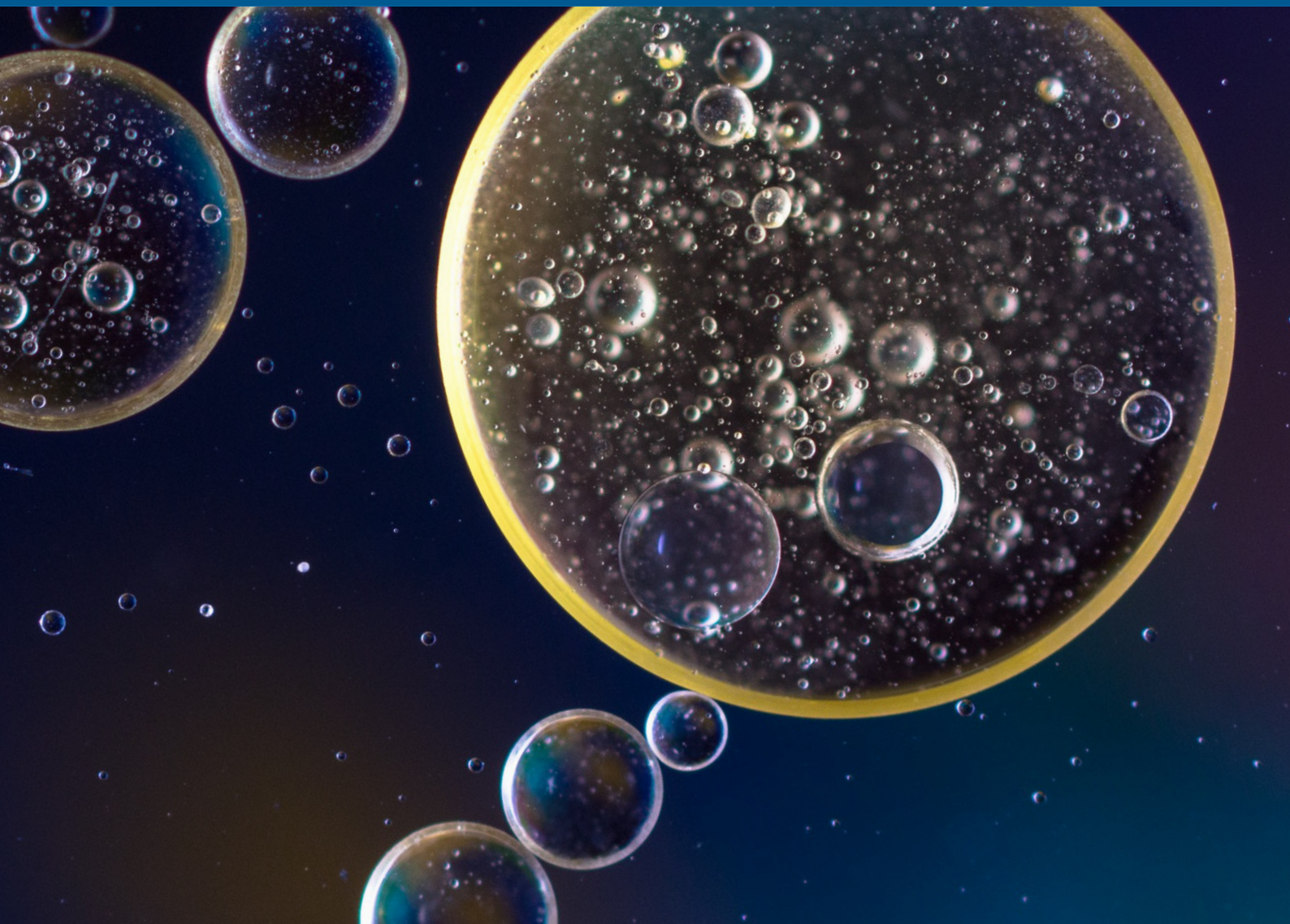




universität
wien

Chemische, biochemische und physiologische Grundlagen der Pharmazie und Ernährungswissenschaften

Vorbereitungsliteratur für das Aufnahmeverfahren





universität
wien



Impressum

Titel:

Chemische, biochemische und physiologische Grundlagen der Pharmazie
und Ernährungswissenschaften:

Vorbereitungsliteratur für das Aufnahmeverfahren

Autoren:

Ao. Univ.-Prof. Mag. Dr. Helmut Spreitzer
Ass.-Prof. Dr. Petra Rust
Martin W. Reichel, Bakk.rer.nat. MA
Dipl. oec. troph. Dr. Georg Hoffmann, Privatdoz.

Herausgeber:

Universität Wien
Universitätsring 1
1010 Wien

April 2018

Erstellt im Zuge des Open Education Austria Projekts.

Mit der freundlichen Unterstützung des Center for Teaching and Learning der Universität Wien.

Lizenziert unter der CC-BY-SA 3.0 AT Lizenz



Dieses Werk ist unter einer Creative Commons Lizenz vom Typ Namensnennung - Weitergabe unter gleichen Bedingungen 3.0 Österreich zugänglich. Um eine Kopie dieser Lizenz einzusehen, konsultieren Sie <http://creativecommons.org/licenses/by-sa/3.0/at/> oder wenden Sie sich brieflich an Creative Commons, Postfach 1866, Mountain View, California, 94042, USA.

Inhaltsverzeichnis

1. Erste Grundlagen	10
1.1. Gesetze, Regeln, Modelle und Theorien	11
1.1.1 Gesetze und Regeln	11
1.1.2 Modelle	11
1.1.3 Hypothesen und Theorien	11
1.2. Stöchiometrie	11
2. Kernchemie und Entstehung der Elemente	12
2.1. Bausteine	12
2.1.1 Stabilität von Atomkernen und radioaktive Strahlung	13
2.2. Atombau und Periodensystem	14
2.2.1 Orbitale und Quantenzahlen	15
2.2.2 Das Periodensystem der Elemente (PSE)	16
2.2.3 Periodische Eigenschaften der s- und p-Blockelemente (Hauptgruppenelemente)	17
2.2.4 Ionisierungsenergie	17
2.2.5 Elektronegativität	17
2.2.6 Metall- und Nichtmetallcharakter	18
2.2.7 Übergangselemente	18
2.2.8 Innere Übergangselemente	18
3. Chemische Bindungen	19
3.1. Die Atombindung / Kovalente Bindung	19
3.2. Mesomerie	19
3.3. Hybridisierung	20
3.4. Einfachbindungen	20
3.5. Doppelbindungen	21
3.6. Dreifachbindungen	21
3.7. Elementarer Kohlenstoff	21
3.8. Polare Atombindungen	22
3.8.1 Das Wassermolekül	22
3.8.2 Das Ammoniakmolekül	22
3.9. Die Ionenbindung	23
3.9.1 Eigenschaften von Ionenbindungen	23
3.10. Metallbindung	24
3.11. Intermolekulare Wechselwirkungen	24
3.11.1 Van-der-Waals-Kräfte	24
3.11.2 Dipol-Dipol-Wechselwirkungen	24
3.11.3 Wechselwirkungen zwischen Dipolmolekül und unpolarem Molekül	24
3.11.4 Wechselwirkungen zwischen unpolaren Molekülen oder Atomen	24
3.11.5 Wasserstoffbrückenbindungen	24
4. Protonen und Elektronenübertragungsreaktionen	25

4.1. Säuren und Basen	25
4.2. Säure-Base-Gleichgewichte	25
4.2.1 Das Oxonium-Ion	25
4.2.2 Das Ionenprodukt des Wassers und der pH-Wert	25
4.2.3 pH-Wert	26
4.2.4 Korrespondierende Säuren und Basen (abgekürzt korr. Säure/Base)	26
4.2.5 Berechnung von pH – Werten	27
4.2.6 Neutralisationsreaktionen	28
4.2.7 Säure-Base-Theorie nach Lewis	28
4.2.8 pH-Werte von Säuren und Basen im Alltag	28
5. Redoxreaktionen	29
6. Oxidationszahlen	29
7. Funktionelle Gruppen und Trivialnamen	30
7.1. Nomenklatur aliphatischer und aromatischer Kohlenwasserstoffe	30
7.2. Funktionelle Gruppen	31
8. Biomoleküle	32
8.1. Kohlenhydrate	32
8.1.1 Bildung von Kohlenhydraten	32
8.1.2 Photosynthese	32
8.1.3 Einteilung der Kohlenhydrate	33
8.1.4 Monosaccharide	33
8.1.5 Exkurs: Stereoisomere – Enantiomere – Diastereomere	33
8.1.6 D-Glucose (Traubenzucker)	34
8.1.7 D-Fructose (Fruchtzucker)	34
8.1.8 Dissaccharide	35
8.1.9 Polysaccharide	35
8.1.10 Kohlenhydratverdauung	36
8.1.11 Glykämischer Index (GI)	36
8.1.12 Ballaststoffe	36
8.1.13 Kohlenhydratstoffwechsel	36
8.1.14 Ernährungsphysiologische Bedeutung der Kohlenhydrate	37
8.2. Fette	37
8.2.1 Bausteine der Fette	37
8.2.2 Gesättigte Fettsäuren	38
8.2.3 Ungesättigte Fettsäuren	38
8.2.4 Schmelzpunkte der Fette	38
8.2.5 Fetthärtung	39
8.2.6 Fettverdauung	39
8.2.7 Fettstoffwechsel	39
8.2.8 Abbau von Depotfett	39
8.3. Eiweißstoffe (Proteine)	39
8.3.1 Struktur von Proteinen	40
8.3.2 Nomenklatur	40
8.3.3 Eigenschaften der Aminosäuren	41
8.3.4 Räumliche Struktur von Proteinen	41
8.3.5 Einteilung der Proteine	42
8.3.6 Denaturierung von Proteinen	42
8.3.7 Eiweißverdauung	42

8.3.8	Energiegewinnung	42
8.3.9	Umbau zu Fettsäuren und Glucose	43
8.3.10	Essentielle Aminosäuren	43
8.3.11	Täglicher Eiweißbedarf	43
8.3.12	Eiweißbedarfsdeckung	43
8.4.	Nucleinsäuren	43
8.4.1	Die Bestandteile der Nucleotid-Monomere	44
8.4.2	Die Struktur der Polynucleotide DNA und RNA	45
9.	Nahrungsquellen	48
9.1.	Grundlagen	48
9.2.	Kohlenhydratreiche Lebensmittel	48
9.2.1	Getreide und Getreideprodukte	48
9.2.2	Kartoffel	49
9.2.3	Süßungsmittel	49
9.3.	Fettreiche Lebensmittel	49
9.3.1	Pflanzliche Fette und Öle	49
9.3.2	Tierische Fette und Öle	50
9.4.	Eiweißreiche Lebensmittel	50
9.4.1	Milch und Milchprodukte	50
9.4.2	Eier und Eierzeugnisse	51
9.4.3	Fleisch und Fleischwaren	51
9.4.4	Fisch und Meeresfrüchte	51
9.4.5	Hülsenfrüchte	51
10.	Verdauung und Absorption	52
10.1.	Aufbau des Verdauungstrakts	52
10.2.	Verdauung	53
10.2.1	Grundlegendes	53
10.2.2	Mikrobiota	53
10.2.3	Hormone	54
10.2.4	Enzymatische Verdauung von Makronährstoffen	54
10.3.	Absorption von Nährstoffen	55
11.	Stoffwechsel	56
11.1.	Glykolyse	56
11.1.1	Übersicht der Reaktionsschritte	56
11.2.	β-Oxidation	60
11.2.1	Übersicht der Reaktionsschritte	60
11.3.	Citratzyklus	61
11.3.1	Übersicht der Reaktionsschritte	61
11.4.	Atmungskette	64
11.4.1	Übersicht der Reaktionsschritte	64
11.5.	Ketogenese	67
11.5.1	Übersicht der Reaktionsschritte	67

12. Energiehaushalt	69
12.1. Physikalische Grundlagen	69
12.2. Energiezufuhr und -speicherung	69
12.3. Energietransformation und -verluste	70
12.4. Energieverbrauch	71
13. Ernährungsabhängige Krankheiten	72
13.1. Ermittlung der Körperzusammensetzung	72
13.2. Ermittlung des Lebensmittelverzehrs	74
13.3. Übergewicht und Adipositas	74
13.3.1 Definition	74
13.3.2 Entstehung	74
13.3.3 Folgen von Übergewicht/Adipositas	75
13.3.4 Präventionsmaßnahmen	75
13.4. Diabetes mellitus	75
13.4.1 5.4.1. Definition	75
13.4.2 5.4.2. Entstehung und Formen	75
13.4.3 Die Bedeutung von Insulin	75
13.4.4 Folgen von Diabetes	76
13.4.5 Diagnostik bei Diabetes mellitus	76
13.4.6 Präventionsmaßnahmen und Ansätze in der Ernährung	77
14. Abbildungsverzeichnis	79

Chemische Grundlagen

Der Ursprung jeder Wirkung einer Substanz, sei es ein Arzneistoff oder ein Lebensmittelbestandteil, liegt in den Wechselwirkungen, die diese Verbindung mit den Zielstrukturen des menschlichen Organismus auslöst. Diese Wechselwirkung wiederum ist eine Folge der physikalisch-chemischen Eigenschaften der daran beteiligten Moleküle, die sich wiederum von deren chemischer Struktur ableiten. Das Basiswissen der Chemie ist aber nicht nur für die fundamentalen Eigenschaften der Arzneistoffe erforderlich, es ist auch die Grundlage zu deren Synthese, dem Verständnis für deren Analytik und Pharmakologie. In gleicher Weise gilt dies auch für die Bestandteile von Lebensmittelinhaltsstoffen. Deren Aufnahme, Wirkung, Umsetzung und Ausscheidung sind ohne chemisches Basiswissen nicht nachvollziehbar.

Ao. Univ.-Prof. Mag. Dr. Helmut Spreitzer

1. Erste Grundlagen

Um die Geschehnisse der Natur oder eines Experiments beschreiben zu können, benötigt man Begriffe, welche auf Grund gemeinsamer, festgelegter Eigenschaften definiert wurden.

So definiert der Begriff Molekül ein Teilchen, das aus mindestens zwei Atomen besteht, welche über eine Bindung verknüpft sind. Die Summenformel eines Moleküls gibt zwar die Anzahl und die Art der Atome, die das Molekül aufbauen an, nicht jedoch die genaue Anordnung der Atome und deren Bindungen. Erst eine Strukturformel erlaubt ein Verständnis über den tatsächlichen Aufbau des Moleküls.

Summenformel	Aussage
CH_4	atomare Zusammensetzung

Lewis-Formel

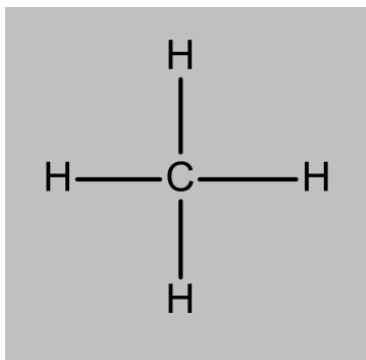


Abbildung 1.1: Anzahl und Art der Bindungen zwischen den Atomen

Ein weiterer Teil dieser Begriffe stellen sogenannte „Größen“ dar, deren Eigenschaften quantifizierbar sind. Deren Kenntnis bildet die Grundlage der „chemischen“ Fachsprache. Möchte man etwas quantitativ (lat.: *quantitas* – Größe, Anzahl) beschreiben, verwendet man Größen, wobei jede Größe durch eine Bedeutung, einen Wert (Einheit) und ein Formelzeichen gekennzeichnet ist. Dadurch können die Eigenschaften und Dimensionen von Objekten bestimmt werden. Die Basiseinheiten, aus denen sich beinahe alle anderen Einheiten ableiten, sind im Internationalen Einheitensystem festgelegt.

Man unterscheidet weiters zwischen intensiven und extensiven Größen. Intensive Größen sind beschreibende Parameter, unabhängig von der Größe der Stoffportion (beispielsweise Temperatur und Dichte), extensive hingegen nehmen mit der Menge der Stoffportion zu oder ab (beispielsweise Masse, Stoffmenge, Volumen). Der Quotient aus zwei extensiven Größen ergibt erneut eine intensive Größe (Bsp.: Quotient aus Masse und Volumen ist die Dichte).

Eine andere Form der Unterteilung betrifft die Verwendung von absoluten und relativen Größen. Absolute Größen, wie kg und Pa, werden auf einen Nullpunkt bezogen. Ein typisches Beispiel für den Einsatz relativer Größen betrifft Atommassen. Bei der Notwendigkeit, Atommassen zu vergleichen, müsste mit sehr kleinen Zahlwerten gerechnet werden (so liegen die absoluten Atommassen im Bereich von 10^{-24} bis 10^{-21} g), was naturgemäß nicht nur unpraktisch sondern auch wenig anschaulich ist. Daher entschied man sich dafür, als Bezugsgröße die relative Atommasse u (engl.

Größe	Formelzeichen	Wichtige Einheiten	Beziehungen
Masse	m	Kilogramm [kg] Gramm [g]	$1 \text{ kg} = 1000 \text{ g}$
Stoffmenge	n	Mol [mol]	$1 \text{ mol} \sim 6,022 \cdot 10^{23}$ Teilchen
Molare Masse	M	Gramm pro Mol [g·mol ⁻¹]	$M = m/n$
Volumen	V	Liter [l] Kubikmeter [m ³]	$1 \text{ m}^3 = 1000 \text{ l}$
Dichte	ρ	Kilogramm je Kubikmeter [kg·m ⁻³]	$\rho = m/V$
Druck	p	Pascal [Pa] Bar [bar]	$1 \text{ Pa} = 1 \text{ N} \cdot \text{m}^{-2}$ $1 \text{ bar} = 101325 \text{ Pa}$
Temperatur	T	Kelvin [K] Grad Celsius [°C]	$0^\circ\text{C} = 273,15 \text{ K}$
Stoffmengen-konzentration	c	Mol pro Liter [mol·l ⁻¹]	$c = n/V$

unit - Einheit) einzuführen. Dabei entspricht der Wert 1 einem 1/12 der absoluten Masse des Kohlenstoffisotops ^{12}C . Ein Heliumatom, dessen Atomkern aus 2 Protonen + 2 Neutronen besteht, hat somit 4 atomare Masseinheiten ($= 4u$).

In der physikalischen Chemie unterscheidet man, je nachdem, ob der Zustand eines Systems oder ein Prozess beschrieben wird, zwischen Zustandsgrößen, wie Temperatur, Dichte und Energie oder Prozessgrößen, wie Arbeit, Wärme, die den Vorgang der Änderung charakterisieren.

1.1. Gesetze, Regeln, Modelle und Theorien

1.1.1 Gesetze und Regeln

Naturwissenschaftliche **Gesetze** führen unter gleichbleibenden Bedingungen immer zu den gleichen Ergebnissen. So besagt das „Gesetz von der Erhaltung der Masse“, dass bei chemischen Reaktionen die Summe der Massen der Ausgangsstoffe gleich der Massen der Produkte ist. Solche Gesetze gelten allerdings nur, wenn die sogenannten Gültigkeitsbedingungen genau eingehalten werden. Beispielsweise gilt das „Gesetz von Boyle und Mariotte“, welches besagt, dass das Produkt aus Druck und Volumen konstant ist, nur dann, wenn es sich um ein ideales Gas handelt und die Temperatur konstant bleibt. Diese Gesetze benötigen Fachbegriffe und Größen und werden, wenn möglich, quantitativ als mathematische Formel dargestellt.

$$p \cdot V = n \cdot R \cdot T \quad (R = \text{die universelle Gaskonstante})$$

Etwas weniger strikt sind **Regeln**, die ebenfalls zum Beschreiben von Zusammenhängen verwendet werden. Ein Beispiel wäre die RGT-Regel (**R**eaktions-**G**eschwindigkeits-**T**emperatur-Regel), welche besagt, dass sich die Reaktionsgeschwindigkeit verdoppelt bis vervierfacht, wenn die Temperatur um etwa 10 K erhöht wird. Dies ist letztlich ein experimenteller Befund (für den es zwar theoretische Erklärungen geben mag; eine präzise quantitative Begründung ist allerdings daraus nicht ableitbar).

1.1.2 Modelle

Bei chemischen Reaktionen können beispielsweise das Auflösen und Neubilden von Bindungen nicht beobachtet werden. Selbst durch den Einsatz modernster bildgebender Verfahren bleiben diese Vorgänge für den Menschen bislang unsichtbar. Mit Hilfe von Modellen können diese Geschehnisse aber in vereinfachter Form dargestellt werden. Da allerdings kein Modell alle Eigenschaften des Originals enthält und nur in bestimmten Bereichen gültig ist, gibt es häufig mehrere Modelle für dasselbe Objekt. Je näher das Modell an das Original herankommt, desto genauer und besser können die

Vorhersagen geschehen, gleichzeitig wird es aber umso komplizierter und schwieriger.

Im Folgenden werden für die Darstellung eines Moleküls vier Modelle dargestellt. Je nachdem, welchen Zusammenhang man erklären möchte, wählt man das geeignete Modell aus. Summenformel und Lewis-Formel wurden bereits angeführt. Weitere Modelle sind das Kugel-Stab-Modell und das Kalottenmodell. Ersteres wiedergibt eine vereinfachte Struktur indem die räumlichen Anordnungen der Atome im Molekül dargestellt werden. Das Kalottenmodell bietet noch mehr Informationen, da auch der Raumbedarf des Moleküls die Größenverhältnisse der Atome dargestellt werden; s.u. Kugel-Stab-Modell (rechts) und Kalottenmodell (links) von H_2O .

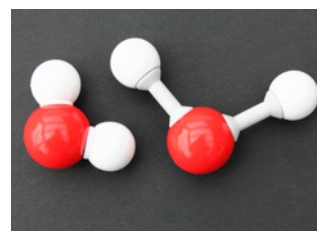


Abbildung 1.2: Kalotten- und Kugel-Stab-Modell von H_2O

1.1.3 Hypothesen und Theorien

Hypothesen umfassen Aussagen über Zusammenhänge, deren experimentelle Bestätigung noch ausständig ist.

Werden alle einen Teilbereich betreffende Aussagen, Definitionen, Gesetze und Modelle zu einem System vereint, spricht man von einer **Theorie**. Eine Theorie muss das Ergebnis eines Experiments korrekt vorherzusagen. Sollte das nicht der Fall sein, gilt diese Theorie als falsifiziert.

1.2. Stöchiometrie

Die Stöchiometrie dient der Berechnung von Stoffmengen und Reaktionsgleichungen. Zur Vereinfachung wurde die Stoffmenge n als Größe eingeführt, um nicht umständlich mit den absoluten Massen von Atomen und Molekülen, welche in einem Bereich von 10^{-24} – 10^{-21} g liegen, rechnen zu müssen.

Die Einheit der Stoffmenge ist **mol**. Die Anzahl der Teilchen, die ein Mol eines Stoffes enthält, leitet sich von der Avogadro-Konstante N_A (manchmal auch als Loschmidtsche Zahl bezeichnet) ab:

$$N_A = 6,022 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}$$

Somit wird die Stoffmenge, die aus $6 \cdot 10^{23}$ Teilchen besteht, als ein **mol** bezeichnet. Die Folge ist, dass in gleichen Stoffmengen verschiedener Elemente auch immer die gleiche Anzahl an Teilchen enthalten ist:

In 12 g Kohlenstoff sind ebenso wie in 32 g Schwefel $6 \cdot 10^{23}$ Teilchen des jeweiligen Elements enthalten (die relativen Atommasse von Kohlenstoff ist 12, von Schwefel 32; siehe Periodensystem).

Bei Angabe der Menge in mol muss immer definiert werden, um welche Teilchen es sich handelt.

Beispiel: $n(\text{H}_2) = 1 \text{ mol}$ bedeutet 1 mol Wasserstoffmoleküle

Allgemein gilt daher: $n \text{ (Stoffmenge)} = m \text{ (in Gramm)} / M \text{ (molare Masse)}$

Bei einer Verbindung (Molekül) kann die molare Masse (M) aus der Summe der relativen Atommassen aller Atome (siehe Periodensystem) einfach berechnet werden

Beispiele:

$n(\text{NaCl}) = 1 \text{ mol}$ bedeutet: 1 mol Natriumchlorid; 58,5 g dieses Salzes enthalten $6 \cdot 10^{23}$ Teilchen NaCl (rel. Atommassen (gerundet): Na (Natrium) = 23,0; Cl (Chlorid) = 35,5)

$n(\text{K}_2\text{SO}_4) = 1 \text{ mol}$ bedeutet: 1 mol Kaliumsulfat = 174 g (die molare Masse von Kaliumsulfat ergibt sich aus der Summe der rel. Atommassen (gerundet): K (Kalium) = 39; S (Schwefel) = 32; O (Sauerstoff) = 16; somit: $2 \cdot 39 + 32 + 4 \cdot 16 = 174$)

Stöchiometrische Berechnungen dienen der Berechnung chemischer Reaktionen:

Das Aufstellen einer Reaktionsgleichung beruht auf dem Gesetz der konstanten Proportionen sowie dem Massenerhaltungsgesetz.

Frage: Wieviel Gramm Natriumsulfat (Na_2SO_4) entsteht bei der Neutralisation von 9,8 g Schwefelsäure (H_2SO_4) mit NaOH (Natronlauge)?

Reaktionsgl.: $\text{H}_2\text{SO}_4 + 2 \text{ NaOH} \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4 + 2 \text{ H}_2\text{O}$

Gesucht: $m(\text{Na}_2\text{SO}_4)$

Berechnung: 1): $m(\text{H}_2\text{SO}_4) = 9,8 \text{ g}$
2): $M(\text{H}_2\text{SO}_4) = 98 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$;
 $M(\text{Na}_2\text{SO}_4) = 142 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$

Berechnung: $m/M = n$: $9,8 \text{ g} / 98 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} = 0,1 \text{ mol}$
 $m(\text{Na}_2\text{SO}_4) = 0,1 \text{ mol} \cdot 142 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} = 14,2 \text{ g}$.

Ergebnis: Bei der vollständigen Umsetzung von 9,8 g Schwefelsäure mit Natronlauge werden 14,2 g Natriumsulfat gebildet.

2. Kernchemie und Entstehung der Elemente

2.1. Bausteine

Das kleinste, chemisch nicht weiter zerlegbare Elementarteilchen nennt man Atom. Atome bestehen aus einem positiv geladenen Atomkern, der sich wiederum aus den positiv geladenen Protonen und den neutralen Neutronen aufbaut sowie der negativ geladenen Elektronenhülle.



Atome bestehen aus dem positiv geladenen Atomkern, der fast die gesamte Masse des Atoms ausmacht und einer negativ geladenen Elektronenhülle.

Die Kernbestandteile, Protonen und Neutronen, nennt man Nukleonen. Der Kern bestimmt die atomare Stabilität oder die Radioaktivität und hat nur einen sehr geringen Einfluss auf das chemische Verhalten. Für dieses ist im Wesentlichen die Atomhülle, sprich die Verteilung der Elektronen darin, verantwortlich. Die Atomhülle wird aus den negativ geladenen Elektronen aufgebaut und bestimmt den Radius eines Atoms. Der Radius eines Atoms beträgt in etwa 10^{-10} m , im Vergleich dazu liegt der Durchmesser des Atomkerns bei etwa 10^{-15} m .

Protonen und Neutronen haben näherungsweise die relative Masse 1. Da die Masse der Nukleonen etwa 1836mal größer ist, als die eines Elektrons, bedeutet dies, dass sich die Masse eines Atoms de facto auf den Atomkern konzentriert.

Die Kernladungszahl Z eines Atoms gibt die Anzahl der Protonen im Kern an. Sie entspricht weiter der Ordnungszahl im Periodensystem und charakterisiert damit ein chemisches Element. Das bedeutet, dass man einen Stoff, der sich aus Atomen mit gleicher Kernladungszahl zusammensetzt, als Element bezeichnet.



Subatomare Teilchen eines Atoms sind die Kernbestandteile positiv geladenen Protonen und die Neutronen, sowie die Hülle mit den negativ geladenen Elektronen.

Ein ungeladenes Atom hat immer die gleiche Anzahl Elektronen wie Protonen. Aus der Summe der Protonen und Neutronen ergibt sich die Massenzahl A .

Kernladungszahl Z = Anzahl der Protonen = Ordnungszahl

Massenzahl A = Kernladungszahl Z + Anzahl der Neutronen N

Bei der Darstellung eines Elements schreibt man die Massenzahl links oben vor das Elementsymbol, die Kernladungszahl links unten.

${}^{12}_6\text{C}$ Kernladungszahl des Kohlenstoffs 6, Massenzahl des Isotops 12, das bedeutet: sechs Protonen, sechs Neutronen im Kern

Obwohl alle Atome eines Elements immer dieselbe Anzahl an Protonen und somit die gleiche Kernladungszahl (Ordnungszahl) besitzen, kann die Neutronenzahl im Kern variieren. Folglich existieren Elemente mit gleichen Ordnungszahlen aber unterschiedlichen Massenzahlen (unterschiedliche Anzahl an Neutronen). Diese nennt man Isotope. Isotope unterscheiden sich in ihrer Atommasse, jedoch nur geringfügig in ihren chemischen Eigenschaften, da diese überwiegend von der Elektronenhülle bestimmt werden.

Beispiele für Wasserstoff(isotope):

${}^1_1\text{H}$ Kernladungszahl des Wasserstoffs ist 1, Massenzahl des Isotops 1, das bedeutet 1 Proton, 0 Neutronen im Kern

${}^2_1\text{H}$ Kernladungszahl des Wasserstoffs ist 1, Massenzahl des Isotops 2, das bedeutet 1 Proton, 1 Neutron im Kern (dieses Wasserstoffisotop wird als Deuterium bezeichnet)

${}^3_1\text{H}$ Kernladungszahl des Wasserstoffs ist 1, Massenzahl des Isotops 3, das bedeutet 1 Proton, 2 Neutronen im Kern (dieses Wasserstoffisotop wird als Tritium bezeichnet)

Nimmt ein Atom Elektronen auf oder gibt Elektronen ab und ist folglich elektrisch geladen, spricht man von Ionen. Die Ladung ergibt sich aus der Summe der vorhandenen positiven Kernladung (Protonen) und den negativen Ladungen der Elektronen in der Hülle. Bei der Darstellung schreibt man die Ladungszahl rechts oben nach dem Elementsymbol, die Atomzahl rechts unten.

2.1.1 Stabilität von Atomkernen und radioaktive Strahlung

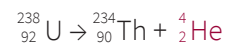
Für den Zusammenhalt des Atomkerns, d.h. der Nukleonen, ist die nur über kurze Distanzen wirkende Kernkraft von essentieller Bedeutung. Die Kernkraft muss stärker sein als die elektromagnetische Abstoßung der gleichgeladenen Protonen. Einen stabilisierenden Effekt auf den Atomkern üben die Neutronen aus. Das Verhältnis der Nukleonen bestimmt die Stabilität bzw. Instabilität, was einen radioaktiven Zerfall zur Folge hat. Es hat sich herausgestellt, dass Atomkerne mit geraden Protonen- und Neutronenzahlen stabiler sind als solche mit ungeraden.

Beim radioaktiven Zerfall wandeln sich instabile Atomkerne spontan unter Aussendung einer Strahlung in stabilere, energieärmere Kerne um. Diese radioaktive Strahlung lässt sich in drei verschiedene Arten einteilen:

- (α) Alpha – Strahlung
- (β) Beta – Strahlung
- (γ) Gamma – Strahlung

Diese drei Arten von radioaktiver Strahlung unterscheiden sich fundamental in einer Reihe von Eigenschaften: In Ablenkung im elektrischen Feld, ihrer Reichweite, der Fähigkeit Atome und Moleküle zu ionisieren und Materie zu durchdringen.

Beim α -Zerfall werden Teilchen ausgesandt, die aus 2 Protonen und 2 Neutronen bestehen und daher einem Heliumkern entsprechen. Die α -Teilchen haben nur eine sehr geringe Reichweite (wenige Zentimeter in der Luft; Papier können sie nicht durchdringen) und können aufgrund ihrer positiven Ladung im elektromagnetischen Feld abgelenkt werden. Man zählt die α -Strahlen zu den Korpuskularstrahlen. Ein Beispiel für einen α -Strahler ist der Zerfall des 238-Uranisotops.



Ebenfalls zu den Korpuskularstrahlen gehören die β^- -Strahlen, die Elektronen darstellen und mit einer Geschwindigkeit von 130 000 km/s abgegeben werden. Dabei entsteht im Atomkern aus einem Proton ein Neutron. Sie besitzen eine größere Reichweite als α -Strahlen und können bereits 1 cm dickes Aluminiumblech durchdringen. Ein Beispiel für einen β^- -Strahler ist der Zerfall des 131-Iodisotops.



Beim β^+ -Zerfall werden Positronen emittiert. Im Atomkern hat dies zur Konsequenz, dass ein Proton in ein Neutron umgewandelt wird. Positronenemittenten werden in der Diagnostik in PET-Scannern (=Positronen-Emissions-Tomographie) eingesetzt. Typische Radionuklide, die für die PET-Diagnostik eingesetzt werden sind folgende Isotope: ${}^{68}\text{Ga}$, ${}^{18}\text{F}$, ${}^{11}\text{C}$.

γ -Strahlen sind elektromagnetische Wellen hoher Energie und extrem kurzer Wellenlänge. Sie werden nicht im elektrischen oder magnetischen Feld abgelenkt und können Materie tief durchdringen. γ -Strahlung kann gleichzeitig im Zuge eines α - oder β -Zerfalls auftreten, vor allem dann, wenn daraus ein instabiler Atomkern entsteht.

Die beim radioaktiven Zerfall entstehenden Tochter-nuklide sind häufig selbst radioaktiv und zerfallen so lange weiter, bis ein stabiles Isotop entstanden ist. Man spricht daher von radioaktiven Zerfallsreihen. Die

Geschwindigkeit eines radioaktiven Zerfalls folgt einem Gesetz 1. Ordnung. Es zerfallen demnach prozentual pro Zeiteinheit immer dieselben Mengen an radioaktiven Atomkernen.

Die Halbwertszeit gibt an, nach welcher Zeit die Anzahl der Radionuklide auf die Hälfte gesunken ist und stellt eine charakteristische Konstante dar. Die Halbwertszeit gehorcht rein statistischen Gesetzen. Dies bedeutet, dass sie weder durch chemische oder physikalische Methoden beeinflusst werden kann. Diese Eigenschaft macht man sich im Rahmen der Radiokarbonmethode zur Altersbestimmung fossiler Funde zu Nutze. Diese Methode beruht auf der Tatsache, dass atmosphärischer Stickstoff ($^{14}_7\text{N}$) durch kosmische Strahlung in einem geringen Anteil in das radioaktive Kohlenstoffisotop $^{14}_6\text{C}$ umgewandelt wird, welches eine Halbwertszeit von 5730 Jahren hat und von lebenden Organismen aufgenommen wird. Nach dem Absterben eines Organismus wird kein weiterer Kohlenstoff aufgenommen, sodass ab diesem Zeitpunkt der Anteil an $^{14}_6\text{C}$ sich alle 5730 Jahre halbiert. Auf Grund der Bestimmung des $^{14}_6\text{C}$ -Anteils in Fossilien lässt sich somit eine Altersbestimmung durchführen.

2.2. Atombau und Periodensystem

Eines der ersten Experimente, die eine nähere Vorstellung über den Atombau lieferten, war der Rutherford'sche Streuversuch.

Bei diesem Versuch wurde eine Goldfolie mit α -Teilchen beschossen. Ein um diese Goldfolie angebrachter Detektor registrierte die auftreffenden α -Teilchen. Auffallend bei diesem Experiment war, dass nahezu alle Teilchen die Goldfolie durchdrangen, ohne abgelenkt zu werden. Lediglich ein sehr kleiner Anteil (ca. 1:100.000) wurde entweder reflektiert oder abgelenkt. Aus dieser Beobachtung zog Rutherford den Schluss, dass dies nur möglich sein könne, wenn sich nahezu die gesamte Masse des positiven Atomkerns auf sehr kleinem Raum befindet. Dies war ein fundamentaler Erkenntnisgewinn über den Atomaufbau.

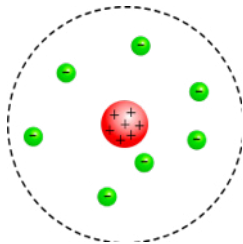


Abbildung 2.1: Rutherford'sches Atommodell

Er meinte allerdings auch, dass die Elektronen auf kreisförmigen bzw. elliptischen Bahnen um den Atomkern kreisen. Die dafür nötigen Kräfte, die elektrostatische Anziehungskraft und die Zentrifugalkraft, sollten dabei

ein Gleichgewicht bilden. Damit hätte er das Modell eines Sonnensystems mit Planeten, die die Sonne umkreisen, auf Atome übertragen.

Diese Ansicht war allerdings nicht haltbar, da man sehr bald zeigen konnte, dass nach diesem Modell die kreisenden Elektronen ständig Energie in Form von Licht abstrahlen müssten und letztlich in kurzer Zeit in den Atomkern „fallen“ würden.

Nils Bohr, Schüler Rutherfords, stellte ein Atommodell auf, das dem Rutherford'schen im Grunde zwar ähnlich war, er aber von den Gesetzen der klassischen Physik Abstand nahm.

Folgende Postulate wurden formuliert:

- Elektronen können den Atomkern auf stabilen konzentrischen Bahnen umkreisen, ohne Strahlung abzugeben und dadurch Energie zu verlieren.
- Die Anzahl der Bahnen (Elektronenschalen) ist begrenzt. Jede dieser Bahnen entspricht einem Energieniveau E der Elektronen. Je größer der Radius der Elektronenschale, desto höher das Energieniveau der darauf befindlichen Elektronen.
- Nur beim Übergang eines Elektrons von einer stationären Bahn auf eine andere, wird Energie in Form von elektromagnetischer Strahlung emittiert oder absorbiert.

Dies bedeutet, dass jede Elektronenschale einen bestimmten Energiezustand des Elektrons beschreibt. Die einzelnen stationären Zustände sind durch die Hauptquantenzahl n beschrieben, wofür nur ganze Zahlen ($n = 1, 2, 3, \dots$) eingesetzt werden dürfen. Jede Bahn besitzt somit einen Wert von n und deshalb ein bestimmtes Energieniveau. Die Hauptenergieniveaus (Elektronenschalen) werden außerdem mit den Buchstaben K, L, M, N usw. bezeichnet und können immer nur von einer gewissen Anzahl Elektronen besetzt werden, wobei s, p und d Bezeichnungen der Orbitale sind (s.u.). Die hochgestellte Zahl gibt die maximale Anzahl an Elektronen in den betreffenden Orbitalen an. Dieses Schalenmodell wurde in weiterer Folge von Sommerfeld erweitert:

Neben den Hauptniveaus findet man bei höheren Atomen auch Unterniveaus, welche hinsichtlich ihrer Energie ähnlich, aber letztlich nicht ganz gleich sind. Sie werden als s-, p-, d- und f-Zustände beschrieben. Jene Unterniveaus sind durch die Nebenquantenzahl (Orbitalzahl) l gekennzeichnet, welche ebenfalls ganze Zahlen sind und immer von der Hauptquantenzahl abhängen. l kann nur Werte von $n-1$ annehmen. Sie beschreibt letztlich die räumliche Verteilung der

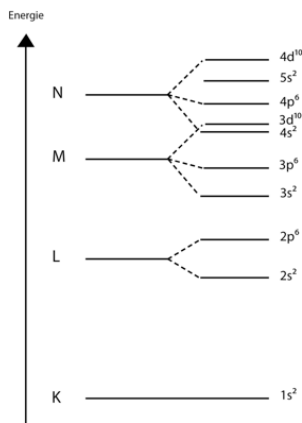


Abbildung 2.2: Energieniveaus-Schema

Ladungsdichte und damit die Gestalt des betreffenden Orbitals. Diese kann entweder kugelförmig (s-Orbital) oder hantelförmig (p-Orbital) sein oder eine noch komplexere Form (d- und f-Orbitale) einnehmen.

Obwohl das Modell nach Bohr und Sommerfeld immer noch teilweise der klassischen Physik widerspricht, gilt es nach wie vor als eminent wichtiges Modell zur Beschreibung der Atome.

Man erkannte, dass die Gesetze der klassischen Physik für Atome nicht vollständig gültig sind.

Ein Meilenstein war die von Heisenberg entwickelte Unschärferelation. Er fand heraus, dass sich Aufenthaltsort (x) und Impuls (p) eines Elektrons nicht gleichzeitig exakt bestimmen lassen. Somit können Elektronen nicht durch stabile Bahnkurven beschrieben werden, sondern es können nur Aufenthaltswahrscheinlichkeiten bestimmt werden. Dieser wahrscheinliche Aufenthaltsort kann als negative Ladungswolke veranschaulicht werden - ein Orbital ist somit ein Bereich hoher Aufenthaltswahrscheinlichkeit.

Im Vergleich zum Bohrschen Modell befinden sich die Elektronen also nicht in exakten Bahnen, sondern es werden beim modernen quantenmechanischen Modell nur die wahrscheinlichen Aufenthaltsräume bestimmt (man spricht auch von Ladungswolke).

2.2.1 Orbitale und Quantenzahlen

Mit Hilfe von Orbitalen kann der Raum, in dem sich der wahrscheinliche Aufenthaltsort von Elektronen mit einer Wahrscheinlichkeit von 90% befindet, dargestellt werden. Die Kenntnis über die Atomorbitale ermöglichte erst ein Verständnis über die Atombindungen, den Bau und die Geometrie von Molekülen und selbst viele makroskopische Eigenschaften sind nur durch die genaue Kenntnis der Orbitale möglich.

Orbitale werden durch vier Quantenzahlen beschrieben.

Die **Hauptquantenzahl** ($n=1, 2, 3, \dots$) beschreibt das Hauptenergieniveau und den durchschnittlichen Abstand zwischen Elektron und Atomkern. Je kleiner n , desto näher befindet sich das Elektron beim Atomkern.

Je größer n , desto mehr Platz hat das Elektron zur Verfügung. Dadurch wird die Elektronendichte geringer, das Volumen der Elektronenwolke größer. Zustände gleicher Hauptquantenzahl bilden eine Schale.

Die **Nebenquantenzahl** ($l = n-1$) beschreibt das Unter-niveau eines Elektrons und bestimmt die räumliche Verteilung seiner Ladungsdichte. Sie gibt somit Auskunft über die Form des Orbitals, welche zum Beispiel kugelförmig (s-Orbitale) oder hantelförmig (p-Orbitale) sein kann.

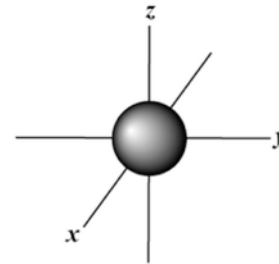


Abbildung 2.3: Abb. des kugelförmigen s-Orbitals

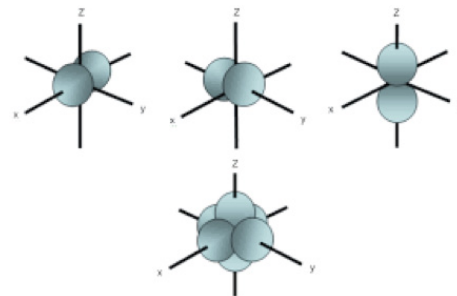


Abbildung 2.4: Abb. der drei hantelförmigen p-Orbitale

Zustände gleicher Nebenquantenzahl bilden eine Unterschale (s-, p-, d- oder f-Orbitale). S-Orbitale besitzen eine Nebenquantenzahl von $l=0, 1, 2, \dots, (n-1)$. Die **Magnetquantenzahl** ($m = -l \dots -l+1, 0, \dots, +l-1, +l$) beschreibt den Zusammenhang zwischen dem Orbital und seiner Orientierung im Raum und somit das Verhalten eines Elektrons im Magnetfeld. Sie ist besonders wichtig bei p- und d-Orbitalen.

Die **Spinquantenzahl** ($s = +1/2$ und $s = -1/2$) gibt die Richtung des Elektronenspins an, welcher ein Magnetisches Feld ausbildet, das sich entweder parallel oder antiparallel zu einem äußeren Magnetfeld einstellen kann.

Durch die Kombination der verschiedenen Quantenzahlen, kann der Elektronenzustand eines Atoms dargestellt werden.

Das Ziel der Verteilung der Elektronen in den Atomorbitalen ist immer, einen energetisch stabilen, sprich einen möglichst niedrigen, Energiezustand zu erreichen.

Die Energie nimmt mit steigender Hauptquantenzahl bzw. steigendem Abstand zwischen den Elektronen und dem positiv geladenen Atomkern zu.

Deshalb werden zuerst die Orbitale mit dem niedrigsten Energieniveau besetzt. In weiterer Folge werden entsprechend dem Aufbauprinzip der energetischen Reihenfolge (Bild) die weiteren Energieniveaus besetzt.

Wichtige Prinzipien im Zuge der Besetzung von Atomorbitalen sind das Pauli-Prinzip und die Hundsche Regel.

Nach **Pauli** darf jedes Orbital nur mit zwei Elektronen **unterschiedlichen Spins** (s) besetzt werden. Es dürfen zwei Elektronen nur in drei Quantenzahlen (n , l und m) übereinstimmen. Sollte dies der Fall sein, dann müssen sie sich zumindest im Spin unterscheiden.

