

Med

20
AT
18

Chemie-Skript
zum

MedAT 2018



Inhalt

1	Einleitung	5
2	Stichwortliste Chemie 2018.....	5
3	Atombau	7
3.1	Elementarteilchen	7
3.2	Atomkern/Nukleolus.....	7
3.3	Elektronenhülle	8
3.4	Element/Molekül/Atom/Ion – Wo liegt der Unterschied?.....	8
4	Periodensystem	9
4.1	Ordnungsprinzip.....	9
4.2	Gruppen	10
4.3	Perioden	10
4.4	Schalen	10
4.5	Isotope	12
5	Gasgesetze	13
5.1	Ideale Gase, Gasgleichung	13
5.2	Boyle-Mariotte	13
5.3	Gay-Lussac.....	13
5.4	Amontons, auch 2. Gesetz von Gay-Lussac	14
5.5	Absolute Temperatur	14
6	Phasen.....	15
6.1	Phasenübergänge.....	15

6.2	Phasendiagramm von Wasser.....	16
7	Chemische Bindung	17
7.1	Allgemeines.....	17
7.2	Ionenbindung (Salze)	18
7.3	Atombindung	21
7.4	Metallbindung.....	25
8	Chemische Reaktionen	26
8.1	Chemische Symbole	26
8.2	Formelschreibweise	26
8.3	Chemische Reaktionsgleichungen ausgleichen können	27
8.4	Stöchiometrie.....	28
9	Chemisches Gleichgewicht	32
9.1	Prinzip von Le Chatelier	32
9.2	Reaktionsgeschwindigkeit.....	33
9.3	Aktivierungsenergie	34
9.4	Massenwirkungsgesetz	34
9.5	Katalysator	35
10	Elemente und deren Verbindungen	37
10.1	Wasserstoff	37
10.2	Sauerstoff.....	38
10.3	Wasser.....	39
10.4	Kohlenstoff.....	39
10.5	Stickstoff.....	40

10.6	Halogene	41
11	Säure-Base-Reaktionen	42
11.1	Brönsted Säuren- und Basenmodell	42
11.2	Autoprotolyse des Wassers	42
11.3	pH-Wert.....	42
11.4	Säurestärke/Säurekonstante	43
11.5	Mineralsäuren	43
11.6	Salze und Puffer	45
12	Redox-Reaktionen	48
12.1	Oxidationszahlen.....	48
12.2	Oxidation und Reduktion	49
12.3	Redox-Reaktionen aufstellen und ausgleichen.....	51
12.4	Galvanisches Element	52
12.5	Redox- Potenzial	54
13	Organische Chemie	56
13.1	Organische Verbindungen allgemein.....	56
13.2	Kohlenwasserstoffe.....	59
13.3	Funktionelle Gruppen	62
13.4	Reaktionen die man kennen sollte!	66
13.5	Basiswissen Nomenklatur	69
13.6	Isomerie	70
14	Naturstoffe.....	73
14.1	Kohlenhydrate.....	73

14.2	Proteine.....	77
14.3	Fette.....	79
14.4	Nukleinsäuren.....	80
14.5	Vitamine.....	83
15	Bildquellen.....	85

1 Einleitung

Das Skriptum zum Untertest “Chemie” wurde von uns, dem Referat für Studien- und Maturant_innenberatung der ÖH Med Wien, herausgegeben.

Während eines Gespräches mit dem damaligen Leiter entstand die Idee, kostenfreie Skripten zu verfassen, welche die Bedürfnisse des MedATs im Bereich der Naturwissenschaften (BMS-Teil) ausreichend abdecken. Es wurde 2015 mit Chemie als Pilotprojekt begonnen.

In der aktualisierten Version dient die Stichwortliste Chemie 2018, welche im Virtuellen Medizinischen Campus der MedUni Graz zur Verfügung gestellt wird, als Basis. Der Teil „Mikrokosmos“ wird in diesem Skript nicht behandelt, da er eher der Physik zuzurechnen ist

Das Skript erhebt keinen Anspruch auf Richtigkeit, es soll euch nur als Anhaltspunkt für Lösungsansätze zu diesem Untertest dienen.

2 Stichwortliste Chemie 2018

- Atombau
 - Elementarteilchen
 - Atomkern
 - Elektronenhülle
- Mikrokosmos
 - Unschärferelation
 - Licht/elektromagnetische Strahlung
 - Teilchen/Welle Dualismus
- Gasgesetze
 - Gay-Lussac
 - Boyle-Mariotte
 - Absolute Temperatur
 - Ideale Gase, Gasgleichung
- Chemische Reaktionen
 - Chemische Symbole
 - Formelschreibweise
 - Stöchiometrie
- Chemisches Gleichgewicht
 - Reaktionsgeschwindigkeit
 - Aktivierungsenergie
 - Exotherm/endotharm
- Phasen
 - Phasen
 - Phasenübergänge
- Periodensystem
 - Ordnungsprinzip
 - Gruppen
 - Perioden
 - Schalen
 - Isotope
- Chemische Bindung
 - Ionenbindung
 - Atombindung
 - Metallbindung

- Massenwirkungsgesetz
- Katalysator
- Elemente und deren Verbindungen
 - Wasserstoff
 - Sauerstoff, Wasser
 - Kohlenstoff, Oxide, Kohlensäure
 - Stickstoff
 - Halogene
- Säure-Base-Reaktionen
 - Autoprotolyse des Wassers
 - pH-Wert
 - Brönsted-Säuren/Basen
 - Säurestärke
 - Mineralsäuren
 - Salze
- Redox-Reaktionen
 - Oxidation/Reduktion
 - Oxidationszahlen
 - Galvanisches Element
 - Redox- Potenzial
- Organische Chemie
 - Organische Verbindung allgemein
 - Kohlenwasserstoffe
 - Funktionelle Gruppen
- Naturstoffe
 - Kohlenhydrate
 - Proteine
 - Fette
 - Nukleinsäuren
 - Vitamine

3 Atombau

3.1 Elementarteilchen

Bei Elementarteilchen handelt es sich um die kleinsten Bausteine der Materie, in diesem Fall sind damit Elektronen, Protonen und Neutronen gemeint.

