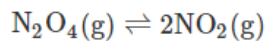
Änderung der Konzentration

Das Gleichgewicht wird nach rechts verschoben, wenn die Konzentration eines Ausgangsstoffes erhöht wird.

Das Gleichgewicht wird nach links verschoben, wenn die Konzentration eines Endprodukts erhöht wird.

Änderung des Drucks

Gasvolumina sind im Gegensatz zu Flüssigkeits- und Feststoffvolumina stark druckabhängig.



Wenn die Anzahl der Gasmoleküle (wie beim obigen Beispiel) links (1) geringer ist als rechts (2), dann verschiebt eine Druckerhöhung das Gleichgewicht nach links.

Eine Druckerhöhung bei Reaktionen, an denen Gase beteiligt sind, verschiebt das Gleichgewicht immer auf die Seite, wo weniger Teilchen vorhanden sind.

Änderung der Temperatur bei Reaktionen in Gasphase

Eine Erhöhung der Temperatur führt bei endothermen Reaktionen zu einer Verschiebung nach rechts, bei exothermen Reaktionen nach links.

Änderung der Temperatur bei Reaktionen in Lösungen

Erhöhungen der Temperaturen verschieben das Gleichgewicht in die endotherme Richtung.

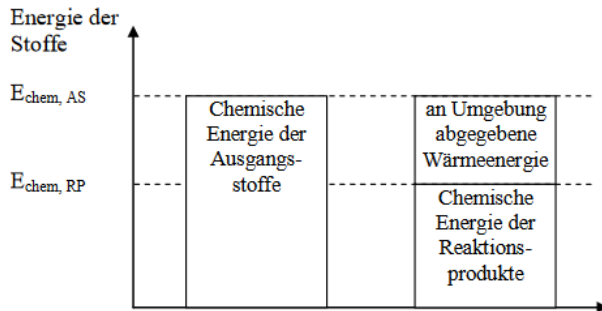
Einsatz von Katalysatoren

Ein Katalysator verschiebt das Gleichgewicht einer chemischen Reaktion NICHT. Die Reaktion verläuft nur schneller.

13.2 Energieumsatz bei chemischen Reaktionen

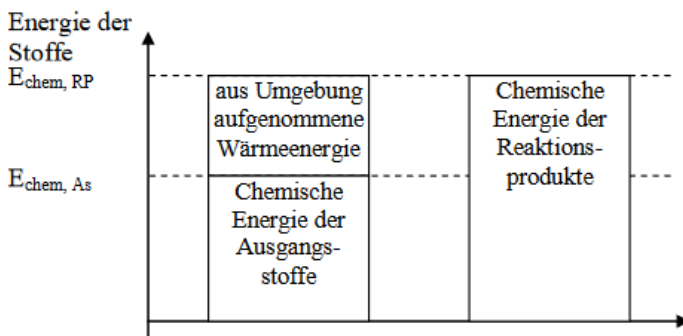
Bei einer chemischen Reaktion wird Energie zwischen dem System und der Umgebung ausgetauscht (als Wärme oder Arbeit).

13.2.1 Exotherm



- Reaktion verläuft unter Wärmeabgabe an die Umgebung
- Chemische Energie der Ausgangsstoffe wird umgewandelt in chemische Energie der Reaktionsprodukte und Wärmeenergie
- $E_{\text{chem, AS}} > E_{\text{chem, RP}}$

13.2.2 Endotherm



- Reaktion verläuft unter Wärmeaufnahme aus der Umgebung
- Thermische Energie der Umgebung wird umgewandelt in chemische Energie der Reaktionsprodukte

13.3 Enthalpie

Die Standardbildungsenthalpie, ΔH_B oder $\Delta_f H^0$ ist die Basis für thermodynamische Berechnungen im Standardzustand. **Standardzustand** entspricht eine Temperatur von 298 K (25°C) und der Normaldruck von 1013 mbar.

Die Standardbildungsenthalpie ist für Elemente in ihrem bei 25 °C und Normaldruck stabilsten Zustand willkürlich Null gesetzt worden (da es keine chemische Reaktion gibt, die Elemente ineinander überführen).

Die Berechnung erfolgt über den Satz von Hess (Gesetz der konstanten Wärmesummen): Der Satz besagt, dass die Summe der Reaktionswärmen bei gleichem Ausgangs- und Endzustand vom Reaktionsweg unabhängig und gleich ist.

Reaktionsenthalpie

Aus bekannten Standardbildungsenthalpien lassen sich für Reaktionen die Reaktionsenthalpien ΔH_R berechnen.

Die Standardbildungsenthalpie ist ein Maß für deren Stabilität gegenüber thermischer Zersetzung.

$$\Delta H_R = \Delta H_{\text{Produkte}} - \Delta H_{\text{Edukte}}$$

$\Delta H_R > 0$: **Endotherme Reaktion**, d.h. eine Reaktion bei der Energie von der Umgebung aufgenommen wird

$\Delta H_R < 0$: **Exotherme Reaktion**, d.h. eine Reaktion bei der Energie an die Umgebung abgegeben wird

Wenn die Hinreaktion eine exotherme Reaktion ist, ist die Rückreaktion endotherm und umgekehrt.

Viele endotherme Verbindungen ($\Delta_f H^0$ positiv) haben eine gewisse Beständigkeit, obwohl die Zerfallsreaktion exotherm ist und den günstigeren Zustand darstellen würde. Diese Verbindungen heißen metastabil. Grund: hohe Aktivierungsenergie nötig, um die Zersetzung zu starten.

13.4 Gibbs Energie

Die **Reaktionsenthalpie** (ΔH) gibt an, ob ein Prozess exotherm oder endotherm abläuft. Sie sagt jedoch nichts darüber aus, ob die Reaktion freiwillig abläuft. Es gibt zahlreiche endotherme Reaktionen, die spontan ablaufen, wobei sich das Reaktionsgemisch abkühlt.

Die **Triebkraft** einer Reaktion wird von der **Gibbs-Energie** (veraltete Bezeichnungen: freie Enthalpie, Gibbs'sche freie Energie) ΔG angegeben.

Sie wird über die Gibbs-Helmholtz-Gleichung aus der Enthalpie und der Entropie (ΔS) berechnet.

Für Zustandsänderungen eines bei **konstantem Druck** und **konstanter Temperatur** gehaltenen **geschlossenen** Systems gilt

GIBBS-HELMHOLTZ-GLEICHUNG

$$\Delta G = \Delta H - T \cdot \Delta S$$

ΔH = Enthalpieänderung (Einheit 1J bzw. 1kJ)

ΔG = Änderung der freien Enthalpie (Einheit 1J bzw. 1kJ)

ΔS = Entropieänderung (Einheit 1JK⁻¹)

T = thermodynamische Temperatur (Einheit 1K). T bezeichnet in der Thermodynamik stets die **absolute Temperatur**, gemessen in Kelvin (K). Sie wird bezogen auf den absoluten Nullpunkt bei -273 °C = 0 K. Somit erhält man für 0 °C = 273 K.

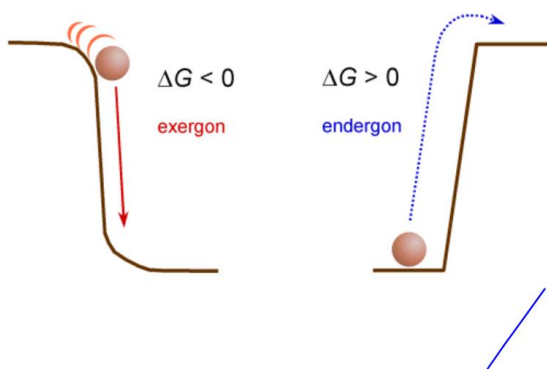
Beachte: Die Standardentropie eines Elements oder einer Verbindung ist stets positiv.

Eine Zunahme der Entropie erfolgt jedenfalls bei:

- *beim Übergang von festen in den flüssigen oder (weiter) in den gasförmigen Zustand
- *bei der Zunahme der Teilchenzahl im Zuge chemischer Reaktionen
- *beim Auflösen fester Substanzen

Der Einfluss der Entropie wird dabei von der Temperatur bestimmt. Eine Reaktion läuft freiwillig ab, wenn ΔG kleiner als null ist (**exergone Reaktion**). Ist $\Delta G > 0$ bezeichnet man die Reaktion als **endergon**.

Quelle: Chemgapedia:

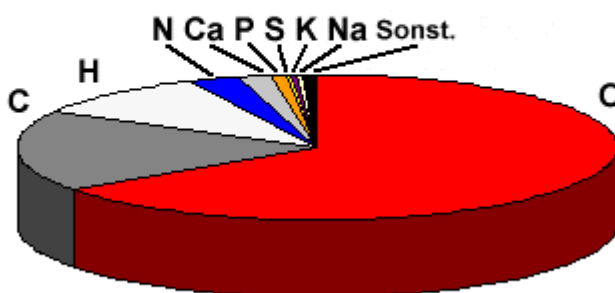


14 Elemente und deren Verbindungen

14.1 Elemente im Organismus

Der menschliche Körper besteht - wie jeder Organismus - hauptsächlich aus Nichtmetallen. Etwa 60% der Körpermasse entfällt auf Wasser, d.h. Wasserstoff und Sauerstoff sind (auf Atome bezogen) die häufigsten Elemente im menschlichen Körper.

Häufigkeit der Elemente im menschlichen Körper
(bezogen auf die Masse)



Sauerstoff	O
Kohlenstoff	C
Wasserstoff	H
Stickstoff	N
Calcium	Ca
Phosphor	P
Schwefel	S
Kalium	K
Natrium	Na
Sonstige	

Abb. 1

Neben Wasser enthält der menschliche Organismus hauptsächlich organische Verbindungen. In diesen herrschen Kohlenstoff und Wasserstoff, sowie Sauerstoff, Stickstoff, Schwefel und Phosphor vor:

- Proteine und Aminosäuren (enthalten C, H, N, O, S)
- Kohlenhydrate (C, H, O)
- Lipide (C, H, O, N, P)
- Nucleinsäuren (C, H, N, O, P)

Von den Metallen finden sich nur Calcium, Natrium und Kalium in größeren Mengen im Organismus. Als Gegenion fungiert oft Chlorid.

Insgesamt sind nur ca. 21 Elemente in Säugetierorganismen von Bedeutung.

Zahlreiche Elemente sind jedoch in Spuren vorhanden. Als Spurenelemente bezeichnet man alle Elemente, deren Gehalt im Organismus unter 0,1% liegt. Die wichtigsten Spurenelemente sind Chrom (Cr) - in Enzymen, Eisen (Fe) - im roten Blutfarbstoff und in Cytochromen, Fluor (F) - im Zahnschmelz, Iod (I) - Proteine bzw. Hormone in der Schilddrüse, Kobalt (Co) - in Enzymen (Vitamin B12).

14.2 Substanzklassen im menschlichen Körper

Substanzklasse Gew.-%

Wasser	ca. 60
Proteine	16
Lipide	10
Kohlenhydrate	1.2
Nucleinsäuren	1
Mineralstoffe	5

Beachte: Die in der Erdkruste häufig vorkommenden Elemente Silicium (Si) und Aluminium (Al) kommen im menschlichen Körper nur in Spuren vor.

14.3 Wasserstoff

Wasserstoff, H_2 , ist das leichteste Element. Nichtmetall. Bildet 2 atomige Moleküle.

Farbloses, geruchloses, brennbares, kaum wasserlösliches Gas.

Kann mit Luft oder Sauerstoff explosive Gemische bilden: Knallgas. Wasserstoff bildet mit Sauerstoff Wasser, H_2O , und ist in fast allen organischen Verbindungen enthalten.

Neben dem leichten Wasserstoff (Protium), H^1 , existieren noch die schwereren Isotope Deuterium, H^2 (= D, *schwerer* Wasserstoff), und Tritium, H^3 (= T, *superschwerer* Wasserstoff), die in ihren Atomkernen neben einem Proton ein bzw. zwei Neutronen enthalten.

Im Weltall das häufigste Element, auf der Erde sehr häufig (in Verbindungen z.B. Wasser oder organischen Verbindungen und ist somit Bestandteil von Kohlehydraten, Fetten und Proteinen.

Im Körper: Molekularer Wasserstoff ist ein relativ junges Thema in der Medizin. Es wirkt auf der einen Seite **antioxidativ** auf oxidativen Stress und freie Sauerstoffradikale und unterstützt auf der anderen Seite die **Energieerzeugung in den Mitochondrien**.

14.4 Sauerstoff

Sauerstoff, O_2 , ist das häufigste Element der Erdkruste und auch der Biosphäre. Die Luft besteht zu etwa 21% aus O_2 und 70% der Erdoberfläche ist von Wasser, H_2O , bedeckt. Die Hauptmenge des Sauerstoffs befindet sich in anionischer Form - als Oxid - in Gesteinen.

Farbloses, geruchloses Gas. Ist selbst nicht brennbar, aber unterhält die Verbrennung und die Atmung. Es ist in Wasser relativ gut löslich.