Die **Hundsche Regel** verlangt, dass Orbitale gleicher Energie zunächst mit nur jeweils einem Elektron besetzt werden. Erst anschließend darf das Orbital mit einem zweiten, Spin-entgegengesetzten Elektron besetzt werden.

Durch diese Regeln kommt man zur Elektronenkonfiguration von Atomen und Ionen. Zur Beschreibung dieser Elektronenkonfiguration eines Atoms, wird die Elektronenzahl eines Orbitals als Index rechts oben an das Orbitalsymbol geschrieben. Vorgestellt steht die Hauptquantenzahl um das Energieniveau zu beschreiben.

Beispiel: $1s^2, 2s^2$ und $2p^3$ bedeutet, dass in den K- und L-Schalen die beiden s-Orbitale mit je 2 Elektronen und zwei der drei p-Orbitale der L-Schale mit je einem Elektron besetzt sind. Dies entspricht dem Kohlenstoffatom.

Für die chemischen Eigenschaften eines Atoms sind hauptsächlich die äußeren, meist unvollständig besetzten Orbitale von größter Bedeutung. Sie werden Valenzelektronen genannt und sind wichtig für die Bildung einer Atombindung.

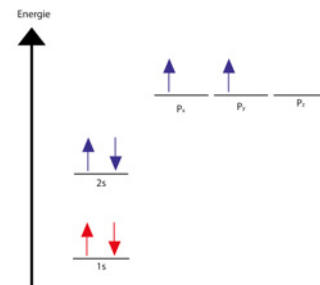


Abbildung 2.5: Aus der Darstellung geht die Elektronenbesetzung im C-Atom gemäß dem Pauli-Prinzip und der Hundschen Regel klar hervor

2.2.2 Das Periodensystem der Elemente (PSE)

Das Periodensystem soll den Aufbau der Elemente und deren Eigenschaften in einen sinnvollen Zusammenhang darstellen.

Dabei werden die Elemente gemäß steigender Protonenzahl (Ordnungszahl = Kernladungszahl) in horizontal gelegene Perioden und vertikal angeordnete Gruppen eingeteilt.

Periodensystem der Elemente

Periode

1

II

III

IV

V

VI

VII

Legende

Elementensymbol

Ordnungszahl

Atommasse in u

Kein stabiles Isotop

Elektronenverteilung nach Pauli

Elementname

Dichte in g/cm³ (bei Gasen in g/l)

Bei 20°C ...

Hf gasförmig

Hg flüssig

He gasförmig

Metalle

Halbmetalle

Nichtmetalle

18

2 4,00

He Helium

0,17

10 20,18

Ne Neon

0,84

9 19,00

F Fluor

17 35,45

Cl Chlor

3,2 2,95

16 16,00

S Schwefel

2,6 2,06

15 30,97

P Phosphor

2,2 1,82

14 12,01

Si Silicium

1,9 2,33

13 10,81

B Bor

2,0 2,46

8 16,00

O Sauerstoff

3,4 1,33

7 14,01

N Stickstoff

3,0 1,17

6 12,01

C Kohlenstoff

2,6 2,26

5 10,81

Al Aluminium

1,6 2,70

		Gruppe																	
		4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18			
1	H											B	C	N	O	F	Ne		
2	Li	Be											Al	Si	P	S	Cl	Ar	
3	Na	Mg											Ga	Ge	As	Se	Br	Kr	
4	K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr	
5	Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Xe	
6	Cs	Ba	La	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn	
7	Fr	Ra	Ac	Rf	Db	Sg	Bh	Hs	Mt	Ds	Rg	Cn	Fl	Lv					
Lanthanoide		Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb	Lu				
Actinoide		Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	No	Lr				

Abbildung 2.6: Das Periodensystem der Elemente

Alle Atome gleicher Kernladung (gleiche Anzahl an Protonen) bilden ein Element und stehen somit an selber Stelle im PSE.

Die Perioden entsprechen der Zahl der Elektronenschalen. Die Hauptquantenzahl der Valenzschale (äußerste Schale) entspricht der jeweiligen Periodenzahl und gibt somit die Zahl der besetzten Schalen nach Bohr an.

Innerhalb der 18 Gruppen, welche senkrecht angeordnet sind, werden die Elemente nach ihren Gruppennummern geordnet. Die Gruppennummer entspricht der Anzahl der Valenzelektronen (Außenelektronen) eines Elements, welche hauptsächlich für die chemischen Eigenschaften verantwortlich sind. Daher haben Elemente einer Gruppe ähnliche Eigenschaften.

Man spricht von Haupt- und Nebengruppen und sie werden mit römischen Ziffern gekennzeichnet.

Für die Hauptgruppen findet man auch Trivialnamen: Alkalimetalle (für die 1. HG), Erdalkalimetalle (für die 2. HG), Borgruppe (3. HG), Kohlenstoffgruppe (4. HG), Stickstoffgruppe (5. HG), Chalkogene (Erzbildner, 6. HG), Halogene für die 7. HG und Edelgase für die 8. HG

Wie bereits erwähnt, unterscheidet man zwischen Haupt- und Nebengruppen.

Die 44 Hauptgruppenelemente sind auf 8 Hauptgruppen aufgeteilt. Es kommen Metalle, Halbmetalle und Nichtmetalle vor. Entsprechend ihrer Elektronenkonfiguration (Verteilung der Elektronen auf die Orbitale) enthalten die Hauptgruppenelemente des s- bzw. p-Blocks ausschließlich s- bzw. p-Elektronen als Valenzelektronen.

Zwischen den beiden Hauptgruppen, findet man die Nebengruppen, auch d-Block genannt. Die Elemente, auch Übergangselemente genannt, enthalten als Valenzelektronen ausschließlich Elektronen in d-Orbitalen. Alle Nebengruppenelemente sind Metalle. Zusätzlich gibt es auch noch die inneren Übergangselemente welche in den Gruppen Lanthanoide und Actinoide zusammengefasst sind. Die Eigenschaften innerhalb der Nebengruppen ändern sich wesentlich schwächer als bei den Hauptgruppenelementen.

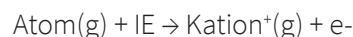
2.2.3 Periodische Eigenschaften der s- und p-Blockelemente (Hauptgruppenelemente)

Ein Beispiel dafür wäre der Atomradius der Hauptgruppenelemente: Dieser nimmt innerhalb einer Periode ab, weil die Kernladung zunimmt, die Zahl der Elektronenschalen aber gleich bleibt. Die Elektronen werden durch eine höhere Kernladung stärker angezogen und die Atome schrumpfen bzw. die Radien werden kleiner. Innerhalb einer Gruppe nimmt der Radius von oben nach unten zu, da es jeweils zum Aufbau einer neuen Elektronenschale kommt.

Durch Aufnahme oder Abgabe von Elektronen entstehen aus Atomen Ionen. Dadurch verändert sich der Radius. So ist der Ionenradius von Kationen (positiv geladene Ionen) kleiner als der entsprechende Atomradius, da sich die Zahl der Elektronen verringert und der Kern diese stärker anziehen kann. Bei Anionen (negativ geladene Ionen) steigt die Zahl der Elektronen, die Anziehungskraft des Kerns sinkt, somit steigt der Ionenradius im Vergleich zum Atomradius. Allgemein nehmen die Ionenradien innerhalb einer Gruppe von oben nach unten zu.

2.2.4 Ionisierungsenergie

Ionisierung bedeutet die Entfernung eines Elektrons aus der Hülle eines Atoms im Gaszustand. Die Energie, die dafür nötig ist, bezeichnet man als 1. Ionisierungsenergie (IE).



Die Ionisierungsenergie ist eine charakteristische periodische Eigenschaft und ist abhängig von dem Energiegehalt des jeweiligen Elektrons bzw. seinem Abstand zum Atomkern. Je höher der Energiegehalt (d.h. je größer der Abstand zw. Atomkern und Elektron ist), desto geringer ist die Ionisierungsenergie. Im Allgemeinen nimmt die Ionisierungsenergie mit steigender Kernladung zu und mit zunehmendem Atomradius ab.

Das bedeutet, dass die Ionisierungsenergie innerhalb einer Periode von links nach rechts tendenziell zunimmt (Kernladung steigt, Atomradius nimmt ab). Innerhalb einer Gruppe nimmt die IE mit steigender Ordnungszahl von oben nach unten tendenziell ab. Die Kernladung wird durch die Zahl der Schalen zunehmend abgeschirmt, wodurch die äußeren Elektronen tendenziell leichter abgegeben werden. Metalle besitzen deshalb eine relativ niedrige, Nichtmetalle eine relativ hohe Ionisierungsenergie.

Edelgase (8. HG) besitzen die höchste Ionisierungsenergie. Sie beschreiben einen energetisch sehr stabilen Zustand. Elemente der 1. HG (Alkalimetalle) besitzen die niedrigste Ionisierungsenergie. Durch Abgabe eines Elektrons erreichen sie die angestrebte stabile Edelgas-konfiguration (volle äußere Elektronenschale).

2.2.5 Elektronegativität

Bei einer Bindung zwischen zwei gleichen Atomen erfolgt eine symmetrische Aufteilung des bindenden Elektronenpaares. Kommt es allerdings zu einer Bindung zwischen zwei unterschiedlichen Atomen, so wird das Bindungselektronenpaar unterschiedlich stark, entsprechend der effektiven Kernladung, von den jeweiligen Partnern angezogen. Das Elektronenpaar verschiebt sich dann zu dem Atom mit der

größeren Kernladung. In Folge trägt dieses dadurch eine negative Partialladung.

Die Elektronegativität ist somit ein Maß für jene Fähigkeit eines Atoms, innerhalb einer kovalenten Bindung das bindende Elektronenpaar anzuziehen. Sie ist vom Anteil der positiven Kernladung abhängig und nimmt innerhalb einer Periode des PSE von links nach rechts mit steigender Protonenzahl (steigende Kernladung) zu und innerhalb einer Gruppe von oben nach unten mit steigendem Atomradius und damit zunehmender Abschirmung des Kerns ab.



Die Elektronegativität ist ein Maß für die Fähigkeit eines Atoms ein bindendes Elektronenpaar an sich zu ziehen.

Die höchste EN besitzt Fluor (EN=4,0), die niedrigste besitzt Caesium (EN=0,7).

Die Elektronegativitätsdifferenz zwischen zwei Bindungspartnern bestimmt daher auch die Bindungspolarität und damit die Höhe des Ionenanteils einer Bindung.

2.2.6 Metall- und Nichtmetallcharakter

Gemäß ihrer elektrischen Leitfähigkeiten wurden die Elemente in Metalle, Halbmetalle und Nichtmetalle eingeteilt.

Metalle sind gute elektrische Leiter. Ihre Leitfähigkeit nimmt mit ansteigender Temperatur ab. Sie weisen eine niedrige Ionisierungsenergie und deshalb eine hohe Tendenz zur Bildung von Kationen auf. Ihre Oxide reagieren in Wasser basisch. Auch alle Elemente der Nebengruppen sind Metalle.

Nichtmetalle werden auch Isolatoren genannt und leiten folglich keinen elektrischen Strom. Sie besitzen eine tendenziell hohe Elektronegativität und bilden häufig Anionen und Moleküle aus. Ihre Oxide reagieren sauer.

Halbmetalle, wie Bor, Silicium, Germanium, Arsen und Tellur, sind nur schwache elektrische Leiter. Ihre Leitfähigkeit nimmt allerdings mit steigender Temperatur zu. Entsprechend ihrer Namensgebung bilden sie den Übergang zwischen metallisch und nichtmetallisch.

Innerhalb einer Periode nimmt der Metallcharakter von links nach rechts ab, in der Gruppe von oben nach unten hin zu (umgekehrt gilt es für die Nichtmetalle).

Diese Eigenschaften können jedoch nicht immer streng getrennt werden. So kommen Phosphor und auch Zinn in mehreren Formen vor.

Die Reaktivität gegenüber Wasser steigt mit dem Metallcharakter.

2.2.7 Übergangselemente

Besitzen Atome Energieniveaus mit gleicher Hauptquantenzahl n , so besetzen die Elektronen die Orbitale immer in folgender Reihenfolge: s, p, d, f

Bei wachsendem Kernabstand wird durch die steigende Anzahl an besetzten inneren Orbitalen, die Kernabschirmung immer größer und damit der Energieunterschied zwischen den höheren Energieniveaus immer geringer. Das kann sogar dazu führen, dass ein s-Orbital mit höherer Hauptquantenzahl, energetisch niedriger liegt, als ein d- oder f-Orbital niedrigerer Hauptquantenzahl. Die Besetzung erfolgt immer in energetischer Reihenfolge.

Bei den Übergangsmetallen (Nebengruppenelemente, d-Blockelemente) sind sowohl die äußerste als auch die zweitäußerste Schale nicht voll besetzt. Die dazukommenden Elektronen werden in die d-Orbitale der zweitäußersten Schale eingebaut. Das chemische Verhalten wird daher nicht nur von den s-Elektronen der äußersten Schale, sondern auch von den d-Elektronen bestimmt.

Besonders stabil sind halb- oder vollständig-besetzte d-Schalen.

Der Unterschied zwischen Eigenschaften innerhalb der d-Blockelemente ist naturgemäß wesentlich geringer als bei den s- und p-Blockelementen. Auch die Ionisierungsenergien sind vergleichsweise niedrig. Da die Valenzelektronen sehr leicht abgegeben werden, sind alle d-Blockelemente Metalle. Durch die 3d-Elektronen werden die 4s-Elektronen stärker gegen den Atomkern abgeschirmt, weswegen diese als erste abgegeben werden. Das führt zu der häufig resultierenden Zweiwertigkeit (Cu^{2+} , Mn^{2+} , ...).

Bei den d-Blockelementen variieren auch häufig die Oxidationsstufen.

2.2.8 Innere Übergangselemente

In der 6. und 7. Periode des PSE findet man die Lanthanoide und Actinoide. Man bezeichnet sie auch als f-Block-Elemente, weil in diesen Reihen die f-Schalen aufgefüllt werden. Zu den Lanthanoiden gehören neben Lanthan die 14 folgenden Elemente. Bei den Lanthanoiden spricht man auch von den Metallen der seltenen Erden. In Analogie zählt man zu den Actinoiden das Element Actinium und die 14 folgenden Elemente. Alle Actinoide sind radioaktiv.

3. Chemische Bindungen

Fast alle Elemente kommen in der Natur in Form chemischer Verbindungen vor. Nur wenige, wie die Edelgase und Gold, liegen ungebunden vor.


Um die chemisch-physikalischen Eigenschaften von Verbindungen verstehen zu können, bedarf es der Untersuchung der jeweiligen Bindung, da deren Art erst Auskunft über die Struktur und damit auch über die Eigenschaften eines Stoffes ermöglicht.

Die verschiedenen Bindungsarten sind:

- Ionenbindung
- Atombindung (polar/unpolar)
- Metallbindung
- Bindung in Komplexen
- Intermolekulare Wechselwirkungen (Wasserstoffbrückenbindung/ Van-der-Waals-Kräfte)

3.1. Die Atombindung / Kovalente Bindung

Die Atombindung wird hauptsächlich zwischen Elementen mit ähnlicher Elektronegativität ausgebildet. Im Gegensatz zur Ionenbindung werden die Atome unter einem ganz bestimmten Bindungswinkel und Abstand miteinander verbunden. Sie ist somit eine gerichtete Bindung.

 In kovalenten Bindungen teilen sich die Bindungspartner Valenzelektronen, um eine stabile Edelgaskonfiguration zu erreichen.

Es war bereits bekannt, dass die Elektronenkonfiguration der Edelgase, deren äußerste Elektronenschale mit allen 8 Elektronen besetzt ist, sehr stabil und energiearm ist und somit immer angestrebt wird. Nach der Theorie von Lewis können alle Elemente diesen Zustand erreichen, indem sie die Elektronen der äußeren, nicht vollständig besetzten Schale gemeinsam nützen. Aus dem Elektronenpaar, welches somit zwei Atomen gemeinsam gehört, ergibt sich die kovalente Bindung, auch Elektronenpaarbindung oder Atombindung genannt.

Ausgenommen von Wasserstoff, welches maximal zwei Elektronen aufnehmen kann und somit die Konfiguration von Helium ($1s^2$) anstrebt, wollen alle anderen Atome 8 Außenelektronen, ein Oktett (ns^2np^6) (Oktettregel), erreichen.

Wie viele Bindungen ein Atom eingehen kann, ist immer von der Anzahl seiner Valenzelektronen und der Oktettregel abhängig.

Durch Einsetzen eines Bindestriches (Valenzstrich) für das gemeinsame, bindende Elektronenpaar zwischen den Atomen, kann das Molekül formelmäßig dargestellt werden.

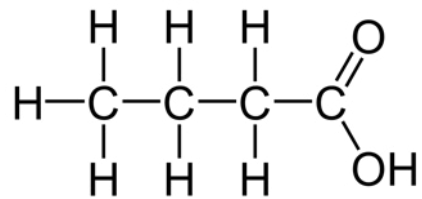


Abbildung 3.1: Buttersäure (Summenformel: $C_4H_8O_2$)

Bei Elektronenpaaren, welche nicht der Bindung zwischen den Atomen dienen, bezeichnet man als freie Elektronenpaare.

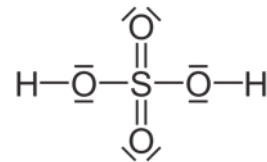


Abbildung 3.2: Schwefelsäure (Summenformel: H_2SO_4) einschließlich der Außenelektronen

Atome können auch über mehr als ein Elektronenpaar miteinander verbunden sein, man spricht dann von Doppel- bzw. Dreifachbindungen.

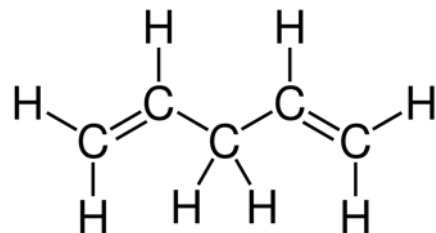


Abbildung 3.3: Pentadien (Summenformel: C_5H_8) mit zwei Doppelbindungen

Je nach räumlicher Anordnung unterscheidet man cis- oder trans-konfigurierte Doppelbindungen:

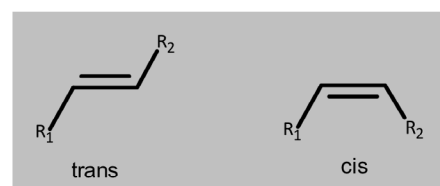


Abbildung 3.4: trans: R_1 und R_2 befinden sich gegenüberliegend; cis: R_1 und R_2 sind auf der gleichen Seite

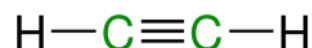


Abbildung 3.5: Acetylen (Summenformel: C_2H_2) mit einer Dreifachbindung

3.2. Mesomerie

Kann ein Molekül nur durch mehrere Lewis-Formeln korrekt dargestellt werden, da die wahre Elektronenverteilung zwischen den einzelnen Darstellungen liegt, spricht man von Mesomerie. Sie wird durch einen Resonanzpfeil (Doppelpfeil) gekennzeichnet. Die einzelnen Formeln nennt man mesomere Grenzstrukturen.

Entscheidend ist, dass es sich dabei nicht um eine Hin- und Rückreaktion handelt sondern die tatsächliche Form des Moleküls nur durch eine Überlagerung aller mesomeren Grenzstrukturen vermittelt wird.

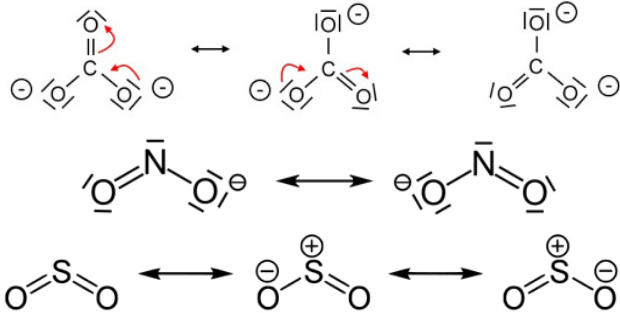


Abbildung 3.6: Mesomere Grenzstrukturen des Carbonat-anions (CO_3^{2-}), des Nitritanions (NO_2^-) und von Schwefeldioxid (SO_2).

3.3. Hybridisierung

Der Vorgang der Hybridisierung ist ein rein mathematisches Verfahren zur erleichterten Darstellung und besitzt keine physikalische Realität.

Die Elektronenkonfiguration von Kohlenstoff im Grundzustand $1s^2 2s^2 2p^2$ bedeutet, dass die einfach besetzten p-Orbitale zur Überlappung mit einem Wasserstoff zur Verfügung stehen. Allerdings würde das bei einem CH_2 -Molekül zu einem Bindungswinkel von 90° führen, da die beiden $2p$ -Orbitale senkrecht angeordnet sind. Der wahre Bindungswinkel liegt aber bei 109° . Erst in diesem Winkel ist die Wechselwirkung zwischen den H-Atomen am geringsten, somit energieärmer und erstrebenswert.

Damit das Kohlenstoffatom vier Bindungen ausbilden kann, muss es energetisch angeregt (Valenzzustand) werden, indem ein Elektron aus dem $2s$ -Orbital in das höher liegende, leere $2p$ -Orbital angehoben wird. Die dafür nötige Energie (Promotionsenergie) kommt aus der Molekülbildung.

Es entstehen aus dem $2s$ - und den drei $2p$ -Orbitalen vier neue, äquivalente sp^3 -hybridisierte Orbitale, welche nach den Ecken eines Tetraeders ausgerichtet sind, die Winkel betragen jeweils $109,5^\circ$.

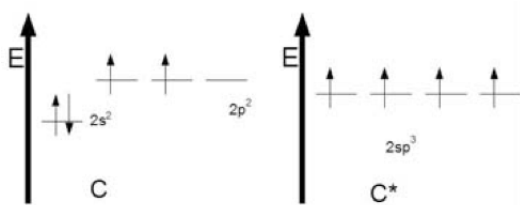


Abbildung 3.7: Der Hybridisierungsvorgang

Die Winkel im sp^3 -hybridisiertem C-Atom betragen jeweils $109,5^\circ$:

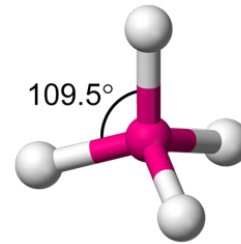


Abbildung 3.8: sp^3 Hybridisiertes C-Atom

Durch die sp^3 -Hybridisierung kommt es beim Kohlenstoffatom zu einem Winkelbildung zum Bindungspartner.

Bei Überlappung eines $1s$ -Orbitals (Wasserstoff) mit einem sp^3 -Hybridorbital kommt es zur $s-sp^3$ - σ (sigma)-Bindung. Die daraus resultierende Form des Methanmoleküls stimmt nun auch mit den experimentellen Daten überein.

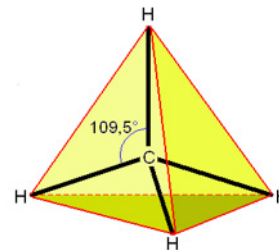


Abbildung 3.9: Pyramidale Struktur von Methan

3.4. Einfachbindungen

Werden mehrere sp^3 -hybridisierte Kohlenstoffatome über Einfachbindungen miteinander verknüpft, spricht man von Alkanen. Es kommt zu einer sp^3-sp^3 - σ (sigma)-Bindung. Diese Bindung ist freidrehbar, die C-C-Bindungen bilden immer einen Tetraederwinkel von $109,5^\circ$.

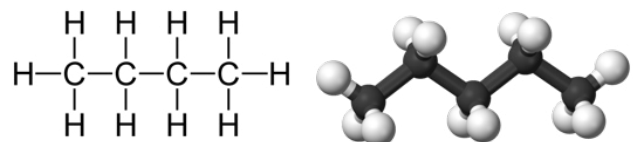


Abbildung 3.10: Butan (C_4H_{10}); ersichtlich sind die Tetraederwinkel der C-Atome

Elektronenpaare, die nicht an der Bindung teilnehmen werden freie Elektronenpaare genannt.

Ebenfalls sp^3 -hybridisiert sind das Sauerstoffatom in Molekülen wie Wasser (H_2O) oder Stickstoff in Ammoniak (NH_3). Dabei sind die sogenannten freien Elektronenpaare in die Ecken des Tetraeders gerichtet. Am Beispiel von NH_3 ist erkenntlich, dass die Bindungswinkel dann eine leichte Abweichung von der idealen Tetraederform aufweisen.

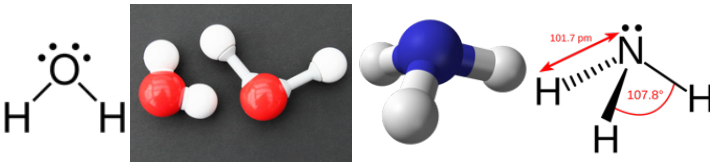


Abbildung 3.11: Strukturen von H_2O und NH_3

3.5. Doppelbindungen

Neben der sp^3 -Hybridisierung gibt es auch Hybridisierungen, bei denen nur Teile der Orbitale beteiligt sind. Bei der sp^2 -Hybridisierung sind ein s- und nur zwei p-Orbitale beteiligt, die dann drei gleichwertige sp^2 -Hybridorbitale ausbilden, welche in einer Ebene mit einem Winkel von je 120° dazwischen liegen. Das dritte nicht an der Hybridisierung beteiligte p-Orbital steht senkrecht dazu (in der folgenden Abb. das p_z -Orbital).

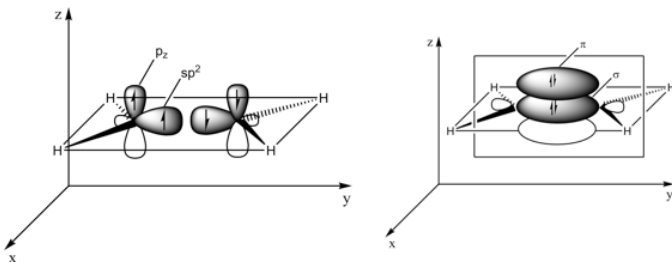


Abbildung 3.12: Doppelbindungen

Es steht somit neben den drei sp^2 -hybridisierten Orbitalen auch ein p_z -Orbital zur Bindung zur Verfügung. Kommt es zur sp^2 - sp^2 - σ -Bindung und einer p-p- π -Bindung zwischen zwei Kohlenstoffatomen, spricht man von einer Doppelbindung.

Im Gegensatz zur σ -Bindung, welche auf Grund der rotationssymmetrischen Überlappung frei drehbar ist, besitzt die π -Bindung eine Knotenebene und die π -Elektronenwolke verteilt sich ober- und unterhalb der Bindungsachse, wodurch dieser Bindungstyp nicht mehr frei drehbar ist. Die Geometrie einer Doppelbindung ist planar trigonal.

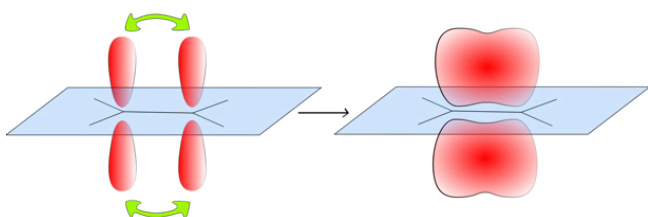


Abbildung 3.13: Doppelbindungen

Sind in einem Molekül mehrere Doppelbindungen durch jeweils eine Einfachbindung getrennt, dann spricht man von konjugierten Doppelbindungen.

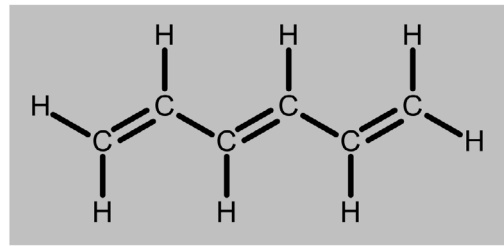


Abbildung 3.14: Hexatrien (konjugierte Doppelbindungen)

Es ist aber auch möglich, dass Doppelbindungen direkt benachbart auftreten, dann bezeichnet man sie als Kumulene.

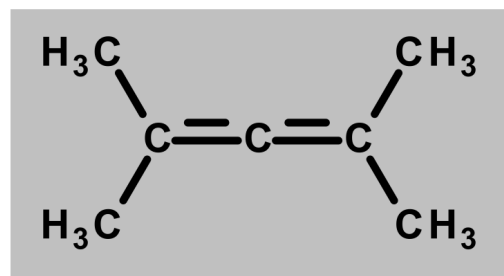


Abbildung 3.15: Zwei kumulierte Doppelbindungen

3.6. Dreifachbindungen

Sind die Kohlenstoffatome nur sp -hybridisiert stehen sogar zwei freie p_z -Orbitale zur Überlappung zur Verfügung. Zwischen den beiden sp -Hybridorbitalen liegt ein Winkel von 180° vor, die beiden nicht hybridisierten p-Orbitale stehen flächensymmetrisch mit 90° zu einander.

Bei der ebenfalls nicht frei drehbaren Dreifachbindung kommt es folglich zu einer sp - sp - σ -Bindung und zwei p-p- π -Bindungen. Die Geometrie ist linear.

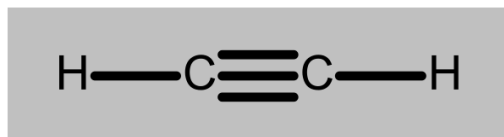


Abbildung 3.16: Lineare Struktur von Acetylen

3.7. Elementarer Kohlenstoff

Beim **Diamant** liegen alle Kohlenstoffatome sp^3 -hybridisiert vor, sodass jedes Atom von vier weiteren Atomen in tetraedrischer Form umgeben ist, jede sp^3 - sp^3 - σ -Bindung ist gleich lang und die Bindungsenergie jeweils gleich groß ist. Folglich ergibt sich das regelmäßig aufgebaute und daher überaus stabile Diamantgitter. Jedes Atom ist stabil und kann einer Bindung zugeordnet werden. Dies ist der Grund für die massive Härte des Diamanten und dessen schlechte Leitfähigkeit.

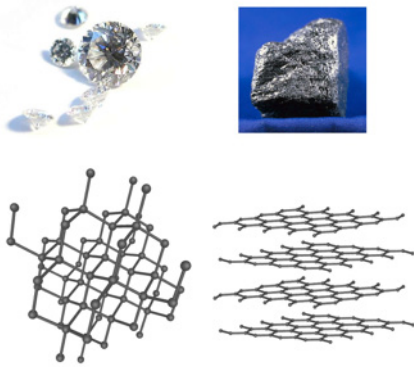


Abbildung 3.17: Diamant und Graphit

Das **Graphitgitter** besteht aus sp^2 -hybridisierten Atomen, weshalb es aus Ebenen (Schichten) aufgebaut ist. Jede Ebene besteht aus miteinander verknüpften Sechsecken, die durch die sp^2 - sp^2 - σ -Bindungen zu Stande kommen. Über das senkrecht darauf stehende p-Orbital kommt es zur Verknüpfung der einzelnen Ebenen. Die Elektronen der p-Orbitale gehören nicht einzelnen Bindungen oder Atomen an, sondern liegen als delokalisierte Elektronenwolke zwischen den Graphitschichten. Das erklärt die elektrische Leitfähigkeit sowie die schwarze, metallisch-glänzende Farbe von Graphit.

Als **Fullerene** bezeichnet man hohle, geschlossene Moleküle aus Kohlenstoffatomen, die sich in Fünf- und Sechsecken anordnen. Sie stellen eine weitere Modifikation des chemischen Elements Kohlenstoff dar. Das mit Abstand am besten erforschte Fulleren besteht aus 60 Kohlenstoffatomen und ist zu Ehren des Architekten Richard Buckminster Fuller Buckminster-Fulleren (auf Englisch auch buckyball) benannt, da es den von ihm konstruierten geodätischen Kuppeln ähnelt. Es besteht aus 12 Fünfecken und 20 Sechsecken, die zusammen ein abgestumpftes Ikosaeder (Archimedisches Körper) bilden.

Kohlenstoffnanoröhren, sogenannte **nanotubes**, sind mikroskopisch kleine röhrenförmige Gebilde (molekulare Nanoröhren) aus Kohlenstoff. Ihre Wände bestehen nur aus Kohlenstoff, wobei die Kohlenstoffatome eine wabenartige Struktur mit Sechsecken und jeweils drei Bindungspartnern einnehmen (vorgegeben durch die sp^2 -Hybridisierung). Der Durchmesser der Röhren liegt meist im Bereich von 1 bis 50 nm, es wurden aber auch Röhren mit nur 0,4 nm Durchmesser hergestellt. Längen von bis zu einem halben Meter für einzelne Röhren und bis zu 20 cm für Röhrenbündel wurden bereits erreicht.

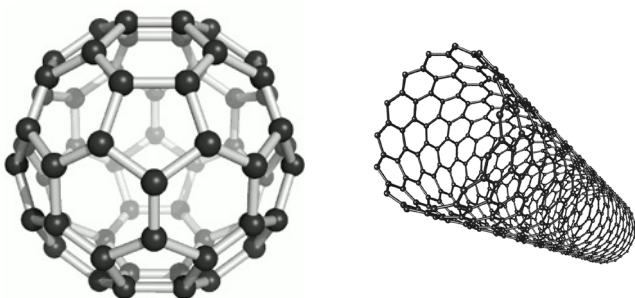


Abbildung 3.18: Fulleren und Nanotube

3.8. Polare Atombindungen

Die ideale kovalente Bindung kann nur zwischen Atomen gleicher Elemente bzw. identen Atomgruppen entstehen, da dadurch die Aufteilung der Elektronen gleichmäßig erfolgt und sich keine Polarität ergibt. Ist ein Molekül von verschiedenen Atomen aufgebaut, haben somit die Bindungspartner unterschiedliche Elektronegativität, kommt es zur Verschiebung der gemeinsamen Elektronenpaare hin zum elektronegativeren Partner. Man spricht nun von einer polaren Atombindung und es entstehen Partialladungen. Der elektropositivere Bindungspartner trägt eine mit δ^+ gekennzeichnete positive Partialladung, der elektronegativerere eine mit δ^- gekennzeichnete negative Partialladung. Je größer die Elektronegativitätsdifferenz der Bindungspartner, desto polarer ist eine Atombindung.

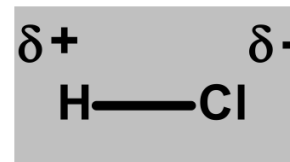


Abbildung 3.19: Polarisierung der HCl-Bindung

Innerhalb einer Gruppe des Periodensystems nimmt die Elektronegativität von oben nach unten hin ab und somit auch die Polarität homologer Verbindungen. Das Chlorwasserstoffmolekül ist über eine σ -Bindung zwischen zwei Atomen mit einer hohen Elektronegativitätsdifferenz verbunden. Die Elektronendichte verschiebt sich daher sehr stark zum elektronegativeren Chloratom, welches daraufhin eine negative Partialladung erhält. Es entsteht ein permanenter Dipol. Beim Tetrachlormethan sind die vier Chloratome symmetrisch um das Kohlenstoffatom angeordnet und es kommt daher zu keiner Ladungsverschiebung.

3.8.1 Das Wassermolekül

Beim Wassermolekül überlappen die beiden sp^3 -hybridisierten Sauerstofforbitale mit je einem $1s$ -Orbital des Wasserstoffs. Die übrigen zwei sp^3 -Hybridorbitale werden von je einem freien Elektronenpaar des Sauerstoffatoms eingenommen. Die freien Elektronenpaare beanspruchen einen größeren Raum als die bindenden Elektronenpaare, da sie sich stärker abstoßen. Dadurch kommt es zur Verschiebung von der idealen Tetraederform und der Bindungswinkel zwischen den bindenden Paaren wird kleiner (105°). Diese gewinkelte Form ist auch der Grund für die Ausbildung eines Dipols.


3.8.2 Das Ammoniakmolekül

Im Ammoniakmolekül können die drei sp^3 -hybridisierten Orbitale des Stickstoffs mit je einem $1s$ -Orbital des Wasserstoffs überlappen. Das freie Elektronenpaar des Stickstoffatoms besetzt das letzte freie sp^3 -Hybridorbital. Wieder kommt es zur Verschiebung

der Bindungswinkel, da das freie Elektronenpaar mehr Platz einnimmt. Der Bindungswinkel beträgt nun 107° .

3.9. Die Ionenbindung

Ionen entstehen durch die Aufnahme (negative Ionen – Anionen) bzw. durch die Abgabe (positive Ionen – Kationen) von Elektronen.

 Elemente, die ein Elektron aufnehmen oder abgeben, werden als Ionen bezeichnet. Anionen haben Elektronen aufgenommen und sind negativ geladen. Kationen sind Ionen, die ein Elektron abgegeben haben und damit positiv geladen sind.

Kationen bilden sich vorzugsweise aus den Elementen der I. und II. Hauptgruppe des Periodensystems, da sie nur eine geringe Ionisierungsenergie benötigen, um Edelgaskonfiguration zu erreichen.

Anionen werden vorwiegend von Elementen der VI. und VII. Hauptgruppe gebildet.

Durch Aufnahme bzw. Abgabe von Elektronen ändern sich die Elektronenhülle und damit der Teilchenradius und das Volumen. Anionen sind immer größer als ihre neutralen Atome, Kationen immer kleiner.

Die Ionenbindung findet zwischen Metallen mit niedriger Ionisierungsenergie und Nichtmetallen mit hoher Elektronenaffinität statt. Es kommt zur ungerichteten Anziehung zwischen positiven und negativen Ionen und dabei zur vollständigen Übertragung der Elektronen. Die elektrostatischen Anziehungskräfte wirken in alle Richtungen und führen zur Ausbildung von dreidimensionalen stabilen Ionenkristallen.

Die Koordinationszahl eines Ionengitters gibt die Anzahl der Ionen-umgebenden gegensätzlich geladenen Ionen an. Bei NaCl (Kochsalz) beträgt diese Zahl 6, das bedeutet, dass jedes Natrium-Ion von sechs Chlor-Ionen umgeben ist und jedes Chlor-Ion von sechs Natrium-Ionen, s. Abb. Na⁺ (rot) und Cl⁻ (grün).

Die Gitterstruktur wird durch die Anordnung der Ionen nach Ladung und Größe bestimmt.

Bezieht man die Größenverhältnisse von Anionen und Kationen, sowie deren Abstände zu einander mit ein, kommt man von dem vereinfacht dargestellten Gittermodell zum Packungsmodell.

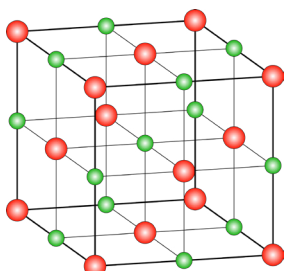


Abbildung 3.20: Kristallgitter von NaCl

Ionenverbindungen sind nach außen immer neutral. Jedes zweifach geladenen Kation muss mit einem zweifach oder zwei einfach geladenen Anionen verbunden werden, damit die Summe neutral ist. Salze wie NaCl oder AgBr nennt man AB-Verbindungen, MgCl₂ oder CuCl₂ nennt man AB₂-Verbindungen.

3.9.1 Eigenschaften von Ionenbindungen

Alle Substanzen, die aus Ionen bestehen, bezeichnet man als salzartige Stoffe. Da bei Normaltemperatur ihre Ionen fest an die Gitterplätze gebunden und nicht frei beweglich sind, leiten sie den elektrischen Strom nicht. Ionen zeigen allerdings eine Eigenschwingung um ihre Gitterplätze. Wird sehr viel Energie zugeführt, kann die Eigenschwingung so groß werden, dass sie die Bindungskräfte überwindet. Die Ionen sind dann in einer Schmelze beweglich und können, ebenso wenn sie in Wasser gelöst sind, elektrischen Strom leiten.

Anhand des sogenannten Coulombschen Gesetzes kann gezeigt werden, dass die Stabilität des Gitters mit Zunahme der Ladungsgröße und Verringerung des Abstandes zwischen den Ladungsschwerpunkten steigt. Auch ziehen kleine Ionen mit hoher Ladungsdichte einander stärker an als vergleichsweise solche mit großem Radius und niedriger Ladungszahl.

Mit der Zunahme der Gitterenergie steigt auch die Schmelztemperatur eines Salzes.

Ionengitter sind überaus stabil, was zu dem spröden und harten Charakter von Salzen führt. Bei zu großer Beanspruchung brechen Salze entlang bestimmter Gitterebenen.

Beim Lösen von Salzen in Wasser treten die randständigen Ionen mit den Dipol-Wassermolekülen in Wechselwirkung und es bildet sich in der Folge eine Hydrathülle aus (= Hydratation). Es kommt zur Abschwächung der Gitterkräfte. Die hydratisierten Ionen verlassen den Gitterverband und sind in der wässrigen Phase nun frei beweglich. Je nach Radius und Ladung besitzen die Ionen unterschiedlich große Hydrathüllen.

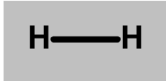
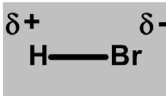
Beim Vorgang der Hydratation wird Energie frei (exotherme Reaktion) und heißt Hydratationsenthalpie ΔH_H .

Die Summe der Hydratationsenthalpie und der Gitterenergie ist die Lösungsenthalpie ΔH_L .

Die Löslichkeit von Salzen hängt hauptsächlich von der Gitterenergie ab. Salze mit hoher Gitterenergie sind schwerer löslich als solche mit niedriger Gitterenergie. Das Auflösen von Ionenverbindung in Wasser kann sowohl exotherm, als auch endotherm sein. Der Lösungsvorgang ist exotherm, wenn die Summe der Hydratationsenthalpien größer als die Gitterenergien ist. Die Salze werden unter Abgabe von einer Lösungswärme aufgelöst. Ist der Lösungsvorgang endotherm,

Elektronegativitätsdifferenz

Art der Bindung

$\Delta EN = 0$		unpolare Atombindung
$\Delta EN < 1,7$		polare Atombindung
$\Delta EN > 1,7$	Na^+Cl^-	Ionenbindung

muss Energie von außen zugeführt werden oder es wird der Lösung Energie entzogen. Die Lösung kühlt ab. Ist die Gitterenergie **sehr** zu groß, können die Verbindungen auch unter Erwärmen nicht in Wasser gelöst werden.

3.10. Metallbindung

Die Eigenschaften von Metallen sind gute Leitfähigkeit von elektrischer Strom und Wärme, gute Verformbarkeit und typischer metallischer Glanz. Die chemischen Bindungen in Metallen können mit dem Elektronengasmodell gut dargestellt werden. Bei diesem Modell wird angenommen, dass die Valenzelektronen die Atome verlassen haben und sich um die Atomrümpfe gasartig anordnen. Die Atomrümpfe sind positiv geladen und bilden die Gitterstruktur der Metalle. Sie werden von dem negativ geladenen, delokalisierten Elektronengas umgeben und dadurch zusammengehalten.

Man spricht also von einer Metallbindung, wenn es zu Wechselwirkungen zwischen den positiv geladenen Metall-Ionen (Atomrümpfe) und den delokalisierten Elektronen kommt. Dabei bildet sich ein Metallgitter. Die gute Leitfähigkeit liegt an den frei beweglichen Elektronen.

Bei zunehmender Temperatur nimmt die Leitfähigkeit von Metallen ab, da die Gitterschwingungen größer werden und damit der Elektronenfluss durch die zunehmende gegenseitige Abstoßung behindert wird.

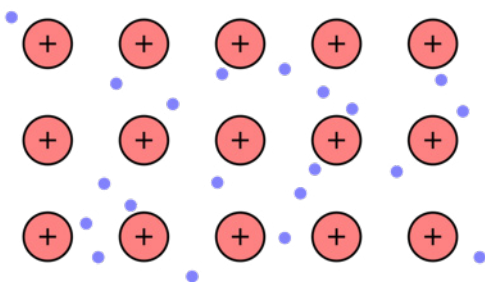


Abbildung 3.21: Metallbindung

3.11. Intermolekulare Wechselwirkungen

Auch wenn Moleküle nach außen hin neutral sind, kann es zu Wechselwirkungen zwischen ihnen kommen. Diese Wechselwirkungen sind allerdings deutlich schwächer als andere chemische Bindungen.

3.11.1 Van-der-Waals-Kräfte

Van-der-Waals-Kräfte beschreiben die Anziehungskräfte zwischen Molekülen oder Edelgasatomen, wobei es drei Stärken bzw. Abstufungen gibt:

Die stärkste Van-der-Waal-Kraft ist die Dipol-Dipol-Wechselwirkung, gefolgt von den Wechselwirkungen zwischen einem Dipol und einem unpolaren Molekül. Die schwächste ist die Wechselwirkung zwischen unpolaren Molekülen bzw. Atomen.

3.11.2 Dipol-Dipol-Wechselwirkungen

Verbindungen wie Wasser bestehen aus polaren Molekülen. Sie besitzen einen permanenten Dipol und richten ihre Partialladungen entsprechend der elektrostatischen Anziehungskraft nach einander aus. Damit verbunden ist eine Energieminimierung. Somit muss bei Änderung des Aggregatzustandes diese Van-der-Waal-Energie aufgebraucht oder abgegeben werden.