Name	Ladung	Masse in Units
Proton	+1	1,007
Elektron	-1	0,0005
Neutron	0	1,008

Die Maßeinheit Units steht für *Atomic Mass Units*, 1u ist ein zwölftel der Masse eines Kohlenstoffatoms ^{12}C und ist $1,66 \cdot 10^{-27}\text{kg}$. Die Maßeinheit selbst ist für uns irrelevant. Wichtig ist die Aussage dahinter, wenn man ein Proton/Neutron mit einem Elektron vergleicht. Ein Proton ist ungefähr 2000x schwerer als ein Elektron.

Die Masse eines Atoms geht daher fast ausschließlich von den Neutronen und Protonen im Kern aus!

3.2 Atomkern/Nukleolus

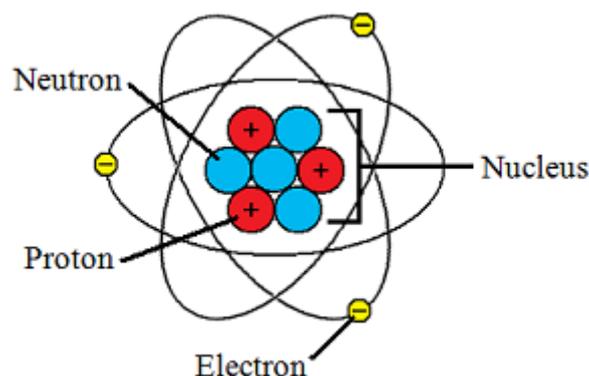


Abbildung 1 Ein klassisches Lehrbuchbild eines Atoms in seinen besten Jahren¹

Im Atomkern finden sich 2 Kernteilchen, die ungeladenen Neutronen und die positiv geladenen Protonen. Der Atomkern selbst ist daher immer insgesamt positiv geladen und beinhaltet fast die gesamte Masse des Atoms.

3.3 Elektronenhülle

Die Atomhülle ist für einen Chemiker der wichtigste Bereich eines jeden Atoms, hier spielen sich die eigentlichen chemischen Bindungen ab. In der Atomhülle befinden sich die Elektronen in verschiedenen Energieniveaus, welche auch als Schalen bezeichnet werden. Die Atomhülle ist daher negativ geladen.

Das Volumen eines Atoms geht primär von der Atomhülle aus, das Verhältnis zwischen Atomkern und Hülle ähnelt einem Stecknadelkopf in einem Fußballstadion.

Zur Berechnung wie viele Elektronen maximal in eine Schale passen wird die Formel $e=2n^2$ herangezogen.

3.4 Element/Molekül/Atom/Ion – Wo liegt der Unterschied?

- **Element** ist ein Sammelbegriff für alle Atome mit derselben Protonenzahl. (Bsp.: Sauerstoff)
- **Atom** bedeutet so viel wie unteilbar, jedes Atom gehört zu einem bestimmten Element. (Bsp.: ^{16}O oder ^{18}O)
- Ein **Molekül** besteht aus zwei oder mehreren Atomen. (Bsp.: O_2 , O_3 , H_2O)
- **Ion** ist ein elektrisch geladenes Atom oder Molekül (daher veränderte Elektronenzahl).

4 Periodensystem

Periodensystem der Elemente

Periode	Haupt-												gruppen								K Schale
	I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII													
1	H 1		Metalle (Hauptgruppen) Metalle (Nebengruppen)															He 2			
2	Li 3	Be 4	Halbmetalle										B 5	C 6	N 7	O 8	F 9	Ne 10			
3	Na 11	Mg 12	Nichtmetalle Edelgase										Al 13	Si 14	P 15	S 16	Cl 17	Ar 18			
4	K 19	Ca 20	Sc 21	Ti 22	V 23	Cr 24	Mn 25	Fe 26	Co 27	Ni 28	Cu 29	Zn 30	Ga 31	Ge 32	As 33	Se 34	Br 35	Kr 36			
5	Rb 37	Sr 38	Y 39	Zr 40	Nb 41	Mo 42	Tc 43	Ru 44	Rh 45	Pd 46	Ag 47	Cd 48	In 49	Sn 50	Sb 51	Te 52	I 53	Xe 54			
6	Cs 55	Ba 56	La 57	Hf 72	Ta 73	W 74	Re 75	Os 76	Ir 77	Pt 78	Au 79	Hg 80	Tl 81	Pb 82	Bi 83	Po 84	At 85	Rn 86			
7	Fr 87	Ra 88	Ac 89	Rf 104	Db 105	ohne Lanthaniden und Actiniden															

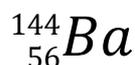
Abbildung 2 Periodensystem der Elemente²

4.1 Ordnungsprinzip

Das Periodensystem enthält alle bisher bekannten 118 Elemente (von denen 94 in der Natur vorkommen), sortiert nach der **Protonenzahl**, auch **Ordnungszahl (Oz)** genannt. Mit angegeben wird auch oft die **Massenzahl**, sie gibt die Anzahl der **Protonen und Neutronen** an (alle im Kern befindlichen Teilchen). Das Elementsymbol orientiert sich meistens am lateinischen Namen (Bsp.: Fe für ferrum)



Die Elektronenanzahl ist gleich der Protonenanzahl bei einem elektrisch ungeladenen Atom. Die Neutronenzahl errechnet sich durch Subtraktion der Ordnungszahl von der Massenzahl.



Neutronenanzahl: 88 (Massenzahl minus Ordnungszahl)

Elektronenanzahl: 56 (=Ordnungszahl, weil ungeladen)

Protonenanzahl: 56 (= Ordnungszahl)

4.2 Gruppen

Die Gruppen stellen die senkrechten Spalten dar, die Hauptgruppen haben jeweils einen eigenen Namen, den man sich merken sollte, da die Außenelektronenkonfiguration in jeder Hauptgruppe gleich ist.

Hauptgruppe	Name	Erstes Element
1	Alkalimetalle	Wasserstoff
2	Erdalkalimetalle	Beryllium
3	Borgruppe	Bor
4	Kohlenstoffgruppe	Kohlenstoff
5	Stickstoffgruppe	Stickstoff
6	Chalkogene	Sauerstoff
7	Halogene	Fluor
8	Edelgase	Helium

Tabelle 1 Gruppennamen, die man kennen sollte

4.3 Perioden

Die waagrechten Zeilen werden Perioden genannt, sie geben die Anzahl der Schalen in der Elektronenhülle an.