Sauerstoff ist das häufigste Element der Erde. Luft enthält 21 Volumenprozent Sauerstoff, die Erdkruste 46,6 Massenprozent.

Sauerstoff besitzt drei natürliche Isotope O^{16} (99,76 %), O^{17} (0,037 %) und O^{18} (0,20 %). Unter Normalbedingungen liegt Sauerstoff in O_2 -Molekülen als ein farbloses, geruch- und geschmackloses Gas vor. Es enthält eine Doppelbindung.

Eine Sonderform ist Ozon (O_3).

Sauerstoff ist reaktionsfreudig, seine hohe Elektronegativität ist eine entscheidende Triebkraft. Er verbindet sich mit fast allen Elementen.

Die vorherrschende chemische Reaktion von Sauerstoff ist die Oxidation. Der Sauerstoff wird dabei selbst reduziert und erreicht durch die Aufnahme von zwei Elektronen in die äußere Schale einen Edelgaszustand in der Oxidationsstufe -2. Daher ist dies für Sauerstoff die stabilste Oxidationsstufe. Mit elektropositiven Elementen wie Wasserstoff, unedlen Metallen, Aluminium, aber auch Halb- oder Nichtmetallen wie Silizium und Kohlenstoff, die leicht oxidierbar sind, verlaufen die Reaktionen sehr heftig und stark exotherm.

Medizin: wird bei Therapien eingesetzt. Wirkt in höheren Konzentrationen giftig.

14.4.1 Verbindungen von Sauerstoff

Abhängig vom Bindungspartner bildet Sauerstoff ionische oder kovalente Verbindungen. Sauerstoff besitzt in fast allen Verbindungen die Oxidationsstufe -2. Er bildet meistens den elektronegativeren Partner.

14.4.1.1 Oxide



Abb.1

Calciumoxid

Zu den wichtigsten Sauerstoff-Verbindungen zählen die Oxide, da sich Sauerstoff mit allen Elementen außer Neon, Argon, Krypton und Fluor zu Oxiden verbindet. Der Sauerstoff ist im Oxid immer der negative Partner, er trägt die Oxidationszahl -2.

14.4.1.2 Peroxide

Peroxide sind Derivate des Wasserstoffperoxids und enthalten den Sauerstoff in der Oxidationsstufe -1.

14.4.1.3 Wasser

Die räumliche Struktur des Wassers und die Ladungsverteilung innerhalb dieser Struktur sind für seine besonderen chemischen und physikalischen Eigenschaften verantwortlich.

Das Wasser-Molekül besteht aus einem Sauerstoff-Atom und zwei Wasserstoff-Atomen in einer gewinkelten Anordnung. Dabei bilden die Wasserstoff-Atome und die freien Elektronenpaare ein Tetraeder, in dessen Mitte sich das Sauerstoff-Atom befindet.

Da das Wasser-Molekül gewinkelt ist (H-O-H Winkel von $104,5^\circ$), fallen die Ladungsschwerpunkte nicht zusammen und das Wasser-Molekül stellt einen **Dipol** mit einem **permanenten elektrischen Dipolmoment**.

14.4.1.3.1 Wasserstoffbrückenbindung

Die Wasserstoff-Brückenbindung ist die wichtigste schwache Wechselwirkung.

Eine **Wasserstoff-Brücke** entsteht, wenn sich ein **partiell positiv geladenes Wasserstoff-Atom** in einem bestimmten Abstand **zwischen zwei elektronegativen Atomen** wie Fluor, Sauerstoff oder Stickstoff befindet. Die Anziehungskraft zwischen Wasserstoff-Atom und Akzeptoratom ist eine elektrostatische Dipol-Dipol-Wechselwirkung. Deshalb ist Wasser flüssig.

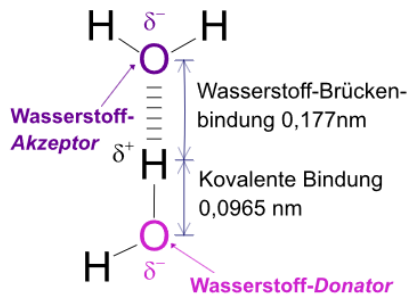


Abb.1 | Typischen Längen einer Wasserstoff-Brücke zwischen zwei Wassermolekülen

Wasserstoff-Brücken haben bei Proteinen **strukturegebende Eigenschaften**. Sie bilden sich bevorzugt in **α -Helices** und **β -Faltblattstrukturen** aus und stabilisieren nicht nur die verschiedenen Strukturelemente in Proteinen und sind für den Zusammenhalt von Proteinuntereinheiten zu großen Proteinkomplexen verantwortlich.

In **Enzymen** spielen die Wasserstoff-Brücken eine wichtige Rolle.

14.4.1.3.2 Anomalie des Wassers

Die intermolekularen Wasserstoff-Brückenbindungen beeinflussen die physikalischen Eigenschaften des Wassers so stark, dass das Verhalten von flüssigem Wasser fast in jeder Hinsicht von dem der gewöhnlichen Flüssigkeiten abweicht.

Schmelz- und Siedepunkt

Wasser hat einen sehr hohen Schmelz- und Siedepunkt. Nur aufgrund dieser besonderen physikalischen Eigenschaften existiert das Wasser in seiner flüssigen Form auf unserem Planeten.

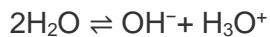
Dichte

Die Dichte von Wasser steigt beim Abkühlen unter Normaldruck bis zu einer Temperatur 4 °C an. Dort erreicht sie ihr Maximum und fällt unterhalb von 4 °C wieder ab. Die Anomalie des Dichtemaximums in der flüssigen Phase hat eine besondere biologische Bedeutung. Wegen seiner geringen Dichte vermag Eis auf dem Wasser zu schwimmen. Dies führt dazu, dass Flüsse und Seen von der Wasseroberfläche und nicht vom Boden her gefrieren. Nur deshalb ist ein Überleben von Organismen im Wasser möglich.

14.4.1.3.3 Ionisation des Wassers

Neben physikalischen Eigenschaften beeinflussen auch chemische Eigenschaften des Wassers wie z.B. die Eigendissoziation die Funktion biochemischer Moleküle.

Während der **Eigendissoziation** ionisiert das Wasser zu einem sehr geringen Teil in ein Hydroxid-Ion und das Hydronium-Ion:



Die Dissoziationskonstante bei 25°C beträgt $K_w = 10^{-14} \text{mol}^2\text{L}^{-2}$ ($\text{p}K_w = 14$).

14.4.1.3.4 Eis

Im Eis ist das Wasser-Molekül räumlich fixiert und bildet die höchstmögliche Anzahl von vier H-Brücken aus (Bild rechts). Dadurch entsteht ein regelmäßiges Kristallgitter.

14.5 Kohlenstoff

Kohlenstoff, C, ist die Grundsubstanz aller organischen Materie. In elementarer Form findet man den Kohlenstoff in drei verschiedenen Modifikationen: als Diamant, als Graphit sowie (als Bestandteil des Rußes) als Fullerene.

Kohlenstoff ist das wichtigste Element der Biosphäre, es ist in Lebewesen nach Sauerstoff (Wasser) nach Gewicht das häufigste Element. Geologisch dagegen zählt es nicht zu den häufigsten Elementen.

Kohlenstoff ist in allen Lebewesen enthalten, alles lebende Gewebe ist aus (organischen) Kohlenstoffverbindungen aufgebaut. Dies gilt sowohl für Pflanzen, Pilze, als auch für Tiere.

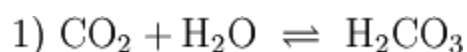
Anorganische Kohlenstoffverbindungen sind Kohlenstoffmonoxid (farbloses, geruchloses Atemgift), Kohlendioxid (Gas, farblos geruchlos), Kohlensäure (schwache Säure).

Die organischen Verbindungen des Kohlenstoffes werden in den Kapiteln zur organischen Chemie beschrieben bzw. findet man in jedem Oberstufen-Schulbuch.

14.6 Kohlensäure

Kohlensäure (H_2CO_3) ist eine schwache Säure und das Reaktionsprodukt von Kohlenstoffdioxid (CO_2) mit Wasser. Die Salze der zweiprotonigen Säure heißen Carbonate bzw. Hydrogencarbonate,

Das Gas CO_2 ist im Vergleich zu O_2 und N_2 relativ gut löslich in Wasser und reagiert zu einem geringen Anteil (etwa 0,2 %, je nach Temperatur) zu Kohlensäure:

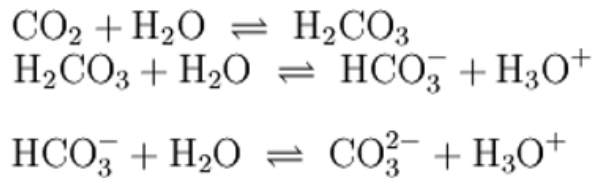


CO_2 als Gas wird umgangssprachlich oft fälschlicherweise als Kohlensäure bezeichnet. In der Wasserchemie wird gelöstes CO_2 mit der eigentlichen Säure H_2CO_3 üblicherweise als

„freie Kohlensäure“ zusammengefasst. Kohlensäure spielt eine wichtige Rolle im Säure-Basen-Haushalt des Blutes (Siehe Puffer).

Dissoziationsgleichgewicht

Gelöstes Kohlendioxid steht in wässriger Lösung im Gleichgewicht mit Kohlensäure:



14.7 Stickstoff

Stickstoff, N_2 , bildet mit 78% die Hauptmenge der Luft. In den Lebewesen findet man Stickstoff in Aminosäuren, Harnstoff, der DNA und vielen anderen Naturstoffen. Wichtige Stickstoffverbindungen sind die Oxide, N_2O , NO , NO_2 , Salpetersäure, HNO_3 , und Ammoniak, NH_3 .



Atomar kommt Stickstoff in der Natur kaum vor, da es sich sofort durch eine stark exotherme Reaktion zu molekularem Stickstoff N_2 verbindet. Das Molekül enthält eine 3-fach-Bindung.

Er ist das wesentliche Element der Proteine und Proteide (Eiweißstoffe) und der DNA. Stickstoff ist daher auch Baustein aller Enzyme, die den pflanzlichen, tierischen und menschlichen Stoffwechsel steuern. Stickstoff ist für jedes Leben unentbehrlich.

14.8 Halogene

Unter dem Namen Halogene werden die Elemente der siebten Hauptgruppe des Periodensystems zusammengefasst. Zu den Halogenen gehören die Elemente Fluor, Chlor, Brom, Iod und Astat. Die Halogene sind allesamt reaktionsfreudige Nichtmetalle. Fluor ist das elektronegativste Element im ganzen Periodensystem. Die Elektronegativität nimmt in der Reihenfolge

$F > Cl > Br > I > At$

ab. Elementare Halogene liegen als Moleküle X_2 vor.

Halogenionen haben die Oxidationszahl -1.

Tab.1

Ordnungszahl	Symbol	rel. Masse	Name	Vorkommen und medizinische Bedeutung
9	F	19,00	Fluor	Fluorid-Ionen können in die Apatit-Kristalle des Zahnschmelzes eingebaut werden, wodurch der Zahnschmelz härter und beständiger gegen Säure-Angriffe wird. Daher ist Fluorid in Zahncremes, Mundspülungen oder speziellen Tinkturen für die Zahnheilkunde enthalten.
17	Cl	35,45	Chlor	Die Hauptmenge des Chlors findet sich als Natriumchlorid (NaCl) in Form von Steinsalz oder gelöst im Meerwasser. Chlor und Chlorwasserstoff (HCl) sind wichtige Industrie-Chemikalien. Salzsäure (wässrige Lösung von HCl) findet sich auch im menschlichen Organismus, das Magensekret enthält 0,3-0,5% HCl. Chlorid-Ionen sind im Organismus die häufigsten Anionen. Sie sind unter anderem an der Reizleitung der Neurone beteiligt und fungieren bei vielen physiologischen Prozessen als Gegenion.
35	Br	79,90	Brom	Brom ist relativ selten. Elementares Brom wird vor allem als Oxidations-, Bleich- und Desinfektionsmittel verwendet. Einige organische Bromverbindungen sind Pharmaka. Silberbromid (AgBr) ist die meistverwendete lichtempfindliche Substanz in Filmen und Fotopapieren, auch in Röntgenfilmen.
53	I	126,90	Iod	Iod kommt in der Natur nur in Spuren vor. Die bekannteste Verwendung von Iod ist der Einsatz als Desinfektionsmittel in der Iodtinktur (alkoholisch-wässrige Lösung von 2,5% I_2 und 2,5% KI). Das mit der Nahrung

Abb.1

Abb.2

Abb.3

Abb.4

aufgenommene Iodid wird in der Schilddrüse gespeichert und dort zur Synthese von Hormonen verwendet. Bei Iodmangel kommt es zu Störungen der Schilddrüsenfunktion. Um dies zu verhindern, werden dem Kochsalz Iodide zugesetzt: Iodiertes Speisesalz.