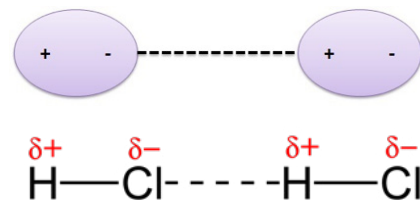


Abbildung 3.22: Dipol-Dipol-Wechselwirkung von H-Cl

3.11.3 Wechselwirkungen zwischen Dipolmolekül und unpolarem Molekül

Der permanente Dipol induziert im unpolaren Molekül einen Dipol in dem es zu kurzzeitiger Verschiebung der Elektronen kommt (=induzierter Dipol).

3.11.4 Wechselwirkungen zwischen unpolaren Molekülen oder Atomen

Auf Grund einer kurzzeitigen unsymmetrischen Ladungsverteilung, kann ein temporärer Dipol induziert werden und somit ziehen einander sogar unpolare Moleküle an. Dieser Dipol kann in einem dynamischen Prozess auch benachbarte Dipole induzieren.

3.11.5 Wasserstoffbrückenbindungen

Wasserstoffbrückenbindungen können nur von Elementen mit einer sehr starken

Elektronegativität gebildet werden (N, O, F). Dabei besteht die Möglichkeit einer inter- oder intramolekularen Wasserstoffbrückenbildung.

Beim Wassermolekül kommt es zwischen den Wasserstoff- und Sauerstoffatomen benachbarter Moleküle zur Ausbildung von Wasserstoffbrücken. Zunächst ziehen die stark elektronegativen Sauerstoffatome die Elektronen der O-H-Bindung an. Am Sauerstoff kommt es folglich zu einer negativen (δ^-), am Wasserstoff zu einer positiven Partialladung (δ^+). Die positivierten Wasserstoffatome bilden nun Brücken mit den freien Elektronenpaaren am Sauerstoff der benachbarten Wassermoleküle. Es kommt zur Bildung großer Molekülverbände und auch wenn Wasserstoffbrücken zwar eine geringe Bindungsenergie haben, beeinflussen sie aber beispielsweise die Siedetemperatur stark.

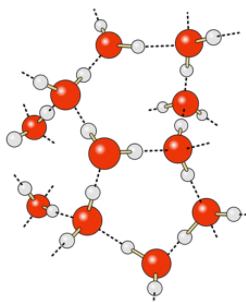


Abbildung 3.23: Wasserstoffbrückverbindungen

4. Protonen und Elektronenübertragungsreaktionen

4.1. Säuren und Basen

S. Arrhenius definierte die Begriffe Säuren und Basen erstmals. Säuren sind nach seiner Definition Wasserstoffverbindungen und geben in wässriger Lösung H^+ -Ionen ab. Basen besitzen Hydroxylgruppen und geben beim Lösen in Wasser hydratisierte OH^- -Ionen ab.

Mit seiner Beschreibung konnten jedoch die basischen Eigenschaften von Substanzen wie Ammoniak (NH_3) in nicht wässrigen Systemen nicht ausreichend erklärt werden.

Mit Einführung der **Brönsted-Lowry-Theorie**, kamen neue Erkenntnisse. Nach Entwicklung des Donator-Akzeptor-Prinzips wurden die Begriffe neu definiert. Die Definition beruht nicht mehr auf der bestimmten Art einer Verbindung, sondern ihrer Funktion, nämlich ihrer Fähigkeit zur Abgabe oder Aufnahme von Protonen.

Säuren besitzen die Fähigkeit zur Protonen-Abgabe (Protonen-Donator)

Basen die Fähigkeit zur Protonen-Aufnahme (Protonen-Akzeptor).

Eine Säure-Basen-Reaktion ist somit die Übertragung von Protonen (H^+) zwischen den Reaktionspartnern, man spricht auch von Protolyse.

Säuren und Basen können sowohl aus neutralen Molekülen (Neutralsäuren und -basen), als auch aus Ionen (Anionensäuren und -basen, Kationensäuren und -basen) bestehen.

4.2. Säure-Base-Gleichgewichte

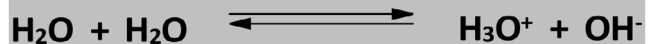
4.2.1 Das Oxonium-Ion

Bei einer Säure-Base-Reaktion in Wasser entsteht bei der Abgabe eines Protons durch eine Säure spontan ein Hydroxonium-Ion (H_3O^+); synonyme Bezeichnungen sind Hydronium-Ion bzw. Oxonium-Ion. Das passiert, weil freie Protonen in wässrigen Lösungen nicht existent sein können. Durch den sehr kleinen Atomradius und das hohe Ionenpotential lagern sie Protonen stets an Teilchen mit einem freien Elektronenpaar, wie dem Wassermolekül, an.

Auch das Oxonium-Ion liegt nicht völlig frei vor, sondern bildet mit drei weiteren Wassermolekülen Wasserstoffbrücken aus. Es entsteht ein $H_9O_4^+$ -Ion.

4.2.2 Das Ionenprodukt des Wassers und der pH-Wert

Reines Wasser leitet in geringer Menge Strom. Die dafür nötigen frei-vorliegenden Ionen werden bei der Eigendissoziation von Wasser gebildet. Bei dieser Autoprotolyse entstehen aus zwei Wassermolekülen ein Oxonium-Ion und ein Hydroxy-Ion.




Die Lage des Gleichgewichts wird mit Hilfe des Massenwirkungsgesetzes ermittelt. Im chemischen Gleichgewicht sind Hin- und Rückreaktion gleich schnell. Die Konzentration des Wassers wird als konstant angesehen. Man gibt die beiden Geschwindigkeitskonstanten an und fasst diese zur temperaturabhängigen Gleichgewichtskonstante K_w zusammen. Sie gibt das Ionenprodukt des Wassers an. Abhängig von der Temperatur liegt dieses bei 22° bei $K_w = 10^{-14} \text{ mol}^2/\text{l}^2$.

Zur Vereinfachung wird die logarithmische Größe pK_w verwendet. Der pK_w Wert von Wasser bei 22° liegt bei 14. Steigt die Temperatur nimmt das Ionenprodukt des Wassers zu (z.B.: bei 0°C beträgt der pK_w 14,89, d.h. der pH-Wert ist 7,45; bei 100°C beträgt der pK_w 12,13, d.h. der pH-Wert ist 6,07).

Es gilt: $pH + pOH = pK_w = 14$

Durch Zusatz einer Säure wird die Konzentration an H_3O^+ -Ionen erhöht, der pH-Wert sinkt. Durch Zugabe

einer Base, steigt die Konzentration an OH^- - Ionen, wodurch der pH - Wert steigt.

 Der pH-Wert ist der negative dekadische Logarithmus der H_3O^+ -Ionen Konzentration.

4.2.3 pH-Wert

pH-Wert und Konzentrationen von Säuren und Basen (eine wässrige Lösung von HCl bezeichnet man als Salzsäure, eine wässrige Lösung von NaOH als Natronlauge):

pH = $-\lg c(\text{H}_3\text{O}^+)$		Konzentrationen (H_3O^+) in $\text{mol} \cdot \text{l}^{-1}$
0	1 molare HCl	$c(\text{H}_3\text{O}^+) = 10^0$
1	0,1 molare HCl	$c(\text{H}_3\text{O}^+) = 10^{-1}$
2	0,01 molare HCl	$c(\text{H}_3\text{O}^+) = 10^{-2}$
3	0,001 molare HCl	$c(\text{H}_3\text{O}^+) = 10^{-3}$
7	Neutralpunkt, reines Wasser	$c(\text{H}_3\text{O}^+) = 10^{-7}$
12	0,01 molare NaOH	$c(\text{H}_3\text{O}^+) = 10^{-12}$
13	0,1 molare NaOH	$c(\text{H}_3\text{O}^+) = 10^{-13}$
14	1 molare NaOH	$c(\text{H}_3\text{O}^+) = 10^{-14}$

4.2.4 Korrespondierende Säuren und Basen (abgekürzt korr. Säure/Base)

Die Abgabe von Protonen einer Säure (HA) funktioniert nur wenn eine Base (B) zur Verfügung steht, wobei diese Protonen-Übertragung immer eine reversible Reaktion darstellt. Das bedeutet, dass aus der H^+ -abgebenden Säure eine Base wird, die wieder ein Proton aufnehmen kann bzw. aus der H^+ -aufnehmenden Base wird eine Säure, die wieder dieses Proton abgeben kann. Man spricht somit von einem korrespondierenden Säure-Basen-Paar.

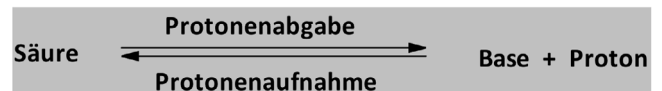
In wässrigen Lösungen kann auch Wasser als Reaktionspartner sowohl für Säuren als auch Basen dienen. Wasser nimmt je nachdem Protonen auf oder gibt sie ab.

Die Aufnahme und Abgabe von Protonen ist ein reversibler Prozess, bei dem sich ein Gleichgewicht einstellt.

Mit Wasser als Reaktionspartner:



Vereinfachte Darstellung:



Im folgenden Beispiel reagiert CH_3COOH (Essigsäure) bzw. NH_3 (Ammoniak) mit Wasser. Die Essigsäure überträgt in ihrer Eigenschaft als Säure ein Proton auf H_2O (Bildung von Acetat), Ammoniak nimmt als Base von H_2O ein Proton auf (Bildung von Ammonium):

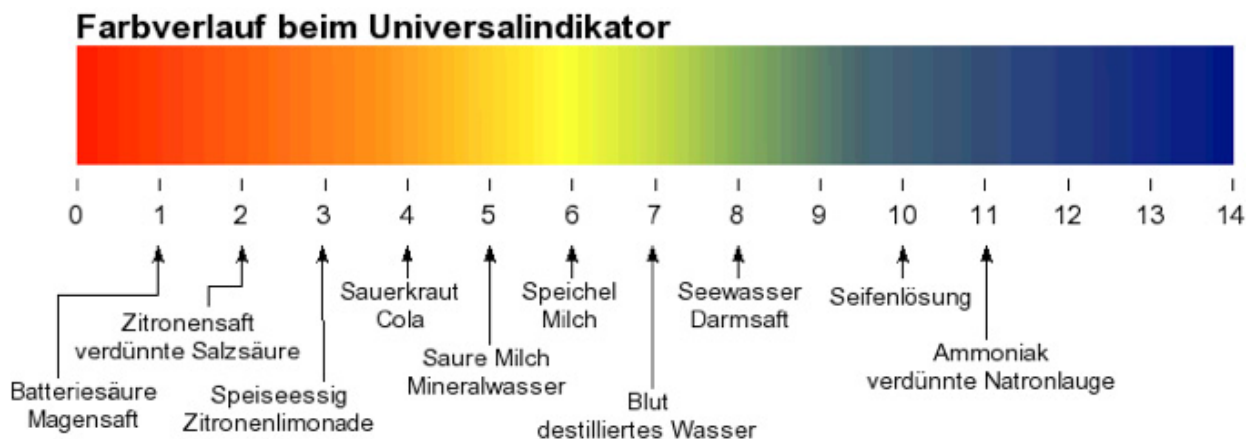
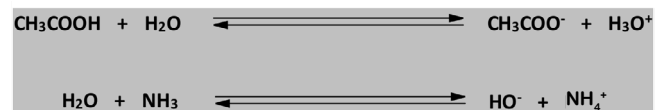


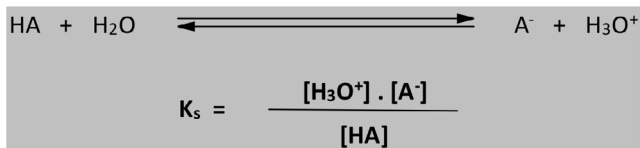
Abbildung 4.1: Typische pH-Werte und Universalindikator

A^- dient bei der Rückreaktion als konjugierte Base, sprich sie nimmt die Protonen von BH^+ , welche jetzt als konjugierte Säure fungiert, auf. Je leichter eine Säure bzw. Base ein Proton abgibt bzw. aufnimmt, desto stärker ist sie.

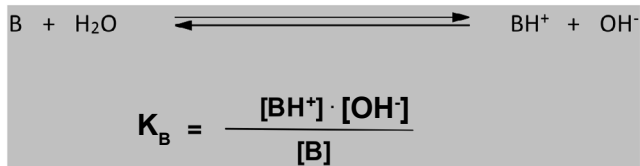
In Abhängigkeit von der Stärke der Säure bzw. Base wird das Gleichgewicht auf eine Seite verschoben. Ist beispielsweise B eine stärkere Base als A^- liegt das Gleichgewicht auf der rechten Seite.

Der K_s - Wert einer Säure (K_b - Wert einer Base), gibt die Stärke der Säure (Base) an. Je stärker die Säure, desto höher liegt der K_s - Wert (bzw. K_b -Wert).

Reaktion einer Säure mit Wasser:



Reaktion einer Base mit Wasser:



Liegt der K_s - Wert über 1, so reagiert eine Säure mit Wasser zu 50%. Das bedeutet, dass die H_3O^+ - und A^- - Ionen die größere Menge ausmachen.

Sehr starke Säuren mit einem K_s - Wert über 100 reagieren zu 100% mit Wasser und das H_3O^+ - Ion stellt die tatsächliche Säure dar. Daher kommt, dass $HClO_4$, HCl und H_2SO_4 bei gleicher Konzentration gleich stark sauer sind. Man spricht von einem nivellierenden Effekt des Wassers.

Dasselbe Phänomen gilt auch für sehr starke Basen.

Auch hier gilt, dass man bei Rechnungen mit der Säure- bzw. Basenkonstante den neg. dekadischen Logarithmus verwendet:

$$pK_s = -\log K_s \quad pK_b = -\log K_b$$

Weiters gilt konsequenterweise, dass der K_s -Wert einer Säure und der K_b -Wert ihrer konjugierten Base in Wasser voneinander abhängig sind:

$$pK_s + pK_b = pK_w = 14$$

Daraus folgt auch, dass jedes korrespondierende Säure-Base-Paar einen pK_s - und einen pK_b - Wert besitzt, wobei eine starke Säure immer mit einer schwachen

Base, eine starke Base mit einer schwachen Säure korrespondiert.

Besitzt eine Säure mehrere Protonen, die sie in Protolysereaktionen schrittweise auf eine Base übertragen kann, spricht man von mehrwertigen Säuren. Das erste Proton wird immer am leichtesten übertragen.

Beispiele dafür wären Phosphorsäure (H_3PO_4), Schwefelsäure (H_2SO_4) und Kohlensäure (H_2CO_3).

4.2.5 Berechnung von pH - Werten

...von wässrigen Lösungen starker Säuren:

Starke Säuren reagieren vollständig mit Wasser, sie liegen demnach vollständig protolysiert vor. Die Konzentration der Ionen H_3O^+ entspricht der Gesamtkonzentration der Säure (C_s).

Ein Beispiel zur Berechnung anhand der starken Säure HCl :

HCl ist mit einer Konzentration von $C_s = 0,01 \text{ mol/l}$ gegeben. Die Konzentration der H_3O^+ - Ionen beträgt somit ebenfalls $0,01 \text{ M}$.

Der pH - Wert ist gleich dem negativen dekadischen Logarithmus der Gesamtkonzentration an H_3O^+ - Ionen.

$$pH = -\log c(H_3O^+) = 0,01 \text{ mol} \cdot l^{-1} = 10^{-2} \text{ mol} \cdot l^{-1}$$

$$pH = -\log c(H_3O^+) = 2$$

...von wässrigen Lösungen starker Basen:

Analog geht man bei der Berechnung des pH-Wertes starke Basen vor. Sie reagieren ebenfalls vollständig mit Wasser. Es gilt, dass der pOH - Wert der Gesamtkonzentration der Base (C_b) bzw. der Konzentration der OH^- - Ionen entspricht.

Um den pH - Wert zu erhalten benötigt man das Ionenprodukt von Wasser ($pH + pOH = pK_w = 14$). Daraus ergibt sich $pH = 14 - pOH$;

...von wässrigen Lösungen schwacher Säuren:

Schwache Säuren reagieren nicht vollständig mit Wasser, sie liegen nur teilweise protolysiert vor. Das Gleichgewicht der Reaktion mit Wasser befindet sich auf der linken Seite ($HA + H_2O \rightleftharpoons H_3O^+ + A^-$). Die Konzentration der H_3O^+ - Ionen entspricht nicht mehr der Gesamtkonzentration der Säure. Zur Berechnung des pH - Wertes muss das Protolysegleichgewicht betrachtet werden.

$$K_s = c(H_3O^+) \cdot c(A^-) / c(HA) \cdot c(H_2O)$$

Da aus je einem Teil Säure (HA) ein Oxonium-Ion (H_3O^+) und ein Säurerest (A^-) entsteht, gilt $c(H_3O^+) = c(A^-)$. Die Konzentration der nicht vollständig dissoziierten Säure $c(HA)$ entspricht ungefähr der Gesamtkonzentration

(C_s) der schwachen Säure. Durch Einsetzen in die Formel folgt:

$$K_s = c^2(\text{H}_3\text{O}^+) / C_s \text{ bzw. } c(\text{H}_3\text{O}^+) = \text{die Wurzel aus } (K_s \cdot C_s)$$

$$\text{pH} = \frac{1}{2} \cdot (\text{p}K_s - \log C_s)$$

Es lässt sich aus der oben genannten Formel bei bekanntem pH und Konz. einer schwachen Säure der pKs wie folgt berechnen:

$$\text{p}K_s = 2 \cdot \text{pH} + \log C_s$$

...von wässrigen Lösungen schwacher Basen:

Die Berechnung des pOH – Wertes von schwachen Basen funktioniert auf dieselbe Weise wie bei schwachen Säuren.

$$\text{pOH} = \frac{1}{2} \cdot (\text{p}K_b - \log C_b)$$

$$\text{pH} = 14 - \text{pOH}$$

Amphoterie

Verbindungen, die sowohl Protonen aufnehmen als auch abgeben können, bezeichnet man als Ampholyte oder amphotere Verbindungen. Sie können deshalb einen sauren und basischen Charakter besitzen. Bestimmt wird der Charakter vom jeweiligen Reaktionspartner. Das heißt, gegenüber starken Säuren zeigen sie basisches Verhalten, gegenüber starken Basen hingegen fungieren sie als Protonendonatoren.

korrespond. Base	Ampholyt	korrespond. Säure
OH^-	H_2O	H_3O^+
NH_2^-	NH_3	NH_4^+
CO_3^{2-}	HCO_3^-	H_2CO_3
PO_4^{3-}	HPO_4^{2-}	H_2PO_4^-

4.2.6 Neutralisationsreaktionen

Reagiert eine Säure mit einer Base spricht man von einer Neutralisation. Die Säurewirkung wird durch die Base aufgehoben und umgekehrt. Dabei entsteht eine wässrige Salzlösung. Die Neutralisation ist eine exotherme Reaktion, d.h. es wird stets Wärme (Neutralisationsenthalpie) frei. Aus der folgenden Gleichung erkennt man, dass an der Neutralisation einer Säure und einer Base nur die H_3O^+ und OH^- Ionen beteiligt sind, die Säurerest-Anionen und Base-Kationen bleiben gelöst in Wasser zurück. Aus der Reaktion von Salzsäure und Natronlauge entsteht das Salz Natriumchlorid, gelöst in Wasser:



4.2.7 Säure-Base-Theorie nach Lewis

Nach Brönsted ist die Säure-Base-Reaktion die Übertragung eines Protons von einer Säure auf eine Base. Gemäß dieser Definition müssen alle Säuren einen Wasserstoff enthalten, den sie als H^+ abgeben können und alle Basen ein freies Elektronenpaar besitzen, um ein Proton (H^+) aufnehmen zu können. Allerdings gibt es zahlreiche Verbindungen wie BF_3 , AlCl_3 oder SiF_4 , die offensichtlich keinen Wasserstoff tragen, aber dennoch in Wasser sauer reagieren. Deshalb wurden die Begriffe Säure-Base von Lewis neu definiert.

Lewis – Säuren besitzen eine unvollständig besetzte äußere Elektronenschale und ein freies Elektronenpaar eines anderen Teilchens zur Bildung einer Atombindung annehmen. Lewis – Säure können also Elektronenpaare aufnehmen. Sie sind Elektronenpaarakzeptoren und haben einen elektrophilen (elektronensuchenden) Charakter. Typische Vertreter sind: AlCl_3 , FeCl_3 , BF_3

Lewis – Basen stellen ein freies Elektronenpaar zur Bildung einer Atombindung zur Verfügung. Sie sind Elektronenpaardonatoren und haben einen nukleophilen (kernsuchenden) Charakter. Die Definition einer Lewis – Base stimmt mit der nach Brönsted überein.

Ein typischer Vertreter einer Lewis-Base ist das neutrale NH_3 sowie alle Anionen.

Bei einer Säure-Base-Reaktion nach Lewis, kommt es zur Ausbildung einer kovalenten Bindung zwischen einem Elektrophil und einem Nukleophil. Das dafür nötige Elektronenpaar stammt immer von der Base.

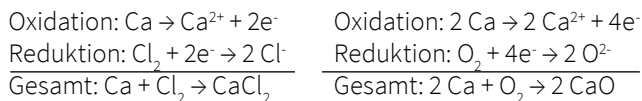
4.2.8 pH-Werte von Säuren und Basen im Alltag

pH-Wert	Flüssigkeit
0	3,5%ige Salzsäure
2	Magensaft
2	Zitronensaft
3	Essig
3	Cola
4	Wein
4,5	saure Milch
5	Bier
5,5	Hautoberfläche
6	Mineralwasser
6,4	Speichel
7	reines Wasser
7,4	Blut
8,2	Meerwasser
10	Waschmittellauge
12,6	Baukalklösung
14	3%ige Natronlauge

5. Redoxreaktionen

Redoxreaktionen sind chemische Reaktionen, bei denen immer ein Oxidationsvorgang und ein Reduktionsvorgang gleichzeitig ablaufen. Ursprünglich beschrieb **A. De Lavoisier** die, bei Verbrennungsprozessen stattfindende Oxidation als Aufnahme von Sauerstoff, den umgekehrten Vorgang, die Sauerstoffabgabe, als Reduktion. Da es jedoch auch Verbrennungsprozess-ähnliche Reaktionen ohne Mitwirkung von Sauerstoff gibt, mussten die Begriffe Reduktion und Oxidation erweitert werden.

Bei dem Vergleich von Reaktionen von Metallen mit Sauerstoff oder mit Halogenen fiel auf, dass die Metalle Elektronen abgeben, die Reaktionspartner diese aufnehmen. Die Abgabe der Elektronen führte zur Oxidation des Metalls. Sauerstoff bzw. das Halogen nehmen die Elektronen auf und werden in einem zweiten Schritt reduziert. Die Reaktionen laufen immer gleichzeitig ab, da freie Elektronen sehr reaktiv sind.



Der Begriff Redoxreaktion wird somit als Elektronenübertragungsreaktion neu definiert. Man spricht auch von Donator-Akzeptor-Reaktionen, ähnlich wie bei Säure-Base-Reaktionen, wobei im Gegensatz zu Protonen hier Elektronen übertragen werden. Das bedeutet, dass man unter Oxidation die Abgabe von Elektronen, unter Reduktion die Aufnahme von Elektronen versteht.



Bei einer Reduktionsreaktion nimmt ein Atom oder Molekül Elektronen auf. Bei einer Oxidationsreaktion werden Elektronen abgegeben. Beide Reaktionen können nur gekoppelt als Donator-Akzeptor-Reaktion ablaufen.

Betrachtet man die Redoxreaktion von Chlor und Calcium, wird das Calcium durch Chlor oxidiert. Man bezeichnet Chlor daher als Oxidationsmittel oder auch Elektronenakzeptor. Calcium reduziert Chlor und wird als Reduktionsmittel oder Elektronendonator bezeichnet.

Oxidationsmittel oxidieren ihre Reaktionspartner und werden selbst reduziert. Reduktionsmittel reduzieren andere und werden dabei selbst oxidiert.

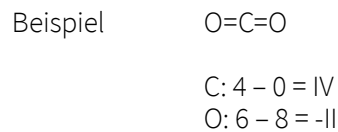
Während einer Redoxreaktion bilden sich immer zwei korrespondierende Redoxpaare. Die Redoxpaare der Donatoren und die der Akzeptoren stehen meist im Gleichgewicht miteinander.

6. Oxidationszahlen

Zur Beschreibung von Redoxreaktionen verwendet man formal die Oxidationszahlen. Sie werden als römische Ziffern über die Elementsymbole geschrieben und ändern sich entsprechend einer Oxidation oder Reduktion.

Zur Bestimmung der Oxidationszahlen stellt man die Lewis-Formel einer Verbindung auf und ordnet gedanklich jedem Element nach gewissen Regeln die entsprechenden Elektronen zu. Zwischen zwei Atomen unterschiedlicher Elektronegativität, wird die Elektronenpaare-Bindung heterolytisch gespalten und man ordnet die Bindungselektronen dem elektronegativeren Atom zu. Handelt es sich um zwei gleiche Bindungspartner, werden die Elektronen gemäß einer homolytischen Bindungsspaltung auf beide Partner aufgeteilt. Freie Elektronenpaare bleiben bei dem entsprechenden Atom.

Die Oxidationszahl (OZ) ergibt sich aus der Anzahl der Außenelektronen eines Elements minus der Anzahl der zugeordneten Elektronen. Die höchst mögliche OZ ergibt sich aus der Gruppennummer eines Elements im PSE. Ausnahmen sind Fluor und Sauerstoff.



Negative OZ erhalten ein negatives Vorzeichen.

Einige Regeln zum leichteren Ermitteln der OZ:

- Atome in Elementarsubstanzen haben immer eine OZ 0 (O_2 , H_2 , P_4 , C, Na, Mg, Zn)
- Bei einfach geladenen Ionen entspricht die OZ der Ladung des Ions ($\text{Mg}^{2+} \rightarrow \text{II}$, $\text{Al}^{3+} \rightarrow \text{III}$, $\text{S}^{2-} \rightarrow -\text{II}$, $\text{Cl}^- \rightarrow -\text{I}$, $\text{Fe}^{2+} \rightarrow \text{II}$, $\text{Fe}^{3+} \rightarrow \text{III}$)
- Fluor hat in Verbindungen immer die OZ $-\text{I}$
- Wasserstoff hat in Verbindungen immer die OZ $+\text{I}$
- Sauerstoff hat in Verbindungen immer die OZ $-\text{II}$ (Ausnahme Peroxide: $-\text{I}$)
- Die Summe aller OZ eines Teilchens (Molekül oder Ion) entspricht dessen Ladung. Bei neutralen Molekülen ist diese Summe naturgemäß 0.

Bei der Oxidation kommt es zur Erhöhung der OZ des Elements, bei der Reduktion zur Erniedrigung der OZ.

7. Funktionelle Gruppen und Trivialnamen

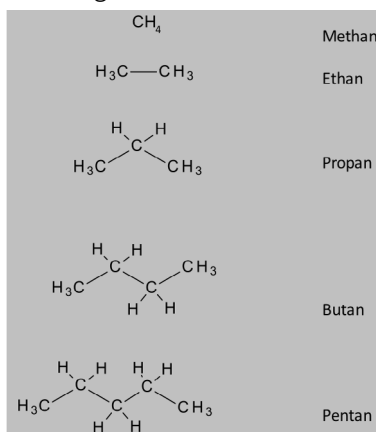
IUPAC regelt die genaue Namensgebung von Verbindungen. Häufig aber werden Trivialnamen verwendet, entweder aus historischen Gründen oder aber der Einfachheit halber.

7.1. Nomenklatur aliphatischer und aromatischer Kohlenwasserstoffe

Kohlenwasserstoffe sind unpolare organische Verbindungen. Sie bestehen nur aus Kohlenstoff- und Wasserstoffatomen, welche über Atombindungen miteinander verknüpft sind.

Aliphatische Kohlenwasserstoffe können kettenförmige, verzweigte oder unverzweigte Strukturen einnehmen. Diese können sowohl gesättigt als auch ungesättigt sein.

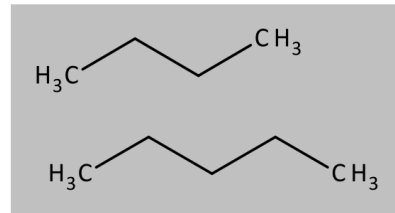
Bei den **gesättigten** Kohlenwasserstoffen sind die Kohlenstoffatome ausschließlich über Einfachbindungen miteinander verknüpft. Der Name der jeweiligen Verbindung ergibt sich aus dem Stamm eines Zahlenwortes, gemäß der Anzahl der Kohlenstoffatome, und der Endung „-an“. Diese Bezeichnung gibt an, dass keine Mehrfachbindung im Molekül enthalten ist. Man nennt die gesättigten aliphatischen Kohlenwasserstoffe im Allgemeinen Alkane.



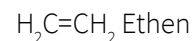
n	Name	n	Name	n	Name
1	Methan	5	Pentan	9	Nonan
2	Ethan	6	Hexan	10	Decan
3	Propan	7	Heptan	11	Undecan
4	Butan	8	Octan	12	Dodecan

n = Anzahl der Kohlenstoffe in der Kette

Bei der vereinfachten Darstellung von Molekülen in Form sogenannter Skelettformeln handelt es sich um eine abstrahierende Schreibweise, bei der C- und H-Atome nicht ausgeschrieben, sondern impliziert (vorausgesetzt) werden.



Bei den **ungesättigten** Kohlenwasserstoffen sind mindestens zwei Kohlenstoffe durch Mehrfachbindungen miteinander verknüpft. Bei den **Alkenen** sind sie durch eine Doppelbindung verbunden, welche durch die Endung „-en“ gekennzeichnet wird.



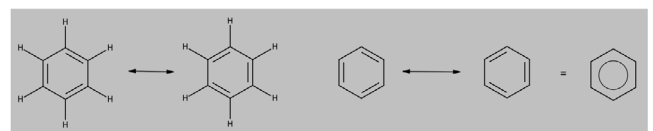
Im Falle der **Alkine** sind sie durch eine Dreifachbindung verbunden. Sie tragen die Endung „-in“.



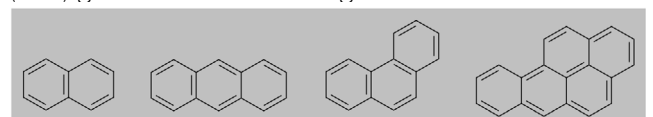
Aromatische Kohlenwasserstoffe sind ringförmige, ungesättigte organische Verbindungen. Alle Atome des Rings sind sp^2 -hybridisiert und liegen in einer Ebene. Die p-Orbitale stehen senkrecht zu dieser Ebene und sind von je einem Elektron besetzt. Sie überlappen ober- und unterhalb der Ebene und führen dadurch zu einem gemeinsamen π -System, in dem die Elektronen über den Ring verteilt delokalisiert sind. Die Darstellung erfolgt als mesomere Grenzstruktur.

Den Grundkörper der Aromaten bildet der Benzen-Ring (Benzol).

Die übliche Darstellung von Benzen erfolgt durch die beiden mesomeren Grenzstrukturen (in den Darstellungen rechts wird auf das Einschreiben der H-Bindungen bzw. H-Atome verzichtet). Daraus folgt, dass das „reale“ Benzen genaugenommen weder der linken noch der rechten Darstellung entspricht sondern einer Überlagerung beider. Dies bedeutet, dass alle C-C-Bindungen gleich lang sind und alle Bindungswinkel des Ringes 120° betragen und die „reale“ Struktur eigentlich am besten folgendermaßen wiedergegeben wird:

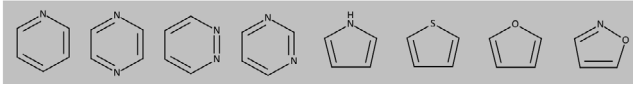


Unter **kondensierten Benzenen** versteht man Systeme, die aus mehreren, an einer Seite miteinander verbunden Benzenringen aufgebaut sind. Sie werden auch polycyclische aromatische Kohlenwasserstoffe (PAK) genannt und besitzen größtenteils Trivialnamen.



Naphthalen Anthracen Phenanthren Benzopyren

Heteroaromaten sind aromatischen Verbindungen, welche an Stelle eines oder mehrerer Kohlenstoffatome Stickstoff-, Sauerstoff- oder Schwefelatome (Heteroatome) besitzen.



Pyridin/Pyrazin/Pyridazin/Pyrimidin/Pyrrol/Thiophen/Furan/Isoxazol

7.2. Funktionelle Gruppen

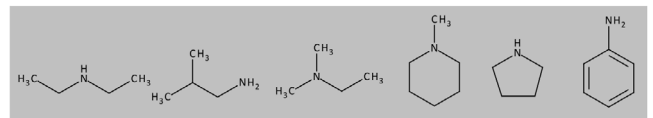
Organische Verbindungen besitzen Atome oder Atomgruppen in Form von funktionellen Gruppen. Diese sind größtenteils für die chemischen und physikalischen Eigenschaften der Verbindungen verantwortlich.

Beispiele für Funktionelle Gruppen:

Name der funkt. Gruppe	Struktur der funkt. Gruppe	Stoffklasse
Halogen		Halogenalkane
Amino-Gruppe		Amine
Hydroxy-Gruppe		Alkohole
Ether-Gruppe		Ether
Aldehyd-Gruppe		Aldehyde
Keto-Gruppe		Ketone
Carboxy-Gruppe		Carbonsäure

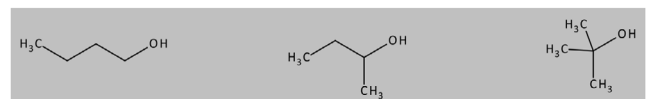
Halogenalkane entstehen aus Alkanen durch den Austausch eines oder mehrerer Wasserstoffatome gegen Halogenatome; X = F, Cl, Br, I

Amine sind organische Verbindungen die sich von Ammoniak (NH₃) ableiten. Ihre Wasserstoffatome werden teilweise bis völlig gegen organische Reste ausgetauscht. Man unterteilt die Amine in drei Gruppen: In primäre, sekundäre und tertiäre Amine, wobei die primäre Amine einen, sekundäre zwei und tertiäre Amine drei organische Reste tragen. Sie können auch Teil eines Ringes sein. Im Folgenden sieht man drei offenkettige und zwei cyclische Amine: sek./prim./tert./tert./sek. Amin sowie ein aromatisches Amin (=Anilin).



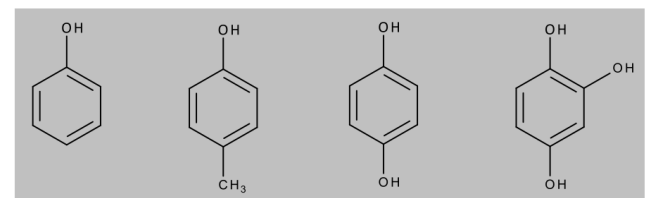
Alkohole tragen als namensgebende Einheit eine Hydroxy-Gruppe. Je nach Anzahl der Hydroxy-Gruppen (an unterschiedlichen C-Atomen) spricht man von ein-, zwei-, dreiwertigen etc. Alkoholen.

Ein weiteres Unterscheidungsmerkmal von Alkoholen liegt im Substitutionsgrad des C-Atoms, das die OH-Gruppe trägt, mit Alkylgruppen. Je nach Anzahl der verknüpften Alkylreste spricht man von jeweils von einem primären, sekundären oder tertiären Alkohol. Im folgenden exemplarische Beispiele abgeleitet von Butanol:



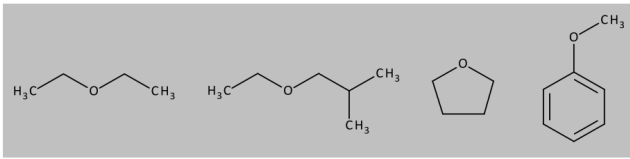
(prim.) Butanol sek.-Butanol tert.-Butanol

Phenole besitzen einen Benzenring an den mindestens eine OH-Gruppe gebunden ist. Zu dieser Stoffklasse gehören auch mehrfach substituierte Hydroxybenzene, wie die zweiwertigen und dreiwertigen Phenole:



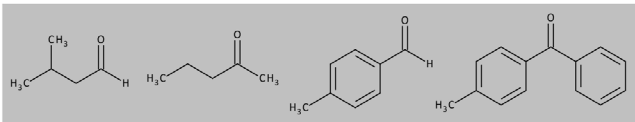
Bei **Ether**-Verbindungen sind zwei organische Reste über ein Sauerstoffatom miteinander verbunden. Sind die organischen Reste gleich, spricht man von symmetrischen Ethern, sind sie ungleich von unsymmetrischen Ethern. Das Sauerstoffatom kann auch Bestandteil eines Rings sein, man bezeichnet diese dann als cyclische Ether, aromatische Ether bezeichnet man auch als Phenolether:

Exemplarische Beispiele:



Zu den **Carbonylverbindungen** gehören zwei Gruppen: Die Aldehyde und die Ketone.

Aldehyde sind organische Verbindungen mit einer Aldehyd-Gruppe als funktionelle Gruppe und einem organischen Rest, welche entweder aliphatisch oder aromatisch sein kann. Ebenfalls zu den Carbonylverbindungen zählen die **Ketone**. Bei dieser Stoffklasse wurde das Wasserstoffatom der Aldehyd-Gruppe durch einen weiteren organischen Rest ersetzt.



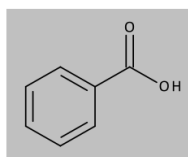
Beispiele für Aldehyde und Ketone.

Carbonsäuren sind organische Verbindungen und besitzen mindestens eine Carboxy-Gruppe im Molekül. Man unterscheidet zwischen Monocarbonsäuren und mehrwertigen Di- und Tricarbonsäuren. Die gesättigten aliphatischen unverzweigten Monocarbonsäuren ergeben die homologe Reihe der Alkansäuren. Trägt ein Molekül eine Carboxy-Gruppe wird diese Substanz als Carbonsäure bezeichnet.

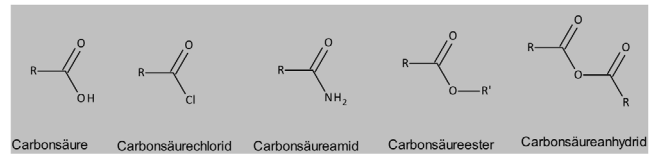
Bei gesättigten Verbindungen ergibt sich der Name aus dem Alkan, einschließlich des Kohlenstoffatoms der Carboxygruppe, und der Endung „-säure“. Viele Carbonsäuren tragen auf Grund ihrer häufigen Verwendung auch Trivialnamen (s. Tab.)

Anzahl C-Atome	Chemische Bezeichnung	Trivialname
1	Methansäure	Ameisensäure
2	Ethansäure	Essigsäure
3	Propansäure	Propionsäure
4	Butansäure	Buttersäure
5	Pentansäure	Valeriansäure
6	Hexansäure	Capronsäure
7	Heptansäure	Önanthsäure
8	Octansäure	Caprylsäure
9	Nonansäure	Pelargonsäure
10	Decansäure	Caprinsäure

Bekanntestes Beispiel für eine aromatische Carbonsäure ist die Benzoesäure:



Typische **Carbonsäurederivate** erhält man durch Ersatz der HO-Gruppe; im Folgenden exemplarische Beispiele:



8. Biomoleküle

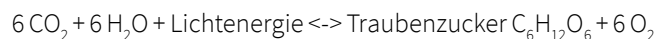
8.1. Kohlenhydrate

Kohlenhydrate (Saccharide) sind energiereiche, organische Polyhydroxycarbonylverbindungen, die aus den chemischen Elementen Kohlenstoff (C), Wasserstoff (H) und Sauerstoff (O) aufgebaut sind. Dazu zählen unter anderem die Verbindungen Traubenzucker und Rohrzucker, aber auch Cellulose und Stärke. Sie unterscheiden sich in ihren Molekülgrößen und daraus resultierenden Eigenschaften.

8.1.1 Bildung von Kohlenhydraten

Beim Vorgang der Photosynthese produziert die Pflanze aus energiearmen anorganischen Verbindungen mit Hilfe des Sonnenlichtes Kohlenhydrate für die Energiegewinnung. Die hergestellten Einfachzucker (Monosaccharide) dienen als Bausteine für alle weiteren Kohlenhydrate.

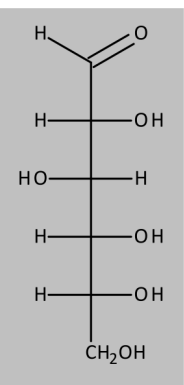
8.1.2 Photosynthese



Bei der Aufnahme von Kohlendioxid (CO₂) aus der Luft und Wasser (H₂O) aus der Erde, kann die Pflanze in ihren Blattgrünkörperchen (Chloroplasten) mit Hilfe von Chlorophyll und Sonnenlicht Glucose (Traubenzucker) bilden. Dieser Vorgang geschieht unter Abgabe von Sauerstoff (O₂), welcher vom Menschen ebenfalls zum Überleben benötigt wird.

Nimmt der Mensch Kohlenhydrate auf, werden diese unter Sauerstoffaufnahme wieder zu Kohlenstoffdioxid und Wasser gespalten. Man nennt diesen Vorgang Atmung, es wird dabei Energie frei.

Abb.: D-Glucose, der wohl bekannteste Zucker, dargestellt in der Fischer-Projektion (s. später)

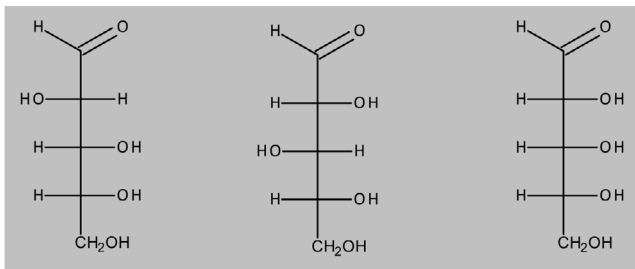


Kohlenhydrate sind Verbindungen mit mehreren Hydroxyl-Gruppen und einer Carbonylgruppe.

8.1.3 Einteilung der Kohlenhydrate

Je nach Anzahl der Zuckerbausteine und der damit steigenden Molekülgröße unterteilt man die Kohlenhydrate in drei Gruppen: Mono-, Oligo- und Polysaccharide.

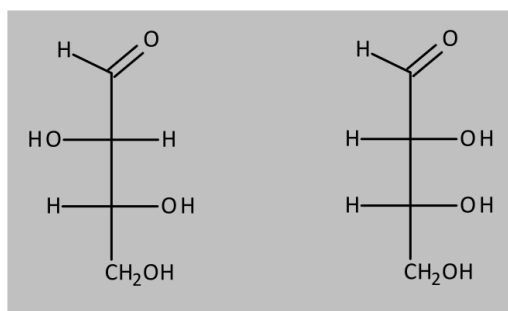
Die meisten Zuckerbausteine sind aus sechs Kohlenstoffatomen aufgebaut und werden deshalb als Hexosen bezeichnet. Davon abweichend sind Arabinose, Xylose oder Ribose, die nur ein C-5 Skelett besitzen. Man bezeichnet diese Zucker daher als Pentosen.



D-Arabinose D-Xylose D-Ribose
(Beispiele für Pentosen)

8.1.4 Monosaccharide

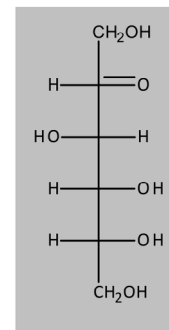
Monosaccharide, auch Einfachzucker genannt, bestehen aus nur einem einzigen Zuckerbaustein, die allgemeine Summenformel lautet: $C_n(H_2O)_n$. Man bezeichnet sie mit einem Trivialnamen und der Endung „-ose“. Sie besitzen ein Kohlenstoffgerüst aus 4 bis 7 Kohlenstoffatomen. Daran sind mehrere Hydroxy-Gruppen und eine Aldehyd- oder Keto-Gruppe geknüpft. Je nach Anzahl der C-Atome spricht man von Tetrosen (4 C-Atome), Pentosen (5 C-Atome), Hexosen (6 C-Atome) und Heptosen (7-C-Atome). Sie unterscheiden sich alle in Schmelzpunkt und Löslichkeit in Wasser.



D-Threose und D-Erythrose (Beispiele für Tetrosen)

Da die Zucker bei gleicher Summenformel $C_n(H_2O)_n$ in unterschiedlichen Strukturen auftreten können, spricht man von Isomeren.

Monosaccharide tragen entweder am C_1 -Atom eine Aldehyd-Gruppe oder am C_2 -Atom eine Keto-Gruppe. Demgemäß bezeichnet man sie als Aldosen (z.B. Glucose) oder Ketosen (z.B. Fructose).



D-Fructose

8.1.5 Exkurs: Stereoisomere – Enantiomere – Diastereomere

Zwei Moleküle mit einer bestimmten Summenformel und gleichem strukturellen Aufbau können sich allerdings im räumlichen Bau unterscheiden (Beispiel Milchsäure). Man spricht in diesem Fall von Stereoisomeren. Die beiden, im folgenden Beispiel angeführten stereoisomeren Milchsäuremoleküle unterscheiden sich wie Bild und Spiegelbild und können nicht zur Deckung gebracht werden. Man spricht in diesem Fall von Chiralität (chiro (gr.) = Hand) bzw. Händigkeit. Damit trägt man der Tatsache Rechnung, dass ebenso wie die rechte und linke Hand grundsätzlich von gleicher Struktur sind, sie dennoch nicht zur Deckung gebracht werden können. Eine andere Bezeichnung für das gleiche Phänomen ist Enantiomerie; demgemäß kann man bei den beiden Milchsäurestrukturen auch von Enantiomeren sprechen. Grundlage für die Enantiomerie bei Milchsäure ist die Tatsache, dass das zentrale C-Atom vier unterschiedliche Reste trägt, man spricht in diesem Fall von einem asymmetrischen C-Atom.