4.4 Schalen

Die Schalen in der Atomhülle stellen verschiedene Energieniveaus dar, in denen sich verschiedene Orbitale (nähere Aufenthaltswahrscheinlichkeiten) bilden können. Für uns wichtig sind primär das s-Orbital, welches die Struktur einer Kugel hat, und das p-Orbital, welches die Struktur von 3 sich überlagernden Hanteln hat.

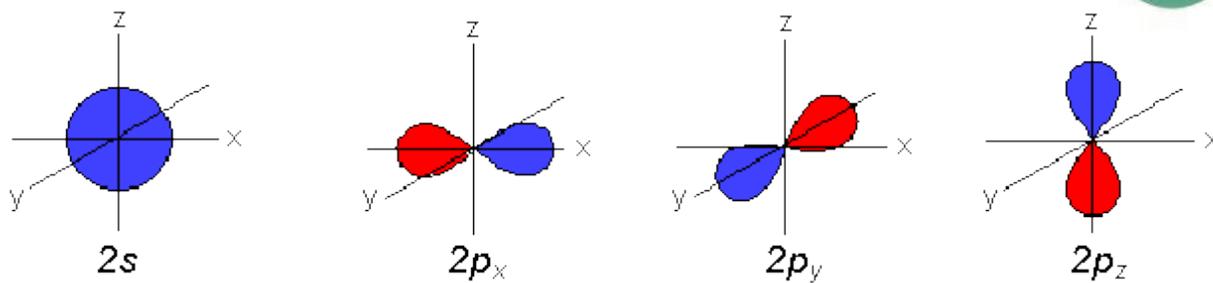


Abbildung 3 Schematische Darstellung der s und p Orbitale³

4.4.1 Bedeutung der Schalen und Orbitale im Periodensystem

Die Orbitale in den Schalen werden wie folgt aufgefüllt: (S-Schale 2 Elektronen, P-Schale 6)

1. Periode: 1s
2. Periode: 2s 2p
3. Periode: 3s 3p
4. Periode: 4s 3d 4p
5. Periode: 5s 4d 5p
6. Periode: 6s 4f 5d 6p
7. Periode: 7s 5f 6d ...

Im Periodensystem wird bei den Alkali- und Erdalkalimetallen das erste s- Orbital aufgefüllt, weswegen diese beiden auch als s-Block bezeichnet werden. Die Nebengruppenelemente existieren erst ab der 4. Periode, weil in diesen das d-Orbital mit Elektronen besetzt wird. Von der Bor-Gruppe bis zu den Edelgasen wird anschließend das p-Orbital befüllt.

4.4.2 Angabe der Elektronenkonfiguration

Ein Element kann auch durch seine Elektronenkonfiguration angeschrieben werden. Am Beispiel Sauerstoff: $1s^2 2s^2 2p^4$, manchmal wird mit Hilfe der vorhergehenden Edelgaskonfiguration auch abgekürzt. $[\text{He}] 2s^2 2p^4$ (wieder Sauerstoff)

Um zu erfahren, um welches Element es sich handelt, wenn nur die Elektronenkonfiguration gegeben ist, empfiehlt es sich, einfach die Elektronen (die Hochzahlen der Buchstaben) zusammen zu zählen. Da bei einem ungeladenen Atom die Elektronenzahl der Ordnungszahl (Protonenzahl) entspricht, vereinfacht dies die Suche.

4.4.3 Quantenzahlen, die Wohnadresse eines Elektrons

Quantenzahl	Zeichen	Wertebereich	Bezeichnung	Beispiel
Hauptquantenzahl	n	1, 2, 3, ...	K, L, M, ...	3
Nebenquantenzahl	l	0, ..., $n-1$	s, p, d, f, ...	0, 1, 2
magnetische Drehimpulsquantenzahl	m_l	- l , ..., + l	s / $p_{x,y,z}$ / d_{yz,xz,xy,z^2,x^2-y^2} / ...	-2, -1, 0, 1, 2
magnetische Spinquantenzahl	m_s	-1/2, +1/2	↓, ↑	-1/2, +1/2

Abbildung 4 Übersicht über die Quantenzahlen⁴

Die Angabe von Quantenzahlen ist nichts anderes als eine Wohnadresse für Elektronen. Die **Hauptquantenzahl** gibt die Schale/Energieniveau an, in welchem sich das Elektron befindet, vergleichbar mit dem Wohnort (Postleitzahl).

Die **Nebenquantenzahl** gibt das Orbital an ähnlich einem Straßennamen. Die **Magnetquantenzahl** gibt das Unterorbital an (Bsp.: p-Orbitale hat drei Unterorbitale), vergleichbar mit der Hausnummer.

Abschließend, in jedem Unterorbital sind 2 Elektronen zu finden, vergleichbar damit, dass in einem Haus 2 Menschen wohnen - die **Spinquantenzahl** gibt an wer von den beiden es nun ist.

In diesem Zusammenhang soll einmal das Pauli-Prinzip erwähnt werden. Dieses besagt nämlich, dass keine zwei Elektronen eines Atoms in allen 4 Quantenzahlen jemals übereinstimmen.

4.5 Isotope

Isotope sind Atome eines Elements mit unterschiedlicher Neutronenanzahl. Das Atom eines Elements, welches am häufigsten vorkommt wird als Standard betrachtet und alle anderen Atome dieses Elements als Isotopen. Die chemischen Eigenschaften sind gleich, jedoch unterscheiden sie sich in ihren physikalischen.

Im PSE findet man die gemittelte Isotopenzahl unter dem Atomgewicht. Dieses wird bei Mischelementen mithilfe der natürlichen Häufigkeit der Isotope als gewichtetes arithmetisches Mittel der Atommassen berechnet.

Generell unterscheidet man zwischen Reinelementen, die keine Isotope besitzen, und Mischelementen, sogenannten Isotopengemischen.

Isotope haben normalerweise keine eigenen Namen, die Ausnahme stellen die 2 Wasserstoffisotope dar, Deuterium (Wasserstoff mit einem Neutron) und Tritium (Wasserstoff mit zwei Neutronen).

Das Monoxid dieser beiden Isotope wird auch eigens als D_2O , schweres Wasser und als T_2O , überschweres Wasser bezeichnet.