Quelle: Chemgapedia

14.9 Schwefel

Chemisches Symbol S (Ordnungszahl 16). Bei Raumtemperatur fest, gelbe Kristalle. Molekularer Aufbau in S_8 -Ringen. Nichtmetall. Kommt auf der Erde in Boden, Wasser, Luft und in Lebewesen vor. 23 Isotope, davon 4 stabile.

Kommt elementar und in verschiedenen Verbindungen vor und kann mit sich Ketten, Ringe usw. bilden.

Schwefel ist reaktionsfreudig und geht mit vielen Elementen Verbindungen ein, z.B. mit Sauerstoff ($S + O_2 \rightarrow SO_2$). SO_2 ist ein giftiges Gas. Mit Wasserstoff entsteht H_2S (Geruch nach faulen Eiern).

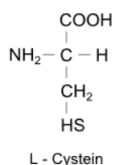
Bedeutung in der Biochemie:

Wirkt bei vielen Stoffwechselprozessen mit (Aufbau und Reparatur von Zellen/Gewebe, Immunsystemstärkung, Herstellung von Hormonen/Enzymen).

*Kommt in den Aminosäuren Cystein (z.B. in den Haaren) und Methionin vor. In den Aminosäuren liegt Schwefel als Thiolgruppe vor (R-S-H).

R...Rest S...Schwefel H...Wasserstoff

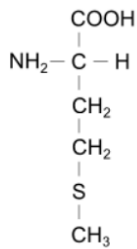
Cystein:



Keratin (Grundbaustein für Haare, Haut und Nägel) besteht zu einem großen Teil aus Cystein.

Cystein kann durch seinen Schwefelgruppe (-SH) Disulfidbrücken ausbilden.

Methionin:



L - Methionin

Im Körper wichtiger Lieferant von Methyl (CH₃-) -Gruppen.

Kommt in Vitamin B1 (Thiamin), B5 (Panthothensäure) und B7 (Biotin) vor.

Kommt im Hormon Insulin vor.

Bedeutung für Pflanzen:

Nehmen Schwefel als Sulfate -SO₄²⁻ (Salze der Schwefelsäure H₂SO₄) über die Wurzeln auf.

Bedeutung in der Medizin:

Als Cremes, Salben und Seifen bei Hauterkrankungen

15 Säure-Basen-Reaktion

Saure Lösungen enthalten H₃O⁺_(aq)-Ionen

Basische Lösungen enthalten OH⁻_(aq)-Ionen

Säuren neutralisieren Basen (Säure+Lauge = Salz und Wasser)

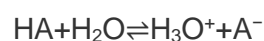
Broensted Definition von Säuren und Basen

Broensted-Säuren: Protonendonatoren, das heißt Stoffe oder Teilchen, die Protonen abgeben können.

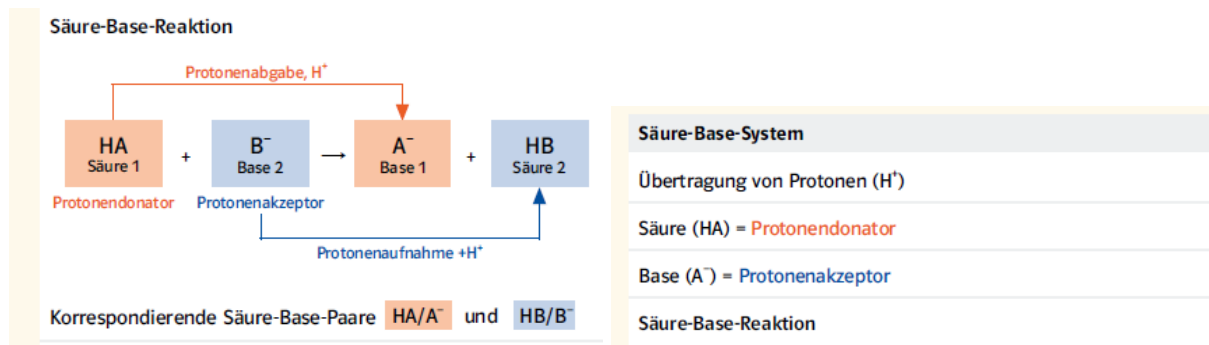
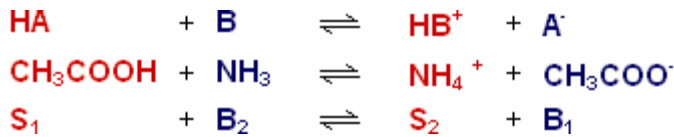
Broensted-Basen: Protonenakzeptoren, das heißt Stoffe oder Teilchen, die Protonen aufnehmen können.

Diese Definition ist unabhängig vom Lösungsmittel Wasser und gilt zudem auch für nicht flüssige Phasen.

Broensted Säure/Basen-Paare sind durch den Transfer eines H⁺ gekennzeichnet.



Lässt man eine Säure HA mit einer Base B reagieren, so wird ein Proton von der Säure auf die Base übertragen:

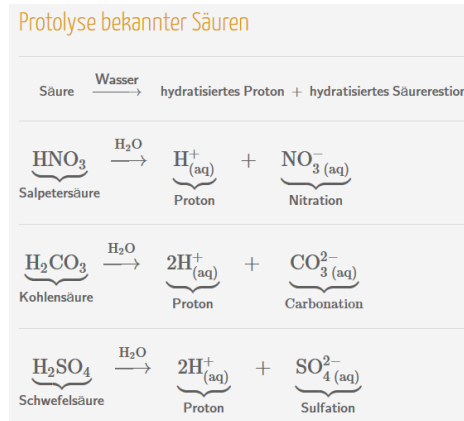


Um die chemischen Vorgänge in Zellen und Körperflüssigkeiten zu verstehen, ist die Kenntnis dieses Reaktionstyps unerlässlich, denn

- die Aktivität von Enzymen ist abhängig vom pH-Wert.
- bei der Regulation vieler physiologischer Vorgänge (Atmung, Verdauung usw.) spielen Säure-Konzentrationen eine entscheidende Rolle.
- die Wirkung vieler Medikamente ist abhängig von deren Säure-Base-Eigenschaften.

Ein ausgeglichener Säure-Basen-Haushalt ist lebenswichtig für den Organismus. In der klinischen Medizin liefert die Erfassung des Säure-Basen-Status des Blutes und des Harns wichtige Informationen für die Diagnose.

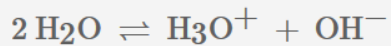
15.1 Protolyse von Säuren



Quelle: https://www.chemie-schule.de/Anorganische_Chemie/Saeuren_sind_Protonenspender.php

15.2 Autoprotolyse

Reines Wasser unterliegt einer sogenannten *Autoprotolyse*. Hierbei entstehen Oxoniumionen H_3O^+ und Hydroxidionen (OH^-). H_2O kann sowohl als Protonendonator (als Säure) oder als Protonenakzeptor (als Base) reagieren. Man spricht daher auch hier von einem Ampholyten.



Das Gleichgewicht liegt sehr stark auf Seite des Wassers. Das Ionenprodukt für diese Reaktion beträgt bei 298 K (25 °C) etwa $10^{-14} \text{ mol}^2 \text{ l}^{-2}$. Die Autoprotolyse des Wassers ist der Grund dafür, dass auch chemisch reines Wasser eine zumindest geringe elektrische Leitfähigkeit besitzt.

15.3 Mehrprotonige Säuren

Einige Säuren können mehr als ein Proton abgeben. Die Protonenabgabe erfolgt über mehrere Dissoziationsstufen, wobei die Abgabe in der zweiten Stufe gegenüber der ersten deutlich erschwert ist.

15.4 pH-Wert

$$\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+]$$

Die pH-Skala geht von 0-14, Wasser: $\text{pH}=7$

Zum Messen des pH-Wertes werden Indikatoren und pH-Meter verwendet

15.5 Starke/Schwache Säuren

Starke Säuren sind in wässriger Lösung vollständig dissoziiert

Schwache Säuren sind in wässriger Lösung teilweise dissoziiert

Der pH-Wert starker Säuren hängt nur von der Konzentration an $[\text{H}_3\text{O}^+]$ ab.

Säurestärke	$\text{p}K_{\text{S}}$	Säure + H_2O	H_3O^+ + Base	$\text{p}K_{\text{B}}$	Basenstärke
sehr stark	-10	HClO_4	ClO_4^-	24	sehr schwach
	-6	HCl	Cl^-	20	
	-3	H_2SO_4	HSO_4^-	17	
	-1,32	HNO_3	NO_3^-	15,32	
stark	2,13	H_3PO_4	H_2PO_4^-	11,87	schwach
	3,14	HF	F^-	10,86	
mittelstark	4,75	CH_3COOH	CH_3COO^-	9,25	mittelstark
	6,52	H_2CO_3	HCO_3^-	7,48	
	6,92	H_2S	HS^-	7,08	
schwach	9,25	NH_4^+	NH_3	4,75	stark
	9,40	HCN	CN^-	4,60	
	10,40	HCO_3^-	CO_3^{2-}	3,60	
sehr schwach	23	NH_3	NH_2^-	-9	sehr stark

15.6 Pufferlösungen

Im Stoffwechsel laufen zahlreiche Reaktionen ab, bei denen H_3O^+ -Ionen freigesetzt oder verbraucht werden. Andererseits ist ein konstanter pH-Wert im Cytoplasma oder in bestimmten Körperflüssigkeiten wie z.B. dem Blut lebenswichtig. Bereits leichte Abweichungen führen zu schweren Krankheitserscheinungen, starke pH-Änderungen zum Tod. Stoffwechselbedingte "pH-Stöße" müssen also abgepuffert werden. Im Blut nehmen verschiedene Puffersysteme diese Funktion wahr.

Allgemein werden Lösungen, deren pH-Wert sich bei der Zugabe von Säure oder Base nur **wenig** verändert, als **Pufferlösungen** bezeichnet. Sie enthalten ein konjugiertes Säure-Base-Paar, wobei die Säure OH^- -Ionen neutralisiert, die Base H_3O^+ -Ionen. Pufferlösungen lassen sich herstellen, indem man

- schwache Säuren mit ihrem Salz (z.B. der Acetatpuffer aus Essigsäure und Natriumacetat) bzw.
- schwache Basen mit ihrem Salz (z.B. der Ammoniumpuffer aus Ammoniumchlorid und Ammoniak) mischt.

15.7 Salze

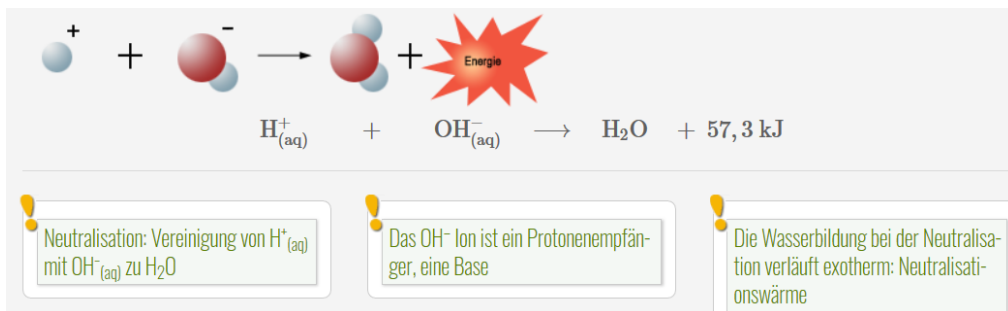
Der umgangssprachlich meist für Natriumchlorid (Kochsalz, Steinsalz), NaCl , verwendete Begriff dient in der chemischen Fachsprache allgemein zur Beschreibung von aus Kationen und Anionen aufgebauten, in regelmäßigen, hochsymmetrischen Gitterstrukturen kristallisierenden Verbindungen (Ionen- bzw. Kristallgitter). Der Zusammenhalt der Ionen in einem Salz wird durch die Ionenbindung, d.h. durch Coulomb-Kräfte zwischen Anionen und Kationen bewirkt.

Kristalline Salzstrukturen zeichnen sich auf Grund der bei ihrer Bildung freigesetzten, z.T. beträchtlichen Gitterenergien oftmals durch eine besondere Stabilität aus, hohe Schmelz- und Siedepunkte sind die Folge. Bei der Auflösung eines Salzes in einem polaren Lösungsmittel, wie z.B. Wasser, erfolgt eine Solvatation (in Wasser: Hydratation) der Gitterbausteine. Bei zahlreichen Salzen kann jedoch auch bei höheren Temperaturen die zum Abbau des Gitters notwendige Energie (sie entspricht vom Betrag der Gitterenergie) nicht durch die freiwerdende Solvatations- bzw. Hydratationsenergie kompensiert werden, diese Verbindungen sind in Wasser oder anderen Lösungsmitteln schwerlöslich.