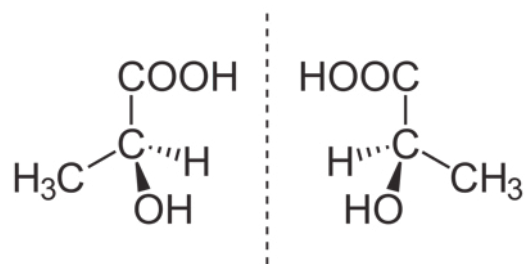


Abbildung 8.1: Bild und Spiegelbild von Milchsäure

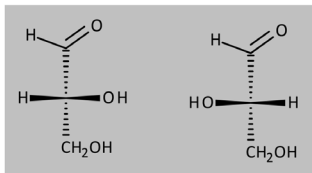
Zuckerketten sind aus einer Reihe von asymmetrischen C-Atomen aufgebaut und demgemäß können auch eine Vielzahl von Stereoisomeren gebildet werden. Nicht alle dieser Stereoisomeren verhalten sich jedoch wie Bild und Spiegelbild, man spricht in diesen Fällen von Diastereomeren.

Zusammenfassend bedeutet dies, dass stereoisomere Strukturen sich entweder enantiomer oder diastereomer zueinander verhalten müssen.

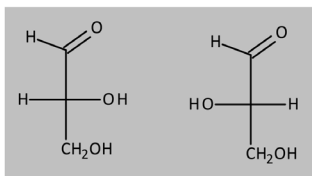


Enantiomere sind Verbindungen mit einem asymmetrischen C-Atom die die gleiche Summenformel aufweisen und wie Bild und Spiegelbild zueinander stehen. Ihre Strukturen sind nicht zur Deckung zu bringen.

Eine häufig gewählte Form der Darstellung von Zuckern ist die sogenannte Fischer Projektion. Sie bezieht sich auf Glycerinaldehyd. Im folgenden Beispiel liegt das zentrale C-Atom in der Schreibebebene, die waagrechten Bindungen liegen über der Schreibebebene, die senkrechten Bindungen weisen nach hinten. Trägt das C-Atom bei dieser Darstellung die OH-Gruppe auf der rechten Seite, liegt die D-Form vor, liegt sie auf der linken Seite, spricht man von der L-Form.



Stereochemische Darstellungen von D- und L-Glycerinaldehyd



D-Glycerinaldehyd und L-Glycerinaldehyd Darstellungen in der Fischer-Projektion

Die Zuordnung von Zuckern zur D- bzw. L-Reihe erfolgt nach Betrachtung der Konfiguration gemäß der Fischer-Projektion bei dem asymmetrischen C-Atom, welches am weitesten vom C₁-Atom entfernt ist. Bei Fructose und Glucose ist dies das C₅-Atom (Formelabb. s.o.)

Die D,L-Nomenklatur bzw. Fischer-Projektion von Zuckern wird nach wie vor häufig angewandt, da eine sehr rasche Zuordnung möglich ist.

Nach folgenden Regeln wird die Verbindung in der Fischer-Projektion dargestellt:

- Die längste Kohlenstoffkette wird vertikal aufgestellt, wobei das am höchsten oxidierte C-Atom oben steht
- Die horizontalen Bindungen zeigen aus der Schreibebebene zum Betrachter heraus, die vertikalen hinter die Schreibebebene
- Steht die OH-Gruppe am weitest entfernten chiralen C-Atom rechts, handelt es sich um einen Zucker der D-Reihe, steht sie hingegen links, liegt ein L-Zucker vor.
- Wird die Fischer-Projektion auf Moleküle mit mehreren chiralen C-Atomen, wie Glucose, angewendet, bestimmt jenes chirale Zentrum die Nomenklatur, welches am weitesten vom C₁-Atom entfernt steht

8.1.6 D-Glucose (Traubenzucker)

Tatsächlich liegt die D-Glucose aber nicht in der oben angeführten offenkettigen Form vor, sondern reagiert zu einer stabilen Ringform. Der dadurch gebildete 6-Ring wird in Anlehnung an den heterocyclischen Baustein Pyran auch als Pyranose bezeichnet. Diese Ringform wird mit Hilfe der Haworth-Schreibweise am besten dargestellt. Ähnlich wie bei der Fischer-Projektion wird die räumliche Struktur auf eine Ebene gebracht, wobei die Hydroxy-Gruppe zwei unterschiedliche Positionen einnehmen kann: Oberhalb (beta-Form) oder unterhalb (alpha-Form) der Ringebebene. Das bedeutet, dass erneut zwei Stereoisomere entstehen. Die offenkettige Form und die beiden Pyranose-Form stehen miteinander im Gleichgewicht, wobei in wässriger Lösung Glucose zu 99,75% in Ring-Formen und nur zu 0,25% in der offenkettigen Form vorliegt. Betreffend die Ringformen liegt die Glucose zu 63,6% in der energetisch günstigeren beta-Form und nur zu 36,4% in der alpha-Form vor.

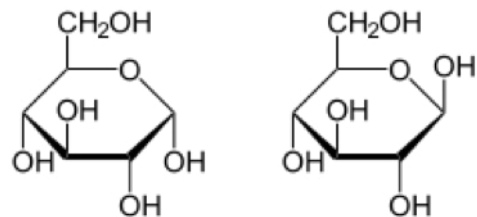


Abbildung 8.2: α -D-Pyranose β -D-Pyranose (in der Haworth-Darstellung)

Glucose ist ein süßer, gut wasserlöslicher Einfachzucker und bildet den Grundbaustein für viele Oligo- (z.B. Saccharose) und Polysaccharide (z.B. Cellulose). Man findet ihn vor allem in Obst, Gemüse, Honig und Süßigkeiten. Für den Menschen ist Glucose sowohl für die Energieversorgung als auch als Baustein von Glycogen besonders wichtig. So wird bei einem Überangebot von Glucose diese in Form des Polysaccharids Glycogen in Leber- und Muskelzellen gespeichert und bei Bedarf wieder daraus freigesetzt.

8.1.7 D-Fructose (Fruchtzucker)

Fructose, auch Fruchtzucker genannt, ist ebenfalls ein natürlich vorkommender, sehr süßer Einfachzucker. Es handelt sich hier allerdings um eine Ketohexose (Formelabb. s.o.).

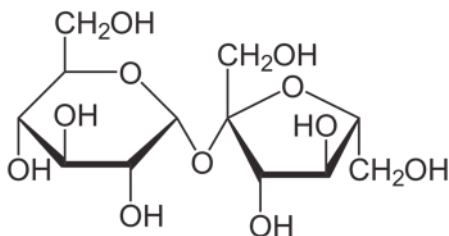
D-Fructose ist die physiologische wichtigste Ketose und findet sich wie D-Glucose, in Obst, Gemüse, Honig und Süßigkeiten. Fructose ist in Form des Disaccharids Saccharose (Rohr- oder Rübenzucker) weit verbreitet.

8.1.8 Dissaccharide

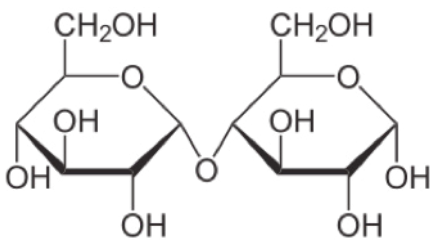
Die allgemeine Summenformel für Disaccharide lautet: $C_{12}H_{22}O_{11}$

Disaccharide bzw. Zweifachzucker bestehen aus zwei Monosacchariden, die über eine glykosidische Bindung miteinander verknüpft wurden. Bei der Bildung der Disaccharide erfolgt eine H_2O -Abspaltung und in Analogie zur α - und β -Glucose spricht man bei Disacchariden je nach Art der glykosidischen Verknüpfung von α - oder β -Disacchariden.

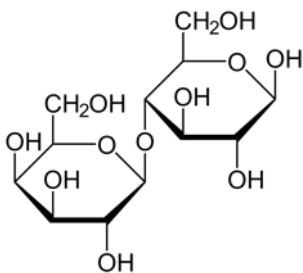
Bekannte Beispiele für Zweifachzucker sind Saccharose (Rübenzucker), Maltose (Malzzucker) oder Lactose (Milchzucker). Saccharose besteht aus Glucose und Fructose, Maltose aus zwei Glucose-Bausteinen und Lactose aus einem Glucose- und einem Galaktose-Baustein.



Saccharose (links der D-Glucose-Baustein, rechts die D-Fructose)



Maltose (bestehend aus zwei D-Glucose-Bausteinen)



Lactose (bestehend aus D-Glucose und D-Galactose)

Abbildung 8.3: Disaccharide in der Haworth-Darstellung

8.1.9 Polysaccharide

Polysaccharide können aus 100 bis 1000 Einfachzucker aufgebaut sein und stellen somit makromolekulare Naturstoffe dar, deren allgemeine Summenformel $(C_6H_{10}O_5)_n$ lautet.

Aufbau und Größe unterliegen naturgemäß einer großen Variabilität. Die wichtigsten in der Natur vorkommenden Polysaccharide sind Stärke, Glycogen und Cellulose. Auch hier gilt, dass die Verknüpfungen der jeweiligen Zuckerbausteine über α - oder β -glykosidische Bindungen erfolgen. Je nachdem kann ein Mehrfachzucker von der menschlichen Darmflora verdaut, d.h. in seine Einfachzucker gespalten werden oder nicht: So kann der menschliche Organismus α -glykosidisch verknüpfte Polysaccharide durch geeignete Enzyme (α -Glucosidasen) abbauen und daher für die Energiegewinnung nützen. Sind die Polysaccharide hingegen aus β -glykosidisch verknüpften Einfachzuckern aufgebaut, können sie vom Menschen nicht verdaut und damit auch nicht verwertet werden.

Stärke bildet das Speicherkohlenhydrat der Pflanzen und entsteht aus α -glykosidisch verknüpften α -D-Glucose-Einheiten. Es handelt sich um ein Stoffgemisch aus 25% Amylose und 75% Amylopektin.

Amylose besteht aus 250 bis 350 α -D-Glucose-Einheiten, welche α -(1,4)-glykosidisch verknüpft wurden. Sie bildet eine unverzweigte, spiralige Struktur und löst sich in Wasser.

Den Hauptteil der Stärke macht Amylopektin mit 70-80% aus und besteht aus ca. 600 bis 6000 α -D-Glucose-Einheiten. Sie bildet verzweigte Ketten und legt sich um den Amylose-Kern. Amylopektin ist nur in heißem Wasser löslich, quillt aber in kaltem Wasser auf und bildet einen Kleister.

Besonders Kartoffeln, Getreide und Hülsenfrüchte enthalten viel Stärke. Da die Stärke erst zu α -D-Glucose-Bausteinen abgebaut werden muss, kommt es zu einer langsamen Versorgung mit Glucose und damit zu einer Energieversorgung über längere Zeit.

Die beim Abbau von Stärke zunächst entstehenden größeren Bruchstücke nennt man Dextrine, die noch aus 20 bis 30 Glucose-Bausteine aufgebaut sind. Sie lösen sich in Wasser und schmecken süßlich.

Glycogen bildet das Speicherkohlenhydrat bei Mensch und Tier und befindet sich in der Leber und der Muskulatur. Glycogen besteht aus α -glykosidisch verknüpften D-Glucose-Einheiten, ist sehr stark verzweigt und kann deshalb, wenn nötig, viele Glucosemoleküle speichern. Bei kurzfristig erhöhtem Glucosebedarf wird Glycogen gespalten und dient damit der Energieversorgung.

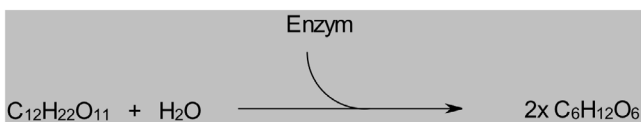
Cellulose ist der Gerüststoff pflanzlicher Zellwände. Dieses Polysaccharid muss eine andere Struktur aufweisen, um diese Funktion besitzen zu können. Im Gegensatz zu Stärke oder Glycogen besteht Cellulose

aus β -glykosidisch verknüpften D-Glucosebausteinen. Daher entsteht eine langgestreckte Polysaccharidkette, aufgebaut aus 8000 bis 12000 Glucose-Bausteinen. Es bilden sich zwischen den benachbarten Ketten Wasserstoffbrückenbindungen aus. Die Substanz ist faserig, nicht wasserlöslich und quillt kaum. Um Cellulose spalten zu können wird das Enzym Cellulase (eine β -Glucosidase) benötigt, welches Säugetiere nicht besitzen.

8.1.10 Kohlenhydratverdauung

Bei der Verdauung von Kohlenhydraten werden die Zwei- und Mehrfachzucker durch Enzyme zu Einfachzuckern gespalten und dadurch abgebaut. Liegen dann letztlich die Einfachzucker vor, können diese über die Blutbahn zu den Zellen transportiert werden und dienen dort der Energieversorgung.

Bei einer Verknüpfung von zwei Einfachzuckern zu einem Zweifachzucker wird immer ein Wassermolekül frei. Umgekehrt geschieht die Spaltung von einem Zweifachzucker zu zwei Einfachzuckern immer unter Aufnahme eines H_2O Moleküls.



Viele Organe und Verdauungssäfte sind in die Verdauung eingebunden. Der erste Schritt der Verdauung beginnt bereits im Mund. Im Speichelsaft befindet sich das Enzym Amylase. Weiter geht es im Magen mit den im Magensaft befindlichen Enzymen Amylase und Glucosidase. Der Zwölffingerdarm und die Bauchspeicheldrüse sind ebenfalls an der Verdauung beteiligt, genauso wie der Dünn- und Dickdarm. Im Dünndarssaft liegen die Enzyme Maltase, Saccharase und Lactase vor.

Das Enzym Amylase spaltet die unverzweigten Ketten von Stärke und Glycogen zu Dextrinen unter Wasseranlagerung. Im weiteren Schritt werden die Dextrine zu Maltosen gespalten.

Für die verzweigten Ketten von Stärke und Glycogen ist auf Grund der anderen chemischen Verknüpfung ein weiteres Enzym nötig, die Glucosidase.

Im Dünndarm werden die Disaccharide (Maltosen) schließlich in Monosaccharide (Glucosen) zerlegt.

Stärke wird also sehr langsam zu Glucose abgebaut. Es kommt zu einem sehr flachen Blutzuckeranstieg und einem langen Sättigungsgefühl.

Da Disaccharide sehr schnell in die zu Grunde liegenden Monosaccharide gespalten werden, führt deren Aufnahme auch zu einem rascheren Blutzuckeranstieg, der ebenso rasch wieder abfällt. Das Hungergefühl setzt rasch wieder ein.

8.1.11 Glykämischer Index (GI)

Der Glykämische Index ist ein experimentell ermittelter Wert, bei dem der Anstieg der Blutzuckerwerte durch zuckerhaltige Lebensmittel mit dem durch Glucose ausgelösten Anstieg verglichen wird. Beispielsweise führt die gleiche Menge an Kohlenhydraten in Bohnen zu einem signifikant niedrigeren Blutzuckeranstieg als reine Glucose. Das liegt daran, dass in Bohnen die Freisetzung der Zucker verzögert abläuft. Bohnen besitzen folglich einen niedrigeren GI als Glucose. Sie liefern aber deshalb in Summe nicht weniger Energie.

Gleichzeitig mit dem Blutzucker muss auch der Insulinspiegel ansteigen, welcher für die Senkung des Blutzuckers verantwortlich ist. Senkt Insulin den Blutzuckerspiegel nicht ausreichend, kommt es zu einer Hyperglykämie (zu hoher Blutzuckerwert).

Verschiedene Lebensmittel können somit zu unterschiedlichen Blutzuckeranstiegen und Insulinausschüttungen führen. Dies ist auch der Grund, weshalb diabetische Patienten nach Möglichkeit Lebensmittel mit einem niedrigen Glykämischen Index zu sich nehmen.

8.1.12 Ballaststoffe

Beinahe alle pflanzlichen Lebensmittel enthalten unverdauliche Ballaststoffe in Form von Cellulosen, Hemicellulosen, Pektinen oder Ligninen. Ballaststoffe müssen einerseits auf Grund ihrer festeren Struktur stärker gekaut werden, wodurch einerseits die Kautätigkeit und die Speichelsekretion angeregt werden, andererseits können Ballaststoffe nicht verdaut werden, bleiben so länger im Magen und sorgen für ein lang andauerndes Sättigungsgefühl. Ihr vergleichsweise großes Volumen führt außerdem zu einer erhöhten Ausschüttung von Verdauungssäften. Gelangen die Ballaststoffe schließlich in den Darm, binden sie Wasser und quellen auf und regen damit die Dickdarmbewegung an. Inhaltsstoffe wie Stärke oder Vitamine werden verzögert aufgenommen, Schadstoffe können sogar gebunden und wieder ausgeschieden werden.

Ballaststoffe sind somit überaus wichtig für eine gesunde Ernährung, da sie Obstipation, Übergewicht, Zuckerkrankheit und Fettstoffwechselstörungen erfolgreich entgegenwirken können. Allerdings sollte bei einer erhöhten Ballaststoffaufnahme gleichzeitig auch die Flüssigkeitszufuhr gesteigert werden, um den gewünschten Effekt zu erzielen.

8.1.13 Kohlenhydratstoffwechsel

Kohlenhydrate werden über die Nahrung aufgenommen und in ihre Einfachzucker zerlegt. Diese gelangen ins Blut und werden von den verschiedenen Organen verwendet. Letztlich wird Glucose zu Kohlenstoffdioxid und Wasser abgebaut und die dabei frei

werdende Energie wird von den Zellen des Gehirns oder des Muskels genutzt. Nervenzellen und rote Blutkörperchen sind abhängig von Glucose, andere Gewebe können auch aus Fettgewebe Energie gewinnen.

Nicht benötigte Glucose kann aber auch gespeichert werden. Leber und Muskel bauen das Monosaccharid Glucose zum Polysaccharid Glycogen auf und speichern dies. Bei Energiebedarf kann der menschliche Organismus auf diese Reserven zurückgreifen. Es wird erneut Glucose frei und steht wieder als Energiequelle zur Verfügung. Glycogen aus der Leber kann von allen Zellen genutzt werden, das Muskelglycogen steht jedoch einzig den Muskelzellen zur Verfügung. Die Speicher sind aber spätestens 18 Stunden nach der letzten Mahlzeit aufgebraucht. Das bedeutet, dass Leber und Muskel nur eine bestimmte Menge an Glucose in Form von Glycogen speichern können. Überschüssige Kohlenhydrate werden in der Leber zu Fett umgewandelt und längerfristig im Fettgewebe eingelagert. Deshalb kann es bei übermäßiger Kohlenhydrataufnahme schnell zu Übergewicht kommen.

Fehlt es an Kohlenhydratvorräten, kann der Körper Fette nicht mehr richtig abbauen und es werden Ketonkörper gebildet. Es kommt zu einer Übersäuerung des Körpers.

Auch für den Aufbau von Knochen, Knorpel und anderen Körpersubstanzen werden Kohlenhydrate teilweise benötigt.

8.1.14 Ernährungsphysiologische Bedeutung der Kohlenhydrate

Ca. 1% des Körperanteils besteht aus Kohlenhydraten. Sie dienen dem Körper als Energielieferant. Ungefähr 55-60% des Gesamtenergiebedarfs sollten in Form von Kohlenhydraten aufgenommen werden. Man muss bei der richtigen Ernährung aber nicht nur auf die Gesamtkohlenhydratzufuhr, sondern auch auf die Art der Kohlenhydrate achten.

Die Basis der täglichen Nahrungszufuhr und der Großteil der Kohlenhydrate sollten aus ballaststoffreichen Kohlenhydraten bestehen. Dazu gehören Obst, Gemüse, Vollkornprodukte und Hülsenfrüchte. Nur höchstens 10% sollten energiereiche, ballaststoffarme Kohlenhydrate, wie reiner Zucker, ausmachen.

8.2. Fette

Fette sind Verbindungen, die aus den Estern des Glycerins mit drei Fettsäuren entstehen. Fettmoleküle kommen in vielen Zellen von Pflanzen, Tieren und Menschen vor und werden als Energiespeicher genutzt.

Fette und Öle sind auf Grund ihrer apolaren Struktur nicht in Wasser löslich. Sie lösen sich allerdings in vielen organischen Lösungsmitteln. Durch Natron- oder Kalilauge können die Fette gespalten werden.

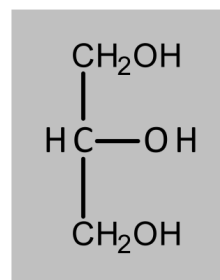
Bei dieser alkalischen Esterhydrolyse, auch Verseifung genannt, werden die Grundbausteine Glycerin und die Fettsäuren (in Form ihrer Salze) freigesetzt. Die Salze der Fettsäuren besitzen einen hydrophilen „Kopf“ und einen lipophilen „Schwanz“ und können daher Micellen bilden, welche Schmutz und Fettpartikel einschließen. Natriumsalze der Fettsäuren werden als Kernseife und die Kaliumsalze der Fettsäuren als Schmierseife verwendet.



Neutralfette sind Verbindungen zwischen dem Molekül Glycerin mit drei Fettsäuren. Die Hydroxyl-Gruppen des Glycerins bilden eine Esterbindung mit den Carboxyl-Gruppen der Fettsäuren.

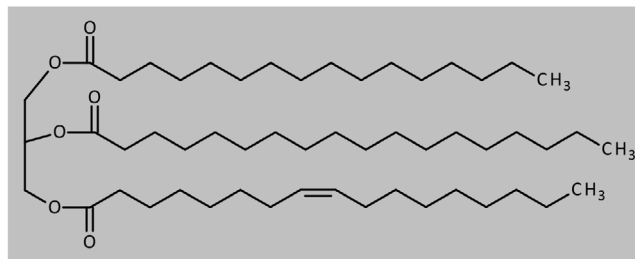
Zu den einfachen Lipiden gehören die Neutralfette. Häufig spricht man allerdings einfach nur von „Fetten“. Sie bestehen aus den Elementen Kohlenstoff, Wasserstoff und Sauerstoff. Gebildet werden sie immer aus zwei Bausteinen, dem Glycerin (Glycerol) und einer oder mehrerer Fettsäure.

8.2.1 Bausteine der Fette



Glycerin

Bei Glycerin handelt es sich um den dreiwertigen Alkohol. Dies bedeutet, dass diese Verbindung drei Hydroxylgruppen (-OH) besitzt. Jede dieser Hydroxylgruppen kann mit einer Fettsäure über eine Esterbindung verknüpft werden. Sind drei Fettsäuren an ein Glycerin gebunden, spricht man von einem Triglycerid.



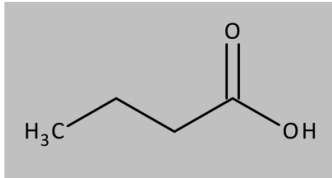
Beispiel für ein Neutralfett bestehend aus einer Palmitin-, Stearin- und Ölsäure

Fettsäuren bilden unverzweigte Ketten mit gerader Anzahl an Kohlenstoffatomen. Am ersten Kohlenstoffatom befindet sich eine Carboxylgruppe (-COOH).

Enthält die Verbindung keine Doppelbindung spricht man von gesättigten Fettsäuren. Ungesättigte besitzen mindestens eine Doppelbindung.

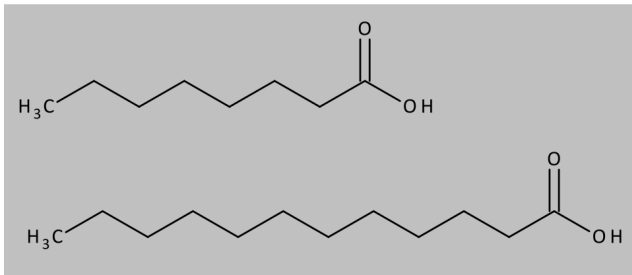
8.2.2 Gesättigte Fettsäuren

Kurzkettige Fettsäuren (4 bis 6 C-Atome)



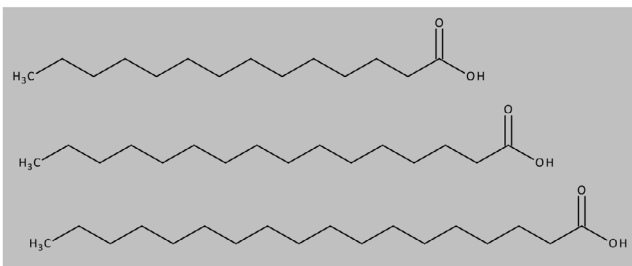
Buttersäure

Mittelkettige Fettsäuren (8 bis 12 C-Atome)



Caprylsäure (C8) und Caprinsäure (C12)

Langkettige Fettsäuren (14 bis 18 C-Atome)



Myristinsäure (C14), Palmitinsäure (C16) und Stearinsäure (C18)

Während der Glycerin-Baustein bei allen Fetten gleich bleibt, können der Gehalt an Fettsäuren und deren Struktur variieren. Dadurch kommt es zu den unterschiedlichen Eigenschaften der Fette.

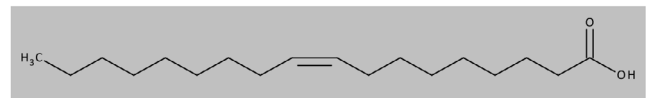
Die Fettsäuren bestimmen die Eigenschaften der Fette im Großteil. Fettsäuren können durch die Anzahl an Kohlenstoffen (Kettenlänge) und der Anzahl der Doppelbindungen (Sättigungsgrad) unterschieden werden. Kurzkettige Fettsäuren besitzen in der Regel vier bis sechs Kohlenstoffatome, Mittelkettige acht bis zwölf und Langkettige 14 bis 18.

8.2.3 Ungesättigte Fettsäuren

Fettsäuren können außerdem über entweder keine (gesättigt), eine (einfach ungesättigt) oder mehrere Doppelbindungen (mehrfach ungesättigt) verfügen. Die Stellung der Doppelbindung wird durch die Bezeichnung ω -n-Fettsäure angegeben. Man zählt die Kohlenstoffatome vom Kettenende (ω) bis zur Doppelbindung und führt diese als n an.

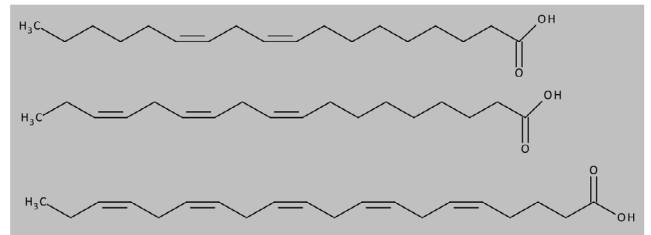
Die meisten ungesättigten Fettsäuren sind essentiell und müssen mit der Nahrung aufgenommen werden. Neben der ω -n-Fettsäure-Bezeichnung, findet man die cis- und trans-Fettsäuren. In der Natur kommen hauptsächlich cis-Verbindungen vor.

Einfach ungesättigte Fettsäure (besitzen eine Doppelbindung)



Ölsäure

Mehrfach ungesättigte Fettsäuren



Linol- und Linolensäure sowie die 5-fach ungesättigte Fettsäure (eine ω -3-Fettsäure) aus Fischölen

8.2.4 Schmelzpunkte der Fette

Nicht alle Fette haben denselben Schmelzpunkt. Mit Änderung der Kettenlänge, sowie der Anzahl an Doppelbindungen einer Fettsäure, ändert sich auch der Schmelzpunkt. Nimmt die Kettenlänge zu – steigt er, nimmt die Zahl an Doppelbindungen zu – sinkt er. Folglich besitzen kurzkettige Fettsäuren einen Schmelzpunkt zwischen +16 und -8°C, sie sind bei Raumtemperatur flüssig. Bei langkettigen Fettsäuren liegt der Schmelzpunkt zwischen +55 und +70°C, bei Raumtemperatur sind sie fest. Der Schmelzpunkt einer mittelkettigen Fettsäure liegt dazwischen.

Der Schmelzpunkt sinkt außerdem mit Zunahme der Doppelbindungen. Das liegt daran, dass es infolge der Doppelbindung zu einem „Knick“ in der Kette kommt, was wiederum dazu führt, dass die Fettsäuren weniger



Flüssige Fette (Öle) haben eine größere Anzahl an Doppelbindungen in den Fettsäuren und meist kürzere Fettsäureketten als feste Fette.

dicht aneinander liegen. Es wird eine geringere Energie benötigt, um ihren Aggregatzustand zu verändern – der Schmelzpunkt liegt niedriger. Besitzen Fettsäuren hingegen keine Doppelbindung, liegen die Fettsäuren dicht aneinander und es ist mehr Energie nötig, sie zu „trennen“ und der Schmelzpunkt steigt.

Öle besitzen hauptsächlich ungesättigte Fettsäuren und sind daher bei Zimmertemperatur flüssig. Feste Fette bestehen aus gesättigten und langkettigen Fettsäuren, weiche Fette aus kurzkettigen Fettsäuren.

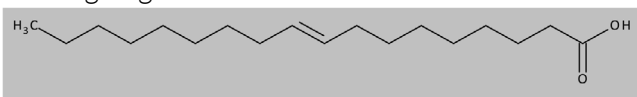
Besitzen Fette einen niedrigen Schmelzpunkt, sind sie im Verdauungstrakt flüssig und können daher leichter verdaut werden.

8.2.5 Fetthärtung

Bei diesem Vorgang werden an ungesättigte Fettsäuren Wasserstoff addiert. Die Grundreaktion ist die Hydrierung der C=C-Doppelbindungen. Es entstehen aus den ungesättigten Verbindungen gesättigte. Gleichzeitig erhöht sich der Schmelzpunkt, die Fette sind nun bei Raumtemperatur fest statt flüssig. Der Prozess der Fetthärtung wird zu Margarineherstellung benötigt.

Trans-Fettsäuren

Beim Erhitzen von Fetten, wie Frittieren oder Braten, kann es zu einer Isomerisierung der cis-Doppelbindungen von ungesättigten Fettsäuren kommen, was zur Bildung von trans-Fettsäuren führt. Es entstehen dann die sogenannten trans-Fettsäuren, denen eine ungesunde Wirkung auf das kardiovaskuläre System zugesagt wird (Arteriosklerose, erhöhtes Herzinfarkt- und Schlaganfallrisiko). Beispielsweise kann aus der Ölsäure mit einer cis-Doppelbindung durch Erhitzen Elaidinsäure gebildet werden, die eine trans-Doppelbindung trägt.



Elaidinsäure

8.2.6 Fettverdauung

Um Fette verdauen zu können, müssen sie zunächst mit Hilfe von Gallensäuren emulgiert werden, damit die Verdauungsenzyme (Lipasen) wirken können. Die Lipasen wiederum spalten unter Wasseranlagerung die Fette in ihre Bausteine, nämlich in Glycerin und die dem betreffenden Fett zugrunde liegenden Fettsäuren.

8.2.7 Fettstoffwechsel

Auf Grund der Unlöslichkeit der Fette in wässrigem Milieu können auch die Verdauungsenzyme nicht wirksam werden. Deshalb erfolgt zunächst eine Emulgierung durch Gallensäuren. In emulgierter Form haben die Fette eine enorm vergrößerte Oberfläche und die Verdauungsenzyme können nun wirksam werden. Wurden die Fette in ihre Bausteine zerlegt, gelangen

sie in den Darm, wo aus den wasserunlöslichen langkettigen Fettsäuren und Glycerin erneut Fette gebildet werden. Diese werden mit Hilfe von Eiweiß und Phosphatiden zu Chylomikronen umgebaut, welche nun wasserlöslich sind und über die Lymphe ins Blut und weiter zum Fettgewebe transportiert werden, wo die Fettsäuren abgespalten und ins Depotfett eingebaut werden.

Die wasserlöslichen kurzkettigen und mittelkettigen Fettsäuren gelangen direkt über die Pfortader zur Leber.

8.2.8 Abbau von Depotfett

Wird Energie benötigt, kann der Körper das Depotfett zu Glycerin und Fettsäuren spalten. Die Leber baut weiter das Glycerin zu Glucose um und versorgt so Muskeln, Herz und Niere mit Energie. Die Fettsäuren binden an Albumine (Blutplasmae Proteine) und gelangen so zu den Zellen.

Das bedeutet, dass Depotfett für den Körper durchaus lebensnotwendig ist. Neben der Notenergieversorgung dient es außerdem dem Schutz innerer Organe vor Stößen und Druck, sowie als Wärmeschutz.

Wird allerdings zu viel Depotfett gebildet, bedeutet das eine Zusatzbelastung für Herz und Kreislauf und damit eine Gesundheitsbelastung. Obwohl der Anteil an Depotfett gleichzeitig mit zunehmendem Körpergewicht ansteigt, bleibt der Anteil an Zellfett, welches für den Aufbau von Zellmembranen etc. benötigt wird, gleich.

Der durchschnittliche Anteil an Depotfett macht bei Männern 15%, bei Frauen 25% des Körpergewichts aus.

8.3. Eiweißstoffe (Proteine)

Eiweißstoffe, auch Proteine genannt, bestehen aus Aminosäuren. Diese bilden die Grundbausteine und sind aus den Elementen Kohlenstoff (C), Wasserstoff (H), Sauerstoff (O), Stickstoff (N) und manchmal Schwefel (S) und Phosphor (P) aufgebaut. Sie besitzen zwei funktionelle Gruppen, eine Amino- und eine Carboxygruppe. Proteine können nur von Pflanzen und Mikroorganismen aus Kohlenstoff, Wasserstoff und Stickstoff gebildet werden. Die Pflanzen produzieren die Proteine aus den im Zuge der Photosynthese gebildeten Kohlenhydraten sowie wasserlöslichen Stickstoffverbindungen, die aus dem Boden aufgenommen werden.

Die bedeutendsten Stickstoffverbindungen sind die Nitrate (NO_3^- -Verbindungen, Salze der Salpetersäure), sowie die Ammoniaksalze (NH_4^+ -Verbindungen). Sie gelangen im Idealfall über die natürlichen Düngemittel, wie verrottete Pflanzenteile (Kompost) oder Ausscheidungen von Tieren (Jauche, Stallmist) in den Boden und können dann von den Pflanzen aufgenommen werden. Häufig sind allerdings künstliche Dünger aus Ammonium- und Nitratverbindungen nötig, um ausreichend

bepflanzen zu können. Ausgewählte Bodenbakterien, wie die Knöllchenbakterien der Schmetterlingsblütler, können sogar elementaren Stickstoff direkt aus der Luft zur Eiweißproduktion verwenden. Im Boden befinden sich außerdem auch Mikroorganismen, welche die Stickstoffverbindungen abbauen und folglich elementaren Stickstoff an die Luft abgeben.

Die Pflanzen werden schließlich von den Tieren aufgenommen und dienen dem Menschen, in Form von tierischen Produkten, als Eiweißlieferanten.

8.3.1 Struktur von Proteinen

Die beim Menschen vorkommenden Eiweiße (Proteine) sind aus alpha-Aminosäuren (2-Aminocarbonsäure) aufgebaut. Neben den alpha-Aminosäuren werden aber auch beta- und gamma-Aminosäuren für die Signalübertragung bei der Reizleitung benötigt.

Die DNA kodiert für insgesamt 20 verschiedene biogene alpha-Aminosäuren, aus denen alle Proteine aufgebaut sind. Davon sind 8 Aminosäuren essentiell und müssen deshalb mit der Nahrung aufgenommen werden.

8.3.2 Nomenklatur

Jede der 20 biogenen α -Aminosäuren besitzt einen Trivialnamen. Gemäß den Regeln der Fischer-Projektion werden die Aminosäuren als L- oder D-Aminosäure bezeichnet. Im Gegensatz zu den Zuckern, betrachtet man bei den Aminosäuren die Amino-Gruppe am asymmetrischen α -C-Atom.

Zur Abkürzung der Trivialnamen verwendet man entweder eine dreibuchstabigen- oder einbuchstabigen Code, wie zum Beispiel: Alanin – Ala – A

Aufbau einer Aminosäure

Alle Aminosäuren besitzen dieselbe Grundstruktur und unterscheiden sich lediglich in ihrem Rest R, welcher als Seitenkette bezeichnet wird. Die Proteine des menschlichen Organismus sind ausschließlich aus L-Aminosäuren aufgebaut.

Am zentralen Kohlenstoffatom (C-Atom) hängen somit immer:

- eine Amino-Gruppe ($-\text{NH}_2$)
- eine Carboxyl-Gruppe ($-\text{COOH}$)
- ein Wasserstoffatom (H)
- ein Rest R

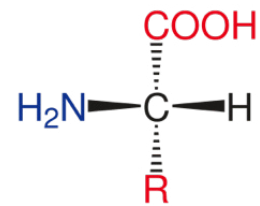
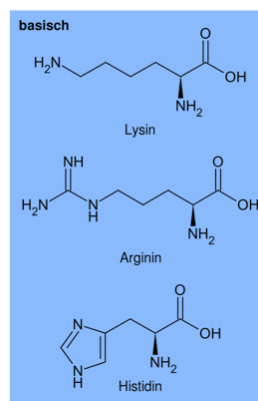
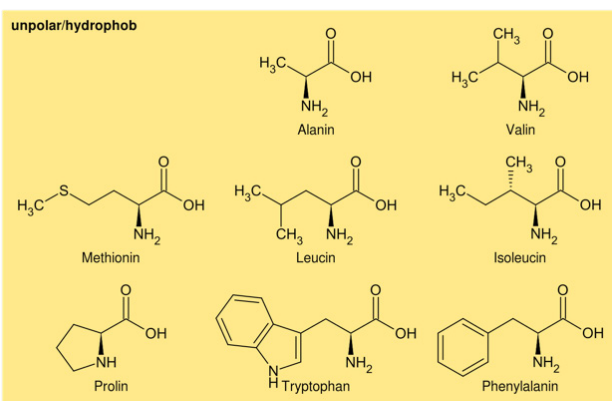


Abbildung 8.4: Fischerprojektion einer L-Aminosäure

Man kann die α -Aminosäuren nach ihren Seitenketten in vier Gruppen unterteilen:

- unpolare Aminosäuren; die Seitenkette besteht nur aus den Elementen Wasserstoff und Kohlenstoff
- polare Aminosäuren; in der Seitenkette finden sich ein Heteroatom, wie O, S, Se oder N.
- saure Aminosäuren; die Seitenkette enthält eine zusätzliche Carboxy-Gruppe.
- basische Aminosäuren; die Seitenkette enthält eine zusätzliche Amino-Gruppe.



Alle Aminosäure tragen am α -C-Atom eine Amino-Gruppe, eine Carboxyl-Gruppe und ein Wasserstoffatom. Sie unterscheiden sich nur in ihrem 4. Bindungspartner (auch Restgruppe genannt).

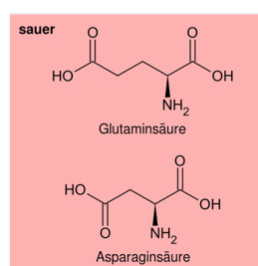
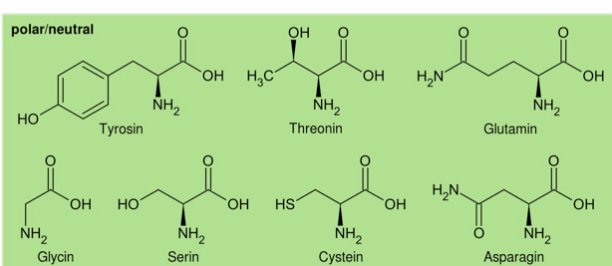


Abbildung 8.5: Überblick über die 20 ess. Aminosäuren

Die kleinste Aminosäure, Glycin, besitzt als Rest nur ein Wasserstoffatom. Alle anderen Aminosäuren besitzen mindestens ein chirales C-Atom.

Aminosäuren können durch eine Amidbindung miteinander verknüpft werden. Es verbinden sich die Carboxylgruppe (-COOH) der einen Aminosäure mit der Aminogruppe (-NH₂) der anderen. Dabei wird immer ein Molekül Wasser abgespalten. Man spricht auch von einer Peptidbindung. Es können sich dadurch sehr lange Aminosäureketten (Peptidketten) ausbilden.

Je nach Anzahl der Aminosäuren, welche miteinander verknüpft wurden, spricht man von Dipeptid (zwei AS), Tripeptid (3 AS), Oligopeptid (oligo = wenig, bis zehn AS) oder Polypeptid (poly = viel, mehr als zehn AS). Besonders große Peptide werden als Proteine bezeichnet (ca. 100 – 1000 AS).

Im menschlichen Körper werden ausschließlich L-Aminosäuren in die Proteine eingebaut.

8.3.3 Eigenschaften der Aminosäuren

Aminosäuren können sowohl als Basen, als auch als Säuren reagieren. Die Amino-Gruppe fungiert als Base und kann ein Proton aufnehmen, die Carboxy-Gruppe als Säure und kann ein Proton abgeben. Auf Grund dieser Eigenschaften liegen Aminosäuren in wässriger Lösung und als Feststoffe als Zwitterionen vor. Dabei trägt das Stickstoffatom eine positive und die Carboxylat-Gruppe eine negative Ladung.



Abbildung 8.6: Bildung des Zwitterions am Beispiel der Aminosäure Glycin

Aminosäuren spielen im Organismus eine große Rolle. Im Falle des Hämoglobins wird diese amphotere Eigenschaft genutzt, um den pH-Wert des Blutes konstant zu halten. Man spricht von einem Eiweißpuffer. Dieser kann überschüssige H⁺- oder OH⁻-Ionen abfangen und dadurch pH-Wert-Änderungen ausgleichen:

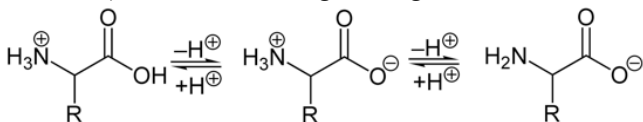


Abbildung 8.7: Amphotere Eigenschaften von Aminosäuren

Neben der Pufferwirkung, können Proteine auch Wasser binden und somit darin gelöste Stoffe transportieren. Das Transportprotein Albumin kann beispielsweise wasserunlösliche Fettsäuren, Mineralstoffe oder Vitamine im Blut transportieren. Auch viele Arzneistoffe werden an Albumin gebunden und so zum Wirkort befördert. Durch Decarboxylierung entstehen aus den Aminosäuren biogene Amine, welche Bestandteile von Biomolekülen sind oder als Signalstoffe wirken. Aus der Aminosäure Tyrosin wird so das Hormon Adrenalin gebildet.

8.3.4 Räumliche Struktur von Proteinen

Proteine besitzen eine sehr komplexe Struktur. Zu Vereinfachung teilt man diese in vier Gruppen:

1. Primärstruktur
2. Sekundärstruktur
3. Tertiärstruktur
4. Quartärstruktur

Die **Primärstruktur** gibt die Art, Anzahl und Abfolge der Aminosäuren (Aminosäuresequenz) einer Peptidkette an. Diese Reihenfolge ist genetisch festgelegt und gibt in weiterer Folge Auskunft über die räumliche Struktur und die Eigenschaften. Da es 20 verschiedene Aminosäuren gibt, ergeben sich unzählige mögliche Verbindungen.

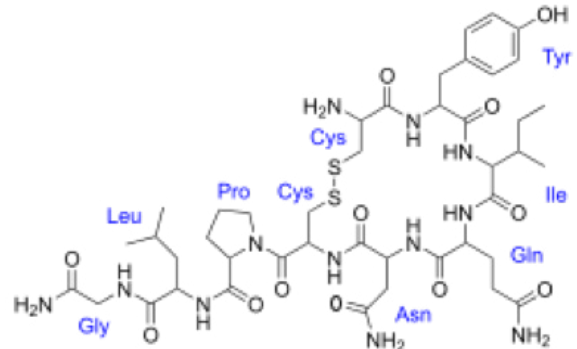


Abbildung 8.8: Oxytocin (ein Nonapeptid; zur Abkürzung der Trivialnamen verwendet man einen dreibuchstabigen Code)

Die dreidimensionale Struktur eines Proteins wird durch die restlichen Strukturformen (Sekundär-, Tertiär- und Quartär-Struktur) angegeben:

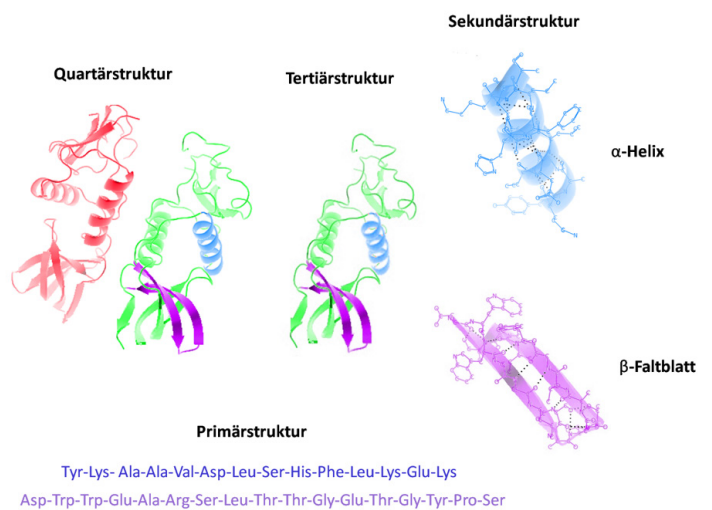


Abbildung 8.9: Räumlich Struktur von Proteinen

Die Abfolge der Aminosäuren in einer Peptidkette ist genetisch determiniert. Sie bedingt direkt unter Ausbildung von verschiedenen Strukturebenen die räumliche Struktur von Proteinen.