5 Gasgesetze

5.1 Ideale Gase, Gasgleichung

Um Problemstellungen im Zusammenhang mit Gasen berechnen zu können, betrachtet man meistens die Vereinfachung, man geht davon aus, dass die Gasmoleküle untereinander keine Wechselwirkung zeigen. Zur Berechnung wendet man folgende Formel an:

$$p * V = n * R * T$$

p Druck in Pascal [Pa]
V..... Volumen in Kubikmeter [m³]
n..... Stoffmenge in Mol [Mol]
R.... Gaskonstante 8,3145 [J/(mol*K)]
T.... Temperatur in Kelvin [K]

5.1.1 Volumen eines Gases bei Raumtemperatur

Wenn man in die Gleichung alle Werte einsetzt welche sich auf 0°C beziehen ergibt sich für 1 Mol Gas ein Volumen von **22,4 Liter (dm³)**.

5.2 Boyle-Mariotte

Dieses Gesetz gilt nur für **isotherme** Zustände (gleichbleibende Temperatur) mit gleichbleibender Stoffmenge.

$$p * V = const.$$

Dies stellt eine indirekte Proportion dar. Wenn der Druck steigt, sinkt das Volumen und umgekehrt.

Man kann es sich bei einem Feuerzeug gut vorstellen, bei dem das Ventil geöffnet wird, das Gas strömt sehr schnell aus und dehnt sich dabei. (Druck fällt schnell, Volumen steigt schnell an)

5.3 Gay-Lussac

Das Gay-Lussac'sche Gesetz gilt nur für **isobare** Zustände (gleichbleibender Druck) mit konstanter Stoffmenge.

$$p * V = n * R * T$$

$$\frac{V}{T} = \frac{n * R}{p} = \text{const.}$$

Dies stellt einen direkt proportionalen Zustand dar. Wenn das Volumen steigt, muss auch die Temperatur steigen und umgekehrt. Dies kann man sich gut bei einem Heißluftballon vorstellen. Wenn die Temperatur steigt, steigt das Volumen. (Dadurch sinkt die Dichte der Luft im Ballon und dies verursacht den Auftrieb).

5.4 Amontons, auch 2. Gesetz von Gay-Lussac

Das Gesetz von Amontons bezieht sich auf **isochore** (das Volumen bleibt konstant) Gase mit gleichbleibender Stoffmenge.

$$\frac{p}{T} = \text{const.}$$

In einem abgeschlossenen isovolumetrischen System ändert sich proportional zur Temperatur auch der Druck.

Ein Beispiel für dieses Gesetz wäre eine Sprühdose. Ist der Druck, der durch die Temperaturerhöhung gestiegen ist, zu hoch, kann diese zerbersten!

5.5 Absolute Temperatur

Unter der Absoluten Temperatur versteht man eine Temperaturskala, die sich auf den absoluten Nullpunkt bezieht, bei dem ein absoluter Atombewegungsstillstand vorherrscht. Die Maßeinheit ist Kelvin (K)

Für all diese Berechnungen darf nur die Temperatur in Kelvin verwendet werden. 0°C sind 273,15 K.

6 Phasen

Eine Phase ist ein räumlicher Bereich, in welchem eine Materie (Dichte, Brechungsindex, Chemische Zusammensetzung etc.) homogen ist. Einzelne Moleküle verschiedenen Ursprungs lassen sich nicht mehr voneinander unterscheiden, wie zum Beispiel, wenn man Wasser mit Alkohol mischt.

Der Kolben rechts im Bild besitzt 4 Phasen. Die Glasphase, die Luftphase, die Wasserphase und die Ölphase. (Den Kunststoff hab ich nicht mitgezählt)

Befinden sich mehrere Phasen in einem Gemisch, so wird dieses als heterogen bezeichnet. Abhängig von den Aggregatzuständen lassen sich diese Gemische einteilen in:

- Emulsion: flüssig/flüssig
- Suspension: fest/flüssig
- Aerosol: fest/gasförmig, sowie flüssig/gasförmig
- Gemenge: fest/fest



6.1 Phasenübergänge

Jetzt ist natürlich interessant, was dieses Begriffe-werfen überhaupt bringt. Es ist so, dass eine Chemische Reaktion immer nur an der Grenzfläche zwischen 2 Phasen ablaufen kann. Dementsprechend ist es wichtig die Grenzflächen zu maximieren, wenn man eine schnelle Reaktion haben möchte und zu minimieren, wenn eine Reaktion verhindert werden soll.

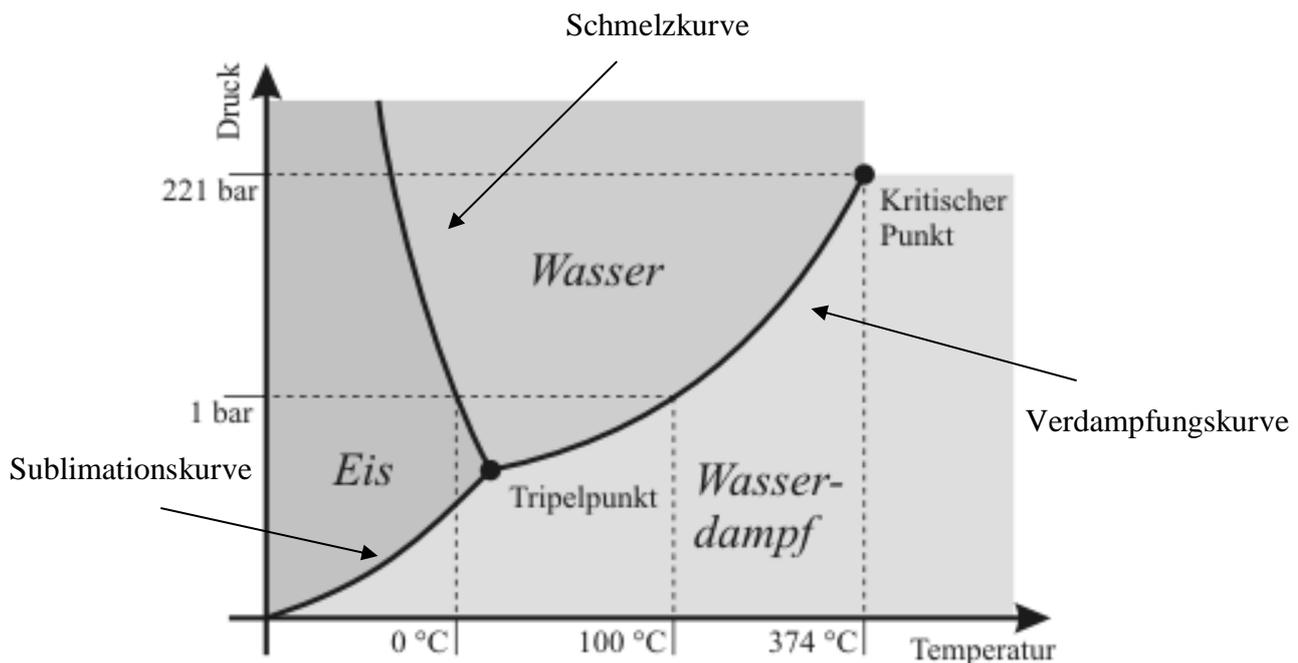
Ein Beispiel ist das Lagern von Natrium oder Kalium unter einer Paraffinschutzflüssigkeit. Die Paraffinphase verhindert das in Kontakt treten von Kalium oder Natrium mit der Luftphase und minimiert dadurch deren Grenzfläche. Ein umgekehrtes Beispiel ist das Abscheiden von Kupfer an einer Elektrode. Hierbei haben sich große Plattenelektroden etabliert, damit viel Reaktionsfläche vorhanden ist und störende Parameter minimiert werden können.