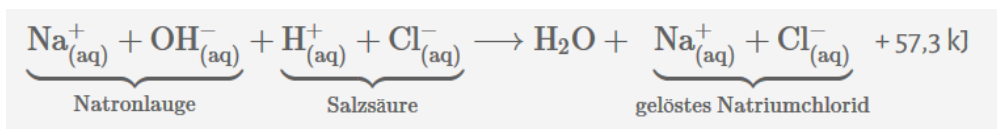
Salzlösungen und -schmelzen zeigen in der Regel eine gute elektrische Leitfähigkeit. Als organische Salze werden Verbindungen bezeichnet, bei denen mindestens ein Anion oder Kation aus dem Bereich der organischen Chemie stammt, z.B. Acetate, Citrate.

15.8 Neutralisation

Gibt man Säuren und Laugen zusammen, so treffen hydratisierte Protonen und Hydroxidionen aufeinander. Vereinfacht kann dieser Vorgang so gedeutet werden: Positiv geladene Protonen und negativ geladene Hydroxidionen ziehen sich aufgrund ihrer entgegengesetzten Ladung an und vereinigen sich zu neutralen Wassermolekülen. Das Hydroxidion betätigt sich hier als Base: Es nimmt ein Proton auf.



Verallgemeinert: Säure plus Base ergibt Salz und Wasser!



15.9 Mineralsäuren

Der Begriff **Mineralsäuren** ist eine Sammelbezeichnung für die drei starken anorganischen Säuren Salzsäure (Chlorwasserstoffsäure), Schwefelsäure und Salpetersäure. In einigen Lehrbüchern wird auch die Phosphorsäure dazugezählt.

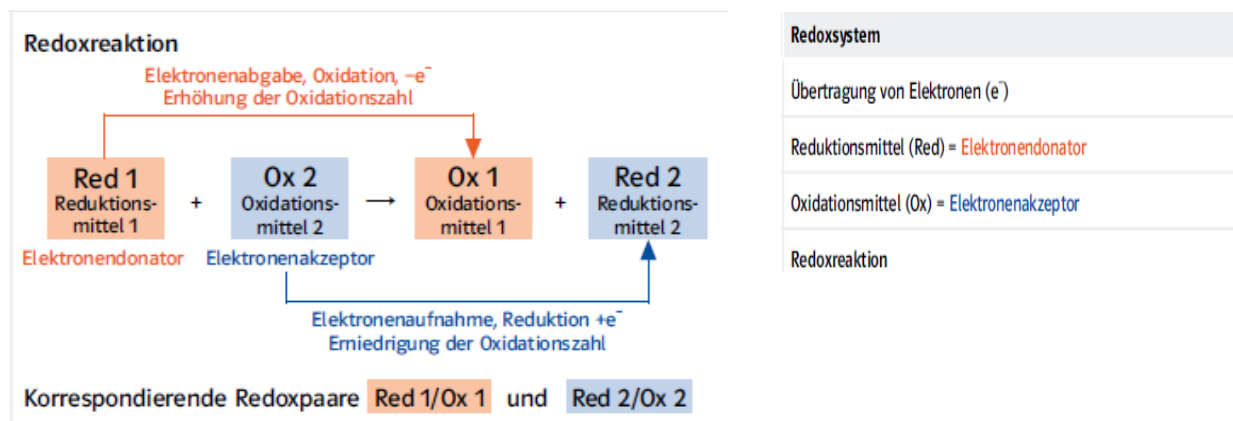
16 Redox-Reaktionen

Redoxreaktionen sind Reaktionen mit Elektronenübergang, bei denen eine Oxidationsreaktion und eine Reduktionsreaktion miteinander gekoppelt sind.

Oxidation: Elektronenabgabe, die Oxidationszahl erhöht sich

Reduktion: Elektronenaufnahme, die Oxidationszahl erniedrigt sich

Bei einer Redox-Reaktion ändern sich die Oxidationszahlen der beteiligten Partner.



Oxidationsmittel: bewirkt eine Oxidation und wird selbst reduziert. Die Oxidationszahl wird durch die Elektronenaufnahme kleiner. Gute Oxidationsmittel sind z.B. die Nichtmetalle Fluor, Sauerstoff, Chlor, Brom.

Reduktionsmittel: bewirken eine Reduktion und wird selbst oxidiert, Die Oxidationszahl wird durch die Elektronenabgabe größer, gute Reduktionsmittel sind z.B. Metalle.

Oxidationszahlen: = Angabe der Art und Anzahl der Ladungen von freien oder in Verbindungen enthaltenen Elementen, wobei jedes einzelne Teilchen als Ion betrachtet wird. Zu den Regeln siehe Oberstufenbuch.



Galvanisches Element:

An der Anode passiert die Oxidation/An der Kathode passiert die Reduktion

Redox-Potential:

Die Elektrochemische Spannungsreihe ist eine Auflistung von Redox-Paaren nach ihrem Standardelektrodenpotential (Redoxpotential unter Standardbedingungen).

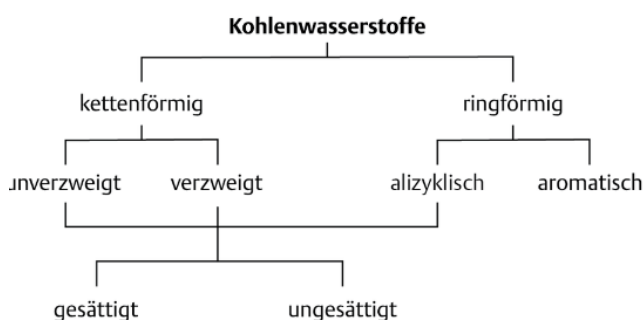
Vor allem bei Metallen wird sie auch Redoxreihe genannt. In dieser Reihe werden nebeneinander die oxidierte und reduzierte Form, sowie die Anzahl der übertragenen Elektronen und das Standardpotential eines Redoxpaares aufgeführt. Die einzelnen Redoxpaare werden entweder nach aufsteigendem oder absteigendem Standardelektrodenpotential geordnet. Jede Redox-Reaktion kann man so durch zwei Paare beschreiben und aus der elektrochemischen Spannungsreihe die Richtung von Reaktionen voraussagen.

17 Organische Chemie

Kohlenstoffverbindungen sind die Basis des Lebens.

17.1 Kohlenwasserstoffe

Kohlenstoff ist durch die Fähigkeit der Verknüpfung mit sich selbst in der Lage, eine riesige Bandbreite an Molekülen zu formen. Treten außer Kohlenstoff und Wasserstoff weitere Elemente, sogenannte Heteroatome, in den organischen Verbindungen auf, muss man weiter klassifizieren. Dazu nutzt man die Heteroatome allein oder die von ihnen gebildeten charakteristischen funktionellen Gruppen wie -OH, -NH₂ oder -COOH und spricht von Alkoholen, Aminen oder Carbonsäuren. Werden in Ringsysteme Heteroatome eingeführt, spricht man von Heterocyclen.



Kohlenwasserstoffe sind Verbindungen, die einzig aus Kohlenstoff und Wasserstoff bestehen. Die vielfältigen Verbindungen können Kohlenstoffketten oder -ringe bilden. Sie lassen sich in gesättigte, ungesättigte und aromatische Kohlenwasserstoffe unterteilen.

Gesättigte Kohlenwasserstoffe enthalten ausschließlich C–C-Einfachbindungen. Zu ihnen gehören die kettenförmigen Alkane und die ringförmigen Cycloalkane.

Zu den **ungesättigten Kohlenwasserstoffen** zählen die kettenförmigen Alkene und Alkine sowie die ringförmigen Cycloalkene und Cycloalkine. Alkene enthalten mindestens eine C–C-Doppelbindung; die Stoffklasse der Alkine ist über ihre C–C-Dreifachbindung definiert.

Ebenfalls zu den Kohlenwasserstoffen zählen die **aromatischen Arene**. Arene sind Kohlenwasserstoffe, die alle Kriterien der Aromatizität erfüllen: es sind ebene, zyklische Verbindungen, mit $(4n+2)$ delokalisierten Elektronen.

Halogenkohlenwasserstoffe sind Kohlenwasserstoffe, bei denen mindestens ein H-Atom durch ein Halogen ersetzt wurde. Da sie neben C- und H-Atomen ein Halogen beinhalten, gehören sie strenggenommen nicht zu den reinen Kohlenwasserstoffen

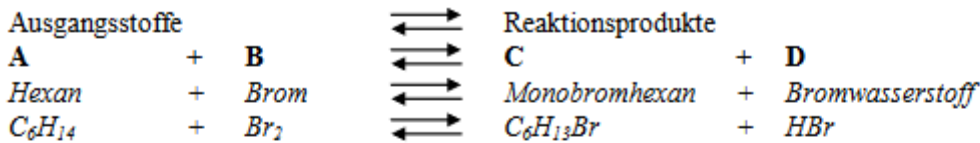
Kohlenstoff ist durch die Fähigkeit der Verknüpfung mit sich selbst in der Lage, eine riesige Bandbreite an Molekülen zu formen.

	Alkane	Alkene	Alkine
<i>Beispiel (Name, Summenformel, Strukturformel)</i>	<p><i>Methan, CH₄</i></p> <pre> H H — C — H H </pre> <p><i>Ethan, C₂H₆</i></p> <pre> H H H — C — C — H H H </pre> <p><i>Propan, C₃H₈</i></p> <pre> H H H H — C — C — C — H H H H </pre>	<p><i>Ethen, C₂H₄</i></p> <pre> H H \ / C = C / \ H H </pre> <p><i>Propen, C₃H₆</i></p> <pre> H H H — C — C = C \ / H H H </pre>	<p><i>Ethin, C₂H₂</i></p> <pre> H — C ≡ C — H </pre> <p><i>Propin, C₃H₄</i></p> <pre> H H — C — C ≡ C — H H </pre>
Allgemeine Summenformel	C _n H _{2n+2}	C _n H _{2n}	C _n H _{2n-2}
Strukturmerkmal	Einfachbindung (gesättigt)	Doppelbindung (ungesättigt)	Dreifachbindung (ungesättigt)
Typische Reaktionen	Substitution Eliminierung	Addition Eliminierung	Addition
Nachweis		Bromwasser wird entfärbt	Bromwasser wird entfärbt

17.2 Exkurs organische Grundreaktionen

- **Substitution:** (lat. *substituere*: ersetzen)

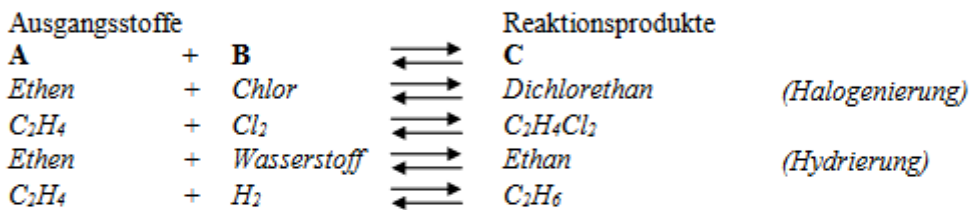
Def.: Die Substitution ist eine chemische Reaktion, bei der zwischen den Molekülen der Ausgangsstoffe Atome bzw. Atomgruppen ausgetauscht werden.



Substitutionen sind bevorzugt bei allen Alkanen möglich.

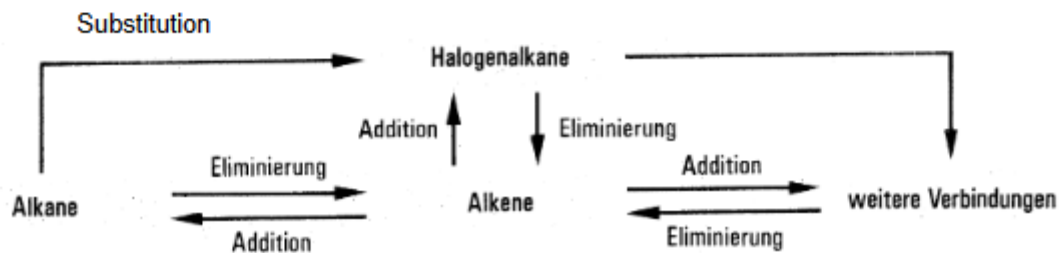
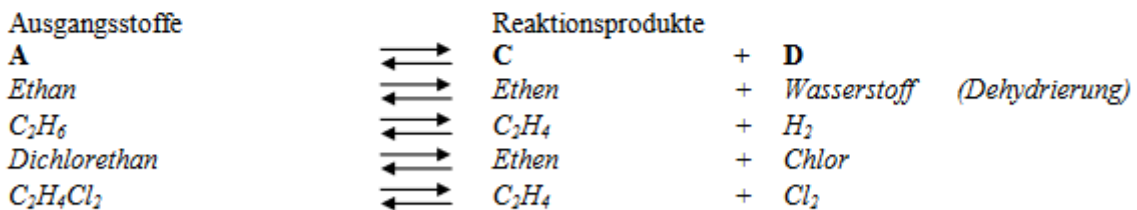
- **Addition:** (lat. *addere* = dazugeben)

Def.: Die Addition ist eine chemische Reaktion, bei der sich jeweils zwei Moleküle der Ausgangsstoffe unter Aufspaltung von Mehrfachbindungen zu einem Molekül des Reaktionsprodukts verbinden.