Die **Sekundärstruktur** beschreibt einzelne Abschnitte des Peptids. Sie ergibt sich aus der natürlichen Faltung einer Aminosäurenkette bzw. aus deren schraubenförmiger Anordnung. Sie kann entweder die Form einer β -Faltblatt oder α -Helixstruktur annehmen. Beide Formen werden durch die Wasserstoffbrücken, welche sich zwischen den CO- und den NH-Gruppen des Peptidrückgrats ausbilden, stabilisiert.

Die **Tertiärstruktur** beschreibt die gesamte räumliche Struktur einer Peptidkette. Sie wird durch die weiteren Inter- und Intramolekularen Wechselwirkungen, wie Disulfidbrücken, Ionenbindungen, Wasserstoffbrücken und hydrophobe Wechselwirkungen, bestimmt. Die Anordnung der Kette kann dadurch faserförmig (fibrillär) oder knäuelförmig (globulär) sein.

Die **Quartärstruktur** ergibt sich durch das Zusammenfügen von Peptidketten, verschiedener Tertiärstrukturen. Sie werden durch Van-der-Waals-Kräfte und andere Wechselwirkungen zusammengehalten.

8.3.5 Einteilung der Proteine

Man kann Proteine entweder nach ihrer Funktion in sieben Hauptgruppen oder nach ihrer Struktur einteilen.

Gemäß ihrer Struktur unterteilt man die Proteine in einfache und komplexe (zusammengesetzte) Proteine. Einfache Proteine sind ausschließlich aus Aminosäuren aufgebaut. Sie werden auf Grund ihrer Tertiärstruktur in fibrilläre und globuläre Proteine unterteilt.

Fibrilläre Proteine sind lange faserige und wasserunlösliche Moleküle mit einer hohen Zugfestigkeit. Beispiele dafür sind die Muskelbestandteile Actin und Myosin, die Hornsubstanz Keratin von Haut und Haaren, das Kollagen und Elastin des Bindegewebes und das Blutgerinnungsprotein Fibrinogen.

Kollagen kommt als häufigstes Faserprotein im tierischen Organismus vor. Es ist Bestandteil von Sehnen, Knochen, Haut und anderen Festigungsgeweben. Für diese Funktion ist eine sehr hohe Reißfestigkeit und geringe Dehnbarkeit nötig.

Globuläre Proteine sind wasserlösliche, eng gefaltete, kugelförmige Proteine. Beispiele dafür sind Albumine, Globuline und das Klebereiweiß Gluten.

Komplexe bzw. zusammengesetzte Proteine bestehen auch aus einem Nichteiweißanteil. Man bezeichnet diesen Anteil als prosthetische Gruppe. Ein Beispiel für ein komplexes Protein wären die Lipoproteine. Sie besitzen als prosthetische Gruppe Lipide. Weiter gibt es noch Metallproteine, Glyko- und Mucoproteine, Chromoproteine, Phosphorproteine und Nucleoproteine.

8.3.6 Denaturierung von Proteinen

Unter physiologischen Bedingungen bleibt die komplexe Struktur der Proteine stabil. Kommen sie allerdings in Berührung mit Säuren, Laugen, Schwermetallsalzen oder Lösungsmitteln oder werden auf über 42°C erhitzt, werden die Sekundär-, Tertiär- und Quartärstruktur irreversibel zerstört. Mit dem Verlust der räumlichen Struktur geht auch ein Verlust der biologischen Aktivität einher. Dieser Prozess wird als Denaturierung bezeichnet. Es kann zu Gerinnung, Ausflockung oder Koagulation kommen. Für die Herstellung von Milchprodukten und Käse wird dieser Vorgang angewendet.

8.3.7 Eiweißverdauung

Bei der Eiweißverdauung werden die Proteine in ihre Grundbausteine, die Aminosäuren, zerlegt. Zunächst gerinnen die Proteine durch Einwirken der Magensäure und die räumliche Struktur wird zerstört. Dabei wird die Oberfläche der Proteine vergrößert und die Verdauung kann leichter stattfinden. Zwei verschiedene Verdauungsenzyme spalten schließlich unter Wasseranlagerung die Proteine. Die Endopeptidasen spalten die Proteine in der Mitte der Aminosäurenkette, wodurch zunächst Polypeptide entstehen. Die Exopeptidasen spalten von den Polypeptiden die jeweils endständige Aminosäure ab. Nach und nach werden die Polypeptide vollständig in die einzelnen Aminosäuren zerlegt. Die einzelnen Aminosäuren gelangen schließlich über die Pfortader zur Leber.

Die Leber verwendet sie zum Aufbau von Bluteiweißstoffen, wie Albumine und Globuline. Diese wiederum transportieren die Aminosäuren zu allen anderen Zellen des Körpers. Jede Zelle benötigt Proteine und erneuert sie ständig. Kinder, Schwangere und Stillenden haben sogar einen erhöhten Bedarf an Eiweißstoffen. Je nach Eiweißverbindung beträgt die Erneuerungszeit unterschiedlich lang und kann von 10 Tagen, bei Proteinen der inneren Organe, bis 100 Tagen, für Hauteiweißstoffe, betragen.

8.3.8 Energiegewinnung

Werden die Proteine des Körpers erneuert, können einige Aminosäuren nicht wieder für den Aufbau verwendet werden und müssen in der Leber und Niere in Kohlenstoffdioxid (CO_2), Wasser (H_2O) und Ammoniak (NH_3) zerlegt werden. Dabei wird Energie für den Körper frei. Das Zellgift Ammoniak wird in weiterer Folge zu Harnstoff umgewandelt und damit unschädlich für den Organismus gemacht.

8.3.9 Umbau zu Fettsäuren und Glucose

Einige Aminosäuren können auch in Kohlenhydrate und Fette umgewandelt werden. Bei der Aufnahme von Eiweißstoffen sollte es immer zu einer ausgeglichenen Stickstoffbilanz kommen. Das bedeutet, dass pro Tag nur die Menge an Aminosäuren (Stickstoff) aufgenommen werden soll, wie auch ausgeschieden wird.

8.3.10 Essentielle Aminosäuren

Wie bereits erwähnt, gibt es 20 verschiedene Aminosäuren. Der Körper kann allerdings nur 12 dieser 20 Aminosäuren selbst aus den anderen aufbauen. Die restlichen 8 müssen mit der Nahrung aufgenommen werden und sind daher definitiv „essentiell“. Es handelt sich dabei um:

Valin, Leucin, Isoleucin, Threonin, Methionin, Lysin, Phenylalanin und Tryptophan;

Im Säuglings- und Kleinkindalter ist noch Histidin essentiell.

Die essentiellen Aminosäuren sind beim Aufbau von vielen lebensnotwendigen Proteinen beteiligt. Kommt es zum Fehlen einer dieser Aminosäuren kann das Körpereiwweiß nicht gebildet werden. Da jedoch die benötigten Mengenverhältnisse häufig nicht mit denen, der Lebensmittel, übereinstimmen, hat man die Bezeichnung „biologische Wertigkeit“ eingeführt. Sie gibt an, wie viel Prozent Körpereiwweiß aus 100 g Nahrungseiwweiß aufgebaut werden kann. Dies ist abhängig vom Gehalt der essentiellen Aminosäuren. Die biologische Wertigkeit von einer Semmel oder anderen Weizenprodukten (Getreideprotein) ist mit 35% zum Beispiel relativ niedrig. Aus 100 g Weizeneiwweiß können gerade einmal 35 g Körpereiwweiß aufgebaut werden. Das liegt daran, dass die essentielle Aminosäure Lysin nur zu einem geringen Anteil enthalten ist. Lysin ist quasi die limitierende Aminosäure des Getreideeiwweißes.

Bei Rindfleischeweiß sieht es wesentlich besser aus. Die essentiellen Aminosäuren kommen in annähernd demselben Anteil vor, wie beim Menschen benötigt. Die limitierende Aminosäure ist das Threonin. Die biologische Wertigkeit beträgt 76%.

Durch die Kombination von Eiweißstoffen kann die biologische Wertigkeit gesteigert werden, in dem sich die Nahrungseiwweißstoffe in ihren Aminosäuren ergänzen. Man spricht dann von einem biologischen Ergänzungswert.

8.3.11 Täglicher Eiweißbedarf

Der Bedarf an Aminosäuren kann sich von Mensch zu Mensch unterscheiden, je nachdem welcher Gehalt an Aminosäuren für den täglichen Körpereiwweißaufbau gebraucht wird. Im Wachstum ist der Bedarf erhöht.

Säuglinge, Kleinkinder und Jugendliche beispielweise benötigen Eiweiß nicht nur zur Erneuerung, sondern auch zum Aufbau von Körpereiwweiß. Schwangere und Stillende fallen ebenfalls in diese Gruppe.

Die zweite Gruppe an Personen benötigt Eiweiß nur zur Erneuerung des Körpereiwweißes. Sie sollten 0,8 g Eiweiß pro kg Körpergewicht aufnehmen. Für Vegetarier oder Personen, welche hauptsächlich pflanzliche Kost zu sich nehmen, gilt ein höherer Wert pro kg Körpergewicht.

Der Eiweißbedarf senkt sich im Alter nicht. Es sollte immer auf eine möglichst hohe Nährstoffdichte geachtet werden, denn Eiweiß kann durch keinen anderen Nährstoff ersetzt werden.

8.3.12 Eiweißbedarfsdeckung

Die Aufnahme von Eiweiß sollte durch ein Drittel aus tierischem Eiweiß, zwei Drittel aus pflanzlichem erfolgen. Besonders Vollkornprodukte, Gemüse und Hülsenfrüchte decken den Bedarf an pflanzlichem Eiweiß.

Aber insgesamt höchstens 15% des Gesamtenergiebedarfs sollten durch Eiweiß gedeckt werden. Da Eiweiß nicht wirklich gespeichert werden kann, sollten mehrere Mahlzeiten pro Tag eine gewisse Menge an Eiweiß enthalten.

8.4. Nucleinsäuren

Nucleinsäuren sind langkettige Makromoleküle mit tausenden Einzelbausteinen, dazu gehören **DNA** (Desoxyribonucleinsäuren) und **RNA** (Ribonucleinsäuren). Sie sind immer aus den gleichen Bausteinen (**Nucleotiden**) aufgebaut und bilden lange Ketten (Polynucleotide) mit einer immer wiederkehrenden Abfolge. Ein Nucleotid selber ist seinerseits immer aus den gleichen drei Bestandteilen aufgebaut: einer stickstoffhaltigen Base, einer 5-kohlenstoffhaltigen-Zucker-ring und einem Phosphorsäurerest.

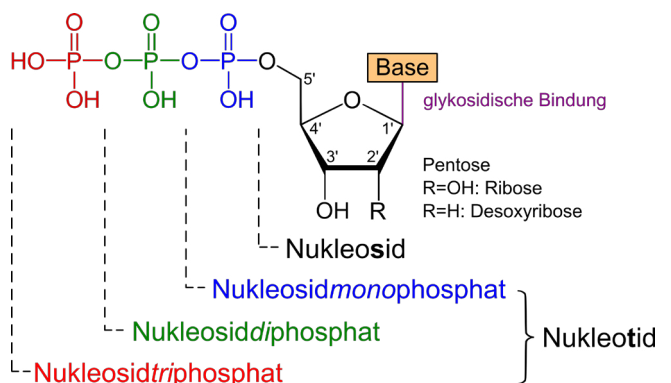


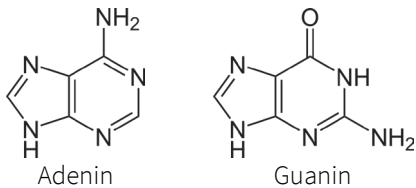
Abbildung 8.10: Nomenklatur eines Nucleotide-Monomers

8.4.1 Die Bestandteile der Nucleotid-Monomere

Nucleinsäure-Basen

Purine (2-Ringsystem-Basen) und Pyrimidine (1-Ringsystem-Basen) sind die zwei Typen der Basen abgeleitet. Zu den Purinen gehören die Basen Adenin (A) und Guanin (G), die Pyrimidinbasen sind Cytosin (C), Thymin (T) und die nur in RNA vorkommende Base Uracil. Die DNA Basen sind also die vier Basen Adenin (A), Guanin (G), Cytosin (C) und Thymin (T), in der RNA findet Uracil (U) anstelle von Thymin Verwendung (die RNA Basen sind A, G, C und U)

Purine



Pyrimidine



Abbildung 8.11: Die Basen sind Purin und Pyrimidin-Derivate mit unterschiedlichen Ring-substituenten

Nucleotid-Monomere (oder Nukleosidmonophosphate) enthalten die Komponenten Base, 5er-Zucker und Phosphorsäurerest.

Schon sehr früh war bekannt dass Purin- und Pyrimidinbasen in der DNA immer im Verhältnis 50:50 vorkommen.

Als Basenpaarung bezeichnet man die Ausbildung von spezifischen Wasserstoffbrücken zwischen den Basen Guanin und Cytosin bzw. Adenin und Thymin (Adenin und Uracil in der RNA).

Durch die chemische Struktur der Basen können jeweils eine Purin- und eine Pyrimidinbase miteinander durch Ausbildung von Wasserstoffbrücken paaren. Die charakteristische Basenpaarung führt zu der Bildung eines komplementären Stranges. Adenin paart mit Thymin (oder mit Uracil in der RNA) und bildet immer 2 Wasserstoffbrücken aus. Guanin paart unter Ausbildung von drei Wasserstoffbrücken mit Cytosin (A=T od. A=U und G≡C)

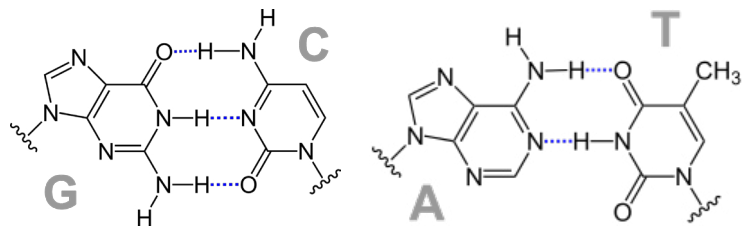


Abbildung 8.12: Die Basenpaarung

Ribosen (5er-Zucker in Ringform)

RNA und DNA unterscheiden sich in den Zuckerbestandteilen. In RNA ist es die Ribose, in DNA ist es die Desoxyribose, die am Kohlenstoff 2 ein Wasserstoff (-H) anstelle der in der Ribose vorhandenen Hydroxylgruppe (-OH) aufweist. Damit fehlt der DNA die frei reaktive Hydroxylgruppe, die demnach die DNA reaktionsträger als RNA macht und damit eine stabilere „bessere“ Speichersubstanz für genetische Information darstellt.

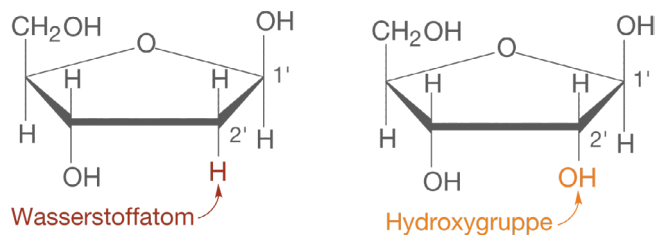


Abbildung 8.14: Desoxyribose und Ribose

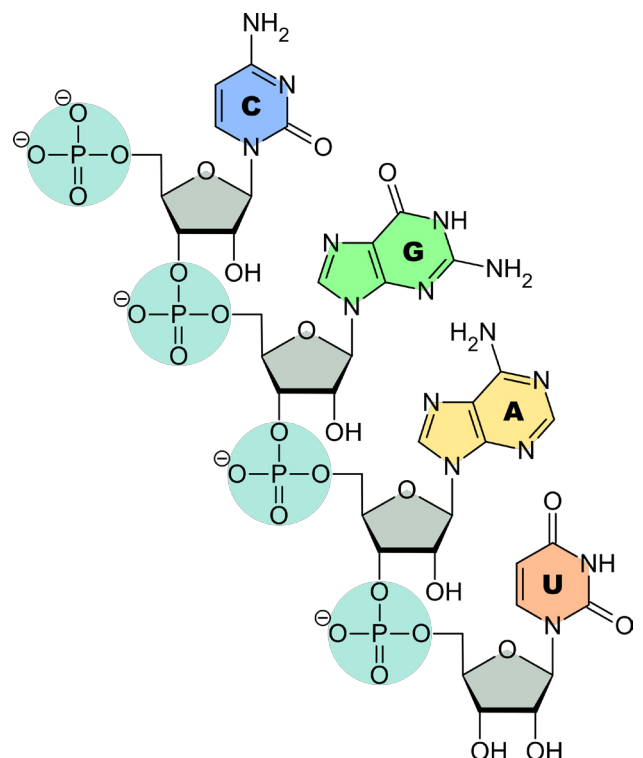


Abbildung 8.15: Die Verknüpfung der Nucleotid-Bestandteile (hier ein RNA-Strang)

Phosphatsäurerest

Benachbarte Nucleotide werden durch **Phosphodiester-Bindungen** verknüpft (grüne Kreise); ein Phosphorsäurerest verbindet zwei Zuckerreste von zwei Nucleotiden (die Phosphorsäure bildet zwei Esterbindungen), wobei die Orthophosphorsäure die Säurefunktion und die 5'- bzw. 3'-OH-Gruppen der (Desoxy-) Ribose die Alkoholfunktion beisteuern.

8.4.2 Die Struktur der Polynucleotide DNA und RNA

Phosphorsäure und Zucker bilden das Rückgrat der langen Polynucleotidkette, wogegen die Basen im ca. rechten Winkel davon abstehen und mit ihrer korrespondierenden **komplementären** Base Wasserstoffbrückenbindungen ausbilden kann. Das Molekül hat die Form einer Leiter in der die Sprossen die Basenpaare bilden, die Holme das Phosphat-Zucker-Rückgrat darstellen. Die beiden komplementären Stränge verlaufen in entgegengesetzter Richtung. Der Abstand zwischen den Strängen ist jeweils gleich groß.

Was diese Grundstruktur betrifft, gibt es keinen Unterschied zwischen DNA und RNA: die Bindungen sind gleich, beides sind Phosphodiester-Derivate. Die Unterschiede belaufen sich lediglich auf die Zuckerbestandteile: in RNA als Zucker Ribose bzw. Desoxyribose in der DNA, bzw. unterscheidet sich eine Pyrimidinbase zw. DNA (Thymin) und RNA (Uracil). Sonst sind alle Verbindungen und Strukturen äquivalent: Sowohl die Bindung zwischen dem Zuckerbestandteil und den Basen (eine N-glycosidische Bindung) sowie die



Die Grundstrukturen der Nucleinsäuren sind in DNA und RNA gleich. Sie unterscheiden sich lediglich im Zuckerbestandteil (Desoxyribose/Ribose), in der Pyrimidinbase Thymin/Uracil und in ihrer Sekundärstruktur.

Phosphodiesterbindung zw. Zucker und Phosphorsäurereste der benachbarten Nucleotide. Ein zusätzlicher Unterschied ergibt sich in der Sekundärstruktur des RNA-Moleküles. Im Gegensatz zur doppelsträngigen DNA ist RNA in der Regel einzelsträngig, kann allerdings mit komplementären Basensequenzen (A=U, G=C) charakteristische Rückfaltungen und Schleifen und damit Doppelstrangbereiche ausbilden.

Die komplementäre Basenpaarung führt noch nicht zur Bildung einer Helix. Zwischen der Ober- und Unterseite der benachbarten Basenpaaren verursachen schwache Wechselwirkungen eine Annäherung der Basenpaare und erzeugt einen hydrophoben Innenraum. Dies führt zu einer stapelförmigen Anordnung der Basenpaare und erzwingt damit eine Verdrehung des DNA-Doppelstranges zu der bekannten Helixstruktur (Verdrehung der Leiter). Die beiden hydrophilen Zucker-Phosphat-Rückgrate bilden die äußere Oberfläche der Doppelhelix und stehen mit der wässrigen Umgebung in Kontakt. Die relativ hydrophoben gestapelten Basen befinden sich dagegen im Inneren der Helix.

Die Struktur der DNA verdeutlicht eindrücklich ein grundlegendes Prinzip zwischen Struktur und Funktion. Die besonderen Eigenschaften dieser chemischen Substanz ermöglichen, dass das Molekül als sehr effektives und stabiles Medium für die Speicherung von Information dient.

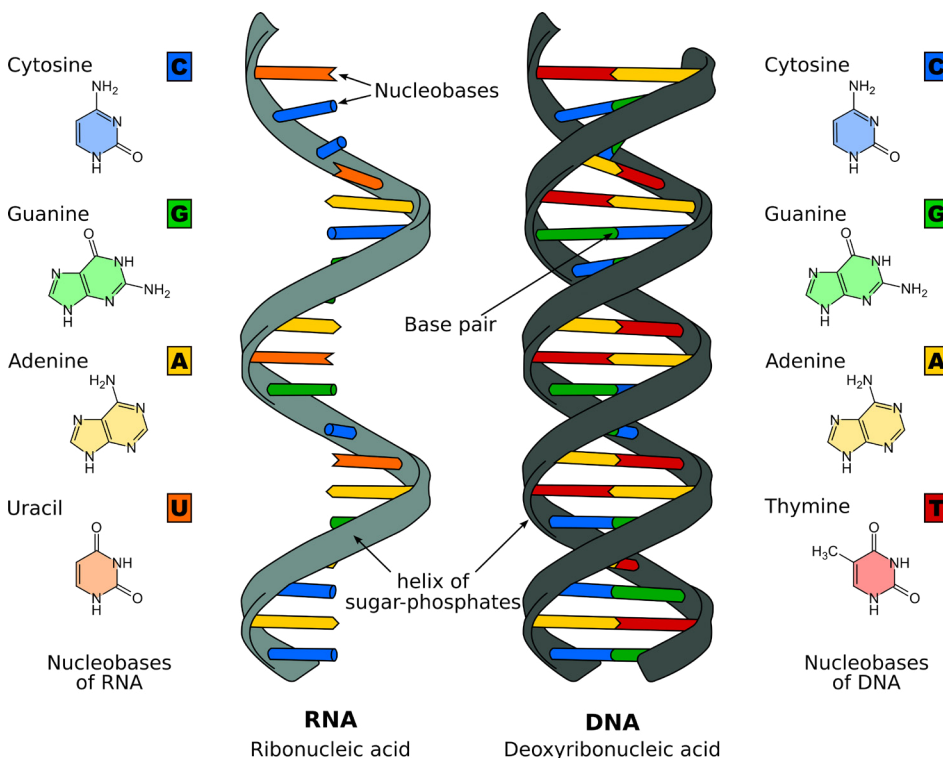


Abbildung 8.13: Die Struktur von RNA (links als Einzelstrang) bzw. rechts der DNA

Ernährungswissenschaftliche Grundlagen

Um die gesundheitsförderliche und –abträgliche Wirkung von Nahrungsmitteln verstehen zu können, bedarf es Kenntnisse über Inhaltsstoffe und Zusammensetzung von Lebensmittel zu erlangen.

Ass.-Prof. Dr. Petra Rust

Martin W. Reichel, Bakk.rer.nat. MA

Dipl. oec. troph. Dr. Georg Hoffmann, Privatdoz.

9. Nahrungsquellen

9.1. Grundlagen

Man gliedert Inhaltsstoffe von Lebensmitteln hinsichtlich deren Rolle im Energiestoffwechsel in Makro- und Mikronährstoffe:

- Die **energieliefernden Nahrungsbestandteile** werden als **Makronährstoffe** bezeichnet. Hierzu zählen **Kohlenhydrate** (inkl. Ballaststoffen), **Fette** und **Eiweiß**. Die Rolle von Alkohol als Teil der Ernährung ist kontrovers zu betrachten, aufgrund seines Energiegehalts zählt dieser jedoch ebenfalls zu dieser Gruppe.
- Zu den **Mikronährstoffen (nicht-energieliefernden Nahrungsbestandteilen)** zählen **Mineralstoffe (mit Mengen- und Spurenelementen)**, wie Natrium, Kalium, Magnesium, Chlor bzw. Eisen, Jod und Selen) sowie **fett- und wasserlösliche Vitamine**.
- **Wasser** als unverzichtbarer Bestandteil unserer täglichen Ernährung nimmt eine Sonderstellung ein, da es zwar keine Energie liefert, jedoch zwischen 50 und 70 % unserer Körpermasse ausmacht. Wasser ist für den Aufbau und die Erhaltung des Körpers notwendig, gleichzeitig aber auch Transport- und Lösungsmittel sowie Regulator der Körpertemperatur.
- Darüber hinaus finden wir insbesondere in pflanzlichen Lebensmitteln eine Vielzahl an Inhaltsstoffen verschiedenster chemischer Strukturen, welche pharmakologische Wirkungen besitzen – sogenannte sekundäre Pflanzeninhaltsstoffe.



Bei Inhaltsstoffen unterscheidet man zwischen **Makro- und Mikronährstoffen**, je nachdem ob diese Energie für den Organismus bereitstellen oder nicht.

In den folgenden Abschnitten werden Lebensmittel anhand der Hauptnährstoffe Kohlenhydrate, Fette und Eiweiß näher betrachtet.

9.2. Kohlenhydratreiche Lebensmittel

Der menschliche Körper besitzt nur geringe Speicher an Kohlenhydraten in Form von Glykogen in Leber und Muskulatur. Daher ist eine regelmäßige Zufuhr an Kohlenhydraten mit der Nahrung nötig.

9.2.1 Getreide und Getreideprodukte

Getreide zählt seit jeher zu den wichtigsten **Grundnahrungsmitteln**.

Sie **stammen von Wildgräsern ab**, woraus durch die Kultivierung des Menschen zahlreiche Sorten mit **gesteigertem Ertrag und angepassten Eigenschaften** hervorgingen (z.B. Verstärkung von gewünschten Merkmalen oder Reduktion/Eliminierung von unerwünschten Merkmalen und Inhaltsstoffen).

Sie zeichnen sich durch einen hohen Gehalt an Stärke, einem Polysaccharid, aus, weshalb sie oftmals der weitgehenden Deckung des Energiebedarfs dienen.

Zusätzlich finden sich in Getreide ein höherer Gehalt an Proteinen, den Glutelinen und Prolaminen. Als Gluteline gelten Glutenin in Weizen, Hordenin in Gerste, Oryzenin in Reis. Zu den Prolaminen zählen Gliadin in Weizen und Zein in Mais.

Zu den wichtigsten Getreidearten zählen:

- Weizen
- Roggen
- Hafer
- Reis
- Mais
- Hirse
- Gerste
- Dinkel

Als wichtigstes Brotgetreide in Europa gilt Weizen, da dieser aufgrund seines Glutengehalts (Gliadin und Glutelin) besondere Backeigenschaften aufweist. Roggen enthält nur wenig Gluten, Hafer, Gerste, Mais, Hirse und Reis sind für die Brotherstellung völlig ungeeignet.

Durch Verarbeitung wird die Verfügbarkeit der Inhaltsstoffe und Verdaulichkeit im Organismus verbessert.

Im Handel finden wir Getreide oftmals in verarbeiteter Form, beispielsweise als Mehl in **Brot, Gebäck und Teigwaren**.

Vollkornmehle weisen gegenüber hellen Mehlen einen höheren Gehalt an wertvollen Inhaltsstoffen auf. In der Schale sind Ballaststoffe und Eiweiß bzw. im Keimling Fette zu finden, sowie zahlreiche Vitamine und Mineralstoffe.



Bei **Zöliakie besteht eine Proteinintoleranz gegen Gliadin**, der alkohollöslichen Fraktion von **Gluten**. Patienten mit Zöliakie müssen daher auf **Weizen-, Roggen- und Gerstenprodukte verzichten**.

Exkurs: Pseudocerealien

Im Unterschied zu den oben genannten Getreidearten zählen Pseudocerealien **botanisch gesehen nicht zum Getreide**. Sie werden jedoch aufgrund ihrer Merkmale in der Humanernährung häufig ähnlich wie Getreide eingesetzt, wie z.B. Buchweizen, Amaranth und Quinoa.

9.2.2 Kartoffel

Kartoffel sind botanisch gesehen **Ausläuferknollen**, d.h. verdickte Enden der Sprossachse der Kartoffelpflanze. Sie weisen einen **hohen Gehalt an Stärke** auf. In verarbeiteter Form sind Kartoffeln wesentlicher Bestandteil vieler Lebensmittel.

Während in Notzeiten die Kartoffel täglich verzehrt wurde, gilt sie heute als Dickmacher. Dabei stellt die Kartoffel in Form von Pellkartoffel konsumiert ein energiearmes, nährstoffreiches Lebensmittel dar. Manche Zubereitung macht sie jedoch zu einem energiereichen, fettreichen und salzigen Nahrungsmittel (Pommes frites, Chips).

Die Kartoffel enthält rund 80% Wasser. Neben Kohlenhydraten in Form von Stärke und Cellulose, ist sie Quelle für verschiedene Mineralstoffe sowie insbesondere Vitamin C und Vitamin B1.

9.2.3 Süßungsmittel

Zucker galt einst als Kostbarkeit, heute konsumieren Menschen in Zentraleuropa etwa 100g Zucker pro Tag. In Österreich und Europa wird Zucker traditionell aus **Zuckerrüben**, in anderen Ländern – insbesondere den tropischen Zonen - aus **Zuckerrohr** gewonnen.

Chemisch gesehen handelt es sich bei Haushaltszucker um **Saccharose**, ein Disaccharid aus je einem Molekül Glukose und Fructose.

Als älteres Süßungsmittel verglichen mit Haushaltszucker zählt **Honig**, der Invertasen (kohlenhydratspaltende Enzyme) enthält. Diese Enzyme spalten Saccharose in Honig in die **Monosaccharide Glukose und Fructose**. Honig ist weder hinsichtlich seines Energiegehaltes noch seiner Wirkung bei der Entstehung von Karies günstiger als Zucker.

Weitere Süßungsmittel sind die **Zuckeraustauschstoffe** und Süßstoffe:

Zu den energiehaltigen Zuckeraustauschstoffen zählen das Monosaccharid Fructose sowie die Zuckeralkohole Isomalt, Sorbit, Mannit und Xylit.

Zuckeralkohole finden bei Kaugummi oder Bonbons Verwendung und müssen den Warnhinweis, dass ein übermäßiger Verzehr abführend wirken kann, tragen. Da sie unvollständig resorbiert werden und im Darm Wasser anziehen, können sie leicht zu Durchfällen führen.

Süßstoffe weisen eine deutlich höhere Süßkraft im Vergleich zu Saccharose auf, und liefern nahezu keine Energie. Typische Vertreter sind Saccharin (500-fache Süßkraft von Saccharose), Aspartam (200-fache Süßkraft) und Acesulfam (200-fache Süßkraft).

9.3. Fettreiche Lebensmittel

Allgemein bezeichnet man **bei Zimmertemperatur flüssige Fette als Öle**, hingegen **feste Produkte als Fette**.

Je nach Zusammensetzung der Öle und Fette besitzen diese charakteristische Eigenschaften, wodurch manche besser für den Verzehr als kaltgepresste Öle, andere wiederum zum Backen oder Frittieren geeignet sind.

9.3.1 Pflanzliche Fette und Öle

Wichtige Öle und Fette aus pflanzlichen Quellen sind Sonnenblumen-, Maiskeim-, Kürbiskern-, Raps-, Oliven- und Sojaöl sowie Kokosfett, Palmkernfett und Kakaobutter.

Die Qualität von Speiseölen wird u.a. aufgrund ihrer Inhaltsstoffe und Zusammensetzung bestimmt, z.B. anhand des Fettsäuremusters und dem Anteil an essentiellen Fettsäuren, sowie dem Gehalt an Vitamin E und Phytosterinen.

Margarine besteht zu rund 80 % aus Ölen und Fetten. Um ein streichfähiges Produkt zu erhalten, werden Öle gehärtet und emulgiert.

Fett/ Öl	Gesättigte Fettsäuren (%)	Einfach-ungesättigte Fettsäuren (%)	Mehrfach-ungesättigte Fettsäuren (%)	Schmelzpunkt/-bereich (°C)
Kokosfett	90	7	2	20 bis 28
Palmöl	47	43	8	23 bis 30
Olivenöl	14	72	12	-9 bis -5
Erdnussöl	15	49	30	-2 bis 3
Rapsöl	5	71	24	-2 bis 0
Sojaöl	14	25	59	-18 bis -8
Sonnenblumenöl	12	24	64	-20 bis -18
Maiskeimöl	15,5	30,5	53	-18 bis -10

Tabelle 1: Pflanzliche Fette und Öle - Fettsäurezusammensetzung und Schmelzpunkt/-bereich ausgewählter Lebensmittel

Fett/ Öl	Gesättigte Fettsäuren (%)	Einfach-ungesättigte Fettsäuren (%)	Mehrfach-ungesättigte Fettsäuren (%)	Schmelzpunkt/-bereich (°C)
Butterfett	62	31	2	32 bis 37
Schweinemalz	41	58	11	27 bis 40
Lachs	18	31	33	k.A.
Makrele	26	47	18	k.A.

Tabelle 2: Tierische Fette und Öle - Fettsäurezusammensetzung und Schmelzpunkt/-bereich ausgewählter Lebensmittel

Während Oliven- und Rapsöl besonders reich an einfach ungesättigten Fettsäuren sind, liefern Sonnenblumen- und Maiskeimöl v.a. mehrfach ungesättigte Fettsäuren. Kokosfett bildet die Ausnahme unter den pflanzlichen Fetten mit einem hohen Anteil an gesättigten Fettsäuren.

9.3.2 Tierische Fette und Öle

Tierische Fette und Öle stammen aus **verschiedenen Quellen** (Bauchfett von Schweinen, Gänsen, Enten, Depotfett von Rindern, Leber von Dorsch, Heilbutt, Schellfisch, Milchfett) und werden entsprechend auf unterschiedliche Weisen gewonnen.

Beispielsweise wird **Schmalz** durch das Ausschmelzen aus tierischem Fettgewebe gewonnen. Es ist bei Zimmertemperatur streichfähig.

Butter stellt den verarbeiteten Rahm (d.h. die Fettfraktion) von Rohmilch dar – zumeist von Kühen, seltener von anderen Tieren wie Schaf oder Ziege.

Lebensmittel	Biologische Wertigkeit	Proteingehalt (g/ 100 g Trockensubstanz)
Eiprotein	100	87
Schweinefleisch	85	89
Rindfleisch	80	95
Kuhmilch	72	38
Sojaprotein	81	53 ^A
Roggenmehl	78 ^C	10 ^B
Kartoffel	76	9
Bohnen	72	24 ^D
Mais	72	10
Reis	66	8
Weizen	47 ^C	16 ^B

^A Sojamehl, ^B Korn, ^C verarbeitetes Korn - Mehl, ^D Dosenkonserve

Tabelle 3: Biologische Wertigkeit und durchschnittlicher Proteingehalt (in g/ 100 g) ausgewählter Lebensmittel

Das Milchprotein setzt sich aus verschiedenen Fraktionen zusammen: **Casein** bildet mit rund 80% den größten Anteil, gefolgt von Albuminen und Globulinen. Bei der Erzeugung von **Käse** findet eine Gerinnung von Casein durch Säuerung, z.B. durch Zugabe von Lab oder Milchsäurebakterien statt. Hierbei entsteht Käsebruch und Molke, wobei ersteres weiter zu Topfen oder verschiedenen Käseprodukten verarbeitet wird.

Während Laktose in den ersten Lebensmonaten das einzige Nahrungskohlenhydrat für Säuglinge darstellt, nimmt die Laktase-Aktivität (Abbauenzym) im Darm bei der Mehrheit der Weltbevölkerung (Ausnahme Kaukasier) ab. Daher können Erwachsene in Asien oder Afrika Laktose nicht mehr oder schlecht vertragen.

Als potentes Allergen in der Kuhmilch gilt β -Laktoglobulin, Auslöser der am häufigsten auftretenden Allergie im Säuglingsalter.

Zu den **fermentierten Milchprodukten** zählen Produkte wie Joghurt und Sauerrahm. Hierbei werden pasteurisierter Milch Starterkulturen wie Milchsäurebakterien zugegeben, welche einen Teil der enthaltenen Laktose zu Milchsäure vergären. Das Casein wird ausgefällt, wodurch das Produkt dickgelegt wird.



Die **Verdaulichkeit** und **Verwertbarkeit** konsumierter Fette wird **weitgehend durch deren Schmelzpunkt beeinflusst**. Fette mit geringem Schmelzpunkt werden besser absorbiert als solche mit höheren Schmelzpunkten.

9.4. Eiweißreiche Lebensmittel

Proteine haben im Körper vielfältige Funktionen und sind daher die in den Zellen am häufigsten vorhandenen Makromoleküle. Im Organismus fungieren sie beispielsweise als Enzyme oder Struktur- und Transportproteine.

Zu den eiweißreichen Lebensmitteln zählen Milch und Milchprodukte, Eier, Fleisch und Fleischwaren, Fisch und Hülsenfrüchte.

9.4.1 Milch und Milchprodukte

Als **Milch** bezeichnet man eine Emulsion aus Wasser und Lipiden mit Proteinen und Laktose (Milchzucker). Sie stammt von verschiedenen Säugetieren – in Österreich vorwiegend von Kuh, aber auch anderen Tieren wie Schaf, Ziege oder Stute.

9.4.2 Eier und Eierzeugnisse

Bei Eiern umhüllt die Schale die zwei wesentlichen Komponenten **Eidotter und Eiklar**.

Das Protein von Ei hat die **hohe biologische Wertigkeit** (p.d. 100 %), da es die optimale Zusammensetzung aufweist, um daraus körpereigenes Protein zu bilden. Das Protein des Hühnereis enthält einen großen Anteil an den Aminosäuren Phenylalanin und Tyrosin, Leucin, Lysin und Valin.

Im Eiklar sind die einfachen Proteine **Albumine** und **Globuline** zu finden, im Dotter **Phosphoproteine**, sowie Lipide und Cholesterin.

Der Gehalt an **Cholesterin** im Ei ist geringer als oft kommuniziert wird und trägt nicht alleine zum erhöhten Spiegel im Blut bei.

Zum einen besteht der Cholesterinpool des Körpers aus endogen gebildeten und exogen mit der Nahrung aufgenommenem Cholesterin. Zum anderen nimmt die Fettsäurezusammensetzung Einfluss auf die Blutfette.



Das Cholesterin im Ei ist nicht für einen erhöhten Blutcholesterinspiegel verantwortlich.

9.4.3 Fleisch und Fleischwaren

Als Fleisch bezeichnet man im engeren Sinn alle **Muskulatur-Stücke von Schlachttieren** wie Schwein, Rind, Schaf und Ziege. Es handelt sich dabei um Bewegungsprotein, das vorwiegend aus den **fibrillären Proteinen Aktin und Myosin** besteht. Diese Strukturen werden von Bindegewebe umhüllt und sind entscheidend für die Bildung von Muskelfasern.

Im Handel wird Fleisch zusätzlich verarbeitet in Form von Fleisch- und Wurstwaren angeboten. Dabei werden verschiedene Herstellungsmethoden wie Pökeln, Räuchern oder Brühen eingesetzt.

Fleisch enthält hochwertiges Eiweiß, reichlich B-Vitamine und gut verfügbares Eisen. Fleisch und insbesondere Fleischwaren enthalten aber auch Fette, Cholesterin und Purine. Der relativ hohe Anteil an Bindegewebe, Fetten und Eiweiß trägt zur sättigenden Wirkung von Fleischprodukten bei.

Zu den in Österreich am häufigsten konsumierten Fleischsorten zählen Schweine-, Rind- und Geflügelfleisch.

Wurstwaren können infolge ihrer Verarbeitung sehr fett- und salzreich sein und bei übermäßigem Konsum das Risiko ernährungsmitbedingter Erkrankungen wie z.B. Übergewicht, Hypertonie, Hyperlipidämien erhöhen.

9.4.4 Fisch und Meeresfrüchte

Das Fleisch von Fischen ist **leicht verdaulich**, da es verglichen mit Fleisch von Schlachttieren einen deutlich geringeren Bindegewebsanteil aufweist. Darüber hinaus besitzt das enthaltene Protein eine **hohe biologische Wertigkeit** von rund 80 %. Fettsfische enthalten reichlich omega-3-Fettsäuren und Vitamin D. Seefisch stellt zudem eine gute Jodquelle dar.

Als **Meeresfrüchte** werden verschiedene Tiere bezeichnet, die nicht zur Gruppe der Wirbeltiere zählen, darunter **Krusten-, Schalen- und Weichtiere**.

9.4.5 Hülsenfrüchte

Hülsenfrüchte wie Erbsen, Bohnen und Sojabohnen sind **eiweißreich**, ihre **biologische Wertigkeit ist jedoch geringer als jene von Fleisch und Fisch**. Durch die **Kombination unterschiedlicher Eiweißquellen** wie Getreide, Milch oder Ei, kann die biologische Wertigkeit deutlich verbessert werden.

Hülsenfrüchte enthalten aber auch zahlreichen Vitamine und Mineralstoffe, sowie hohe Mengen an sekundären Pflanzeninhaltsstoffen wie z.B. Isoflavonoide.



Pflanzliches Protein ist tierischem aufgrund der geringeren Energieverluste bei der Erzeugung zu bevorzugen, da für die Produktion von Fleisch ein Vielfaches an Energie im Vergleich zu pflanzlichen Lebensmitteln benötigt wird.

10. Verdauung und Absorption

In diesem Abschnitt wird beschrieben, wie unser Organismus in seinem Verdauungstrakt die mit der Nahrung angebotenen Nährstoffe so verarbeitet, dass sie aufgenommen und im Körper verwendet werden können. Der Schwerpunkt liegt dabei auf den Makromolekülen Kohlenhydrate, Lipide und Proteine. Sie stellen uns vor besondere Herausforderungen durch ihre Größe und ihre unterschiedliche Wasser- und Fettlöslichkeit. Ihre Zerlegung in aufnahmefähige Bruchstücke wird als **Verdauung** bezeichnet, die anschließende Aufnahme in den Organismus als **Absorption**.

10.1. Aufbau des Verdauungstrakts

Mund, Mundhöhle, Rachen und Speiseröhre

Die flüssige und feste Nahrung wird über den Mund aufgenommen und große Partikel in der **Mundhöhle** mechanisch durch die Kaubewegung zerkleinert. Hierbei wird Speichel zugesetzt, um einen Speisebrei zu erhalten und die Verdauung durch enthaltene Enzyme zu starten.

Der **Speichel** wird von den Speicheldrüsen produziert und weist einen neutralen pH-Wert von 6 bis 7 auf. Er enthält hauptsächlich **α -Amylase**, welche für die Spaltung von Stärke notwendig ist.

Im Bereich des **Rachens** treffen sich die Wege von Nahrungsaufnahme und Atmung. Es wird hier der Schluckreflex ausgelöst, wodurch der Speisebrei über die **Speiseröhre** letztlich direkt in den Magen transportiert wird.

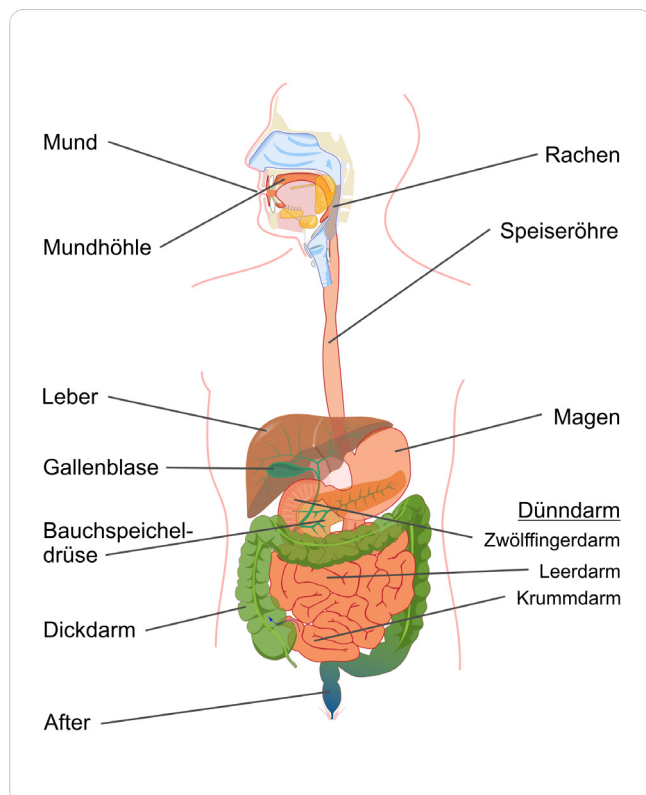


Abbildung 10.1: Der menschliche Verdauungstrakt

Magen

Im Magen wird der **Magensaft** gebildet, eine klare und farblose Flüssigkeit mit einem pH-Wert von 0,9 bis 1,6. Für dieses saure Milieu ist Salzsäure verantwortlich, die von den Belegzellen produziert wird. Dadurch wird Pepsinogen zum Enzym **Pepsin** aktiviert, das bei der Verdauung von Proteinen eine wesentliche Rolle spielt. Ebenfalls von den Belegzellen wird der **intrinsic factor** gebildet, ein Glykoprotein, das für die Bindung und Absorption von Vitamin B₁₂ notwendig ist. Um die Magenschleimhaut vor dem sauren Milieu und der Selbstverdauung durch Pepsin zu schützen, produzieren Nebenzellen Mucin, welches die Magenwand auskleidet.