Allgemein gibt es folgende mögliche Phasenübergänge:

Fest → Flüssig	Schmelzen
Flüssig → Fest	Erstarren
Fest → gasförmig	Sublimieren

Gasförmig → Fest	Desublimieren, verfestigen
Flüssig → gasförmig	Verdampfen
Gasförmig → flüssig	Kondensieren

6.2 Phasendiagramm von Wasser



Das oben gezeigte Phasendiagramm veranschaulicht die Anomalie des Wassers. Von diesem Diagramm ist abzulesen, in welcher Phase sich dieses bei einer bestimmten Temperatur/Druck Kombination befindet. Im sogenannten Tripelpunkt befinden sich alle drei Phasen im Gleichgewicht! Er liegt für Wasser bei einem Druck von 6 mbar und einer Temperatur von 273,16K.

In den sonst noch vorhandenen Kurven sind jeweils zwei Phasen präsent.

- Sublimationsdruckkurve: Übergang zwischen fest und gasförmig
- Verdampfungsdruckkurve: Grenzlinie zwischen flüssig und dampfförmig
- Schmelzdruckkurve: Übergangslinie zwischen fest und flüssig

Wird der kritische Punkt, der durch seine kritische Temperatur und Druck definiert ist, überschritten, so kann ein Gas nicht mehr verflüssigt werden.

7 Chemische Bindung

7.1 Allgemeines

7.1.1 Oktettregel

Eine klassische Regel der Chemie, jedes Atom will 8 Außenelektronen (auch Valenzelektronen genannt). (Ausnahme: Helium) Die Frage ist, wie sie zu dieser Konfiguration kommen, entweder Elektronen aufnehmen und die Schale voll füllen oder Elektronen abgeben und damit eine Schale aufgeben, wodurch die darunter liegende Schale frei wird, welche bereits voll ist.

7.1.2 Ionisierungsenergie und Elektronegativität

Es gibt mehrere Parameter, welche entscheiden, ob eher Elektronen aufgenommen oder abgegeben werden, zwei davon sind die Ionisierungsenergie und die Elektronegativität. Die **Ionisierungsenergie** gibt an wie viel Energie benötigt wird, um ein Außenelektron aus einem Atom zu entfernen. Je schwächer diese ist, umso eher neigt ein Atom dazu, Elektronen abzugeben, sie nimmt von **links nach rechts** und von **unten nach oben** im Periodensystem zu. Daher hat ein Atom mit einer kleinen Schalenmenge (oben im PS) eine viel höhere Ionisierungsenergie als ein Atom mit vielen Schalen (unten im PS). Außerdem hat ein Atom mit wenigen Außenelektronen (links im PS) eine niedrigere Ionisierungsenergie als eines mit vielen Außenelektronen (rechts im PS)

Die Elektronegativität ist ein relatives Maß für die Fähigkeit eines Atoms in einer chemischen Bindung Elektronen an sich zu ziehen. Die Elektronegativität ist einfach laut der Pauling-Skala beim Fluor auf 4 definiert worden. Die Elektronegativität nimmt von **rechts nach links** und von **oben nach unten ab**.

7.2 Ionenbindung (Salze)

Generell bezeichnet man die Bindung zwischen einem Metall und einem Nichtmetall als Ionenbindung. Mittlerweile hat es sich durchgesetzt, dass eine Ionenbindung definitionsgemäß dann existiert, wenn die Elektronegativität beider Bindungspartner sich mindestens um den Wert 1,7 unterscheidet.

Bei der Ionenbindung werden ein oder mehrere Elektronen von einem Atom auf das andere übertragen. Dadurch wird das eine Atom positiv geladen und damit zum Kation und das andere Atom negativ geladen und damit zum Anion, wodurch sich ein Ionengitter bildet.