- **Eliminierung:** (lat. *eliminare* „über die Schwelle bringen, entfernen“)

Def.: Die Eliminierung ist eine chemische Reaktion, bei der aus jeweils einem Molekül des Ausgangsstoffs mindestens zwei Atome unter Ausbildung von Mehrfachbindungen abgespalten werden.



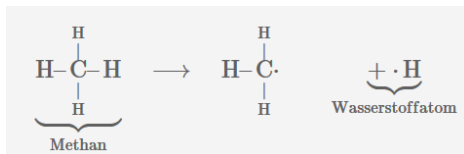
Quelle: https://cms.sachsen.schule/fileadmin/_special/gruppen/122/Faecher/Chemie/Systematisierung_Chemie.pdf

17.3 Homologe Reihe der Alkane

Homologe Reihe: Chemisch nah verwandte Verbindungen, die sich jeweils nur durch eine CH_2 - Gruppe unterscheiden.

Methyl Radikal: Atom oder Atomgruppe mit einem einzelnen Elektron; in der organischen Chemie mit der Endung -yl bezeichnet, z.B. Methyl

Wenn man einem Alkan ein Wasserstoffatom entzieht, erhält man einen Alkylrest, der durch ein ungepaartes Elektron gekennzeichnet ist.



Name	Summenformel	Strukturformel	Kurzschreibweise	Kugel-Stab-Modell
Methan	CH_4	<p>Abb.1</p>		<p>Abb.2</p>
Ethan	C_2H_6	<p>Abb.3</p>	<p>Abb.4</p>	<p>Abb.5</p>
Propan	C_3H_8	<p>Abb.6</p>	<p>Abb.7</p>	<p>Abb.8</p>
Butan	C_4H_{10}	<p>Abb.9</p>	<p>Abb.10</p>	<p>Abb.11</p>

17.3.1 Alkane: Strukturvielfalt

Ausgehend von der Vierbindigkeit des Kohlenstoffs ist eine ungeheure Vielfalt an Verknüpfungsmöglichkeiten und Strukturen möglich. In den meisten in der Natur vorkommenden Stoffen bilden miteinander verknüpfte Ketten und Ringe aus C-Atomen das Gerüst der Struktur, an dem sogenannte funktionelle Gruppen aus anderen Elementen (vor allem N und O) als Substituenten hängen.

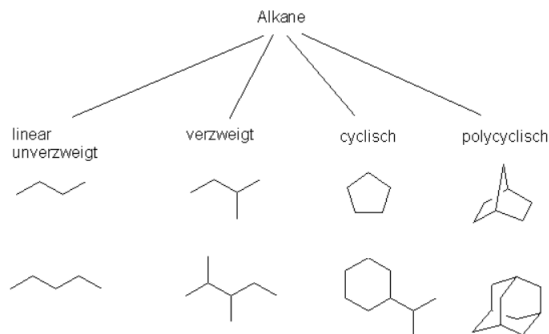


Abb.1 | Strukturvielfalt von Alkanen

17.3.2 Strukturisomerie (Isomerie von Butan)

Gleiche Summenformel, verschiedene Struktur. Strukturisomere haben ähnliche chemische aber unterschiedliche physikalische Eigenschaften.

Kohlenwasserstoffe mit mehr als drei Kohlenstoff-Atomen können verzweigte Ketten bilden. Daraus folgt, dass es ab Butan mehrere Isomere mit der gleichen Summenformel gibt. Von Butan (C_4H_{10}) gibt es zwei, von Pentan (C_5H_{12}) drei und von Hexan (C_6H_{14}) bereits fünf Isomere.

	<i>n</i> -Butan	<i>iso</i> -Butan / 2-Methyl-propan
Summenformel	C_4H_{10}	C_4H_{10}
Strukturformel	<p style="text-align: center;">Abb.1</p>	<p style="text-align: center;">Abb.2</p>

17.3.3 Physikalische Eigenschaften der Alkane

Die Bindungen in den Kohlenwasserstoffen sind nahezu unpolar. Die Moleküle der Alkane können daher keine Dipol-Wechselwirkungen oder Wasserstoff-Brücken ausbilden. Sie sind lipophil, mit Wasser also praktisch nicht mischbar, und besitzen verhältnismäßig kleine Siedepunkte. Auch ihre Dichte und Viskosität ist vergleichsweise gering.

Bei Raumtemperatur sind die Alkane von C1 bis C4 Gase, von C5 bis C16 Flüssigkeiten und die höheren Alkane sind Festkörper (z.T. wachsartig). Bei gesättigten Kohlenwasserstoffen ist nur die van-der-Waals-Wechselwirkung als Anziehungskraft wichtig.

Die Struktur der Alkane weist durch ihre Regelmäßigkeit auch einen eindeutigen Trend bei den physikalischen Eigenschaften aus. So steigen die Siedepunkte mit wachsender Anzahl der Kohlenstoffatome.

17.3.4 Reaktionsträgheit von Alkanen

Die Alkane besitzen nur C-C- und H-C-Einfachbindungen. Diese Bindungen sind chemisch sehr stabil und unpolar. Erst bei hohen Temperaturen oder unter energiereicher Strahlung gehen die Alkane mit starken Oxidationsmitteln Reaktionen ein (z.B. beim Verbrennen mit Sauerstoff, bzw. Reaktionen mit Halogenen).

Vollkommene Verbrennung von Alkanen führt zu CO₂ und H₂O. Bei der unvollkommenen Verbrennung entstehen CO, H₂O und Ruß

17.3.5 Reaktionstyp bei Alkanen

Substitution und Eliminierung

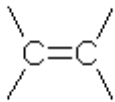
17.4 Alkene

Von jedem Alkan kann eine wasserstoffärmere Verbindung abgeleitet werden, weshalb solche Verbindungen als ungesättigte Verbindungen bezeichnet werden. Als Dehydrierung bezeichnet man die Abspaltung von Wasserstoffatomen aus einem Molekül.

Anstelle der Endung **-an** bei den Alkanen fügt man die Endung **-en** an und erhält die um zwei Wasserstoffatome ärmere homologe Reihe der Alkene mit einer Doppelbindung. Die Summenformel lautet C_nH_{2n}. Schmelz- und Siedepunkte der Alkene stimmen mit den Alkanen weitgehend überein, da der Verlust der beiden Wasserstoffatome offensichtlich keine großen Auswirkungen hat.

Die homologe Reihe beginnt mit Ethen.

Die Bindung ist nicht frei drehbar. Alkene sind reaktiver als Alkane (hohe Elektronendichte zwischen den Atomen).



Ethen

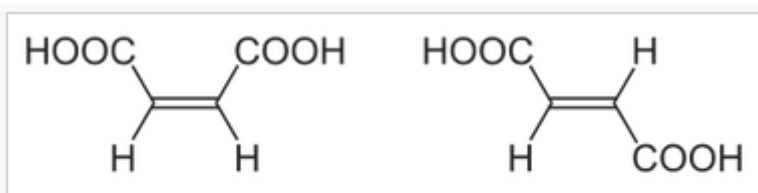
17.4.1 Reaktionstyp bei Alkenen

Eliminierung und Addition

17.4.2 Cis-Trans-Isomerie

cis-trans-Isomerie tritt auf, wenn beide Atome einer Doppelbindung unterschiedliche Substituenten tragen:

- Wenn beide Substituenten auf der gleichen Seite liegen, spricht man von einem cis- oder (Z)-Isomer.
- Wenn die beiden Substituenten auf entgegengesetzten Seiten der Doppelbindung liegen, spricht man von einem trans- oder (E)-Isomer.

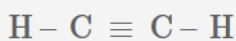


Maleinsäure (links) und Fumarsäure (rechts) sind die Trivialnamen für (Z)- und (E)-Butendisäure

17.5 Alkine

Wenn man dem Ethan vier Wasserstoffatome entzieht, so erhält man einen Kohlenwasserstoff, der noch ungesättigter als das Ethen ist: das Ethin oder Acetylen. Entsprechend lautet die Formel C_2H_2 . Die Vierbindigkeit des Kohlenstoffs kann nur gewahrt werden, wenn man eine Dreifachbindung annimmt. Alkine sind Kohlenwasserstoffverbindungen, die eine oder mehrere C-C-Dreifachbindungen aufweisen. Die Bindung ist nicht frei drehbar.

Die homologe Reihe beginnt mit Ethin:


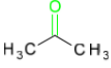



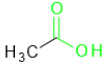

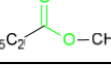
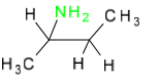
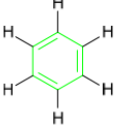
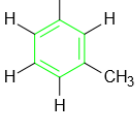
17.6 Funktionelle Gruppen

Eine funktionelle Gruppe ist ein Atom, welches nicht C oder H ist und hat wesentlichen Einfluss auf die Eigenschaften.

Alkohole, Phenole und **Ether** sind organische Stoffklassen, die sich durch sauerstoffhaltige funktionelle Gruppen auszeichnen.

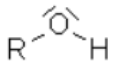
Stoffklasse	Funktionelle Gruppe	Endung bei Nomenklatur	Beispiel
Alkane	C-C Einfachbindungen (keine echte funktionelle Gruppe!)	-an	Ethan H_3C-CH_3
Alkene	C=C Doppelbindung	-en	Ethen $H_2C=CH_2$
Alkine	C≡C Dreifachbindung	-in	Ethin $HC\equiv CH$
Halogenkohlenwasserstoffe	Halogenatom (F, Cl, Br, I)	Kommt auf C-Grundgerüst an -an, -en- oder -in	Chlorethen
Alkohole	Hydroxygruppe 	-ol	Propan-1-ol $HOCH_2-CH_2-CH_3$
Aldehyde	Endständige Carbonylgruppe (Aldehydgruppe) 	-al	Ethanal H_3C-CHO

Stoffklasse	Funktionelle Gruppe	Endung bei Nomenklatur	Beispiel
Ketone	Innenständige Carbonylgruppe (Ketogruppe) 	-on	Propanon 

Stoffklasse	Funktionelle Gruppe	Endung bei Nomenklatur	Beispiel
Carbonsäuren	Carboxygruppe 	-säure (Häufig Trivialnamen)	Ethansäure 
Ester	Estergruppe (Alkoxy-carbonyl) 	-ester oder -oat	Propansäuremethylester oder Methypropanoat 
Amine	Aminogruppe -NH ₂	-amin	Butan-2-amin 
Aromatische Kohlenwasserstoffe	Benzolring 	-benzol	Methylbenzol 

17.6.1 Alkohole

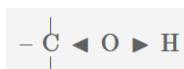
Alkohole sind organische Verbindungen, die als funktionelle Gruppe eine oder mehrere Hydroxy-Gruppen (OH-Gruppen) enthalten. Ihre allgemeine Konstitutionsformel ist R-OH. Enthalten sie nur eine OH-Gruppe werden sie als einfache, sonst als mehrfache Alkohole bezeichnet.



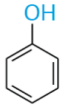
ein Alkohol

Die Struktur von Alkoholen kann man sich ableiten, indem man formal ein Wasserstoff-Atom im Wasser durch eine Alkyl-Gruppe ersetzt.

Die Hydroxygruppe ist eine funktionelle Gruppe: Wenn man die Elektronenverteilung betrachtet, dann wird die erhöhte Reaktionsbereitschaft dieses Wasserstoffatoms klar. Das Sauerstoffatom zieht die Bindungselektronen stark an, wodurch eine polare Atombindung entsteht:



Ist eine Hydroxygruppe an ein C-Atom aus einem aromatischen Ringsystem gebunden spricht man von Phenolen. Phenole werden meistens nicht als Alkohole klassifiziert.



Phenol

Nomenklatur

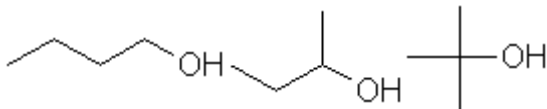
Die einfachen, häufig vorkommenden Alkohole haben Trivialnamen, die aus dem Alkyl-Rest und dem Suffix -alkohol oder -ol gebildet werden. Die Bezeichnung nach IUPAC ergibt sich entweder aus dem Suffix -ol oder dem Präfix Hydroxy- und dem Namen des Alkyl-Restes, z.B.:

Summenformel CH_3OH $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$ $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_2\text{OH}$ $(\text{CH}_3)_2\text{CHOH}$

Methanol Ethanol *n*-Propanol 2-Propanol

Man unterscheidet primäre, sekundäre und tertiäre Alkohole, je nachdem, ob das dem O-Atom benachbarte C-Atom zwei, ein oder kein H-Atom trägt.