Leber

Die Aufgaben der Leber liegen in der Bereitstellung verschiedener Flüssigkeiten, die im Verdauungsprozess benötigt werden.

Sie sondert Gallenflüssigkeit ab, welche zuerst in die Gallenblase transportiert und bei Bedarf in den Dünndarm abgegeben wird. Sie setzt sich v.a. aus den Salzen der Gallensäuren, Cholesterin und Lecithin, zusammen. Dadurch trägt die Gallenflüssigkeit einerseits zur Neutralisierung des Speisebreis bei, andererseits wird auch eine Emulgierung von Nahrungsfetten und die Bildung von Mizellen möglich.

Bauchspeicheldrüse (Pankreas)

Der endokrine **Pankreas** ist für die Synthese von **Insulin und Glukagon** verantwortlich, die für die Steuerung des Blutzuckerspiegels entscheidend sind.

Gleichzeitig wird von den exokrinen Zellen der Bauchspeicheldrüse der **Pankreassaft** in den Dünndarm abgesondert. Er enthält große Mengen an Bikarbonat zur Neutralisierung des sauren Speisebreis aus dem Magen.

Zusätzlich enthält das exokrine Sekret zahlreiche Enzyme, welche an der Verdauung einzelner Nahrungsinhaltsstoffe beteiligt sind, z.B.: **Glukosidasen** (Stärke), **Proteasen** (Proteine) und **Lipasen** (Fett).



Der Glukosegehalt im Blut aktiviert die Insulinsekretion. Dadurch werden anabole Stoffwechselprozesse, wie die Glykogensynthese, die Proteinsynthese und der Aufbau von Depotfett, stimuliert.

Dünndarm

Der Dünndarm weist drei Abschnitte auf: **Zwölffingerdarm**, **Leerdarm** und **Krummdarm**. Im Dünndarm findet die Resorption der Nahrungsbestandteile statt. Dies betrifft neben den durch Verdauung vorbereiteten Makronährstoffen auch Wasser, Elektrolyte und Vitamine.

Die **Schleimhaut des Dünndarms (Mucosa)** verfügt zu diesem Zweck über eine stark vergrößerte Oberfläche. Man unterscheidet Einstülpungen (**Krypten**) und Ausstülpungen (**Villi** oder Zotten). Die Zotten besitzen gleichermaßen weitere Ausstülpungen (**Mikrovilli**), welchen den sogenannten Bürstensaum bilden und somit die Oberfläche um ein Vielfaches vergrößern (die entstehende Oberfläche des Dünndarms entspricht in Etwa der eines Tennisplatzes).

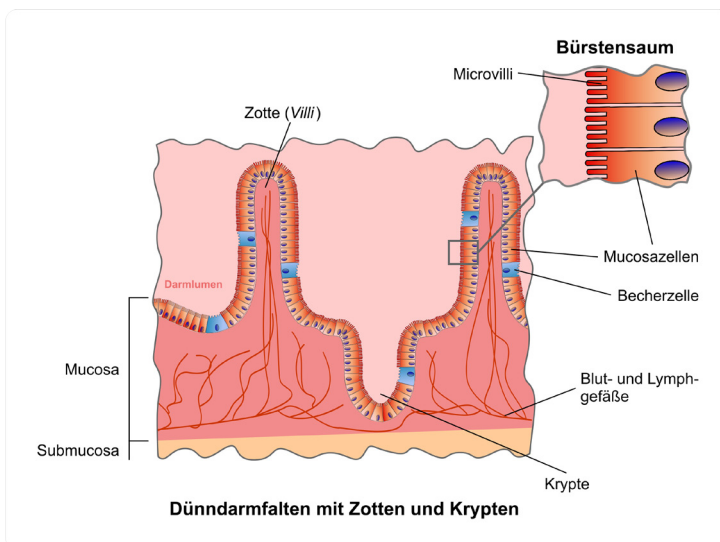


Abbildung 10.2: Aufbau der Darmschleimhaut

Die Zellen der Bürstensaummembran stellen an ihrer Oberfläche zahlreiche Enzyme zur Verfügung, die größere Nährstoffmoleküle kurz vor der Absorption in aufnahmefähige Einheiten zerlegen.

Dickdarm

Wesentliche Aufgabe des **Dickdarms** ist die Rückresorption von Wasser und Elektrolyten, wobei der Darminhalt immer mehr eingedickt wird, bis sich Kot (**Fäzes**) bildet. Abschließend wird der Darminhalt durch den **After** entleert. Eine besondere Bedeutung erhält

der Dickdarm dadurch, dass er dicht mit Bakterien besiedelt ist.

10.2. Verdauung

10.2.1 Grundlegendes

Die Verdauung wird von mechanischen und biochemischen Prozessen bewirkt.

Unter **mechanischen Prozessen** versteht man die Aktivität der Muskulatur der verschiedenen Abschnitte des Verdauungstrakts. Diese führt einerseits zur Zerkleinerung und Vermischung der Nahrung mit Verdauungssäften (Mischbewegung), andererseits wird der Transport des Speisebreis durch den Verdauungstrakt ermöglicht (Peristaltik oder antreibende Bewegung). Bei den **biochemischen Prozessen** werden die Makromoleküle in der Nahrung durch Enzyme in absorptionsfähige kleinere Bausteine aufgespalten.

10.2.2 Mikrobiota

Als Mikrobiota bezeichnet man die Gesamtheit aller Bakterien, die im Verdauungstrakt beheimatet sind. Sie haben gerade in den letzten Jahren an Bedeutung für die Wissenschaft gewonnen, da deren Einfluss auf unseren Körper deutlich größer ist, als bisher angenommen.

Sie fördern das Wachstum von Darmzellen und verhindern eine Fremdbesiedelung durch krankheitsverursachende (**pathogene**) Keime. Die Zusammensetzung und Dichte der Mikrobiota variiert zwischen den verschiedenen Abschnitten des Verdauungstrakts stark, wobei der Magen am geringsten, hingegen der Dickdarm am dichtesten besiedelt ist.

Man bezeichnet die Mikrobiota gelegentlich auch als kommensal (d.h. „mit am Tisch sitzend“). Die Darmbakterien stellen aber keine Konkurrenten dar, die uns wichtige Nährstoffe wegnehmen. Durch die Konzentration auf den Dickdarm erhält die Mikrobiota nur unverdauliche Nahrungsbestandteile, z.B. Ballaststoffe. Daraus werden von den Bakterien häufig **biologisch wirksame** Substanzen gebildet, die uns nützen (z.B. Schutz vor Dickdarmkrebs durch Verhinderung von übermäßigem Wachstum der Zellen des Dickdarms).

Hormon	Primärer Ort der Bildung	Einige Funktionen
Ghrelin	Magen	stimuliert den Appetit
Gastrin	Magen, Dünndarm	stimuliert die Bildung von Magensäure und Pepsin
Cholecystokin (CKK)	Dünndarm	stimuliert den Gallenfluss
Sekretin	Dünndarm	hemmt die Sekretion von Magensäure
Glukagon-like Peptide 1 (GLP-1)	Dünndarm, Dickdarm	steigert die Insulinsekretion, beeinflusst Sättigung und Appetit

Tabelle 4: Übersicht über wichtige Hormone bei Verdauung und Absorption

10.2.3 Hormone

Die verschiedenen Vorgänge im Verdauungstrakt müssen reguliert werden, um chaotische Zustände zu vermeiden. Einen wichtigen Beitrag hierzu leisten die Hormone des gastrointestinalen Systems, die v.a. in Magen und Dünndarm produziert werden. Sie werden in das Blut freigesetzt und gelangen so in andere Bereiche des Körpers, womit sie Einfluss auf alle an Verdauung und Absorption beteiligten Organe nehmen können (siehe oben).

10.2.4 Enzymatische Verdauung von Makronährstoffen

Kohlenhydrate

Zur Aufspaltung von komplexen Kohlenhydraten (**Poly-, Oligo- und Disaccharide**) in absorptionsfähige **Monosaccharide** verfügt der Verdauungstrakt über verschiedene Enzyme.

So wird das Enzym **α -Amylase** genutzt, um unverzweigte Kohlenhydratketten mit einer α -1,4-glykosidischen Bindung von Polysacchariden wie **Amylose, Amylopektin** (zwei Formen der pflanzlichen Stärke) und **Glykogen** (tierische Stärke) zu spalten. Die Moleküle von **Amylopektin** und **Glykogen** weisen zusätzliche Verzweigungsstellen mit α -1,6-glykosidischer Bindung auf, welche **α -1,6-Glucosidasen** zur Spaltung benötigen.

Neben den Enzymen, die über die Säfte des Verdauungstrakts angeboten werden, gibt es an der Oberfläche der Dünndarmschleimhaut eine Reihe spezialisierter Disaccharidasen, welche Zweifachzucker wie Laktose, Galaktose oder Saccharose in ihre Monomere zerlegen.

Bestimmte Nahrungsbestandteile gelten für den menschlichen Organismus als **unverdaulich**, da ihm die erforderlichen Enzyme zum Abbau fehlen. Dieses gilt beispielsweise für das Polysaccharid **Cellulose**, einem wesentlichen Bestandteil pflanzlicher Zellwände. Es besitzt eine β -1,4-glykosidische Bindung, welche nur

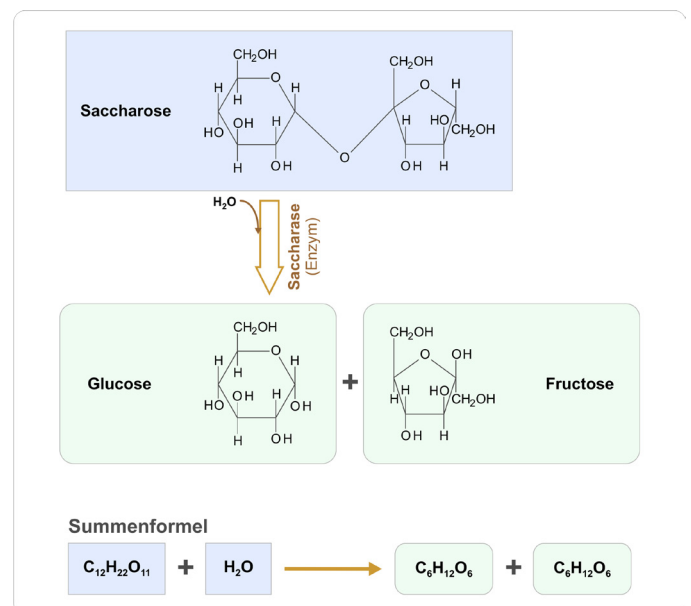


Abbildung 10.3: Enzymatische Spaltung von Zucker (am Beispiel Saccharose)

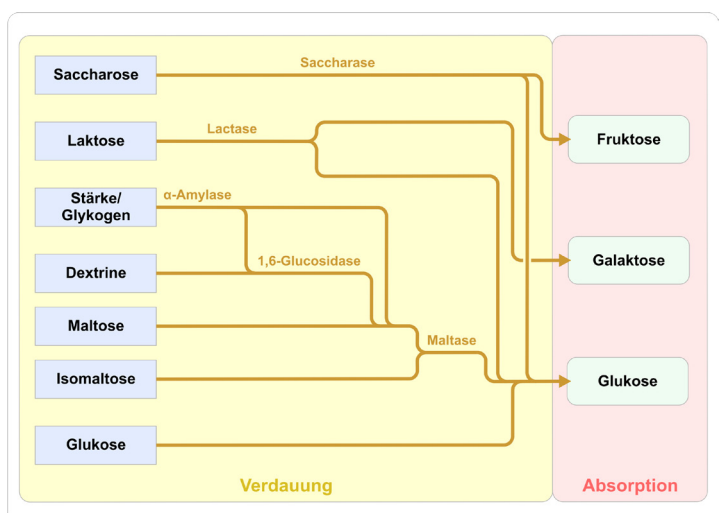


Abbildung 10.4: Verdauung und Resorption von Kohlenhydraten im Organismus

von β -Amylasen gespalten werden kann, über die wir nicht verfügen. Die unverdaulichen Nahrungsbestandteile werden gelegentlich unter dem Begriff **Ballaststoffe** zusammengefasst, was insofern irreführend ist, als dass sie keinen unnötigen Ballast darstellen.

Lipide

Der überwiegende Teil der Nahrungsfette liegt als **Triglyceride** mit langkettigen Fettsäuren vor. In geringen Mengen finden sich hier noch Cholesterin und Cholesterinester, aber auch Phospho-, Glyko- und Sphingolipide. Lipide stellen den Verdauungstrakt vor das Problem, dass sie nicht wasserlöslich sind, was für die zur Verdauung erforderlichen Enzyme aber nicht gilt. Die Vermengung von fettlöslichen Nahrungslipiden mit wasserlöslichen Verdauungsflüssigkeiten wird als Emulgieren bezeichnet. Dieser Prozess beginnt bereits durch Mischbewegungen im Magen, sodass Triglyceride zu einem geringen Teil bereits durch die Magensaftlipase gespalten werden können. Im Dünndarm folgt eine deutlich wirksamere Emulgierung mit **Gallen-säuren** und ihren Salzen zu feinen Tröpfchen, an deren größerer Oberfläche die Lipide mithilfe verschiedener Lipasen gespalten werden können. Dabei entstehen Monoglyceride, freie Fettsäuren, Cholesterin, fettlösliche Vitamine und Glycerin. Abgesehen von Glycerin sind diese Moleküle schwer wasserlöslich und müssen zuvor mit den Bestandteilen der Gallenflüssigkeit die sog. Mizellen bilden. Diese Mizellen transportieren die verdauten Lipide wie ein Shuttleunternehmen zu den Zellen der Dünndarmmucosa, wo die Absorption stattfindet.

Enzym	Peptidasen-Typ	Herkunft
Pepsin	Endopeptidase	Magen
Trypsin	Endopeptidase	Pankreas
Chymotrypsin	Endopeptidase	Pankreas
Elastase	Endopeptidase	Pankreas
Carboxypeptidase A und B	Exopeptidase	Pankreas
Aminopeptidasen	Exopeptidase	Bürstensaum

Tabelle 5: Wichtige Enzyme bei der Verdauung von Eiweiß im menschlichen Organismus

Ähnlich den Lipiden findet der erste Schritt der Verdauung von Proteinen im Magen statt. Die vorhandene Salzsäure denaturiert das Eiweiß, wobei die räumliche Struktur der Moleküle zerstört wird. Durch die vergrößerte Oberfläche können Enzyme besser wirken.

Die Zellen der Darmschleimhaut bilden Pepsinogen, welches durch die Magensäure zu **Pepsin** aktiviert wird und erste Proteine spaltet.

Der überwiegende Teil der Proteine (rund 85 bis 95%) wird jedoch im Dünndarm enzymatisch zerlegt. Die erforderlichen Katalysatoren werden aus dem exokrinen Pankreas bereitgestellt und von dort über eine schlauchartige Verbindung in den Dünndarm sezerniert. Es handelt sich dabei zunächst um inaktive Enzyme, da andernfalls das Pankreasgewebe selbst in Gefahr geraten könnte (Selbstverdauung).

Die inaktiven Vorstufen der Enzyme werden durch die Endung **-ogen** kenntlich gemacht, also z.B. statt Trypsin **Trypsinogen**. Im Dünndarm erhält Trypsinogen Kontakt zu einer membrangebundenen Enteropeptidase, welche die Aktivierung zu Trypsin steuert. Trypsin katalysiert dann die Aktivierungsreaktionen der anderen Vorstufen. Gemeinsam spalten sie Proteine allmählich in **Aminosäuren** sowie **Di- und Tripeptide** auf, welche von der Mucosa absorbiert werden können.

10.3. Absorption von Nährstoffen

Hinsichtlich der **Energie**, die für den Transport der Nährstoffe durch die Zellen des Verdauungstrakts benötigt wird, unterscheidet man zwischen **passiven** (keine Energie erforderlich) und **aktiven Mechanismen** (Energie erforderlich). Ein sehr wichtiger aktiver Absorptionvorgang in unserem Organismus betrifft das Elektrolyt Natrium, dass in geladener Form als Natriumion aus dem Verdauungstrakt (v.a. dem Dünndarm) in das Blut transportiert wird. Da geladene Teilchen nicht einfach so durch die Zellmembran hindurchdiffundieren können, benötigen wir für Natriumionen spezielle Transportproteine in der Zellmembran. Die Zellen des Dünndarms verfügen auf der Seite, die

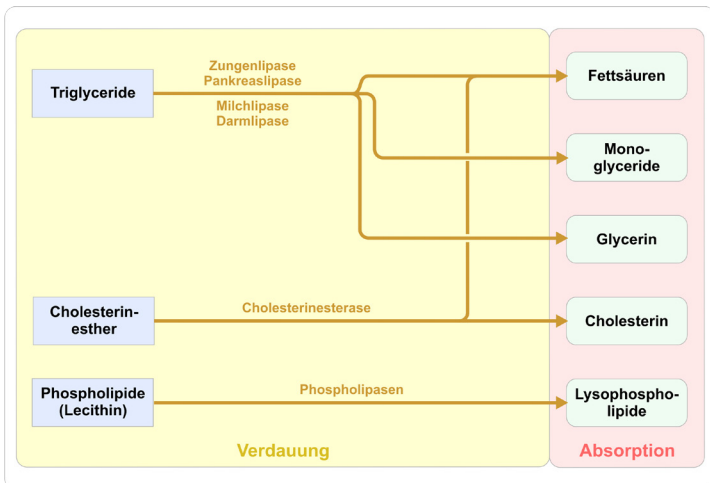


Abbildung 10.5: Verdauung und Resorption von Lipiden im Organismus

Eiweiß

Proteine werden von Peptidasen gespalten, wobei man zwischen **Exopeptidasen und Endopeptidasen** unterscheidet (je nachdem ob das Makromolekül an den Enden oder in der Mitte gespalten wird). Die vorhandenen Enzyme sind spezifisch für verschiedene Aminosäuren:

dem Speisebrei zugewandt ist (luminal), über mehrere Transportproteine, die Natriumionen in das Innere der Zelle schleusen können. Auf der gegenüberliegenden Seite (dem Körpergewebe zugewandt, basolateral) findet sich ein aktives Transportprotein, dass unter Verbrauch unserer wichtigsten „Energiewährung“ ATP (Adenosintriphosphat) Natriumionen ständig aus der Zelle entfernt.

Dies wird als **primär-aktiver Mechanismus** bezeichnet, trotz starker Anreicherung von Natriumionen im Gewebe werden fortlaufend weitere Natriumionen angehäuft. Das mag wie eine Verschwendung erscheinen, aber durch diesen Vorgang bleibt die Natriumkonzentration in der Dünndarmzelle klein und im Gewebe hoch. Dieser Konzentrationsgradient für Natriumionen kann vielseitig genutzt werden. Ohne die hohe Natriumkonzentration im Gewebe würde es keine starke Anziehungskraft für einen oft vernachlässigten Nährstoff geben, der auf diesem Weg aus dem Darm in den Körper transportiert werden kann, nämlich Wasser.

Zudem werden viele unserer Nährstoffe „sekundär-aktiv“ absorbiert. Sie nutzen den Natriumgradienten aus, indem sie sich im Prinzip an Natrium anhängen und gemeinsam mit diesem Elektrolyt in die Zelle gelangen. Voraussetzung hierfür ist das Vorhandensein von entsprechenden Transportproteinen an der luminalen Membran der Dünndarmzellen. Solche Proteine existieren z.B. für Glukose, Galaktose, Aminosäuren oder Vitamin C. Durch spezielle Transportproteine auf der basolateralen Seite werden die Nährstoffe ans Blut abgegeben und im ganzen Organismus verfügbar.

Es gibt Ausnahmen von diesen Natrium-abhängigen Transportprozessen, eine dieser Ausnahmen betrifft die Absorption von Lipiden. Lipide stellen den Verdauungstrakt durch ihre Fettlöslichkeit vor einige Probleme, was die enzymatische Spaltung betrifft. Sind diese Probleme überwunden, gelangen die Spaltprodukte der Lipide durch passive Diffusion (also ohne Energieaufwand) in die Dünndarmzelle, da Zellmembranen ebenfalls fettlöslich sind. In der Zelle findet ein Neuaufbau komplexerer Lipide statt (z.B. Veresterung

freier Fettsäuren mit Glycerin zu Triglyceriden). Sie werden zu kleineren Teilchen, den sog. Chylomikronen verarbeitet, in dieser Form verlassen sie die Dünndarmzelle auf basolateraler Seite.

11. Stoffwechsel

Im folgenden Kapitel lernen Sie wichtige Stoffwechselwege zur Energiegewinnung aus der Nahrung kennen:

- **Glykolyse** (Kohlenhydrate)
- **β -Oxidation** (Lipide)
- **Citratzyklus** (zentraler Stoffwechselweg rund um Kohlenhydrate, Lipide, Proteine)
- **Atmungskette** (ATP)
- **Ketogenese** (alternative Energiebereitstellung)

11.1. Glykolyse

Die Glykolyse stellt den Hauptabbauweg der Kohlenhydrate dar. Der folgende Stoffwechselweg beschreibt die Energiegewinnung aus Kohlenhydraten aus der Nahrung (in Form von Glukose) sowie den Glykogenreserven. Endprodukt der Glykolyse ist Pyruvat. Die Bilanz der Glykolyse sind 2 Moleküle ATP pro Glukosemolekül.

Der Abbau von Glukose zu Pyruvat kann im Organismus unter aeroben und anaeroben Bedingungen ablaufen (d.h. unter Anwesenheit von Sauerstoff oder ohne). Am Anfang der Glykolyse stehen wahlweise zwei Substrate zur Verfügung: Glykogen (körpereigene Speicher) und Glukose (aus Nahrung). Entsprechend finden verschiedene Reaktionsschritte zu Beginn statt (1 bei Glykogen bzw. 2 bei Glukose), um ein gemeinsames Ausgangsprodukt für alle weiteren Reaktionen zu erhalten.

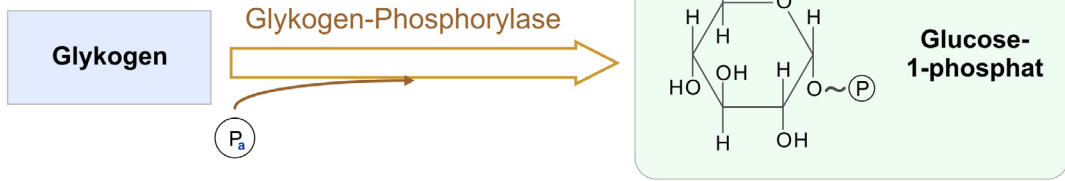
11.1.1 Übersicht der Reaktionsschritte

(siehe nächste Seite)



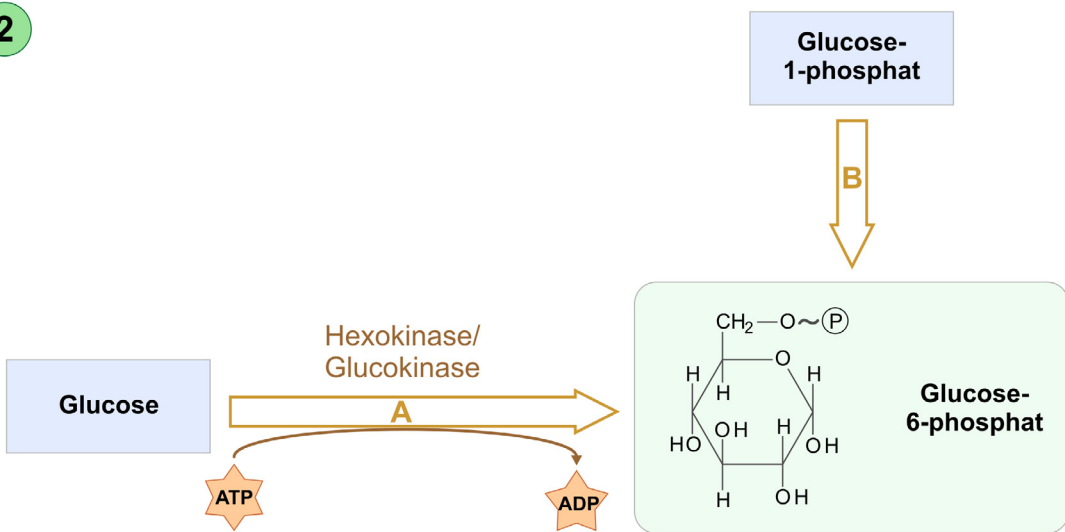
In der β -Oxidation werden Lipide abgebaut und in der Energiegewinnung genutzt.

1



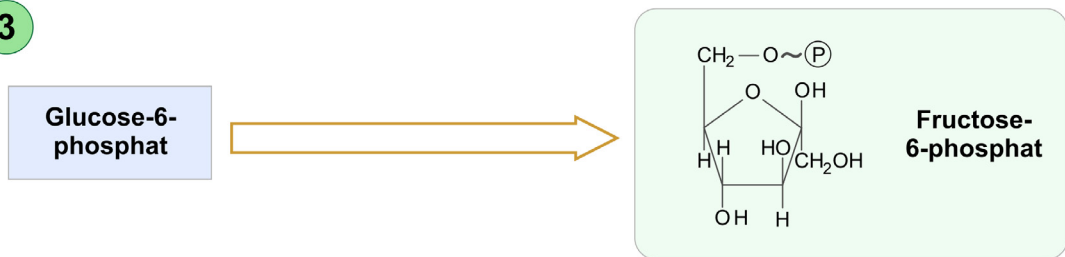
Glykogen wird in Glucose gespalten und mit anorganischem Phosphat (P_a) zu Glucose-1-phosphat aktiviert bzw. in einer weiteren Reaktion zu **Glucose-6-phosphat**.

2



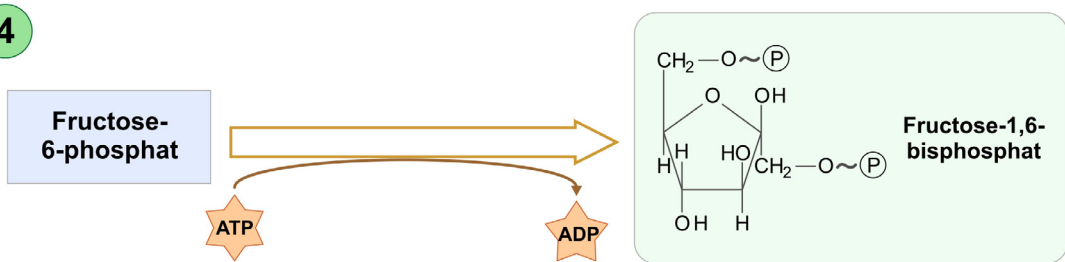
Glucose-6-phosphat kann aus Glucose unter Energieaufwand (von ATP) *oder* alternativ aus Glucose-1-phosphat (siehe Schritt ①) aktiviert werden.

3



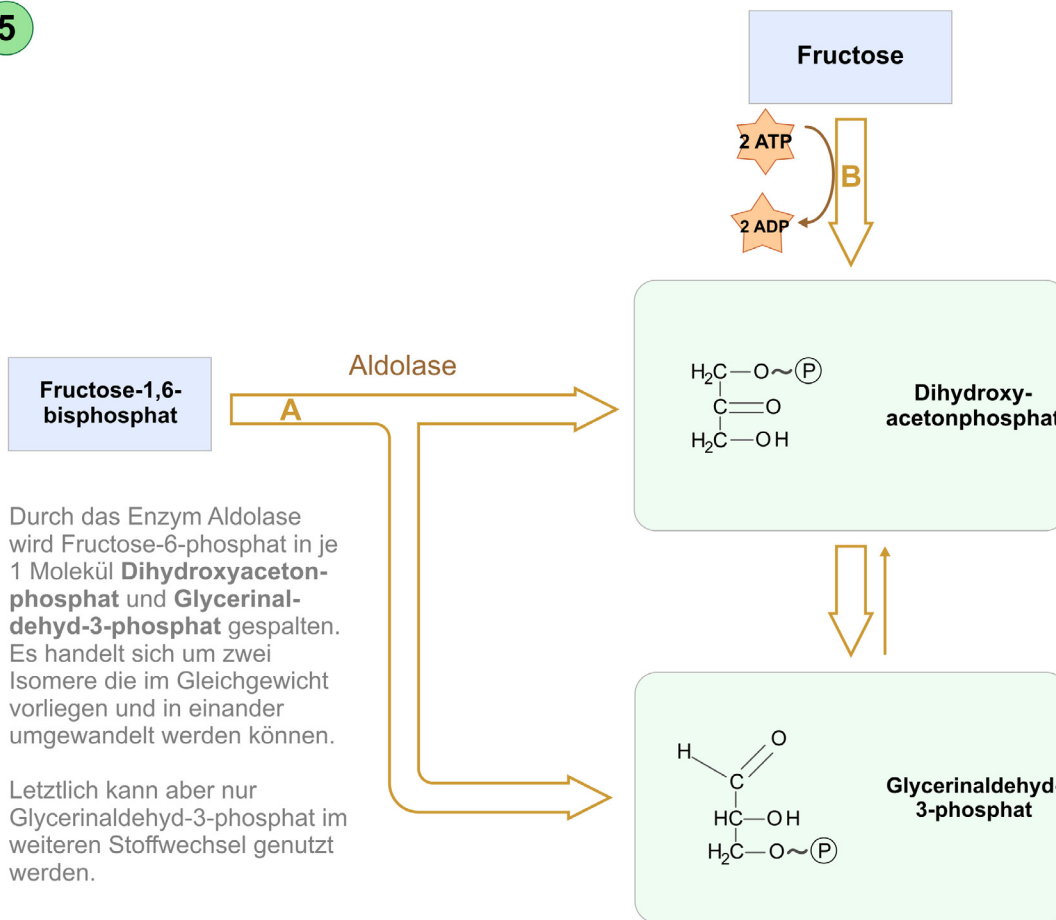
Glucose-6-phosphat wird zu **Fructose-6-phosphat** umgewandelt.

4

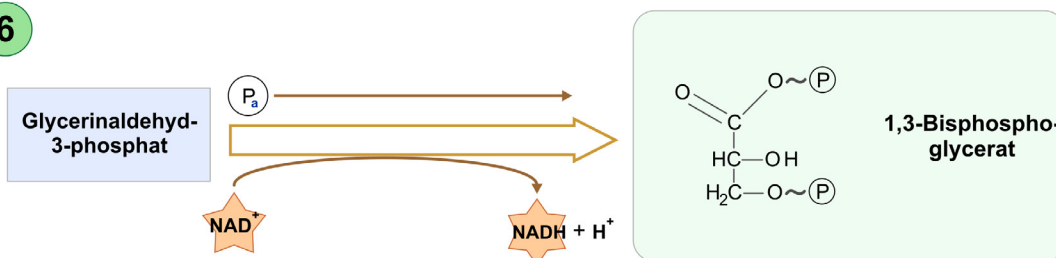


Aus Fructose-6-phosphat wird durch Einsatz von ATP, **Fructose-1,6-bisphosphat** erzeugt.

5

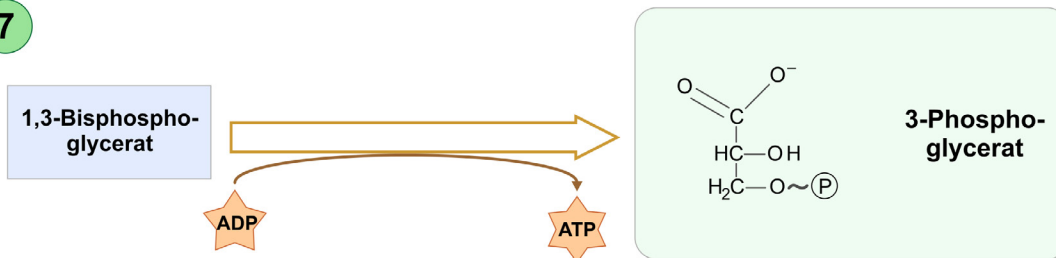


6



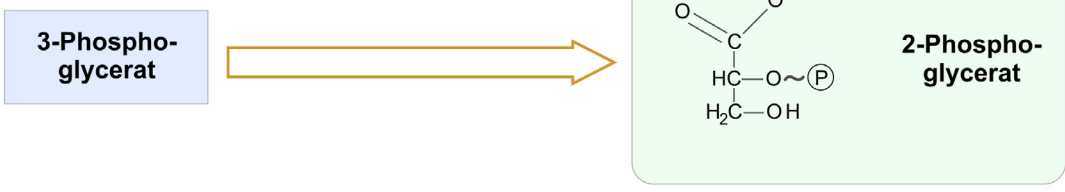
Glycerinaldehyd-3-phosphat wird durch ein Enzym gemeinsam mit Coenzym NAD^+ unter Anlagerung von anorganischem Phosphat in **1,3-Bisphosphatglycerat** gewandelt.

7



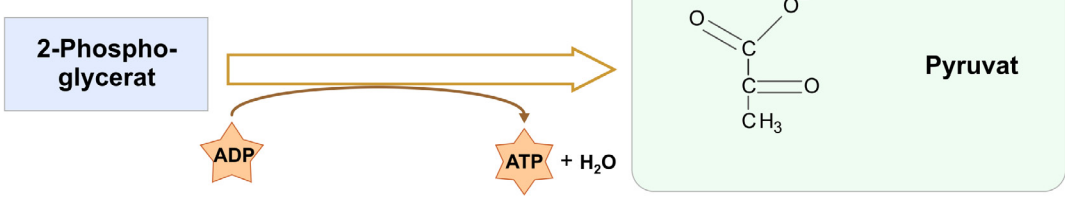
Die energiereiche Phosphatgruppe wird auf ADP übertragen, wodurch Energie in Form von ATP entsteht. Es wird **3-Phosphoglycerat** gebildet.

8



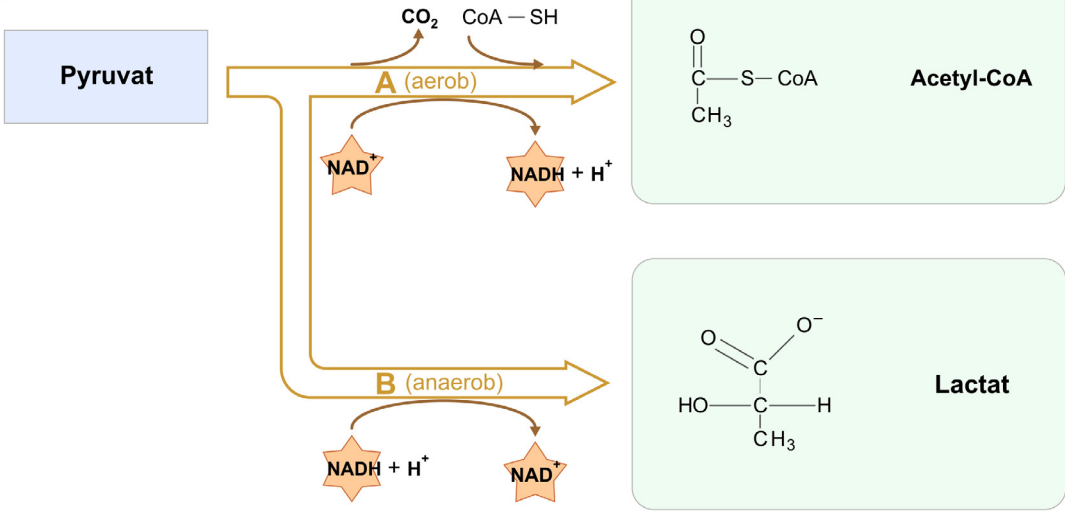
Die noch vorhandene Phosphatgruppe von 3-Phosphoglycerat wird an eine andere Position im Molekül übertragen, wodurch **2-Phosphoglycerat** entsteht.

9



Durch Abspaltung von Wasser entsteht zuerst Phosphoenolpyruvat (*Zwischenstufe, hier nicht abgebildet*), wovon unmittelbar die Phosphatgruppe auf ADP übertragen wird. Es werden **Pyruvat** und ATP gebildet.

10



Pyruvat wird unter aeroben Bedingungen (*mit Sauerstoff*) zu **Acetyl-CoA** umgewandelt, wobei u.a. CoenzymA (CoA-SH) freigesetzt wird. Hingegen bei anaeroben Bedingungen (*ohne Sauerstoff*) erfolgt die Metabolisierung zu **Lactat**.

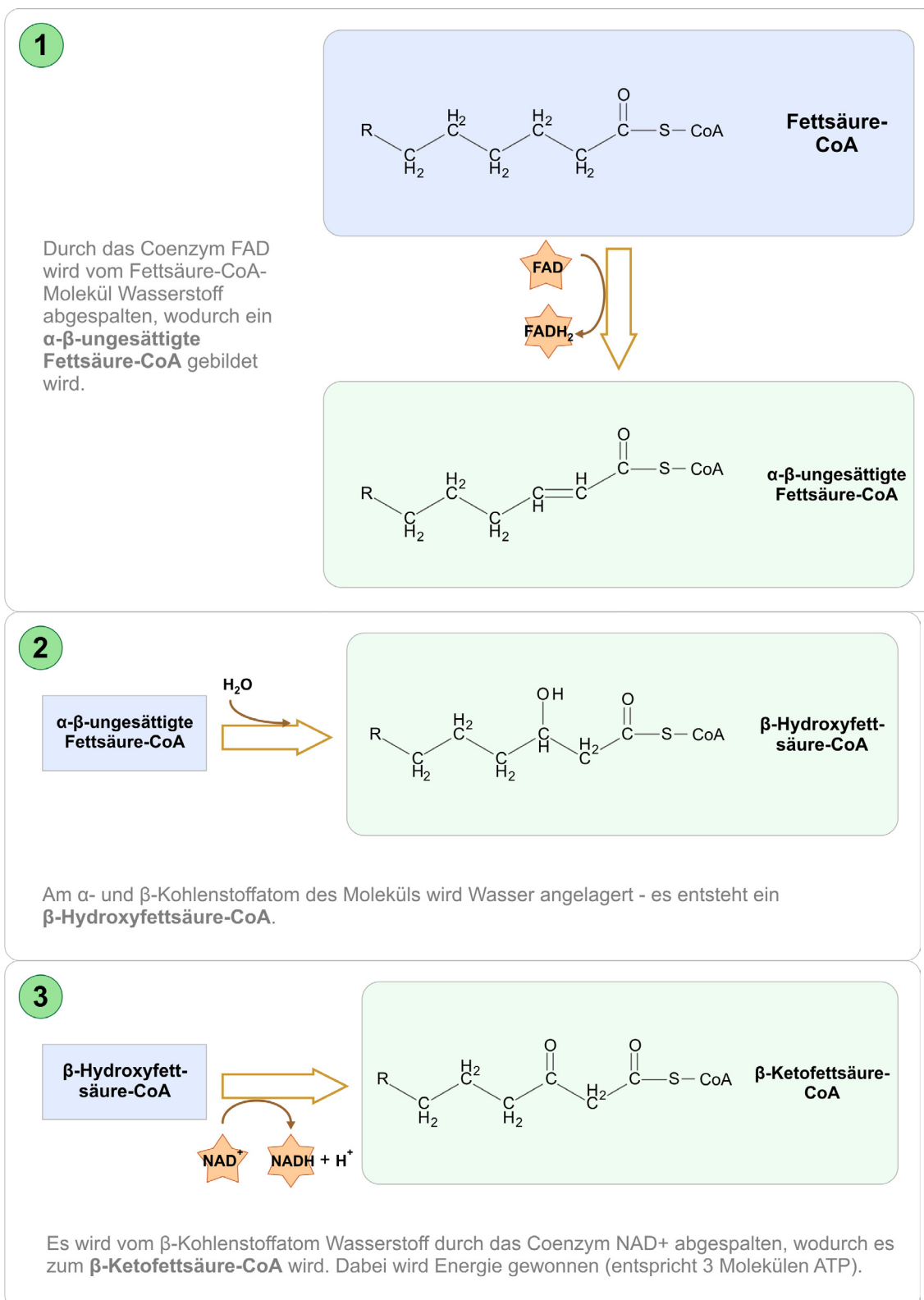
11.2. β -Oxidation

Fette dienen dem Körper als langfristige Energiereserven, welche bei längeren Hungerphasen zur Energiegewinnung herangezogen werden. Fette werden als Triglyceride im Fettgewebe gespeichert. Durch Lipasen werden Fettsäuren von Glycerin abgespalten und in der β -Oxidation abgebaut, welche in den Mitochondrien stattfindet.



In der **β -Oxidation** werden **Lipide** abgebaut und in der **Energiegewinnung** genutzt.

11.2.1 Übersicht der Reaktionsschritte



4

β-Ketofettsäure-CoA

$\xrightarrow{\text{CoA-SH}}$

$\xrightarrow{\text{Acetyl-CoA}}$

$$\text{R}-\underset{\text{H}_2}{\text{C}}-\overset{\text{H}_2}{\text{C}}-\underset{\text{H}_2}{\text{C}}-\overset{\text{O}}{\parallel}{\text{C}}-\text{S}-\text{CoA}$$

Fettsäure-CoA
(neu, um 2 C-Atome verkürzt)

Das Molekül wird durch Anlagerung von Coenzym A gespalten, wobei je ein Molekül **Fettsäure-CoA** und Acetyl-CoA entstehen.

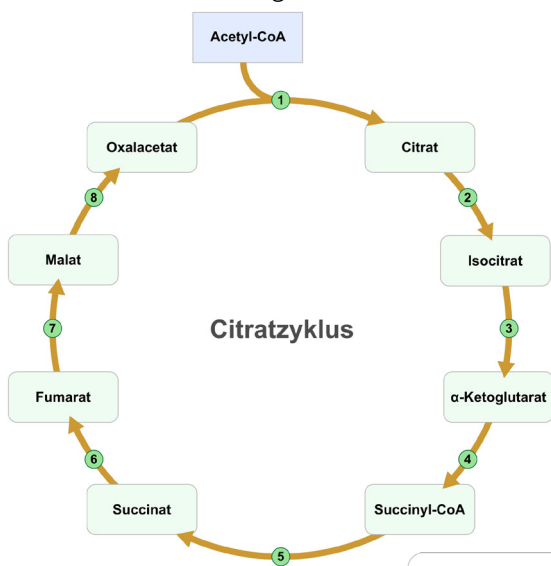
Ein **weiterer Abbau** des verbleibenden Fettsäure-CoA findet durch Wiederholung der Schritte **1** bis **4** statt.

1 weiterer Abbau (ab Schritt 1)

11.3. Citratzyklus

Der Citratzyklus stellt einen zentralen Stoffwechselweg dar. Es handelt sich hierbei um ein komplexes System bestehend aus Abbau- und Synthesereaktionen für Kohlenhydrate, Lipide und Proteine, sowie weiterer Substanzen im menschlichen Organismus.

Dieser Mechanismus läuft in der Zelle in den Mitochondrien ab. Während des Zyklus finden mehrere Redox-Reaktionen statt, wobei Elektronen in Form von 1 Molekül FADH_2 und 3 Molekülen NADH vorliegen. Diese Äquivalente werden in der Atmungskette (*Anm. in den Mitochondrien*) zur Synthese von ATP benötigt.



11.3.1 Übersicht der Reaktionsschritte

Der Citratzyklus ist der **zentrale Mechanismus im Stoffwechsel**. Er bildet die Basis bei Abbau und Synthese von Kohlenhydraten, Lipiden und Proteinen.

1

Acetyl-CoA

$$\text{H}_3\text{C}-\overset{\text{O}}{\parallel}{\text{C}}-\text{S}-\text{CoA}$$

+

Oxalacetat

$$\text{HO}-\overset{\text{O}}{\parallel}{\text{C}}-\overset{\text{O}}{\parallel}{\text{C}}-\text{CH}_2-\overset{\text{O}}{\parallel}{\text{C}}-\text{OH}$$

$\xrightarrow{\text{H}_2\text{O}}$
 $\xrightarrow{\text{CoA-SH}}$

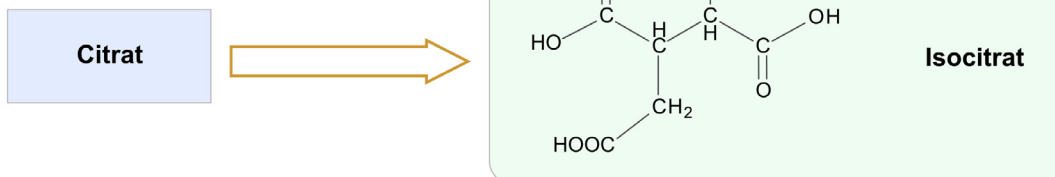
$$\begin{array}{c} \text{O} & \text{OH} & & \text{OH} \\ \parallel & | & \text{---} & | \\ \text{C} & \text{---} & \text{CH}_2 & \text{---} & \text{C} \\ | & & & & \parallel \\ \text{HO} & & \text{H}_2\text{C} & \text{---} & \text{COOH} \end{array}$$

Citrat

Zu Beginn des Zyklus wird Acetyl-CoA in den Kreislauf eingeschleust und mit Oxalacetat zu **Citrat** metabolisiert.