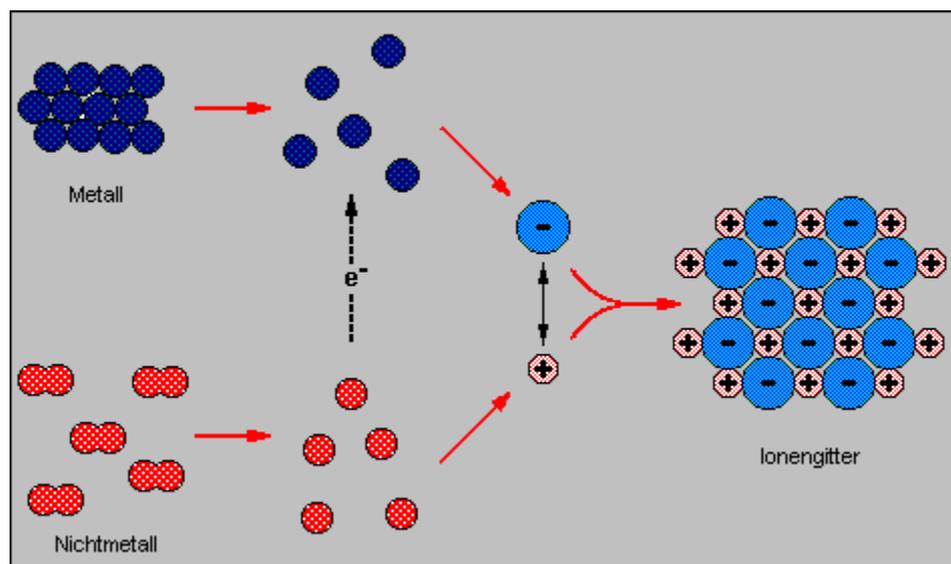


Abbildung 5 Bildung einer Ionenbindung.⁵ Die Elektronen gehen natürlich vom Metall zum Nichtmetall und nicht so wie in der Grafik angegeben umgekehrt, dies ist das Produkt von Vertrauensvollem kopieren aus dem Internet, ansonsten ist die Grafik super!

7.2.1 Eigenschaften

- Elektrischer Isolator
 - Um elektrisch leitfähig sein zu können, müssen sich Elektronen gut bewegen können, dies können sie im Gitter nicht bzw. nur sehr schlecht.
- Hohe Schmelz- und Siedepunkte
 - Durch die starke Bindung aneinander ist ein Ändern des Aggregatzustandes nur mit sehr hohem Energieaufwand möglich.
- Spröder, aber hart
 - Wenn eine gleichmäßige Kraft von oben wirkt so halten Salze viel aus, sollte jedoch eine Verschiebung im Gitter eintreten, so brechen sie sofort da plus zu plus und minus zu minus verschoben wird und dann eine Abstoßung erfolgt.
- Gut löslich in polaren Lösungsmitteln (z.B. Wasser)

- In polaren Lösungsmitteln lösen Salze sich generell gut, die Ionen werden vom polaren Lösungsmittel umhüllt und „auseinander getragen“.

7.2.2 Nomenklatur und Summenformel der Salze

Zuerst betrachten wir eine Tabelle an Kationen und Anionen, bei welchen wir den Namen, die Ladung und auch die Formel wissen sollten.

Formel/Symbol	Name	Beispiel
Kationen		
Li^+	Lithium	Lithiumchlorid
Be^{2+}	Beryllium	Berylliumcarbonat
Na^+	Natrium	Natriumfluorid
Mg^{2+}	Magnesium	Magnesiumoxid
K^+	Kalium	Kaliumnitrat
Ca^{2+}	Calcium	Calciumsulfat
Ba^{2+}	Barium	Bariumchlorid
NH_4^+	Ammonium	Ammoniumchlorid
Cu^{+2+}	Kupfer(I) und Kupfer(II)	Kupfer(I)chlorid
$\text{Fe}^{2+/3+}$	Eisen(II) und Eisen(III)	Eisen(III)fluorid
Anionen		
Cl^-	Chlorid	Natriumchlorid
F^-	Fluorid	Ammoniumfluorid
Br^-	Bromid	Calciumbromid
I^-	Iodid	Bariumiodid
S^{2-}	Sulfid	Ammoniumsulfid
O^{2-}	Oxid	Lithiumoxid
NO_3^-	Nitrat	Natriumnitrat

SO_4^{2-}	Sulfat	Kaliumsulfat
CO_3^{2-}	Carbonat	Magnesiumcarbonat
PO_4^{3-}	Phosphat	Ammoniumphosphat

Man kann das Prinzip der Benennung anhand der Übungsbeispiele schon sehen: zuerst wird das Kation genannt und anschließend das Anion.



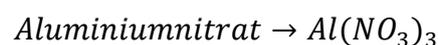
Um die Formel hinzubekommen müssen sich die Ladungen ausgleichen, daher benötigt Barium 2 Chloride! Moleküle, die als gesamtes geladen sind, werden in Klammern gesetzt und deren Anzahl wird tief geschrieben:



Das Ammoniumion ist einfach positiv und das Sulfation zweifach negativ, also müssen zwei Ammoniumionen auf ein Sulfat kommen damit dies ausgeglichen ist.

Da die tief gestellten Zahlen immer wieder Verwirrung auslösen, werden sie hier noch einmal besprochen: die erste 4 gibt an, dass in einem Ammoniummolekül 4 Wasserstoffe da sind, die 2 gibt an, dass in einem Molekül Ammoniumsulfat 2x das Ammoniumion ($=\text{NH}_4$) enthalten ist. Die letzte 4 gibt an, dass im Sulfat ($=\text{SO}_4$) der Sauerstoff 4x vorhanden ist!

Sehen wir uns ein weiteres Beispiel an:



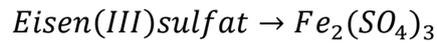
Wenn man alles verstanden hat, so ist es klar, dass in einem Salzmolekül Aluminiumnitrat insgesamt 9 Sauerstoffatome vorhanden sind.

7.2.2.1 Römische Zahlen im Namen, was nun?

Es ist eine altbekannte und gern getätigte Prüfungsfrage, egal wo. Wie lautet die Formel von Eisen(III)sulfat? (gesprochen: Eisendreisulfat)

Es ist bei manchen Kationen und Anionen so, dass sie nicht immer gleich geladen sind, sondern die Ladung von gewissen Umständen abhängt (Temperatur, Wasser vorhanden, Sauerstoff vorhanden etc.). Um diesen Umstand bei der Formel zu beheben wird dann die Ladung im Namen der Verbindung bekannt gegeben.





Zum Glück muss man sich nur merken, dass dies nur bei Kupfer und bei Eisen auftritt. Bei den anderen Ionen, welche in der Tabelle sind, nicht.

7.3 Atombindung

Die häufigste Bindung in der Biochemie ist die Atombindung, sie findet zwischen 2 Nichtmetallen statt und entsteht durch Überlappung von 2 oder mehr Orbitalen. Dadurch „teilen“ sich 2 Atome die Elektronen und die Oktett-Regel erfüllt sich somit.