Beispiele für primäre, sekundäre und tertiäre Alkohole



1-Butanol 2-Butanol 2-Methyl-2-propanol

n-Butanol *sec*-Butanol *tert*-Butanol

*Je nach Anzahl der OH-Gruppen unterscheidet man ein-, zwei-, drei-, mehrwertige Alkohole.

*Alkohole bilden Wasserstoffbrücken miteinander und auch mit Wasser (Löslichkeit!). Daraus resultieren relativ hohe Siedepunkte und eine gute Löslichkeit in Wasser.

*die C-OH Bindung ist polarisiert.

*Primäre Alkohole lassen sich zu Aldehyden und weiter zu Carbonsäuren oxidieren

*Sekundäre Alkohole lassen sich zu Ketonen oxidieren

*Tertiäre Alkohole lassen sich nicht oxidieren.

Ethanol: Genussmittel und Gift

Methanol: giftig

Alkohole sind gute Lösungsmittel.

17.6.2 Aldehyde und Ketone

Aldehyde und Ketone gehören zur Klasse der Carbonyl-Verbindungen. In Aldehyden ist einer der beiden Substituenten an der Carbonyl-Gruppe Kohlenstoff, der andere ein Wasserstoff-Atom. Eine Ausnahme bildet der einfachste Aldehyd Methanal (Formaldehyd), der zwei Wasserstoffsubstituenten trägt. Bei Ketonen ist die Carbonyl-Gruppe auf beiden Seiten mit einem C-Atom verknüpft. Die von den Alkanen abgeleitete Reihe der Aldehyde bildet die homologe Reihe der Alkanale.

*Die Formel der Carbonylgruppe ist C=O



Carbonyl-Gruppe

*Aldehyde haben die Formel RCHO

*Ketone haben die Formel R R'CO

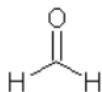


Abb.1 | Formaldehyd



Abb.2 | Aldehyd

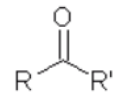


Abb.3 | Keton

*Die Carbonylgruppe ist polarisiert

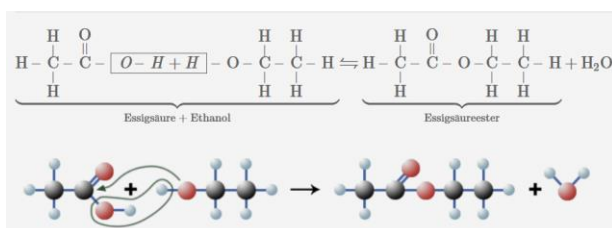
*Aldehyde sind wegen ihrer endständigen Carboxygruppe im Gegensatz zu Ketonen **Reduktionsmittel**.

Ketone kann man als Oxidationsprodukte sekundärer Alkohole verstehen. Die von den Alkanen ableitbaren Ketone nennt man auch *Alkanone*. Das einfachste Keton ist Aceton.

Alkanale (Aldehyde) und Alkanone (Ketone) sind wegen ihrer polarisierten CO-Gruppe besonders reaktionsfreudige organische Verbindungen.

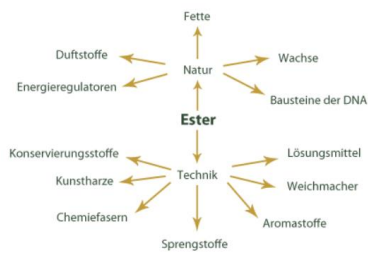
17.6.3 Ester

*besteht aus einem Alkohol und einer Carbonsäure, die miteinander unter Wasserabspaltung verknüpft sind.



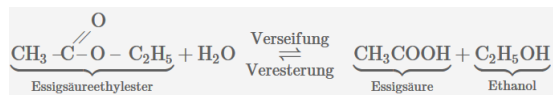
Viele Fette und Öle sind Ester von Glycerol (3-wertiger Alkohol)

Bedeutung von Estern (merke: viele Duftstoffe sind Ester):



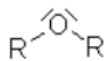
Die Umkehrung der Veresterung ist die **Verseifung (Esterhydrolyse)**:

Ein Ester mit Wasser wird also in Säure und Alkohol gespalten. Die Reaktion entspricht der Umkehrung der Veresterung und wird Verseifung genannt. Als Produkte der Reaktion entstehen der Alkohol und das Salz der Säure (Carboxylat-Ion), aus denen der Ester bestand.



17.6.4 Ether

Ether enthalten als charakteristisches Strukturelement ein oder mehrere Sauerstoff-Atome, die jeweils zwei Alkyl-Gruppen tragen.



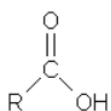
ein Ether

Die physikalischen Eigenschaften der Ether unterscheiden sich erheblich von denen der entsprechenden Alkohole mit ähnlichem Molekulargewicht. Ether besitzen im Gegensatz zu den Alkoholen keine O-H-Protonen und bilden deshalb auch keine stabilen intermolekularen Wasserstoff-Brücken aus. Die Schmelz- und Siedepunkte der Ether sind daher erheblich niedriger als die der vergleichbaren Alkohole.

17.6.5 Carbonsäuren

Carbonsäuren sind organische Säuren mit der Carboxy-Gruppe COOH. Ameisensäure und Essigsäure stellen die ersten Vertreter der homologen Reihe der Monocarbonsäuren dar - Verbindungen, die eine Carboxygruppe an einem Alkylrest besitzen. Die allgemeine Formel lautet $\text{C}_n\text{H}_{2n+1}\text{COOH}$. Die bekanntesten Vertreter dieser homologen Reihe sind in der Tabelle zusammengefasst.

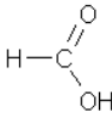
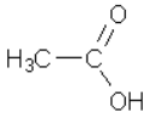
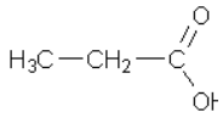
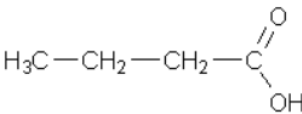
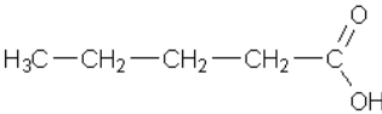
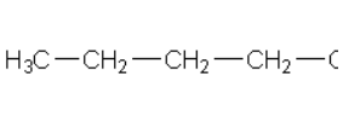
Carbonsäuren sind einerseits in der Natur weit verbreitet und andererseits wichtige Industriechemikalien.



Carboxyl-Gruppe

Name	Formel	Schmelzpkt. °C	Siedepkt. °C	Salzname
Ameisensäure	HCOOH	+8	+101	Formiat
Essigsäure	CH ₃ COOH	+17	+118	Acetat
Propionsäure	CH ₃ CH ₂ COOH	-20	+141	Propionat
n-Buttersäure	CH ₃ (CH ₂) ₂ COOH	-8	+164	Butyrat
Palmitinsäure	CH ₃ (CH ₂) ₁₄ COOH	+62	+339	Palmitat
Stearinsäure	CH ₃ (CH ₂) ₁₆ COOH	+71	+359	Stearat

Tab.1 | Benennung von Carbonsäuren (Alkansäuren): Trivialnamen und systematische Namen (in Klammern)

 <p>Abb.1 Ameisensäure (Methansäure)</p>	 <p>Abb.2 Essigsäure (Ethansäure)</p>	 <p>Abb.3 Propionsäure (Propansäure)</p>
 <p>Abb.4 Buttersäure (Butansäure)</p>	 <p>Abb.5 Valeriansäure (Pentansäure)</p>	 <p>Abb.6 Capronsäure (Hexansäure)</p>

Da einige Carbonsäuren als Bestandteile von Fetten auftreten, bezeichnet man sie häufig als Fettsäuren. Die Bezeichnung Fettsäuren fußt auf der Erkenntnis, dass natürliche Fette und Öle aus den Estern langkettiger Carbonsäuren mit Glycerin bestehen.

18 Biochemie

18.1. Kohlenhydrate

Kohlenhydrate nehmen eine zentrale Rolle für das Leben auf der Erde ein. Sie werden von allen Lebewesen zur Energiegewinnung und -speicherung verwendet.

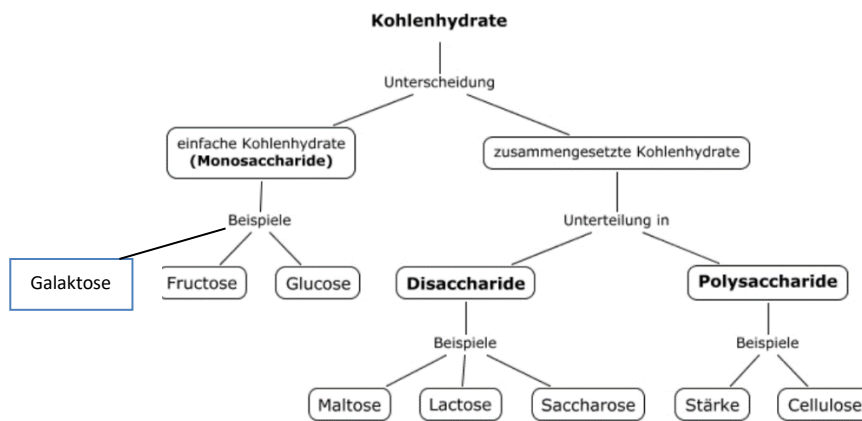
Zu den wichtigsten Kohlenhydraten gehören: D-Glycerinaldehyd, D-Glucose, D-Fructose, D-Ribose und 2-Desoxy-D-ribose.

Die Kohlenhydrate sind als Mono-, Oligo- und Polysaccharide wichtige Rohstoffe und Nahrungsbestandteile. Sie werden im tierischen und menschlichen Organismus als Glycogen gespeichert. Durch oxidativen Abbau setzen sie die gespeicherte Energie frei.

Sie erfüllen unterschiedliche Funktionen im Körper. Sie sind:

- der wichtigste Energielieferant unter den Nahrungsstoffen
- Energiespeicher; sie können in Lipide, eine weitere Speicherform für Energie, umgewandelt werden
- als Gerüstsubstanz Hauptbestandteil der extrazellulären Matrix im Bindegewebe
- Bestandteile der Nucleinsäuren RNA und DNA
- entscheidend für die Struktur und Funktion von Proteinen und Lipiden

Kohlenhydrate werden aus CO₂ und H₂O bei der Photosynthese aufgebaut.



Saccharose – Bau: Glukose+Fructose („Weißer Zucker“ – Zuckerrübe/-rohr)

Lactose – Bau: Glukose+Galactose (Milchzucker)

Maltose – Bau: Glukose+Glukose (Malzzucker – Bier, Mais)

Stärke – Bau: 100^n – Glukose (Weizen, Mais, Reis...)

Die Kohlenhydrate haben fast alle die allgemeine Summenformel $C_x(H_2O)_y$, sie sind also formal "Hydrate" des Kohlenstoffs.

Die einfachsten Kohlenhydrate sind die Monosaccharide.

Da die meisten Kohlenhydrate mehrere chirale C-Atome enthalten, gibt es sehr viele Stereoisomere, wobei aber nur wenige Kohlenhydrate biochemisch von größerer Bedeutung sind.

Zu den wichtigsten Kohlenhydraten gehören: D-Glycerinaldehyd, D-Glucose, D-Fructose, D-Ribose und 2-Desoxy-D-ribose.

Die meisten Zucker können oxidiert werden, z.B. durch Fehling'sche Lösung. Dabei entsteht aus dem Zucker die entsprechende Carbonsäure.

18.1.1 Monosaccharide

Monosaccharide sind die Grundbausteine der Kohlenhydrate. Chemisch sind sie durch eine **Aldehyd- bzw. Ketogruppe** und mehrere **Hydroxygruppen** gekennzeichnet. Saccharide mit Aldehydgruppe werden als **Aldosen** bezeichnet, solche mit Ketogruppe als **Ketosen**.

Charakteristisch für Monosaccharide ist ein sogenanntes asymmetrisches C-Atom. Es gibt somit optische Isomere, die mit D- und L- bezeichnet werden. Im Organismus kommt jeweils nur das Enantiomer der D-Reihe vor.

18.1.1.1 Glucose - ein lebenswichtiger Zucker

Für die meisten Organismen ist Glucose **das** Brennstoffmolekül überhaupt. Glucose ist der biologisch bedeutsamste und häufigste Zucker.

Glucose ist neben Fructose der wichtigste Zucker des Stoffwechsels. Beide sind Energieträger und dienen auch als Zellbausteine.

Blutzucker

Die Glucose im Blut wird Blutzucker genannt. Bei der Krankheit Diabetes (Zuckerkrankheit) produziert der Körper zu wenig oder gar kein Insulin, ein Hormon, das den Blutzuckergehalt regelt. Bei einem gesunden Menschen liegt dieser stets bei etwa 0,1 %. Ohne Insulin kann keine Glucose in den Zellen transportiert werden, weswegen der Zuckergehalt im Blut steigt.

Bei bedrohlichen Erschöpfungszuständen oder Herzmuskelentzündungen wird vom Arzt Glucoselösung in das Blut gespritzt. Als Dextropur ist Traubenzucker in chemisch reinem Zustand im Handel.