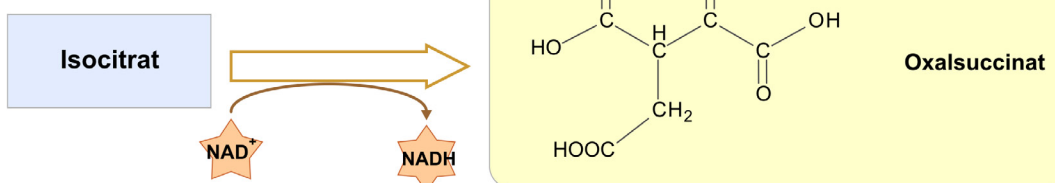
Bei dieser Reaktion wird durch Beteiligung von Wasser das Coenzym A (CoA-SH) abgespalten.

2



Im nächsten Schritt findet eine Umstrukturierung in Form einer Isomerisierung des Moleküls Citrat zu **Isocitrat** statt, wobei sich die Position einer Hydroxylgruppe ändert.

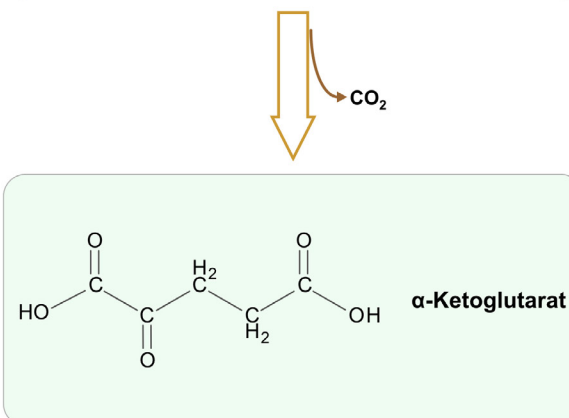
3



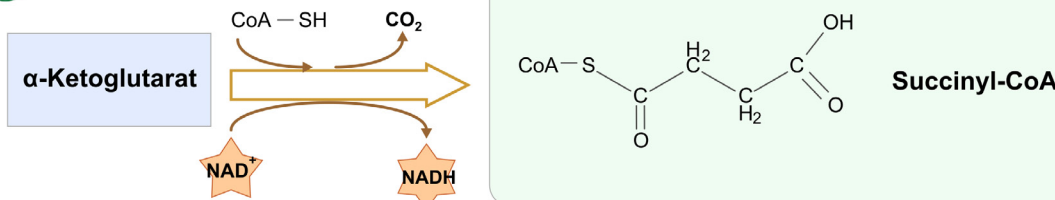
Hier finden mehrere aufeinanderfolgende Reaktionsschritte statt:

Zuerst wird die Hydroxylgruppe des Isocitrats zur Ketogruppe oxidiert und gleichzeitig NAD^+ zu NADH reduziert.

Infolge findet am instabilen Zwischenprodukt **Oxalsuccinat** eine spontane Abspaltung von CO_2 statt, wodurch **α -Ketoglutarat** entsteht.

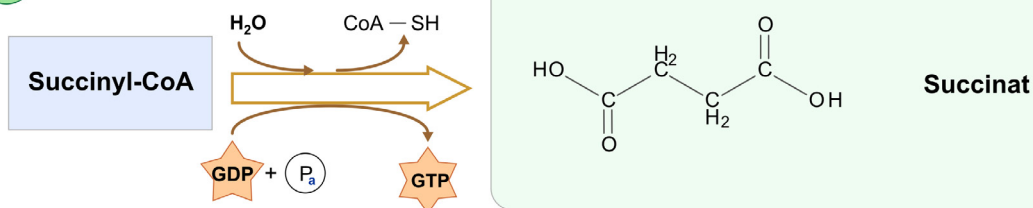


4



Von α -Ketoglutarat wird nun unter Beteiligung von Coenzym A und NAD^+ ein weiteres Molekül CO_2 und NADH freigesetzt sowie **Succinyl-CoA** gebildet.

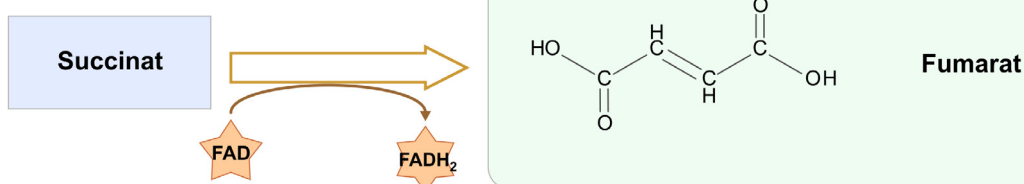
5



Im Metabolismus von Succinyl-CoA zu **Succinat** findet mehrere Reaktionen parallel statt:

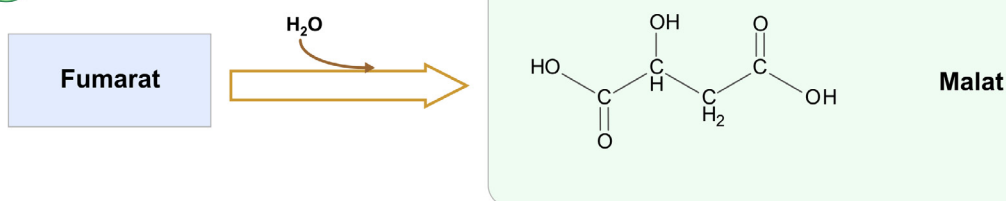
Unter Beteiligung von Wasser wird Coenzym A freigesetzt. Durch einen Energiegewinn in der Hauptreaktion wird weiters eine Phosphatgruppe (P_e) auf Guanosindiphosphat (GDP) übertragen, wobei das energiereiche Guanosintriphosphat (GTP) entsteht. Dieses Nukleotidtriphosphat ist gleichwertig zu ATP und kann ebenfalls ein Phosphat auf ADP übertragen, wodurch ebenfalls ATP gebildet werden kann.

6



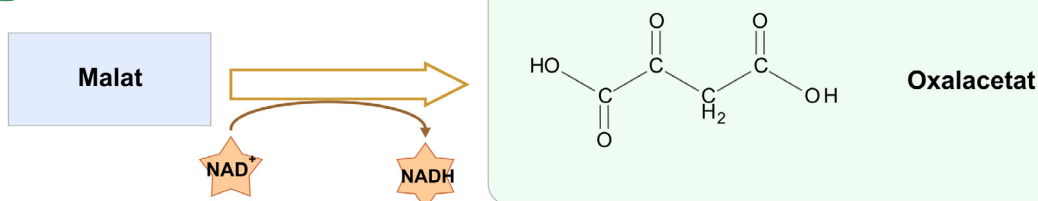
Mittels des Coenzym FAD wird Succinat zu **Fumarat** dehydriert, wobei zusätzlich FADH_2 entsteht.

7



Aus Fumarat wird durch Anlagerung von Wasser (Hydratisierung) **Malat** gebildet.

8



Bei der Umwandlung von Malat zu **Oxalacetat** findet eine Redox-Reaktion statt, wofür das Coenzym NAD^+ benötigt wird – es wird zu NADH reduziert.

Das entstandene Oxalacetat wird nun wieder in Schritt ① des Citratzyklus eingesetzt.

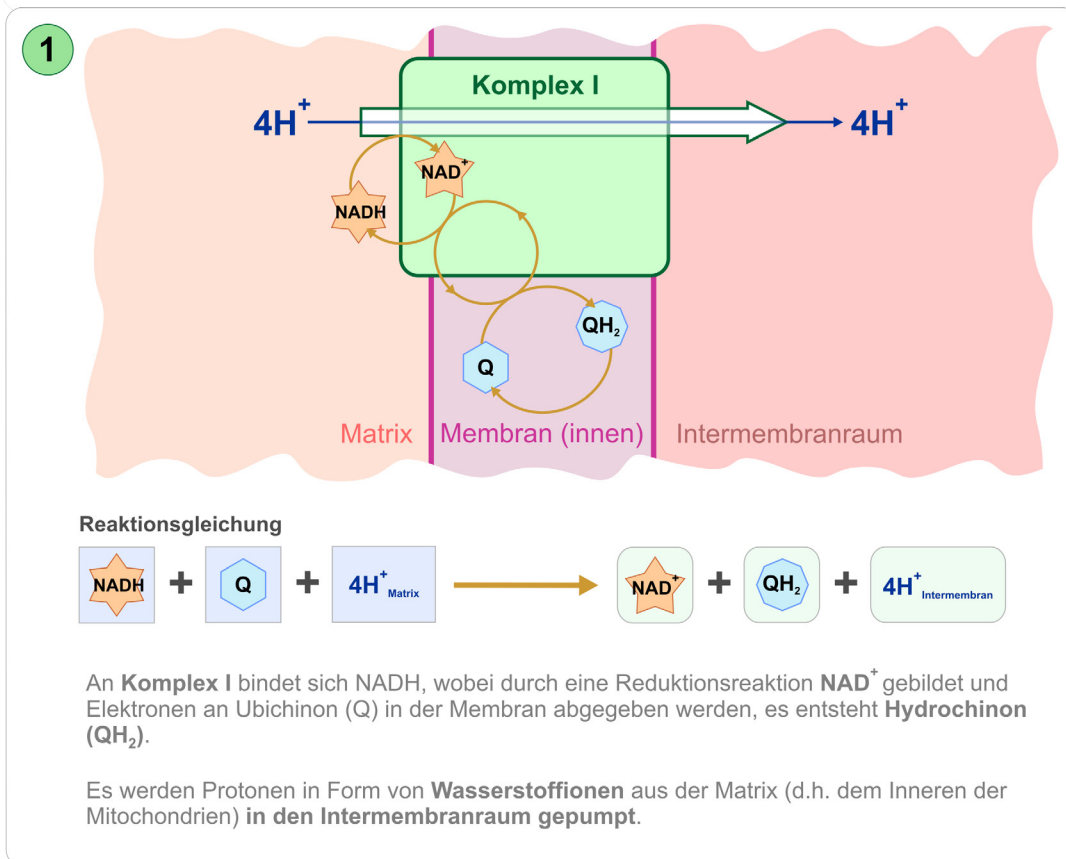
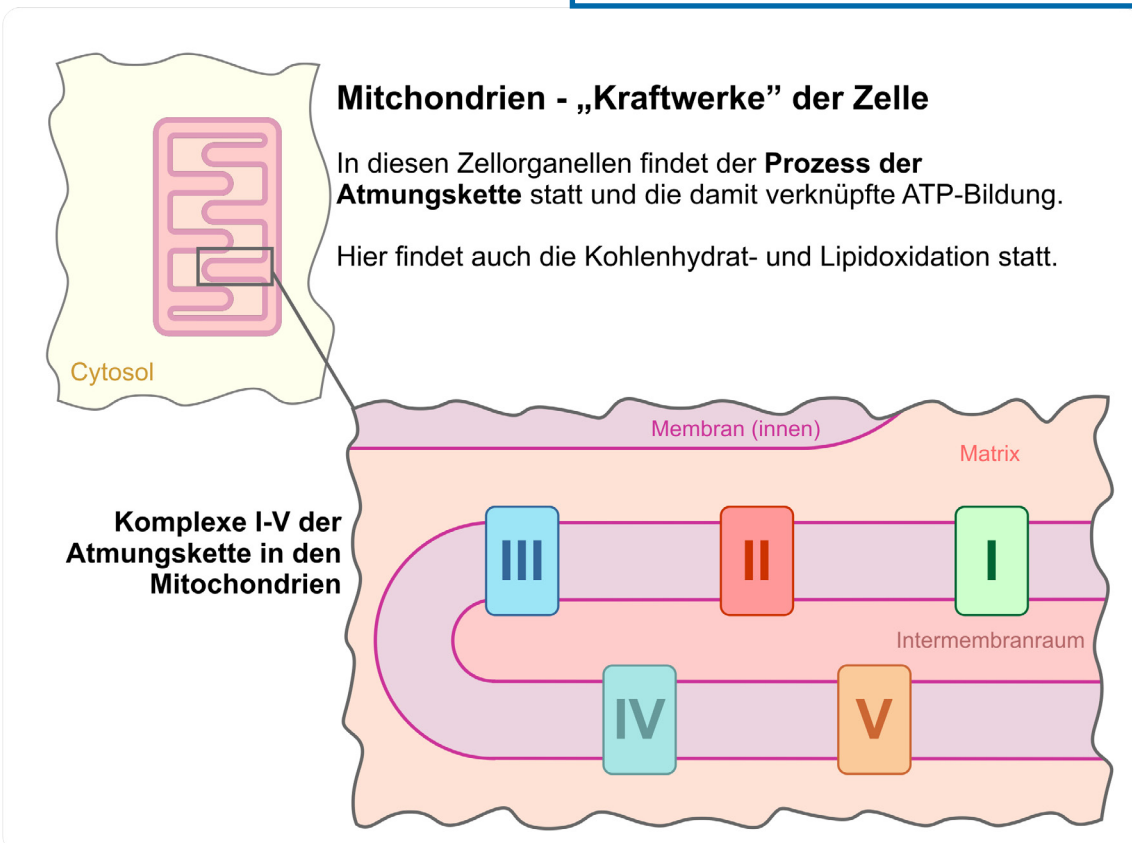
11.4. Atmungskette

Die Reaktionsschritte der Atmungskette finden in den Mitochondrien statt. In der inneren Mitochondrienmembran wird unter Beteiligung der aus dem Citratzyklus stammenden Redox-Äquivalente $FADH_2$ und $NADH$, das energiereiche ATP gebildet. Es finden hierbei mehrere Reaktionen in umschriebenen Abschnitten in den Mitochondrien statt, welche als Komplexe (I-V) bezeichnet werden.

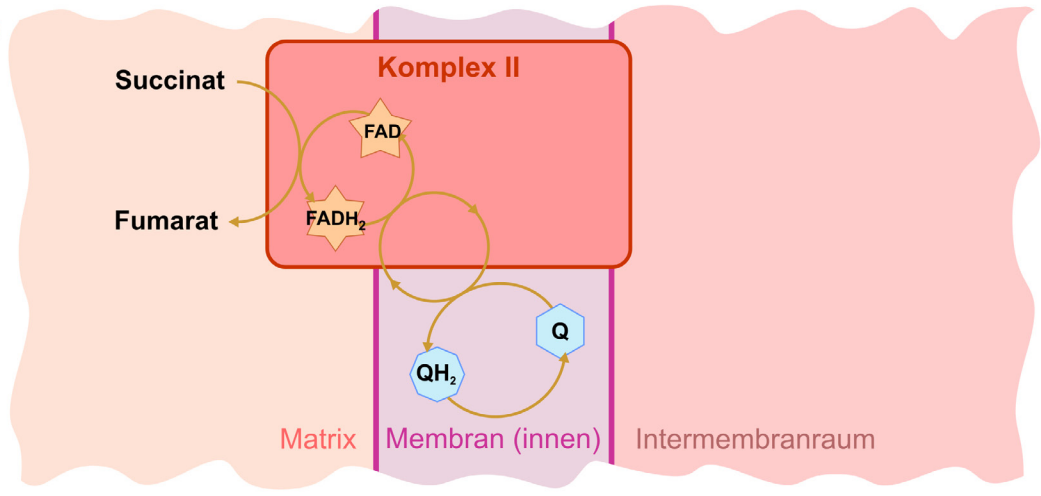


Das Enzym **ATPase** in den Mitochondrien nützt einen Protonengradienten zum **Aufbau von ATP**.

11.4.1 Übersicht der Reaktionsschritte



2

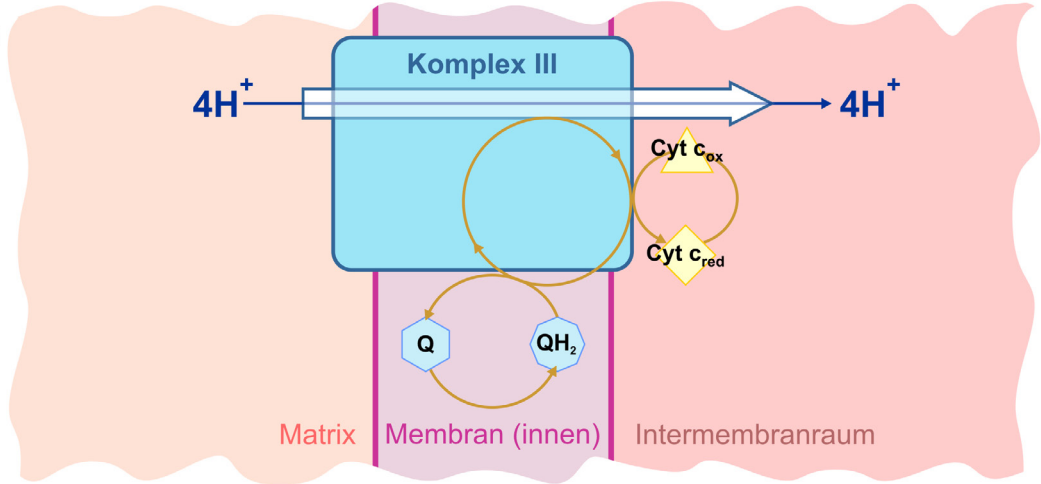


Reaktionsgleichung

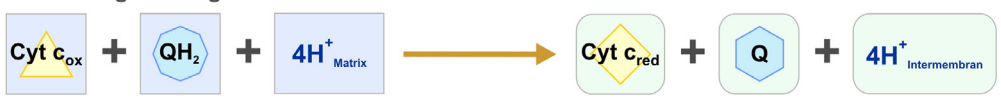


In **Komplex II** wird **Succinat** gemeinsam mit **FAD** über das Enzym Succinat-Dehydrogenase zu **Fumarat** und **FADH₂** metabolisiert (→ Schritt ⑥ im Citratzyklus). Freigewordene Elektronen werden in die Membran abgegeben, wodurch Ubichinon zu **Hydrochinon** reduziert wird.

3



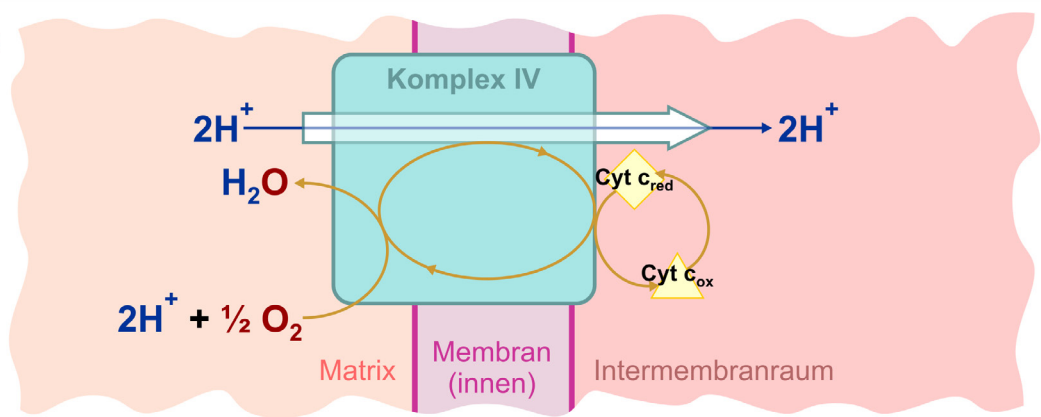
Reaktionsgleichung



Das Hydrochinon (UQH₂) in der Membran aus Komplex I und II oxidiert den **Komplex III**, wobei Elektronen auf das oxidierte Cytochrom c übertragen. Dadurch entsteht **Ubichinon** und **reduziertes Cytochrom**.

Gleichzeitig werden weitere **Protonen nach außen** in den Intermembranraum gepumpt.

4



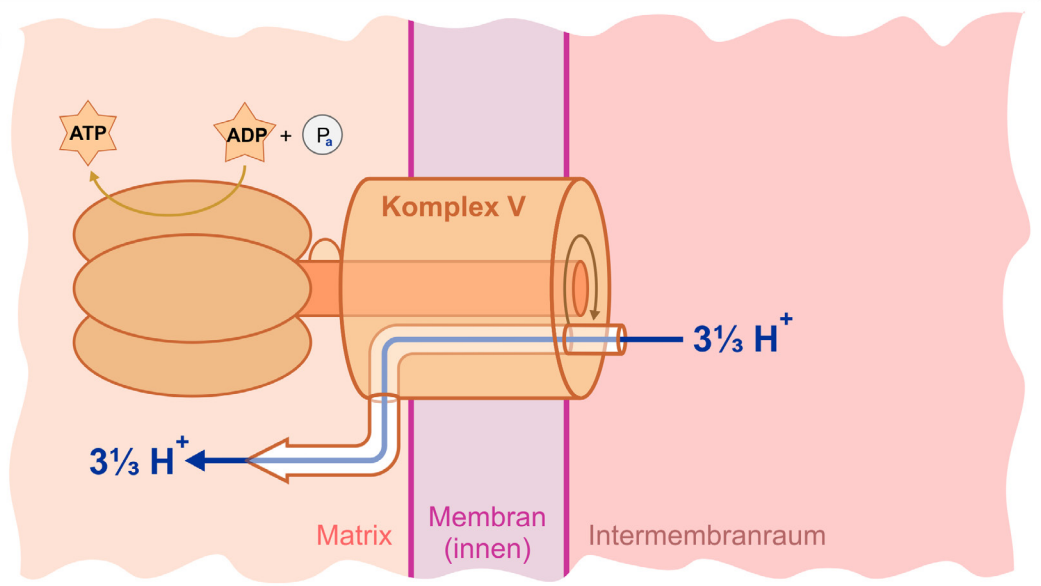
Reaktionsgleichung



Reduziertes **Cytochrom c** wird über das Enzym Cytochrom-c-Oxidase in Komplex IV **oxidiert**. Durch vorhandene Elektronen wird aus Wasserstoff- und Sauerstoffionen **Wasser** gebildet.

Zusätzlich werden **Wasserstoffionen in den Intermembranraum** gepumpt.

5



Reaktionsgleichung



In den Reaktionen der Komplexe I-IV werden mehrfach Protonen aus der Mitochondrienmatrix nach außen abgegeben. Dabei entsteht ein sogenannter Protonengradient, welchen sich Komplex V zu Nutze macht.

Dieser Komplex setzt sich aus mehreren Elementen zusammen und entspricht der ATPase, einem Enzym das **ATP** aus ADP und Phosphat bilden kann, wobei gleichzeitig wieder **Protonen aus dem Intermembranraum in die Matrix** gepumpt werden.

11.5. Ketogenese

Kann der Körper **nicht mehr auf Kohlenhydrate als Energiequelle zurückgreifen**, müssen Alternativen in der Energiegewinnung in Kraft gesetzt werden, da nur noch wenig Acetyl-CoA in den Citratzyklus gelangt.

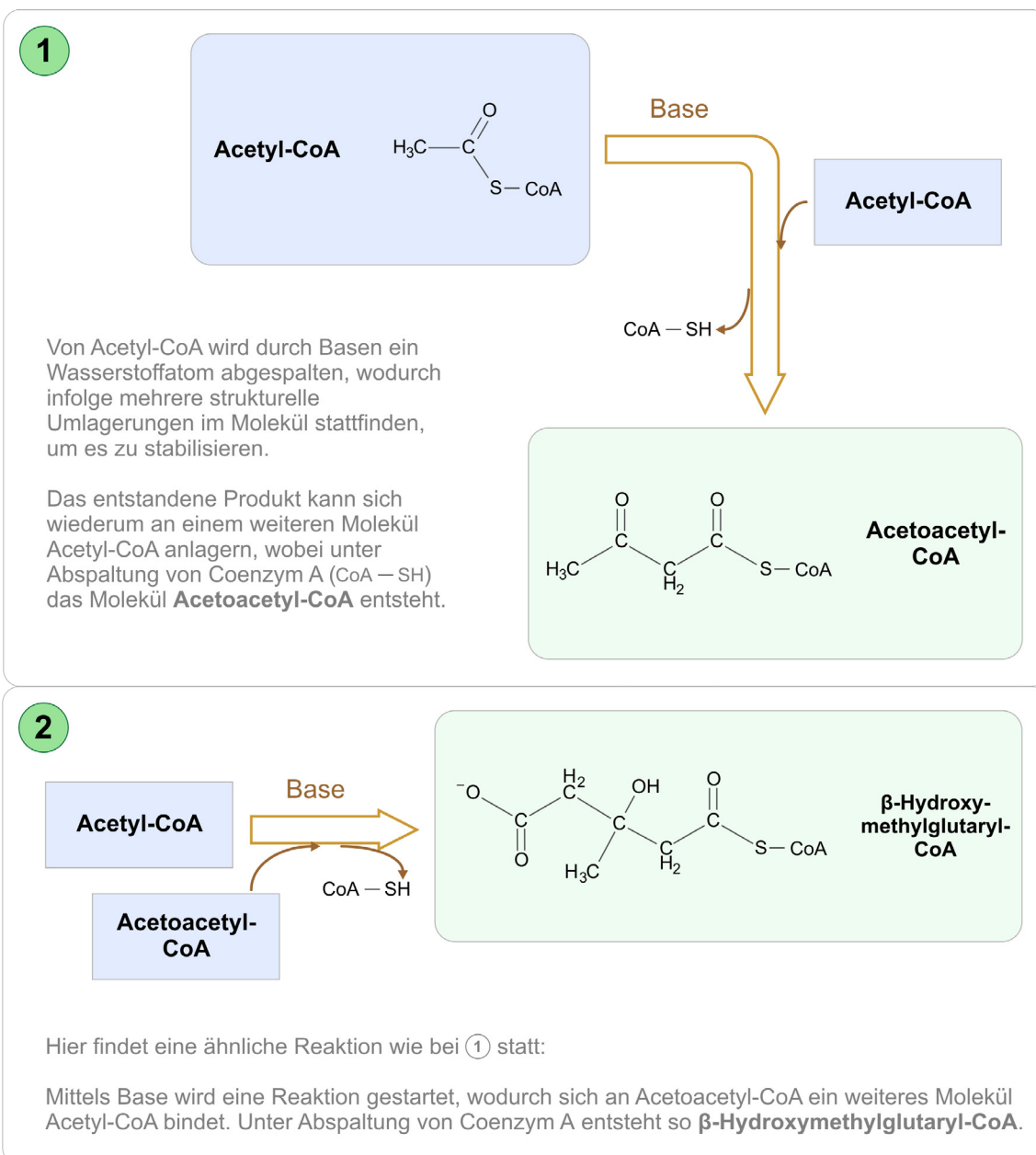
Durch den Abbau von gespeichertem Fett im Organismus über die β -Oxidation wird **Acetyl-CoA** freigesetzt. Im **Hungerstoffwechsel** werden in der Leber mittels **Ketogenese** daraus Ketonkörper wie Acetoacetat, β -Hydroxybutyrat und Aceton gebildet.

Somit kann eine gewisse Zeit weiterhin Energie für Herz und Gehirn bereitgestellt werden.

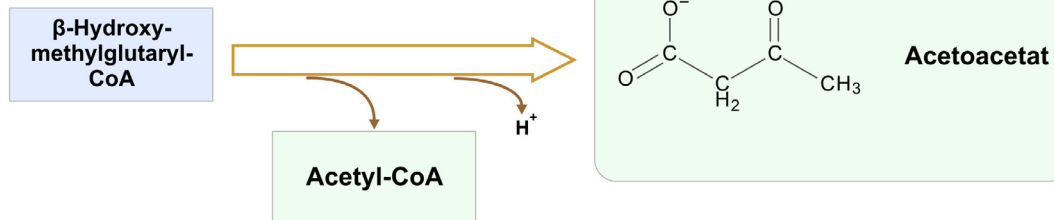
11.5.1 Übersicht der Reaktionsschritte



Die **Ketogenese** findet statt, wenn Energie in Form von **Kohlenhydraten fehlt**. Aus **Acetyl-CoA** werden Substanzen gebildet, die Herz und Gehirn mit Energie versorgen.

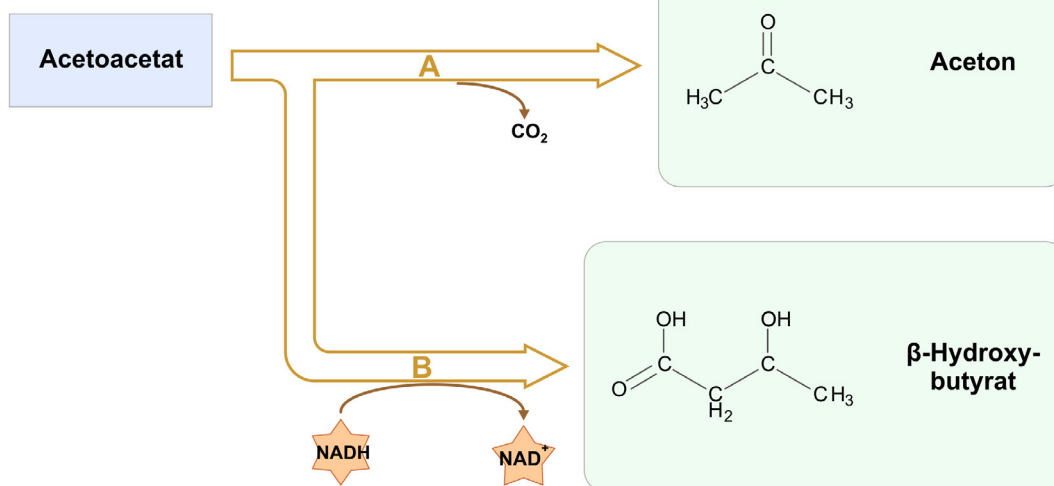


3



Nun wird von β -Hydroxymethylglutaryl-CoA ein Molekül Acetyl-CoA abgespalten, wobei **Acetoacetat** gebildet wird.

4



Ausgehend von Acetoacetat können zwei Reaktionen stattfinden:

- es wird CO_2 abgespalten und es entsteht **Aceton**, welcher über die Lunge abgeatmet wird (charakteristischer Geruch der Ausatemluft) *oder*
- unter Beteiligung von $NADH$ wird **β -Hydroxybutyrat** gebildet und als Energiequelle über das Blut zu Herz und Gehirn transportiert.

12. Energiehaushalt

Wer sich mit Nährstoffen beschäftigt, kommt nicht am Thema des Energiehaushalts vorbei.

Vom Organismus wird unaufhörlich Energie in unterschiedlichen Formen aufgenommen, umgewandelt, gespeichert und wiedergewonnen.

Dieses Kapitel widmet sich wesentlichen Vorgängen im Zusammenhang mit Energie, die im menschlichen Körper ablaufen.

12.1. Physikalische Grundlagen

Die internationale Einheit der Energie ist **Joule (J)**, in Basiseinheiten ausgedrückt $\text{kg} \cdot \text{m}^2 / \text{s}^2$. 1 Joule entspricht der Energie die notwendig ist, um ein Gewicht von ca. 100 g (eine Tafel Schokolade) um einen Meter von der Erdoberfläche anzuheben. Da Energie weder erzeugt noch vernichtet werden kann, wäre 1 J auch die Energiemenge, die frei wird, wenn man die Tafel Schokolade danach wieder auf den Erdboden fallen lässt.

Häufig wird auch noch die ursprüngliche Einheit der Energie, die **Kalorie (cal)** verwendet:

1 cal ist die Wärmemenge, die benötigt wird, um die Temperatur von 1 Gramm Wasser bei Normaldruck von 14,5 auf 15,5 °C zu erhöhen.

Die beiden Einheiten stehen angenähert in folgendem Verhältnis zueinander:

$$1 \text{ cal} = 4,1855 \text{ J} \quad \text{bzw.} \quad 1 \text{ kJ} = 0,2389 \text{ kcal}$$

Die Energiebilanz des Menschen wird durch zwei Größen bestimmt: Energiezufuhr und Energieverbrauch. Die Zufuhr ergibt sich aus der Aufnahme energieliefernder

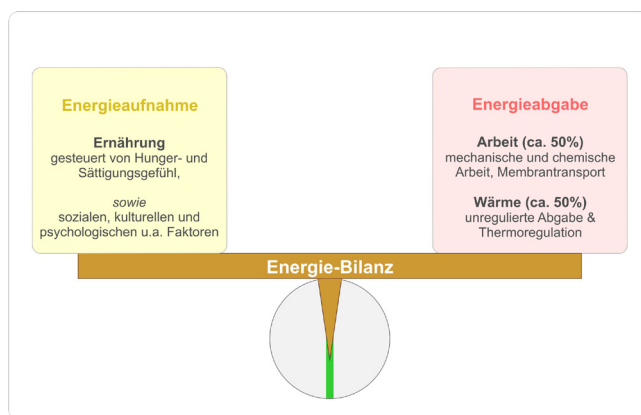
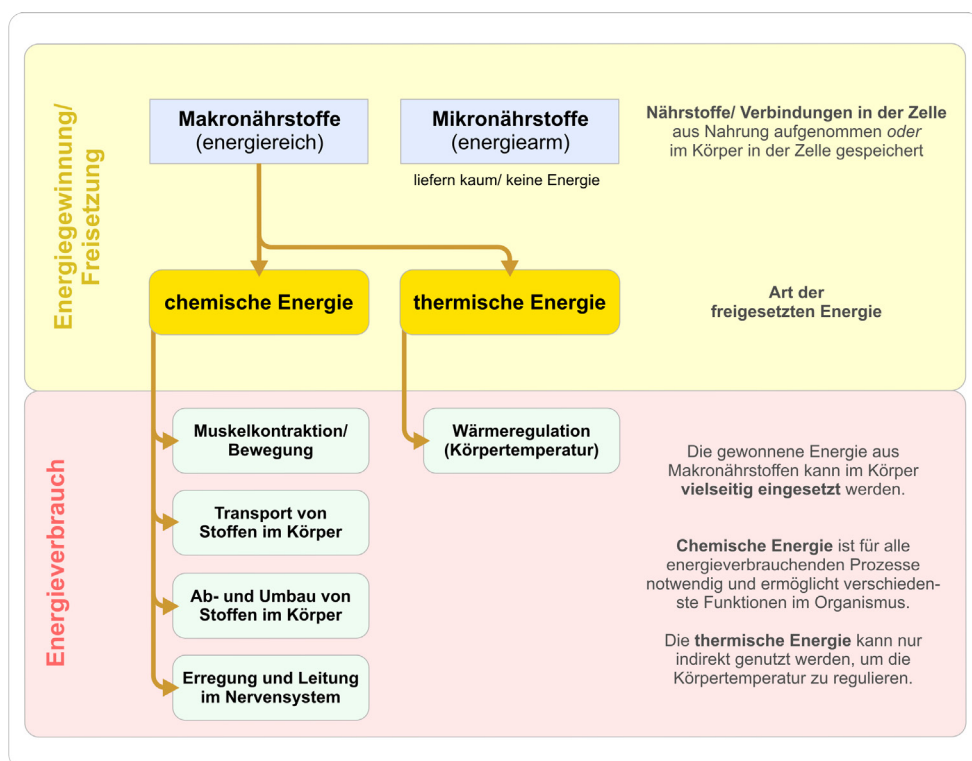


Abbildung 12.2: Übersicht über die Energiebilanz des menschlichen Körpers.

Nährstoffe mit der Nahrung, der Verbrauch setzt sich aus Faktoren wie Grundumsatz und Leistungsumsatz zusammen.

12.2. Energiezufuhr und -speicherung

Man kann bei Organismen zwischen **autotrophen** (selbsternährenden) und **heterotrophen** (sich von anderen ernährenden) Formen unterscheiden. Wir zählen zu den heterotrophen Lebewesen, d.h. wir müssen unseren Körper aus bereits vorhandenen Verbindungen aufbauen, die wir uns über unsere Nahrung verfügbar machen. Zur Energiegewinnung und -speicherung stehen uns die Makronährstoffe Kohlenhydrate, Lipide und Proteine als sog. Energie-substrate zur Verfügung.



Kohlenhydrate

Im menschlichen Körper wird Glukose unter Anwesenheit von O_2 zu CO_2 und Wasser abgebaut, wobei Energie freigesetzt wird (siehe Kapitel Stoffwechsel).

Werden größere Mengen an Kohlenhydraten aufgenommen als aktuell benötigt, können diese **kurzfristig in Form von Glykogen** in Leber und Muskulatur **gespeichert** werden.

In der Zeit bis zur nächsten Nahrungsaufnahme wird danach stetig Glykogen zu Glukose abgebaut, um als Energiesubstrat zur Verfügung zu stehen.

Wenn deutlich größere Mengen an Kohlenhydraten mit der Nahrung aufgenommen

Abbildung 12.1: Energiehaushalt der Zelle

werden, als in Leber und Muskulatur gespeichert werden können, wird dieser **Überschuss in der Leber zu Fett umgewandelt** und im Fettgewebe gespeichert.

Lipide

In Fetten ist Energie in konzentrierter Form enthalten. Sie haben einen deutlich höheren Energiegehalt als Kohlenhydrate und Proteine (siehe Kapitel Stoffwechsel). Im Organismus dienen sie daher als idealer Energiespeicher. Besteht ein erhöhter Energiebedarf, kann das Depot im Fettgewebe wieder zu Fettsäuren und Glycerin abgebaut bzw. letzteres weiter zu Glukose metabolisiert werden.

Geringe Mengen des Depotfetts können zwischen zwei Mahlzeiten als Energielieferant wieder abgebaut werden. Liegen jedoch größere Überschüsse vor, kann eine anhaltende Speicherung von Lipiden in Form von Fettgewebe zu Übergewicht, Adipositas sowie weiteren Folgeerkrankungen führen.

Proteine

Die Grundbausteine von Proteinen sind Aminosäuren. Sie werden in vielen Bereichen des Körpers zum Aufbau und der Erneuerung von körpereigenen Stoffen benötigt. Wenn Aminosäuren nicht mehr im Körper verwendet werden können, werden sie in den Nieren und der Leber unter Freisetzung von Energie abgebaut. Dabei entsteht neben Kohlendioxid und Wasser auch Ammoniak, welches giftig ist und daher zunächst unschädlich gemacht werden muss. Dies übernimmt die Leber in Form der sog. Harnstoffsynthese, Harnstoff wird letztlich mit dem Harn ausgeschieden.

Die Makronährstoffe unterscheiden sich quantitativ hinsichtlich ihrer Fähigkeit, Energie zu liefern. Verbrennt man eine exakt abgewogene Menge eines Nährstoffs unter kontrollierten Bedingungen in einem sog. Kalorimeter solange, bis nur noch Asche übrig ist, gibt er seine gesamte Energie in Form von Wärme frei. Diese Wärmemenge kann gemessen werden, sie repräsentiert den sog. physikalischen Brennwert des Nährstoffs. Da wir Makronährstoffe nicht im Kalorimeter verbrennen, sondern konsumieren, wird häufig der Begriff physiologischer Brennwert verwendet, um zu beschreiben, was die Makronährstoffe uns anbieten können. Der physiologische Brennwert ist für Kohlenhydrate und Lipide etwas geringer als der physikalische Brennwert, da wir sie nicht zu 100% absorbieren können. Bei Proteinen ist der physiologische Brennwert auffallend kleiner als das physikalische Äquivalent. Das bedeutet nicht, dass Proteine schwer verdaulich sind, sondern hängt mit der oben beschriebenen „Entgiftung“ in Form der Harnstoffsynthese zusammen. Dieser Vorgang verbraucht Energie und wird dem physikalischen Brennwert der Proteine in Rechnung gestellt.

In der Praxis werden zur Berechnung der Energie, die dem Organismus aus Makronährstoffen zur Verfügung steht, die **Atwater-Faktoren** verwendet. Diese entsprechen den gerundeten Werten des physiologischen Brennwertes.

	Kohlenhydrate	Fette	Proteine
Physikalischer Brennwert	17,2 kJ/g bzw. 4,1 kcal/g	38,9 kJ/g bzw. 9,3 kcal/g	23 kJ/g bzw. 5,4 kcal/g
Physiologischer Brennwert	17,2 kJ/g bzw. 4,1 kcal/g	38,9 kJ/g bzw. 9,3 kcal/g	17,2 kJ/g bzw. 4,1 kcal/g
Atwater-Faktoren	17 kJ/g bzw. 4 kcal/g	38 kJ/g bzw. 9 kcal/g	17 kJ/g bzw. 4 kcal/g

Tabelle 6: Physikalischer vs. physiologischer Brennwert und Atwater-Faktoren von Makronährstoffen

12.3. Energietransformation und -verluste

Was den Umgang mit Energie betrifft, stellen wir sehr hohe Ansprüche an unseren Organismus. Wir wollen in der Lage sein, Energie in verschiedenen Formen und zu verschiedenen Zwecken zu nutzen. Biosyntheseprozesse verlangen nach chemischer Energie, Transportvorgänge von geladener Teilchen über die Zellmembran nach elektrischer Energie, das Ausüben eines sportlichen Hobbies nach mechanischer Energie. Da wir Energie weder erzeugen noch vernichten können, bleibt als Ausweg nur die Umwandlung der verschiedenen Energieformen ineinander. Eine sehr wichtige Rolle spielt dabei eine chemische Energieform, die zu Transformationsprozessen genutzt werden kann. Im Kapitel Stoffwechsel wurde geschildert, wie Makronährstoffe so verarbeitet werden können, dass **Adenosintriphosphat (ATP)** entsteht.

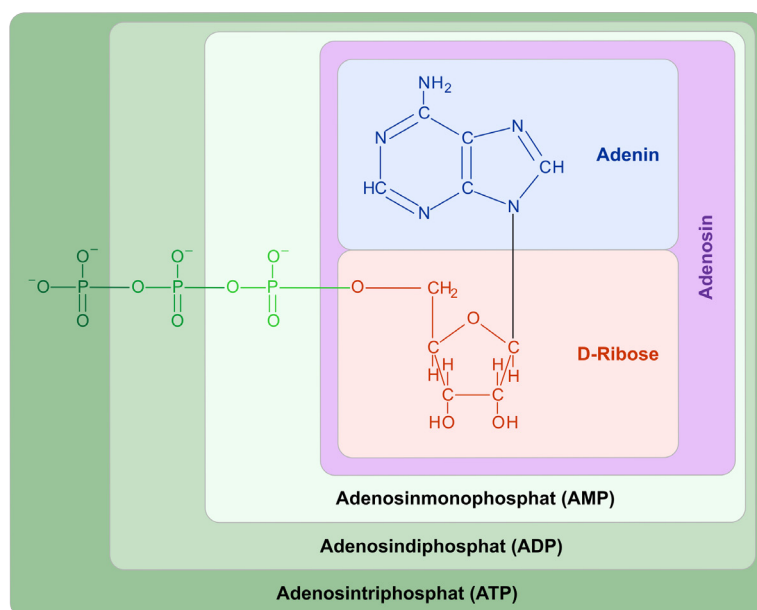


Abbildung 12.3: Chemische Struktur von ATP

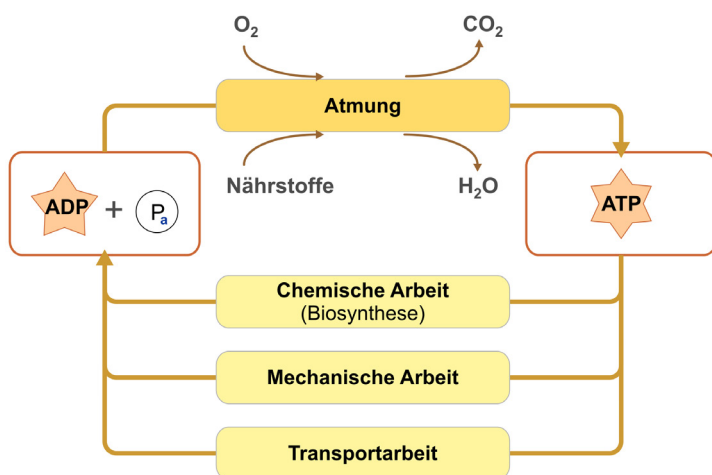


Abbildung 12.4: ATP-ADP-System: Übertragung von Energie in der Zelle

ATP kann Energie in chemischer Form kurzfristig speichern, durch seine Beteiligung an einer Vielzahl von Reaktionen im Organismus kann es seine Energie auf Stoffwechselereignisse übertragen. ATP wird dabei in ADP und Phosphat gespalten. Die dabei freiwerdende Energie liegt bei ungefähr 33 kJ pro Mol ATP (ca. 500 g), sie kann zu unterschiedlichen Zwecken genutzt werden (z.B. zur Muskelkontraktion, d.h. die chemische Energie des ATP wird in mechanische Energie transformiert).

Adenosintriphosphat ist die **zentrale Substanz und die häufigste Transportform von Energie** in unserem Körper, über die in der Zelle Energie übertragen wird (eine Art Energie-Kreditkarte, die im ganzen Körper akzeptiert wird). Pro Tag werden im Körper eines Erwachsenen ca. 80-100 kg ATP synthetisiert (und auch wieder verbraucht).