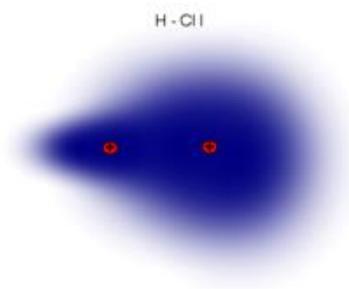


Abbildung 6 Überlagerte Aufenthaltswahrscheinlichkeiten/Orbitale beim HCl Molekül⁶

7.3.1 Geometrie der Atombindung

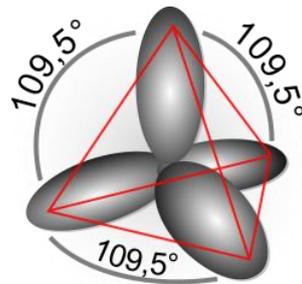


Abbildung 7 sp^3 -Hybridorbital⁷

Hier dargestellt ist ein sp^3 -Hybridorbital (wird später ausführlich besprochen), welches beispielsweise vom Kohlenstoff ausgebildet wird. Es bietet 4 Andockstellen, welche benutzt werden können, um Bindungen mit anderen Atomen einzugehen oder um 2 Außenelektronen unter zu bringen. Die Struktur generell heißt Tetraeder.

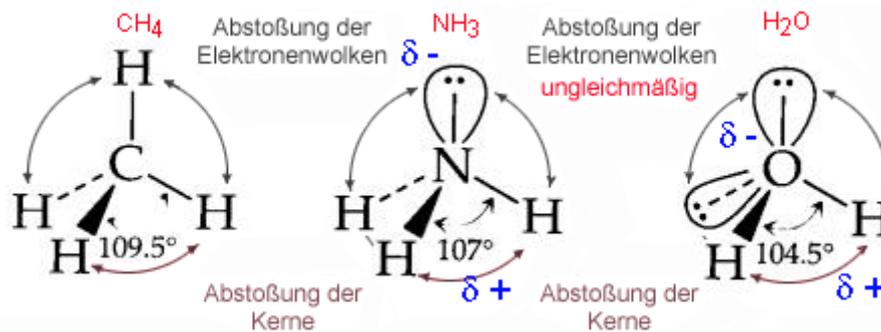


Abbildung 8 Methan, Ammoniak und Wasser im Vergleich

Die Abnahme des Bindungswinkels von $109,5^\circ$ zu $104,5^\circ$ ist durch Zunahme der Valenzelektronenpaare zu erklären, diese wollen einen größtmöglichen Abstand zueinander haben und drücken die anderen Bindungen zusammen.

7.3.2 Polare/ Unpolare Stoffe und die Löslichkeit

Wie bei der Ionenbindung schon erwähnt, gibt die Elektronegativität die Affinität eines Atoms an, in einer Bindung ein Elektronenpaar an sich zu ziehen. Durch diesen Zug entsteht eine leichte Polarisation, ein Dipol bildet sich aus. (In Abbildung 6 ist es ersichtlich, dass um das Wasserstoffatom keine Kugel mehr ist, sondern eher eine starke Ellipse, dafür ist die Elektronegativität des Chlors verantwortlich zu machen).

7.3.2.1 Dipol-Dipol-Wechselwirkungen



Abbildung 9 Dipol-Dipol Wechselwirkung von Chlorwasserstoff

Durch die unterschiedlichen Ladungen im Molekül kommt es dazu, dass sich die Nachbarmoleküle wie Magneten aufeinander ausrichten. Dies verursacht eine Anziehung, welche Auswirkungen auf die physikalischen Eigenschaften eines Stoffes hat (Siedepunkt etc.).

7.3.2.1.1 Dipol oder Nicht-Dipol?

Moleküle mit einem asymmetrischen Aufbau und einer Differenz der Elektronegativitäten größer als 0,5 haben einen Dipolcharakter. Die Wichtigkeit der Symmetrie und dem oben erwähnten Tetraeder ist beim Vergleich von Wasser und Kohlenstoffdioxid zu erkennen.



Abbildung 10 Vergleich von Wasser und Kohlenstoffdioxid

Dadurch, dass Wasser ein Molekül ist, dem ein Tetraeder zugrunde liegt, heben sich die Ladungen nicht gegenseitig auf. Beim Kohlenstoffdioxidmolekül ist dies der Fall.

7.3.2.1.2 Wasserstoffbrückenbindungen

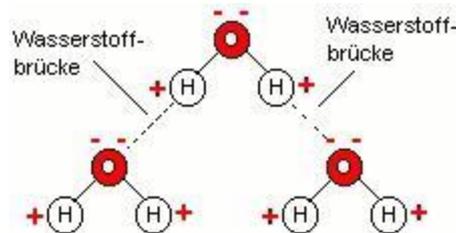


Abbildung 11 Wasserstoffbrückenbindung

Bei der Wasserstoffbrückenbindung handelt es sich um eine besonders starke Form der Dipol-Dipol-Bindung. Salze werden im Wasser hydratisiert, also von einer Schicht aus Wassermolekülen überzogen, dadurch wird die Ionenbindung aufgelöst.

7.3.2.2 London-Kräfte/Van-der-Waals-Kräfte

Van-der-Waals-Wechselwirkungen entstehen, wenn 2 langkettige unpolare Moleküle aneinander reiben. Durch kurze Polarisation ziehen sich die Moleküle kurz an. Je länger und unverzweigter ein Molekül ist, umso mehr greift diese Wechselwirkung.