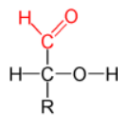


Abb.1 | Aldosen

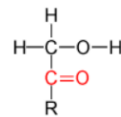


Abb.2 | Ketosen

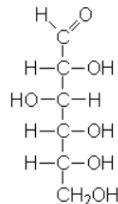


Abb.3 | D-Glucose

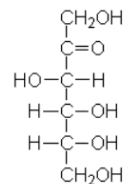


Abb.4 | D-Fructose

Die meisten Monosaccharide enthalten drei bis sechs Kohlenstoffatome. An der Anzahl der Kohlenstoffatome unterscheidet man unter anderem Triosen (3 C-Atome), Tetrosen (4 C-Atome), **Pentosen** (5 C-Atome) und **Hexosen** (6 C-Atome).

Die längerkettigen Kohlenhydrate können cyclische Halbacetale bilden.

8.1.1.2 Pentosen

Von den Zuckern mit fünf C-Atomen sind vor allem die D-Ribose und die 2-Desoxy-D-ribose von größerer biochemischer Bedeutung. Beide kommen in Nucleinsäuren vor, die D-Ribose in der RNA (RNS, Ribonucleinsäure), die Desoxyribose in der DNA (DNS, Desoxyribonucleinsäure).

8.1.1.3 Hexosen

Zu den biochemisch bedeutenden Hexosen gehören neben der [Glucose](#) die Galactose und die Mannose (beides Aldohexosen) sowie die Fructose, eine Ketose:

Im Organismus kommt jeweils nur das Enantiomer der D-Reihe vor.

18.1.2 Disaccharide

Glycoside können auch aus zwei Zuckermolekülen gebildet werden (=Disaccharide). Auch diese Reaktion läuft unter Wasserabspaltung ab, es ist also eine Kondensationsreaktion.

Der „berühmteste“ Zucker ist die Saccharose, unser normaler weißer Zucker.

18.1.3 Polysaccharide

Polysaccharide oder Mehrfachzucker sind Kohlenhydrate, die aus mindestens 10 Monosacchariden (Einfachzuckern) bestehen und glykosidisch verknüpft sind.

Durch Reaktion der anomeren OH-Gruppe mit einer OH-Gruppe eines anderen Moleküls, entstehen Glycoside. Damit sind auch Verknüpfungen mehrerer Kohlenhydrat-Moleküle zu langen Ketten möglich. Die wichtigsten Polysaccharide sind Amylose und Amylopektin (=Stärke), Glycogen und Cellulose sowie Pektine und Chitin. Amylose besteht aus einfachen α -1,4-glycosidisch verküpften Glucose-Ketten, in Amylopektin und Glycogen sind diese Ketten durch α -1,6-glycosidische Bindungen verzweigt. In der Cellulose sind die Glucose-Moleküle β -1,4-glycosidisch verknüpft. Polysaccharide sind Biopolymere. wie beispielsweise, Glycogen, Stärke (Amylose und Amylopektin), Pektine, Chitin, Cellulose.

18.2 Fette (Lipide)

Lipide sind lebensnotwendig für den Körper. Sie dienen als:

*als so genanntes Depotfett zur langfristigen Energiereserve, auf die der Körper im Bedarfsfall zurückgreifen kann

*aber auch als Organfett, welches manche Organe, wie beispielsweise die Nieren in ihrer natürlichen Lage fixiert und gleichzeitig ein schützendes Fettpolster bildet.

* Nervengewebe enthält einen hohen Anteil an Lipiden. Vor allem die Phospholipide und das Cholesterin sind mitverantwortlich für die Stabilität der Zellen.

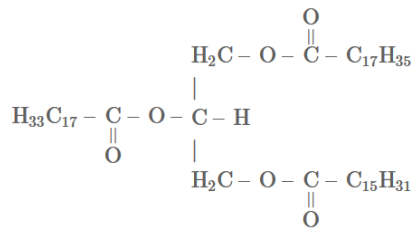
*unverzichtbar für die Bildung neuer Membranen bei der Zellteilung.

* Cholesterin ist eine wichtige Vorstufe für die Steroide. Zu diesen Steroiden zählen Sexualhormone, wie zum Beispiel Testosteron, Estradiol und Progesteron, Nebennierenrindenhormone, die Gallensäuren und die Vitamine der D-Gruppe.

Fette bestehen ausschließlich aus Kohlenstoff, Sauerstoff und Wasserstoff. Fette kann man unterschiedlich einordnen, beispielsweise in pflanzliche und tierische Fette oder in feste und flüssige Fette (=Öle). Man kann sie aber auch in Organ- und Depotfette einteilen, da sie als Energiereserven für Lebewesen dienen können. Mit der Nahrung aufgenommenes Fett, das vom Körper nicht verbrannt wird, wird deponiert.

18.2.1 Aufbau

Fette sind Ester des Glycerins mit mittleren und höheren Fettsäuren. z.B.



gesättigt
Buttersäure $\text{C}_3\text{H}_7\text{COOH}$
Laurinsäure $\text{C}_{11}\text{H}_{23}\text{COOH}$
Palmitinsäure $\text{C}_{15}\text{H}_{31}\text{COOH}$
Stearinsäure $\text{C}_{17}\text{H}_{35}\text{COOH}$
ungesättigt
Ölsäure $\text{C}_{17}\text{H}_{33}\text{COOH}$
Linolsäure $\text{C}_{17}\text{H}_{31}\text{COOH}$
Linolensäure $\text{C}_{17}\text{H}_{29}\text{COOH}$

In den meisten natürlich vorkommenden Fetten findet man nur unverzweigte Fettsäuren mit gerader Anzahl von Kohlenstoffatomen.

Denn Fette bestehen zum größten Teil aus langen apolaren Kohlenstoffketten, die wir bereits von den Alkanen kennen (Beispiel: der Stearinsäurerest - $\text{C}_{17}\text{H}_{35}$). Daher sind sie wasserabstoßend.

Fette haben einer Dichte von $0,9 - 0,97 \text{ g/cm}^3$, womit ihre Dichte geringer als die des Wassers ist (1 g/cm^3). Folglich schwimmt Fett an der Wasseroberfläche. Bei Anwesenheit von Emulgatoren können Fette in Form feiner Tröpfchen haltbare Emulsionen mit Wasser bilden, z. B. Milch.

Fetthärtung ist die katalytische Hydrierung von Ölen; dabei entstehen feste Fette

18.2.2 Fettsäuren

Fettsäuren sind langkettige, gesättigte oder ungesättigte aliphatische Monocarbonsäuren. Gesättigte Fettsäuren besitzen die allgemeine Formel $\text{C}_n\text{H}_{2n+1}\text{COOH}$ (n = Anzahl der Kohlenstoff-Atome ohne das C der Carboxy-Gruppe); Vertreter sind Buttersäure, Palmitinsäure und Stearinsäure. Ungesättigte Fettsäuren haben die allgemeine Formel $\text{C}_n\text{H}_{2n-1,3,5}\text{COOH}$.

In natürlichen Fetten:

In natürlichen Fetten kommen fast nur Fettsäuren mit einer geraden Anzahl von Kohlenstoffatomen vor (C_2 -Baueinheiten)

Verzweigte Fettsäuren in natürlichen Fetten sind eine Ausnahme.

In natürlichen ungesättigten Fettsäuren liegen die Doppelbindungen ausschließlich in Z-Form vor.

Generell:

Es gibt einfach, doppelt, dreifach oder mehrfach ungesättigte Fettsäuren.

Ungesättigte im Vergleich zu gesättigter Fettsäure: Durch die ungesättigte Doppelbindung kommt es zu einem Knick in der Kohlenwasserstoffkette

Ungesättigte Fettsäuren haben niedrigere Schmelzpunkte als gesättigte.

Einige ungesättigten Fettsäuren sind essenziell (Linolsäure, Arachidonsäure), d.h. sie werden vom Säugetierorganismus nicht synthetisiert. Wenn diese **essenziellen Fettsäuren** nicht mit der Nahrung aufgenommen werden, kommt es zu Mangelerscheinungen.

Omega-3-Fettsäure: z.B. Linolensäure

Omega-6-Fettsäure: z.B. Linolensäure

Benennung: Lage der ersten Doppelbindung, wenn man beim letzten C-Atom (Omega = letzter Buchstabe des griechischen Alphabets), zu zählen beginnt (C_1 ist ja das C-Atom der Carbonsäuregruppe).

Funktion der Fettsäuren: Bestandteil von Phospholipiden, Prostaglandin-Vorstufen sowie Substanzen der Zellmembran bzw. notwendig für Mitochondrien-Stoffwechsel

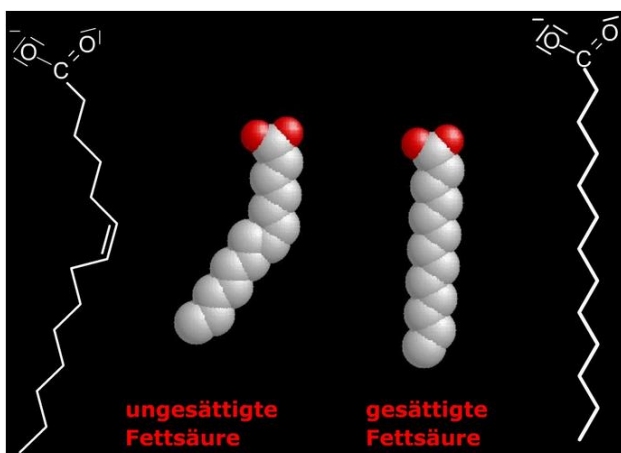
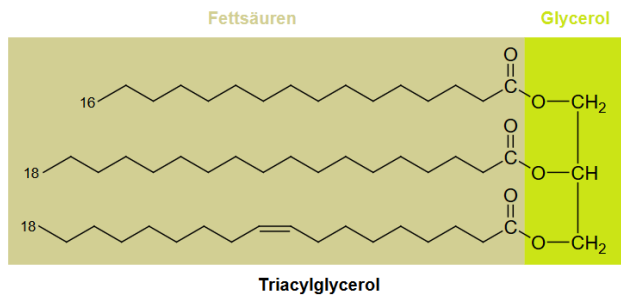


Abb.1 | Fettsäuren



18.3 Aminosäuren

Aminosäuren sind organische Verbindungen, die über mindesten je ein Amino-Gruppe und mindestens eine Carboxy-Gruppe im Molekül verfügen. Die in der Natur am häufigsten vorkommenden Aminosäuren sind die α -Aminosäuren.

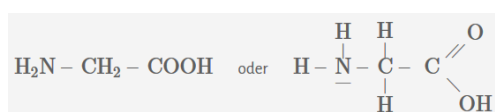
22 dieser Verbindungen werden als biogene oder proteinogene Aminosäuren bezeichnet, da aus sie die Bausteine der Proteine sind. Aminosäuren liegen in einer zwitterionischen Struktur vor und verhalten sich wie Ampholyte. Die Moleküle können weitere funktionelle Gruppen enthalten, die die Stoffeigenschaften bestimmen.

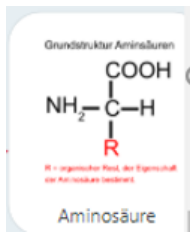
Mit dem Begriff Aminosäure bezeichnet man rund 20 Carbonsäuren, aus denen sich die Moleküle des Lebens, die Proteine, zusammensetzen.

Proteinen sind aus Aminosäuren aufgebaut (kondensierte Aminosäuren). Aminosäuren sind Carbonsäuren mit einer oder mehreren Aminogruppen (=Aminocarbonsäuren). Essentielle Aminosäuren können vom Organismus nicht selbst synthetisiert werden.

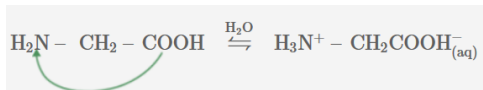
Wichtige Aminosäuren (* essenzielle Aminosäuren)		
Name	Formel	Bedeutung
Glycin	$\text{CH}_2\text{NH}_2\text{COOH}$	ist am Aufbau lebenswichtiger Enzyme beteiligt
Alanin	$\text{CH}_3\text{CHNH}_2\text{COOH}$	u.a. Baustein des Seidenproteins
Valin*	$(\text{CH}_3)_2\text{CHCHNH}_2\text{COOH}$	wichtig für Nerven- und Muskeltätigkeit
Leucin*	$(\text{CH}_3)_2\text{CHCH}_2\text{CHNH}_2\text{COOH}$	aktiviert das Hormonsystem
Asparaginsäure	$\text{HOOC}-\text{CHNH}_2\text{CH}_2\text{COOH}$	in vielen Eiweißstoffen verbreitet (Spargel)
Glutaminsäure	$\text{HOOC}-\text{CHNH}_2\text{CH}_2\text{CH}_2\text{COOH}$	aktiviert die Tätigkeit der Gehirnzellen
Lysin*	$\text{CH}_2\text{NH}_2(\text{CH}_2)_3\text{CHNH}_2\text{COOH}$	fördert die Knochenbildung
Phenylalanin*	$\text{C}_6\text{H}_5-\text{CH}_2\text{CHNH}_2\text{COOH}$	Verbreitet, besonders häufig im Blut

Am Aufbau der Aminosäuren ist also das Element Stickstoff beteiligt, das sich in der funktionellen Gruppe, der Aminogruppe (NH_2 -Gruppe), befindet. Aminosäuren sind also Carbonsäuren, in denen ein oder mehrere Wasserstoffatome des Alkylrestes durch die Aminogruppe ersetzt sind.