Eine ungefähre Berechnung der Umwandlung von Energie aus Makronährstoffen in ATP gibt die folgende Tabelle wieder:

Nährstoff	Physiologischer Brennwert des Nährstoffs pro 100 g	Bildung von ATP pro 100 g Nährstoff	Energie aus gebildetem ATP (bei 33 kJ/Mol ATP), Wirkungsgrad
Kohlenhydrate	1720 kJ	23,5 Mol	775 kJ, 45%
Lipide	3890 kJ	51,4 Mol	1685 kJ, 43%
Proteine	1780 kJ	20,4 Mol	673 kJ, 38%

Tabelle 7: Umwandlung von Energie aus Makronährstoffen in ATP

Es fällt auf, dass wir nicht in der Lage sind, den physiologischen Brennwert komplett zu nutzen. Dieses Verlustphänomen betrifft nicht nur die Umwandlung chemischer Nahrungsenergie in chemische ATP-Energie. Jede Form von Energietransformation in unserem

Organismus ist mit einem solchen scheinbaren Energieschwund verbunden (der Wirkungsgrad liegt deutlich unter 100%). Wir sind aber, wie bereits erwähnt, nicht in der Lage, Energie zu vernichten: Es wird bei jedem Umwandlungsprozess immer eine bestimmte Form von Energie gebildet, die nicht im Umwandlungsprodukt zur Geltung kommt, nämlich Wärme.

12.4. Energieverbrauch

Man kann die Energieverbrauchsgrößen des Menschen wie folgt kategorisieren:

- **Grundumsatz (GU)**
Energienmenge, die zur Erhaltung der lebensnotwendigen Körperfunktionen benötigt wird (u.a. Wachstumsprozesse, Aktivität von Herz und Lungen). Der GU ist z.B. abhängig vom Alter (Jugendliche in der Wachstumsphase haben einen höheren GU als Erwachsene), Körpergewicht (KG) oder besonderen körperlichen Anforderungen (Schwangerschaft, Stillzeit).
- **Leistungsumsatz (körperliche Aktivität in Beruf und Freizeit)**
Entspricht der benötigten Energiemenge für körperliche Arbeit
- **Umsatzanstieg nach Nahrungsaufnahme**
ca. 5-10% des täglichen Gesamtumsatzes

Altersgruppen bei Frauen	GU (MJ/Tag)
10-18 Jahre	0,056 * kg KG + 2,989
19-30 Jahre	0,062 * kg KG + 2,036
31-60 Jahre	0,034 * kg KG + 3,538
> 60 Jahre	0,038 * kg KG + 2,755
Altersgruppen bei Männern	GU (MJ/Tag)
10-18 Jahre	0,074 * kg KG + 2,754
19-30 Jahre	0,063 * kg KG + 2,896
31-60 Jahre	0,048 * kg KG + 3,653
> 60 Jahre	0,049 * kg KG + 2,459

Tabelle 8: Formeln zur Berechnung des Grundumsatzes bei Frauen und Männern nach Altersgruppen

Der Gesamtumsatz entspricht der Summe der einzelnen Kategorien. Er wird häufig vereinfacht als Produkt aus GU und einem physical activity level (PAL) errechnet. Der PAL-Wert hängt stark vom persönlichen Lebensstil ab.

Körperliche Aktivität	PAL	Beispiel
ausschließlich sitzende oder liegende Lebensweise	1,2	bettlägerige Person
ausschließlich sitzende Tätigkeit, wenig oder keine anstrengenden Freizeitaktivitäten	1,4-1,5	Büroangestellte/r
sitzende Tätigkeit, zeitweilig zusätzlicher Energieaufwand für gehende und stehende Tätigkeiten	1,6-1,7	Studierende/r
überwiegend gehende und stehende Arbeit	1,8-1,9	Kellner/in, Verkäufer/in
körperlich anstrengende berufliche Arbeit	2,0-2,4	Land- und Forstarbeiter/innen, Sportler/innen

Tabelle 9: Übersicht über charakteristische PAL-Werte

Täglicher Energiebedarf = GU x PAL

Daraus ergeben sich folgende Richtwerte für die tägliche Energiezufuhr bei normalgewichtigen Personen, beispielsweise mit sitzender Tätigkeit und wenig oder keinen anstrengenden Freizeitaktivitäten (PAL 1,4):

Alter	Frauen	Männer
19–24 Jahre	8,1 MJ/d bzw. 1.900 kcal/d	10,6 MJ/d bzw. 2.500 kcal/d
25–50 Jahre	7,8 MJ/d bzw. 1.900 kcal/d	10,2 MJ/d bzw. 2.400 kcal/d
51–64 Jahre	7,4 MJ/d bzw. 1.800 kcal/d	9,2 MJ/d bzw. 2.200 kcal/d
≥ 65 Jahre	6,9 MJ/d bzw. 1.600 kcal/d	9,3 MJ/d bzw. 2.000 kcal/d

Tabelle 10: Übersicht über Richtwerte für die tägliche Energiezufuhr bei Frauen und Männern (bei einem PAL von 1,4)

13. Ernährungsabhängige Krankheiten

Die Ernährungsepidemiologie ist ein noch junger Forschungszweig. Sie entstand aus der Erkenntnis heraus, dass ein Zusammenhang zwischen Ernährungsweise und dem Auftreten von Erkrankungen besteht. Wurden anfangs noch Mangelkrankungen wissenschaftlich beleuchtet, widmen sich Wissenschaftler/innen in diesem Bereich immer häufiger Zivilisationskrankheiten wie Übergewicht/Adipositas und Diabetes mellitus.

In diesem Kapitel werden exemplarisch diese ernährungsmitbedingten Störungen aus Sicht der Ernährungsepidemiologie und Ernährungswissenschaften beschrieben. Zuvor soll exemplarisch dargestellt werden, wie die Körperzusammensetzung und der Lebensmittelverzehr als epidemiologische Kenngrößen ermittelt werden können.

13.1. Ermittlung der Körperzusammensetzung

Zu den geläufigen Methoden zählen:

- **Messung der Hautfaldendicke**

Bei dieser Methode wird mittels einer speziellen Messzange (dem sog. Kaliper) die Dicke der Hautfalte an verschiedenen definierten Positionen bestimmt (z.B. an Oberarm, Bauch, Schulterblatt oder Oberschenkel). Mittels alters- und geschlechtsspezifischer Formeln kann dann der Körperfettanteil errechnet werden. Nachdem etwa 50% des Körperfettes unter der Haut gelagert sind, kann auf die Gesamtkörperfettmasse geschlossen werden.

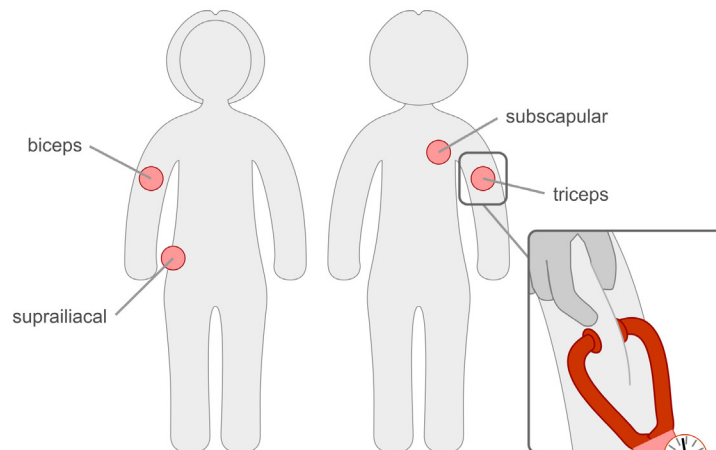
- **Messung der Körperzusammensetzung mittels Bioelektrischer Impedanzanalyse (BIA)**

Bei dieser Methode wird über zwei Elektroden - an Handgelenk und Knöchel - schwacher Wechselstrom durch den Körper der Probandin/des Probanden geleitet. Dabei wird der Spannungsabfall gemessen, welcher durch die Impedanz verursacht wird, der Summe aus ohmschem und kapazitivem Widerstand.

Daraus können sowohl die Gesamtkörperflüssigkeit (TBW) sowie durch Widerstandsmessungen bei verschiedenen Frequenzen darüber hinaus auch die extrazelluläre Flüssigkeit sowie das Gesamtkörperwasser abgeleitet werden.

Hautfaldendickemessung

(Messprinzip)



Die **Hautfaldendicke** kann an verschiedenen Stellen gemessen werden, wobei je nach Methode verschiedene **genau definierte Positionen** herangezogen werden. Häufig wird an Bizeps, Trizeps (jeweils in der Mitte des Muskels), subscapular (unterhalb des Schulterblatts) und suprailiacal (oberhalb der Darmbeinkammes) gemessen.

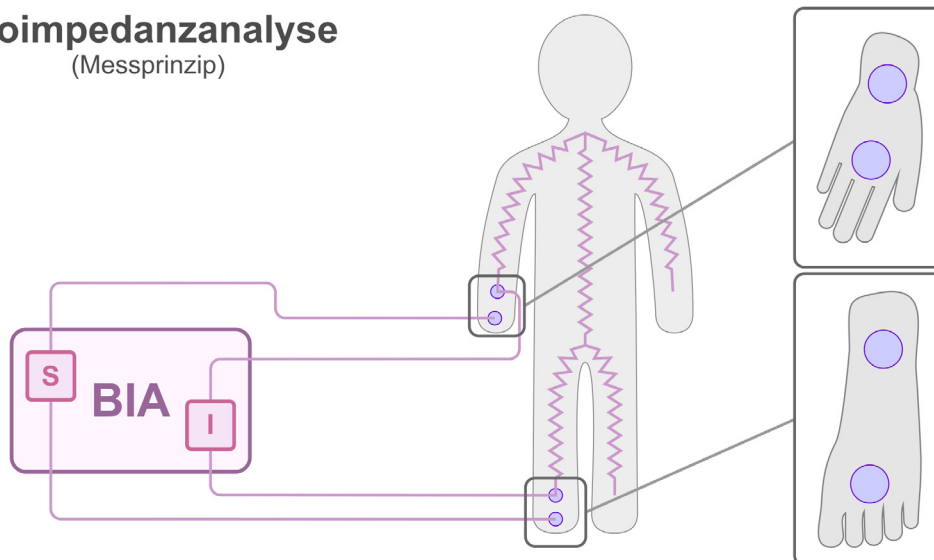
Es wird hierzu an der betreffenden Stelle die Haut mit zwei Fingern abgehoben und danach **mit einem Kaliper die Dicke gemessen**.

Durch entsprechende **Formeln** kann so **der Körperfettanteil ermittelt werden**.

Abbildung 13.1: Schematische Darstellung der Hautfaldendickenmessung

Bioimpedanzanalyse

(Messprinzip)



An definierten Stellen **an Hand- und Fußrücken werden Elektroden angebracht**. Mittels der beiden **äußeren Elektroden** wird auf den Körper ein konstantes **Signal (S)** in Form von **leichtem Wechselstrom übertragen**, um ein elektromagnetisches Feld aufzubauen.

Die beiden **inneren Elektroden messen Spannungsabfall und Phasenverschiebung** der Signalspannung, woraus sich letztlich der **Gesamtwiderstand (Impedanz)** ergibt.

Die **Impedanz** setzt sich aus **zwei Teilwiderständen** zusammen, der **Resistenz und Reaktanz**, welche über den Phasenwinkel in Beziehung zueinander stehen und so die Berechnung der **Körperzusammensetzung** ermöglichen.

Abbildung 13.2: Schematische Darstellung der Messung der Körperzusammensetzung mittels BIA

13.2. Ermittlung des Lebensmittelverzehrs

Ernährungserhebungen sind auch wesentlicher Bestandteil bei der Ermittlung des Ernährungsstatus. Ziel ist es, den Verzehr von Lebensmitteln zu erheben und daraus die Versorgung mit Nährstoffen zu errechnen.

Methoden zur Erfassung des Lebensmittelverzehrs:

- **Verzehrhäufigkeits-Fragebogen (food frequency questionnaire, FFQ)**
Mit dem FFQ wird die Häufigkeit des Verzehrs bestimmter Lebensmittel erfasst. Es kann der Verzehr von Lebensmitteln über einen längeren Zeitraum rückwirkend erfasst werden (Monate, Jahre), was ein gutes Erinnerungsvermögen seitens der Teilnehmer voraussetzt.
- **Wiegeprotokolle**
Die Testperson muss die verzehrten Lebensmittel, Getränke und alle Essensreste sowie Getränke wiegen und dokumentieren. Wichtig ist, dass sowohl zu Hause eingenommene Mahlzeiten, als auch die Außer-Haus-Verpflegung erfasst werden.
- **Schätzprotokolle**
Auch hier werden konsumierte Lebensmittel und Getränke erhoben, jedoch nur durch Schätzung der Menge, ohne diese abzuwiegen.
- **Erinnerungsprotokolle**
Ein geschulter Interviewer erfasst mittels Befragung die verzehrten Lebensmittel und Getränke (z.B. als 24-Stunden-Protokoll, bei dem der Konsum des vergangenen Tages erhoben wird).

13.3. Übergewicht und Adipositas

13.3.1 Definition

Sowohl bei Übergewicht als auch Fettsucht (Adipositas) ist die **Fettmasse des Körpers über ein normales Maß hinaus erhöht**.

Als Orientierung in der Klassifizierung bei Erwachsenen gilt der Body Mass Index, welcher Hinweise auf diese Erkrankung gibt. Die folgende Tabelle gibt die derzeit gültige Klassifizierung des Körpergewichts der Weltgesundheitsorganisation (WHO) wieder.

Bereich	BMI (kg/m ²)
Untergewicht	< 18,5
Normalgewicht	18,5–24,9
Übergewicht (Prä-Adipositas)	25,0–29,9
Adipositas Grad I	30,0–34,9
Adipositas Grad II	35,0–39,9
Adipositas Grad III	≥ 40,0

Tabelle 11: Klassifizierung des Körpergewichts mittels BMI

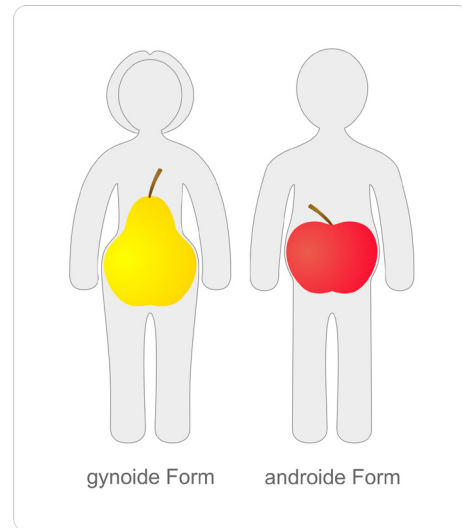


Abbildung 13.3: Körperfettverteilung - gynoide (weibliche) und androide (männliche) Körperform

Längerfristig ist bei Übergewicht oder Adipositas mit dem Auftreten von chronischen Folgeerkrankungen zu rechnen. Dazu zählen neben dem im Folgenden beschriebenen Diabetes mellitus Typ 2 auch Störungen des Herz-Kreislauf-Systems oder Tumorerkrankungen. Neben der BMI-Klassifizierung gilt die Analyse der Körperfettverteilung zur Beurteilung von Gesundheitsrisiken. Man unterscheidet zwischen der androiden und gynoiden Körperform.

Durch die Messung des Umfangs von Taille und Hüfte kann das Taille-Hüft-Verhältnis, besser bekannt unter der englischen Bezeichnung **waist-to-hip-ratio (WHR)** errechnet werden. Liegt das Verhältnis bei Frauen >0,85 und bei Männern bei >1,0, spricht man von abdominaler Adipositas.

Auch aus der alleinigen Betrachtung des **Tailenumfangs** kann auf ein leicht (Frauen: 80cm, Männer: 94cm) bzw. stark erhöhtes gesundheitliches Risiko (Frauen: 88cm, Männer: 102cm) geschlossen werden.

13.3.2 Entstehung

Die Entstehung von Übergewicht und Adipositas ist beeinflusst von exogenen und endogenen Faktoren.

Zu den äußeren Einflüssen zählen insbesondere falsche Ernährung und mangelnde Bewegung.

Als **endogene Faktoren** gelten z.B. genetische Anlagen oder Störungen des Hormonhaushalts.

Ein ungesunder Lebensstil (wie er z.B. durch **falsche Ernährungsgewohnheiten** und **ein zu geringes Ausmaß an körperlicher Aktivität** zum Ausdruck kommt) kann die Entstehung von Übergewicht und Adipositas nach sich ziehen. Es kommt zu einer **langfristigen positiven Energiebilanz**, d.h. es wird mehr Energie über die Nahrung aufgenommen, als durch Umsatzgrößen wiederverbraucht wird. Der Überschuss wird von unserem Organismus in Form von Fettgewebe gespeichert.

13.3.3 Folgen von Übergewicht/Adipositas

Übergewicht und Adipositas führen zu einer Vielzahl von Komplikationen, die im Folgenden nur stichpunktartig aufgelistet werden:

Der **Bewegungsapparat** (Knochen und Gelenke) wird durch das höhere Körpergewicht mehr beansprucht als üblich, wodurch es zu Veränderungen bei Knien, Füßen und Wirbelsäule kommen kann.

Die **Bronchien** der Lunge sind anfälliger für Erkrankungen und Infektionen.

Weitere typische Folgen betreffen das **Herz- und Kreislauf-System** (z.B. Bluthochdruck, Arteriosklerose, Herzinfarkt).

Ebenfalls wird die Entstehung von **Stoffwechselerkrankungen** wie Diabetes mellitus Typ II, Fettstoffwechselstörungen und Gicht begünstigt.

Ein nicht zu unterschätzendes Risiko besteht auch für verschiedene Formen von Krebs.

Nicht zuletzt können **psychische Erkrankungen wie Depression** (z.B. durch Minderwertigkeitsgefühle wegen des erhöhten Körpergewichts) auftreten, die in einen Selbstverstärkungsprozess münden können.

Neben krankheitsbedingten Folgeerscheinungen können **Unfälle** durch eingeschränkte Beweglichkeit und verminderte Reaktionsgeschwindigkeit auftreten.

13.3.4 Präventionsmaßnahmen

Bei Übergewicht und Adipositas zählt der Grundsatz „Vorbeugen ist besser als heilen“. In der Epidemiologie spricht man von **Primärprävention**, d.h. durch einen gesunden Lebensstil wird ein normales Körpergewicht aufrechterhalten, Übergewicht und Adipositas stellen sich gar nicht erst ein. **Sekundärprävention** ist erforderlich, wenn sich Übergewicht und Adipositas bereits manifestiert haben. Hier gilt es, die zahlreichen Folgekomplikationen zu vermeiden. Maßnahmen der Sekundärprävention setzen am Lebensstil an.

13.4. Diabetes mellitus

13.4.1 5.4.1. Definition

Unter dem Begriff Diabetes mellitus werden verschiedene Erkrankungen des Kohlenhydrat- und Fettstoffwechsels zusammengefasst, bei welchen eine **Störung der Sekretion von Insulin in den β -Zellen der Langerhans'schen Inseln des Pankreas oder der Wirkung des Insulins an den Körperzellen vorliegt**.

In beiden Fällen führt dies zu einem chronischen **Anstieg des Blutzuckerspiegels** (Hyperglykämie).

Umgangssprachlich wird die Stoffwechselstörung häufig als „Zuckerkrankheit“ bezeichnet.

13.4.2 5.4.2. Entstehung und Formen

Es gibt zwei Ausprägungsformen dieser Erkrankung:

Bei **Diabetes mellitus Typ I** kann bereits im Kindes- oder Jugendalter eine verminderte oder fehlende Insulinproduktion vorhanden sein. Es handelt sich hierbei um eine Autoimmunerkrankung, bei der die Immunabwehr die körpereigenen β -Zellen der Langerhans'schen Inseln im Pankreas zerstört.

Symptome: rascher Gewichtsverlust, Durstgefühl, häufiger Harndrang, Dehydratation, Erbrechen, Müdigkeit, Konzentrationsstörungen u.a.

Diabetes mellitus Typ II entwickelt sich schleichend und langsam. Personen mit dieser Erkrankung bilden eine Insulinresistenz aus.

Hierbei versucht der Organismus anfänglich noch selbstständig die Energiespeicher aufzufüllen, in dem er immer mehr und mehr Insulin produziert. Die Körperzellen nehmen jedoch das Signal des Insulins nur stark vermindert wahr, wodurch Glukose nicht in die Zellen gelangt und der Blutglukosespiegel weiter ansteigt.

Symptome: häufig unspezifisch (z.B. Müdigkeit, erhöhte Infektneigung), Harndrang, Durstgefühl, Gewichtsverlust

Man kann hier zwei Subtypen unterscheiden:

- **Typ IIa - normalgewichtige/r** Diabetiker/in, mit einer verringerten Insulinproduktion der Bauchspeicheldrüse
- **Typ IIb - übergewichtige/r** Diabetiker/in, mit Insulinresistenz häufig infolge eines metabolischen Syndroms

13.4.3 Die Bedeutung von Insulin

Insulin ist ein Hormon das im Glukose- und Energiestoffwechsel eine wichtige Rolle spielt. Die Vorstufe wird in Zellen der Bauchspeicheldrüse am endoplasmatischen Retikulum (ER) gebildet und durch Spaltungsvorgänge später aktiviert.

Zu seinen wichtigsten Funktionen zählt die **zelluläre Aufnahme von Glukose, aber auch von Fettsäuren und Aminosäuren**, wodurch die Konzentration dieser Substanzen im Blut geregelt wird. Weiters ist Insulin an der Synthese von Glykogen, Triglyceriden und Proteinen beteiligt.

Liegt ein Mangel vor, werden die Zellen verschiedener Bereiche des Körpers nur vermindert mit Glukose versorgt – die Aufnahme und Oxidation ist z.B. in den Muskeln und im Fettgewebe herabgesetzt:

- Die Konzentration der Glukose im Blut steigt – über **180 mg/dL**, wird die Substanz mit dem Harn ausgeschieden („**Nierenschwelle**“) und das Durstgefühl nimmt zu.
- Ebenfalls ist der Fettstoffwechsel gestört: wodurch immer mehr **Depotfett** angegriffen und mobilisiert wird, vorwiegend über die **β -Oxidation zu Acetyl-CoA**.
- Im **Eiweißstoffwechsel** kommt es zu einem Abbau von Eiweiß. Freigesetzte Aminosäuren aus den Muskeln werden in die Leber transportiert, wo daraus Glukose synthetisiert wird.
- Durch den Mangel an Insulin ist infolge auch der Aufbau von Glykogen gestört, welches u.a. als Kohlenhydratspeicher für die Phasen zwischen den Mahlzeiten benötigt wird.

13.4.4 Folgen von Diabetes

Die möglichen Krankheitsbilder und Folgeerkrankungen bei Diabetes sind sehr vielfältig. Man muss zwischen akuten (unmittelbaren) und chronischen (langfristigen) Folgen unterscheiden:

Von einem **Überzucker (Hyperglykämie)** wird gesprochen, wenn der Blutglukosespiegel stark oder extrem erhöht ist. Das kann durch Konsum von größeren Mengen an Kohlenhydraten, Gabe von zu wenig Insulin oder fehlenden Medikamenten gegen hohe Blutglukosepiegel (bei Typ II) passieren. Typische Symptome sind Durstgefühl, Harndrang, Müdigkeit, verringerter Appetit.

Sinkt der Blutglukosespiegel unter 50 mg/dL, liegt ein **Unterzucker (Hypoglykämie)** vor.

Eine Hypoglykämie kann eintreten nach zu geringer Kohlenhydratzufuhr, hoher körperlicher Belastung oder einer falschen Dosierung von Medikamenten. Die Hypoglykämie geht einher mit Zittern, Schweißausbruch, raschem Puls, Schwindel, vermehrtem Appetit.

Das **diabetische Koma** ist eine lebensbedrohliche Form der Blutzuckerentgleisung, bei der durch fehlende oder stark verminderte Insulinfreisetzung kaum noch Energie in die Zellen gelangt und im Stoffwechsel über die β -Oxidation vermehrt Ketonkörper (z.B. Aceton, β -Hydroxybutyrat) gebildet werden. Personen können in eine schwere Bewusstlosigkeit fallen.

Zumeist findet man dieses Krankheitsbild bei Hyperglykämie. Durch die vermehrte Bildung der Ketonkörper kann in der Ausatemluft ein Aceton-artiger Geruch (nach Nagellackentferner) wahrgenommen werden.

Zu den **chronischen Folgen** zählen Erkrankungen, welche durch ein langjähriges Überangebot von Glukose im Blut auftreten können. Darüber hinaus geht der überwiegende Teil der Sterbefälle unter Diabetiker/innen auf die beschriebenen Erkrankungen zurück:

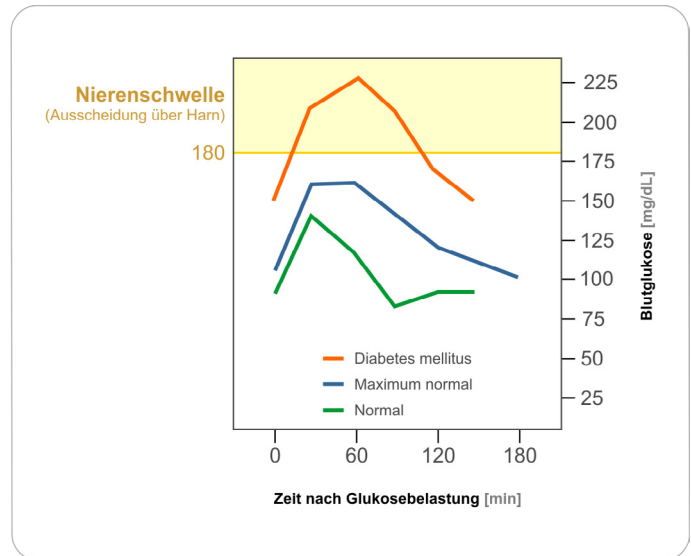


Abbildung 13.4: Glukosetoleranztest – zeitlicher Verlauf des Blutzuckerspiegels bei gesunden Personen und Diabetes-Patient/innen

- **Mikroangiopathie:** krankhafte Veränderungen von kleinen Blutgefäßen, häufig des Augenhintergrunds (Sehstörungen bis drohende Erblindung), Schädigung der Nieren und Nerven
- **Makroangiopathie:** Arteriosklerose (Membranschäden der großen Arterien), wodurch sich das Risiko für Herz-Kreislauf-Erkrankungen und Schlaganfälle erhöht
- **Diabetischer Fuß:** Störung der Wundheilung, bedingt durch verschlechterte Durchblutung, in schweren Fällen kann es zu (Teil-)Amputation an Gliedmaßen kommen

13.4.5 Diagnostik bei Diabetes mellitus

Anfänglich werden die Symptome von Diabetes oft falsch interpretiert oder ignoriert, da sie eher unspezifisch sind. Liegt jedoch die Vermutung vor, sollte so rasch als möglich ein Arzt aufgesucht werden. Ein gesicherter Nachweis gelingt mit Methoden wie dem **Glukosetoleranz-Test**. Hierfür werden einer Person im nüchternen Zustand 50–100g Glukose in Wasser gelöst verabreicht und die Reaktion des Körpers mittels mehrfacher Messung des Blutzuckerspiegels im Verlauf von zwei Stunden beobachtet.

Bei gesunden Personen wird über den Stoffwechsel der Blutglukosespiegel bei rund 70-110 mg/dL gehalten. Nach einer Mahlzeit erhöht sich die Konzentration nicht so stark wie bei Diabetiker/innen bzw. fällt auch weniger rasch wieder ab.

Dieser Test gibt Auskunft darüber, ob Diabetes vorliegt. Um jedoch Gewissheit zu haben, welche Form des

Diabetes es ist, müssen weitere Untersuchungen durchgeführt werden.

Ist bereits Diabetes diagnostiziert worden, sollte in regelmäßigen Abständen der **HbA_{1c}-Wert** überprüft werden.

Dabei handelt es sich um einen Langzeit-Parameter, der Auskunft über den Gehalt an Glukose im Blut der vergangenen Wochen gibt. Dieser liegt bei gesunden Personen und gut eingestellten Diabetiker/innen bei 7–8%, hingegen bei Diabetiker/innen mit unzureichender/ falscher Therapie bei 15% und mehr.

13.4.6 Präventionsmaßnahmen und Ansätze in der Ernährung

Die Art und Weise wie Diabetes behandelt wird, orientiert sich an der Ursache dieser Erkrankung (Typ I oder II). Bei den verzehrten Lebensmitteln muss neben der Menge auch die Art der zugeführten Kohlenhydrate berücksichtigt werden.

Beim Konsum von **zuckerreichen Speisen** muss vom Körper viel Insulin ausgeschüttet werden, um diese in die Zellen zu schleusen bzw. dadurch die Konzentration im Blut zu reduzieren.

Komplexe Kohlenhydrate wie Stärke werden in den Abschnitten des Darms deutlich langsamer zu Glukose abgebaut und ins Blut abgegeben. Bei Anwesenheit von Ballaststoffen verzögert sich die Aufnahme zusätzlich.

• Diabetes mellitus Typ I

Durch den physiologisch bedingten Mangel an Insulin ist die **regelmäßige Gabe von Insulin** unverzichtbar. Dabei müssen die Menge des Ersatzpräparats und die Zufuhr an Kohlenhydraten aufeinander abgestimmt werden. Als Richtmaß können sich Diabetiker/innen an „**Broteinheiten**“ (BE) orientieren. 1 BE entspricht der Menge an Lebensmittel, in welcher 10–12 g verdauliche Kohlenhydrate enthalten sind.

• Diabetes mellitus Typ II

Es kann die Gabe von Medikamenten zur Regulation des Blutzuckerspiegels oder in schweren Fällen von Insulin notwendig sein. Primär wird jedoch versucht, die Ursachen, die zur Entstehung des Diabetes geführt haben, zu behandeln: z.B. eine **Normalisierung des Körpergewichts durch ausgewogene Ernährung und regelmäßige Bewegung** bei Übergewicht/ Adipositas.

Generell wird für Diabetiker/innen **eine ausgewogene vollwertige Mischkost** empfohlen. Dabei sollen Zutaten ausgewählt werden, die den **Blutglukosespiegel langsam ansteigen** lassen. Als Orientierung

können hierfür der glykämische Index oder die glykämische Last dienen.

Der **glykämischer Index (GI)** beschreibt den Anstieg des Blutglukosespiegels durch den Verzehr eines Lebensmittels (in Prozent), der im Vergleich zum Konsum der gleichen Menge in Form von Glukose oder Weißbrot beobachtet wird.

Diabetiker/innen sollten Lebensmittel mit einem geringen glykämischen Index (≤ 50) bevorzugen.

Die **glykämische Last (GL)** berücksichtigt zudem den Kohlenhydratanteil in einem Lebensmittel, indem der GI mit dem Kohlenhydratanteil multipliziert wird. Somit können Lebensmittel mit hohem GI und geringem Kohlenhydratanteil (z.B. Wassermelone) und Lebensmittel mit geringem GI und hohem Kohlenhydratanteil gleiche Wirkungen auf den Blutglukosespiegel haben.

Lebensmittel	Glykämischer Index
hoher GI (≥ 70)	
Cornflakes	81
Kartoffeln (gekocht)	78
Wassermelone	76
Reis (geschält, gekocht)	73
mittlerer GI (56-69)	
Reis (Vollkorn, gekocht)	68
Saccharose	65
Pommes frites	63
Honig	61
niederer GI (≤ 55)	
Roggenvollkornbrot (grobkörnig)	57
Nudeln (Weißmehl, gekocht)	49
Milch (Vollmilch)	39
Nüsse (gemischt)	24

Tabelle 12: Glykämischer Index ausgewählter Lebensmittel

14. Abbildungsverzeichnis

Kapitel 1

Abbildung 1.1:	Spreitzer	3
Abbildung 1.2:	https://commons.wikimedia.org/wiki/File:H2O_Kalottenmodell_und_St%C3%A4bchenmodell_8127.JPG „Moleküel - gebaut mit dem Molekülbaukasten“ von Bin im Garten unter der CC BY SA 3.0 Lizenz	4

Kapitel 2

Abbildung 2.1:	https://upload.wikimedia.org/wikipedia/commons/thumb/6/64/Rutherfordsches_Atommodell.svg/1024px-Rutherfordsches_Atommodell.svg.png , Atommodell nach Rutherford für Stickstoff, gemeinfrei verfügbar	7
Abbildung 2.2:	https://de.wikipedia.org/wiki/Termschema#/media/File:Energieniveauschema_Orbitalmodell.png , „Ein einfaches Energieniveauschema“ von Ichwarnur unter der CC BY SA 4.0 Lizenz	8
Abbildung 2.3:	https://upload.wikimedia.org/wikipedia/commons/4/4c/S_Orbital.png , „S Orbital“, gemeinfrei verfügbar	8
Abbildung 2.4:	https://upload.wikimedia.org/wikipedia/commons/1/1c/Px_py_pz_orbitals.png , „Px py pz orbitals“ von Adrignola unter der CC BY SA 3.0 Lizenz	8
Abbildung 2.5:	https://de.wikipedia.org/wiki/Kohlenstoff#/media/File:Elektronenkonfiguration_Kohlenstoff.png , „Elektronenkonfiguration des Kohlenstoffatoms im Grundzustand“ von Ichwarnur unter der CC BY SA 4.0 Lizenz	9
Abbildung 2.6:	https://upload.wikimedia.org/wikipedia/commons/a/a5/Periodensystem.svg , „Periodensystem“, gemeinfrei verfügbar	9

Kapitel 3

Abbildung 3.1:	https://upload.wikimedia.org/wikipedia/commons/3/3f/Butters%C3%A4ure_Lewis.svg , „Buttersäure_Lewis“, gemeinfrei verfügbar	12
Abbildung 3.2:	https://upload.wikimedia.org/wikipedia/commons/0/05/Sulfuric_acid_lewis.png , „Sulfuric acid lewis,“ von Pngbot unter der CC BY SA 3.0 Lizenz	12
Abbildung 3.3:	https://upload.wikimedia.org/wikipedia/commons/f/f2/1%2C4-pentadiene_%28hydrogens%29.svg , „1,4-pentadiene (hydrogens)“, gemeinfrei verfügbar	12
Abbildung 3.4:	Spreitzer	12
Abbildung 3.5:	Spreitzer	12
Abbildung 3.6:	https://upload.wikimedia.org/wikipedia/commons/7/75/Mesomerie_Nitrit-Ion.svg ; https://upload.wikimedia.org/wikipedia/commons/d/d4/Sulfurdioxide-resonance.svg , „Mesomerie_Nitrit-Ion“, gemeinfrei verfügbar; „Sulfurdioxide-resonance“, gemeinfrei verfügbar	13
Abbildung 3.7:	https://upload.wikimedia.org/wikipedia/commons/d/d7/Kohlenstoff_Hybridisiert.jpg , „Kohlenstoff Hybridisiert“, gemeinfrei verfügbar	13
Abbildung 3.8:	https://upload.wikimedia.org/wikipedia/commons/e/e8/Tetrahedral-angle-3D-balls.png , „Tetrahedral-angle-3D-balls“, gemeinfrei verfügbar	13
Abbildung 3.9:	https://upload.wikimedia.org/wikipedia/commons/b/bc/Methan_geom2.PNG , „Methan geom2“, gemeinfrei verfügbar	13
Abbildung 3.10:	https://upload.wikimedia.org/wikipedia/commons/3/35/1_Butan.svg , „1 Butan“, gemeinfrei verfügbar; https://upload.wikimedia.org/wikipedia/commons/7/76/Butane-3D-balls.png , „Butane-3D-balls“, gemeinfrei verfügbar	13
Abbildung 3.11:	https://upload.wikimedia.org/wikipedia/commons/f/fa/Water-2D-flat.png ; „Water-2D-flat“, gemeinfrei verfügbar; https://commons.wikimedia.org/wiki/File:H2O_Kalottenmodell_und_St%C3%A4bchenmodell_8127.JPG ; „Ammonia-3D-balls-A“, gemeinfrei verfügbar; https://upload.wikimedia.org/wikipedia/commons/0/05/Ammonia-3D-balls-A.png ; https://upload.wikimedia.org/wikipedia/commons/7/7f/Ammonia-dimensions-from-Greenwood%26Earnshaw-2D.png , „Ammonia-dimensions-from-Greenwood&Earnshaw-2D“, gemeinfrei verfügbar;	14
Abbildung 3.12:	https://upload.wikimedia.org/wikipedia/commons/9/95/Doppelbindung1.png , „Doppelbindung1,“ von David Pilz unter der CC BY SA 3.0 Lizenz	14

Abbildung 3.13:	https://upload.wikimedia.org/wikipedia/commons/3/32/Liaison_pi.svg , „Liaison pi“ von Amelliug unter der CC BY SA 3.0 Lizenz	14
Abbildung 3.14:	Spreitzer	14
Abbildung 3.15:	Spreitzer	14
Abbildung 3.16:	Spreitzer	14
Abbildung 3.17:	https://upload.wikimedia.org/wikipedia/commons/f/f9/Diamond_and_graphite.jpg , „Diamond and graphite“ von Itub unter der CC BY SA 3.0 Lizenz	15
Abbildung 3.18:	https://upload.wikimedia.org/wikipedia/commons/3/3b/Buckminsterfullerene_animated.gif , „Buckminsterfullerene animated“ von Sponk unter der CC BY SA 3.0 Lizenz; „Carbon nanotube“ von AJC1 unter der CC BY SA 2.0 Lizenz	15
Abbildung 3.19:	Spreitzer	15
Abbildung 3.20:	https://upload.wikimedia.org/wikipedia/commons/f/f9/Ionlattice-fcc.svg , „Ionlattice-fcc“ von Prolineserver unter der CC BY SA 3.0 Lizenz	16
Abbildung 3.21:	https://upload.wikimedia.org/wikipedia/commons/thumb/4/41/ Nuvola_di_elettroni.svg/1280px-Nuvola_di_elettroni.svg.png , „Nuvola di elettroni“, gemeinfrei verfügbar	17
Abbildung 3.22:	https://upload.wikimedia.org/wikipedia/commons/f/f4/Gaya_dipol-dipol_cair_paralel_3.jpg , „Gaya dipol-dipol cair paralel 3“ von Via alzhra unter der CC BA SA 3.0 Lizenz	17
Abbildung 3.23:	https://upload.wikimedia.org/wikipedia/commons/e/ed/ Wasserstoffbr%C3%BCckenbindungen-Wasser.svg , „Wasserstoffbrückenbindungen-Wasser“, gemeinfrei verfügbar	18

Kapitel 4

Abbildung 4.1:	https://upload.wikimedia.org/wikipedia/commons/a/ad/S%C3%A4uren_und_Laugen_-_PH_ Skala_Universalindikator.png , „Säuren und Laugen - PH Skala Universalindikator“ von Kopiersperre unter der CC BY SA 3.0 Lizenz	19
----------------	---	----

Kapitel 8

Abbildung 8.1:	https://upload.wikimedia.org/wikipedia/commons/1/12/ Milchs%C3%A4ure_Enantiomerenpaar.svg , „Milchsäure_Enantiomerenpaar“, gemeinfrei verfügbar	26
Abbildung 8.2:	https://upload.wikimedia.org/wikipedia/commons/thumb/2/2e/Alpha- D-Talopyranose.svg/1200px-Alpha-D-Talopyranose.svg.png ; „Alpha-D-Talopyranose“, gemeinfrei verfügbar; https://upload.wikimedia.org/wikipedia/commons/thumb/8/82/Beta-D-Glucopyranose. svg/946px-Beta-D-Glucopyranose.svg.png „Beta-D-Glucopyranose“, gemeinfrei verfügbar	27
Abbildung 8.3:	https://upload.wikimedia.org/wikipedia/commons/1/1a/Saccharose2.svg , „Saccharose2“, gemeinfrei verfügbar; https://upload.wikimedia.org/wikipedia/commons/9/93/Maltose_Haworth.svg , „Maltose_Haworth“, gemeinfrei verfügbar; https://upload.wikimedia.org/wikipedia/commons/3/36/Lactose_Haworth.svg , „Lactose_Haworth“, gemeinfrei verfügbar	28
Abbildung 8.4:	https://upload.wikimedia.org/wikipedia/commons/1/1c/L-amino_acid_general.svg , „L-amino_acid_general“, gemeinfrei verfügbar	33
Abbildung 8.5:	https://upload.wikimedia.org/wikipedia/commons/7/7d/Over- view_proteinogenic_amino_acids-DE.svg , „Overview_proteinogenic_amino_acids-DE“, gemeinfrei verfügbar	33
Abbildung 8.6:	https://upload.wikimedia.org/wikipedia/commons/f/f0/Betain-Glycine.png , „Betain-Glycine“, gemeinfrei verfügbar	34
Abbildung 8.7:	https://upload.wikimedia.org/wikipedia/commons/2/2f/Amino_acid_titration.png , „Amino acid titration“ von Jue~commonswiki unter der CC BY SA 3.0 Lizenz	34
Abbildung 8.8:	https://commons.wikimedia.org/wiki/File:Oxytocin_color.svg , „Oxytocin color“, gemeinfrei verfügbar	34
Abbildung 8.9:	https://upload.wikimedia.org/wikipedia/commons/2/20/Protein-Struktur.png , „Protein-Struktur“ von Imalipusram unter der CC BY SA 3.0 Lizenz	34

Abbildung 8.10:	https://commons.wikimedia.org/wiki/File:Nucleotide_nucleoside_general.svg#/media/File:Nucleotide_nucleoside_general.svg , „Nucleotide nucleoside general“ von Yikrazuul unter der CC BY-SA 3.0 Lizenz	36
Abbildung 8.11:	https://de.wikipedia.org/wiki/Adenin , „Adenin“, https://de.wikipedia.org/wiki/Datei:Cytosin.svg , „Cytosin“, https://de.wikipedia.org/wiki/Datei:Guanin.svg , „Guanin“, https://de.wikipedia.org/wiki/Datei:Thymin.svg , „Thymin“, https://de.wikipedia.org/wiki/Datei:Uracil.svg , „Uracil“, alle gemeinfrei verfügbar	37
Abbildung 8.12:	https://upload.wikimedia.org/wikipedia/commons/5/5c/Base_Pair_GC_Hydrogen_Bridge_V.1.svg , „Base Pair GC Hydrogen Bridge V.1“, gemeinfrei verfügbar	37
Abbildung 8.13:	https://commons.wikimedia.org/w/index.php?curid=9831526 , „RNA-Nucleobases“, gemeinfrei verfügbar	37
Abbildung 8.14:	Barbara Hamilton	37
Abbildung 8.15:	https://de.wikipedia.org/wiki/Datei:Difference_DNA_RNA-EN.svg , „Difference DNA RNA-EN“ von Sponk unter der CC BY SA 3.0 Lizenz	37

Kapitel 10

Abbildung 10.1:	Martin W. Reichel	46
Abbildung 10.2:	Martin W. Reichel	47
Abbildung 10.3:	Martin W. Reichel	48
Abbildung 10.4:	Martin W. Reichel	48
Abbildung 10.5:	Martin W. Reichel	49

Kapitel 12

Abbildung 12.1:	Martin W. Reichel	63
Abbildung 12.2:	Martin W. Reichel	63
Abbildung 12.3:	Martin W. Reichel	64
Abbildung 12.4:	Martin W. Reichel	65

Kapitel 13

Abbildung 13.1:	Martin W. Reichel	67
Abbildung 13.2:	Martin W. Reichel	67
Abbildung 13.3:	Martin W. Reichel	68
Abbildung 13.4:	Martin W. Reichel	70

Tabellenverzeichnis

Tabelle 1:	Elmadfa I und Leitzmann C: Ernährung des Menschen. 5. Auflage, Ulmer-Verlag, Stuttgart, 2015. Belitz HD, Grosch W, Schieberle P: Lehrbuch der Lebensmittelchemie. 6. Auflage, Springer-Verlag, Berlin-Heidelberg, 2008.	43
Tabelle 2:	Elmadfa I und Leitzmann C: Ernährung des Menschen. 5. Auflage, Ulmer-Verlag, Stuttgart, 2015. Belitz HD, Grosch W, Schieberle P: Lehrbuch der Lebensmittelchemie. 6. Auflage, Springer-Verlag, Berlin-Heidelberg, 2008.	44
Tabelle 3:	Jekat F und Kofrányi E: Zur Bestimmung der biologischen Wertigkeit von Nahrungsproteinen, XV. Hoppe-Seyler's Z. Physiol. Chem. 351: 47-51, 1970. Erbersdobler HF. Ein neues System zur Proteinbewertung – Der Protein Digestibility Corrected Amino Acid Score (PDCAAS). Ern. Umschau 39 (6), 1992.	44
Tabelle 4:	Martin W. Reichel	48
Tabelle 5:	Martin W. Reichel	49
Tabelle 6:	Fahlke, Liinke, Raßler, Wiesner, Taschenatlas Physiologie, 2. Auflage, © 2015 Elsevier GmbH, München	64
Tabelle 7:	Biesalski et al., Ernährungsmedizin 3. Auflage, ©2004 Georg Thieme Verlag, Tabelle 3.2, Seite 29	65
Tabelle 8:	Schofield WN: Predicting basal metabolic rate, new standards and review of previous work. Hum. Nutr. Clin. Nutr., 39C (suppl. 1): 5-41, 1985.	65
Tabelle 9:	Martin W. Reichel	66
Tabelle 10:	Martin W. Reichel	66
Tabelle 11:	WHO: WHO BMI classification. Internet: http://www.who.int/bmi/index.jsp?introPage=intro_3.html (Zugriff: 20.12.2017).	68
Tabelle 12:	Atkinson FS, Foster-Powell K, Brand-Miller JC: International tables of glycemic index and glycemic load values. Diabetes Care 31 (12): 2281-2283, 2008.	71



universität
wien