Aufgrund der stets gleichzeitig vorhandenen Säuregruppe (—COOH) und Aminogruppe (—NH₂) sind Aminosäuren in der Lage, Protonen abzuspalten **und** auch aufzunehmen. Solche Verbindungen nennt man amphoter: Sie können sowohl als Säuren als auch als Basen wirken.



Weil das gebildete Ion sowohl eine positive als auch eine negative Ladung trägt, wird es »Zwitterion« genannt.

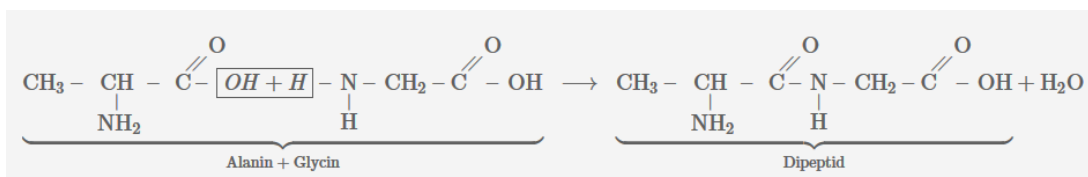
In der Biochemie werden die proteinogenen Aminosäuren von den nicht-proteinogenen Aminosäuren unterschieden. Wie der Name schon sagt, findet man die letztere Gruppe zwar auch im Organismus, sie ist aber i.d.R. nicht Bestandteil von Proteinen, sondern erfüllt andere Aufgaben. Es gibt allerdings einige wenige Ausnahmen, bei denen sich eine nicht-proteinogene Aminosäure auch in Proteinen befindet.

18.4 Proteine

Im menschlichen Körper tummeln sich einige tausend verschiedene **Proteine** - insgesamt kennt man über 50.000! In den meisten Zellen sind sie die häufigsten Makromoleküle und haben im Körper sehr viele verschiedene Funktionen.

Chemisch bestehen Proteine aus Aminosäuren, was schier unbegrenzte Kombinationen ermöglicht. Beim Aufbau eines Proteins verbindet sich zunächst eine Carboxygruppe eines Aminosäuremoleküls mit einer Aminogruppe eines anderen Moleküls.

Unter Abspaltung von Wasser ist ein Dipeptid mit zwei Aminosäureresten entstanden:



Die Aminosäureketten können eine Länge von bis zu mehreren tausend Aminosäuren haben, wobei man Aminosäureketten mit einer Länge von unter ca. 100 Aminosäuren als Peptide bezeichnet und erst ab einer größeren Kettenlänge von Proteinen spricht. Die molekulare Größe eines Proteins wird in der Regel in Kilo-Dalton (kDa) angegeben. Titin, das mit ca. 3600 kDa größte bekannte menschliche Protein, besteht aus über 30.000 Aminosäuren.

Koagulation nennt man die Ausflockung (Gerinnung) von Proteinen. Dieser irreversible (nicht umkehrbare) Vorgang hat die Zerstörung der komplizierten Struktur des Proteinkörpers zur Folge. Hämoglobin (ein Protein in den roten Blutkörperchen) koaguliert schon bei 42°C, Hühnereiweiß bei 60°C und Kasein (ein Proteinanteil der Milch) erst bei ca. 100 °C. Auch

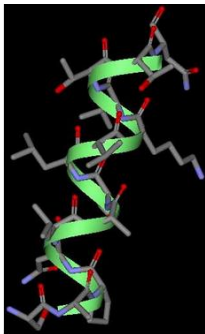
unter Einwirkung von Alkoholen, Säuren und Salzen von Schwermetallen koagulieren Proteine.

Neben den Elementen Kohlenstoff, Wasserstoff, Stickstoff und Sauerstoff enthalten Proteine fast immer auch Schwefel, manche zusätzlich noch Phosphor, Eisen, Zink oder Kupfer.

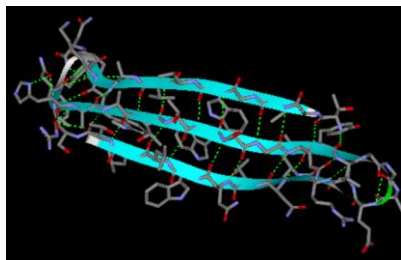
*Es gibt bei Proteinen eine Primär, Sekundär, Tertiär und Quartärstruktur

Primärstruktur: die Aufeinanderfolge (=Sequenz) der Aminosäuren in einem Proteinmolekül

Sekundärstruktur: Räumliche Anordnung zu Alpha-Helix oder Faltblattstruktur durch Wasserstoffbrücken



Alpha-Helix

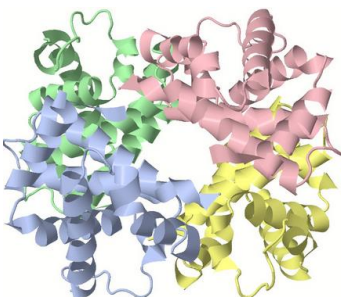


Beta-Faltblatt

Tertiärstruktur: Faltung der Proteine durch Interaktionen von Aminosäureresten, die innerhalb der linearen Kette weit entfernt liegen, führt zu Knäuel- oder Schleifenstrukturen



Quartärstruktur: Zusammenlagerung zweier oder mehrerer Proteine um das endgültige physiologisch aktive Protein zu formen.



Hämoglobin

Wichtige Proteine

Hämoglobin: Transportprotein für Sauerstoff

Keratine: Strukturproteine (Haare, Wolle)

Kollagene: Strukturproteine (Bindegewebe, Gefäßwände, Knorpel, Bänder und Sehnen)

Fibrinogen: Schutzfunktion (beteiligt am Blutgerinnungsprozess)

Enzymproteine: siehe unten

18.5 Enzyme

Enzyme sind Proteine, die von lebenden Organismen selbst produziert werden. Sie dienen als Katalysatoren für biochemische Reaktionen. Im menschlichen Körper gibt es tausende unterschiedliche Enzyme. Beispielsweise ermöglicht das Enzym Amylase im Speichel den Abbau von Stärke in Zucker

*sind biologisch aktive Katalysatoren und wichtige Regulations- und Kontrollpunkte im Stoffwechselgeschehen.

*haben eine aktive Seite die an das Substrat andockt

*Enzymreaktionen funktionieren nach dem Schlüssel-Schloss-Prinzip

Der Einfluss des pH-Wertes: Jedes Enzym besitzt ein charakteristisches und eng begrenztes pH-Optimum. Liegt der pH-Wert der Reaktion außerhalb dieses pH-Optimums, so verringert sich die Reaktionsgeschwindigkeit.

Der Einfluss der Temperatur: Eine Erhöhung der Temperatur bewirkt eine Beschleunigung von enzymatischen und nicht-enzymatischen Reaktionen. In biologischen Systemen laufen Reaktionen bei 0 °C so gut wie gar nicht ab. Erhöht man die Temperatur über 0 °C, so wird die Reaktion langsam beschleunigt, bis sie bei 37 °C ein Maximum erreicht. Temperaturen über 37 °C verändern bei vielen Enzymen die für die Funktion wichtige räumliche Struktur (Tertiärstruktur), die Reaktionsgeschwindigkeit wird dadurch vermindert.

18.6 Vitamine

Vitamine sind eine strukturell sehr verschiedenartige Gruppe organischer Verbindungen. Gemeinsam ist ihnen, dass sie für den Menschen essentiell sind und nur in kleinen Mengen benötigt werden. Dadurch unterscheiden sie sich von den anderen Nahrungsbestandteilen.

Vitamine gehören zu den essentiellen Nahrungsbestandteilen, d.h. sie können vom Organismus nicht (oder zumindest nicht in ausreichender Menge) synthetisiert werden. Im Gegensatz zu (essentiellen) Aminosäuren und Fettsäuren werden sie jedoch nur in sehr kleinen Mengen (Tagesbedarf zwischen 5 µg und 60 mg) benötigt. Die B-Vitamine (B1, B2-Komplex, B6, B12, H) und Vitamin K sind Vorstufen wichtiger Coenzyme, die für alle Zellen lebensnotwendig sind. Die Vitamine A, C, D und E werden dagegen nur von höheren Lebewesen benötigt.

Beim Menschen gilt die oben angegebene Definition für 13 organische Verbindungen. Von diesen können 11 auf keine Weise vom Organismus selbst synthetisiert werden. Vitamin D kann der Körper selbst herstellen, sofern ausreichend Sonnenexposition besteht (Photosynthese). Eigensynthese besteht auch für Niacin, das aus der Aminosäure Tryptophan hergestellt werden kann. Die notwendige Niacinzufuhr richtet sich nach der Menge an zugeführtem Protein und wird damit auch von den Ernährungsgewohnheiten (Vegetarismus etc.) beeinflusst.

Werden sie nicht in ausreichendem Maße zugeführt, sind meist schwerwiegende Mangelerscheinungen die Folge.

Als Provitamine bezeichnet man die biologische Vorstufe eines Vitamins, wie beispielsweise das von Pflanzen gebildete Beta-Carotin (β-Carotin), das dann von Tieren oder Menschen in Vitamin A Retinol umgewandelt wird.

Im Körper können bestimmte Vitamine gespeichert werden, man kann diese sozusagen auf Vorrat essen, andere wiederum können nicht gespeichert werden, sondern müssen über die Nahrung laufend zugeführt werden.

Danach werden die Vitamine in zwei Gruppen eingeteilt: in die Gruppe der fettlöslichen, speicherbaren Vitamine und die Gruppe der wasserlöslichen, nicht speicherbaren Vitamine.

Tab.1 | Fettlösliche Vitamine

	Name
A	Retinol
D	Calciferol
E	Tocopherol
K	Phyllochinon (Menachinon)

Tab.2 | Wasserlösliche Vitamine

	Name
B ₁	Thiamin
B ₂	Riboflavin (Lactoflavin)
"B ₃ "	Nicotinsäureamid (Niacin, Vitamin PP)
"B ₅ "	Pantothensäure
"B ₉ "	Folsäure
B ₆	Pyridoxol (Pyridoxin)
B ₁₂	Cobalamin
H	Biotin
C	Ascorbinsäure

Vit.	Name	Enthalten in	Wirkt als/für	Mangelkrankheit
A	Retinol	Fischöle, Milch, Butter, Eigelb Fisch, Karotten, Paprika (Beta-Karotin = Vorstufe von Vitamin A)	Sehprozess Zellwachstum von Epithelzellen und vor allem auch der Zellen der Hornhaut des Auges	Nachtblindheit
D	Calciferol	Fischlebertran	Mineralisierung der Knochen	Rachitis (Knochenerweichung)
E	Tocopherol	Pflanzenöle	Antioxidanz	unbekannt
K	Phyllochinon	Grüne Pflanzen (Kohl, Spinat)	Blutgerinnung	Störung der Blutgerinnung
B ₁	Thiamin	Weizenkeime, Sojabohnen, Schweinefleisch	Fettsäuresynthese, Nervenleitung	Muskelatrophie, Herzinsuffizienz, neurologische Störungen, Beriberi
B ₂	Rivoflavin	Hefe, Leber, Getreide, Gemüse	Wirkt in der Atmungskette	Entzündungen der Haut (Exantheme, Hautrisse), Störungen des Wachstums, der Blutbildung
B3	Nicotinsäureamid	Geflügel, Leber, Kaffee, Bierhef	Bestandteil der Coenzyme NADH und NADPH	Dermatitis
B ₅	Pantothensäure	In allen tierischen und pflanzlichen Lebensmitteln	Bestandteil von Coenzym A und des Acyl-Carrier-Proteins der Fettsäure-Synthase, Beteiligung an der Wundheilung	Müdigkeit, Schlaflosigkeit, Depressionen, taube oder schmerzende Muskeln, Anämie, Immunschwächen
B ₆	Pyridoxin	Hefe, Leber, Getreide, Gemüse	Co-Enzym im Aminosäurestoffwechsel	Störungen des Nervensystems

Vit.	Name	Enthalten in	Wirkt als/für	Mangelkrankheit
B ₁₂	Cobalamin	Leber	Co-Enzyme	Störung Erythrozytenbildung im Knochenmark
H	Biotin	Leber, Ei		Zerstörung der Darmflora
C	L-Ascorbinsäure	Frisches Gemüse und Obst	Stoffwechsel von Aminosäuren und Eisentransport	Skorbut