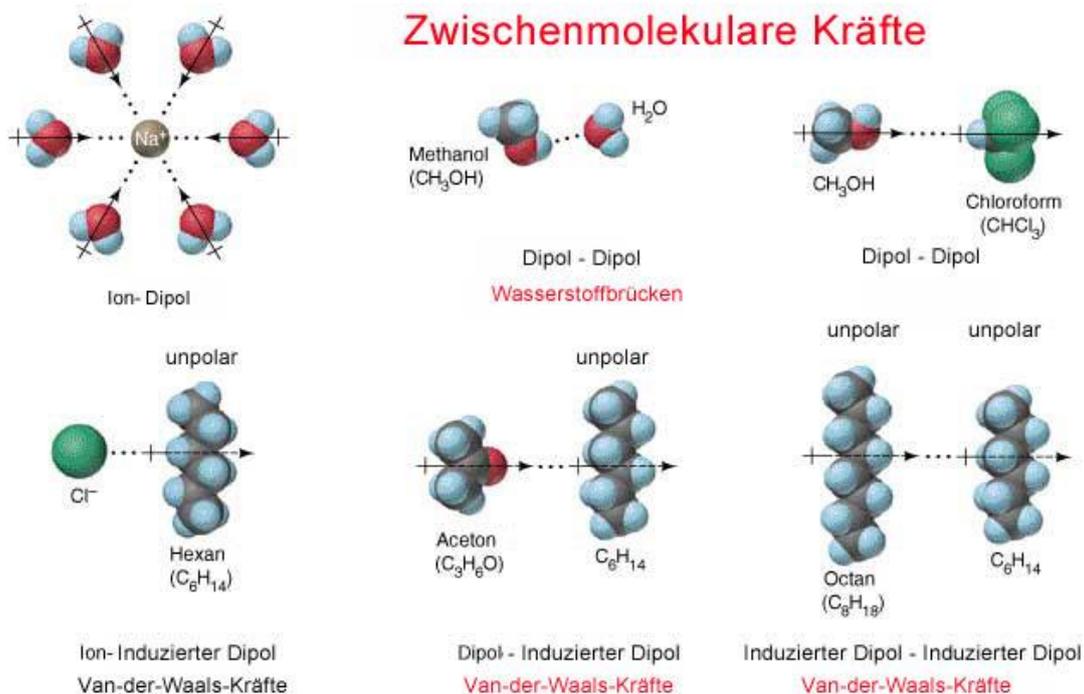


Abbildung 12 Übersicht aller zwischenmolekularen Anziehungskräfte⁸

7.3.3 Nomenklatur

Das weniger elektronegative Element wird zuerst genannt, anschließend das elektronegativere. Zusätzlich werden griechische Präfixe angewandt um die Anzahl des jeweiligen Atoms anzugeben. Zusätzlich zum chemischen Namen gibt es auch oft noch Trivialnamen, welche gebräuchlich sind.

H₂O – Dihydrogenmonoxid – Wasser

CO₂ – Kohlenstoffdioxid – Kohlendioxid

N₂O – Distickstoffmonoxid – Lachgas

7.4 Metallbindung

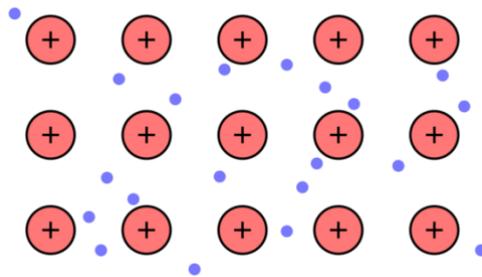


Abbildung 13 Schematische Darstellung der Metallbindung⁹

Bei der Metallbindung einigen sich die Atome darauf, dass sie alle ihre äußerste Schale aufgeben und somit eine volle innere Schale besitzen. Die Elektronen schwirren anschließend zwischen den positiv geladenen **Atomrümpfen** und werden als **Elektronengas** bezeichnet.

Die Atomrümpfe bilden ähnlich wie bei den Salzen ein Gitter.

7.4.1 Eigenschaften

- Duktil (alias „schmiedbar“)
 - Entsteht durch Anziehung des Elektronengases und der Atomrümpfe, besonders gut ist diese Eigenschaft bei hochreinen Metallen zu beobachten, sie sind gut dehnfähig und eher weich.
- Wärmeleitfähig
 - Wärme ist nichts anderes als eine Schwingung der Atome, bei Metallen können die Atomrümpfe fast ungestört schwingen, sie leiten daher die Wärme gut (Je höher die Schwingung und damit die Wärme, umso mehr werden die Elektronen beim Fließen gestört und somit sinkt die Leitfähigkeit).
- Elektrisch leitfähig
 - Die Elektronen können sich sehr frei bewegen, was bei Metallen zu einer sehr hohen Leitfähigkeit führt. Je niedriger die Temperatur, umso besser die Leitfähigkeit.
- Metallischer Glanz
 - Dies stellt eine charakteristische Eigenschaft von Metallen dar, verursacht wird dies durch die „Glattheit“ der Oberfläche eines Metalls.

7.4.2 Legierungen

Legierungen sind Mischungen von mehreren Metallen wie z.B. Zinn und Kupfer -> Bronze.

Auch zugesetzt werden können Nichtmetalle wie zum Beispiel etwa Kohlenstoff dem Eisen, dies verändert sehr stark die Eigenschaften (Stahl/Gusseisen).

8 Chemische Reaktionen

8.1 Chemische Symbole

Elementsymbole werden als Kurzschreibweise für einzelne Atome eines chemischen Elements verwendet und bestehen aus einem oder zwei Buchstaben. Diese Elementsymbole sind international und werden auch in den Ländern verwendet, die andere als die lateinischen Buchstaben verwenden.

Hg – Quecksilber – Hydrargyrum (flüssiges Silber)

8.2 Formelschreibweise

Eine chemische Formel gibt Informationen über chemische Strukturen. Diese ist, je nachdem welche gewählt wird, unterschiedlich.

8.2.1 Summenformel

Die Summenformel gibt die Summe der einzelnen Atome in einem Molekül wieder, gibt jedoch keine Auskunft über ihre Bindungen. So ist Dimethylether in der Summenformel nicht von Ethanol zu unterscheiden.

C₂H₆O – Summenformel von Ethanol oder Dimethylether

8.2.2 Strukturformel

Es gibt mehrere Unterformen der Strukturformel. Die wichtigste ist die Valenzstrichformel, sie gibt alle Bindungen und freie Valenzelektronenpaare an.

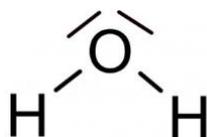


Abbildung 14 Valenzstrichformel für Wasser

8.2.2.1 Skelettformel

Die Skelettformel gibt anstelle von C-Atomen nur noch Kanten an. Dies sieht man am Schönsten an einem Beispiel.

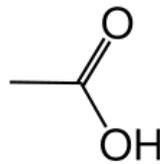


Abbildung 15 Skelettformel von Essigsäure

8.2.2.2 Konformationsformel

Hierbei werden die Bindungswinkel und die räumliche Ausrichtung mit berücksichtigt.

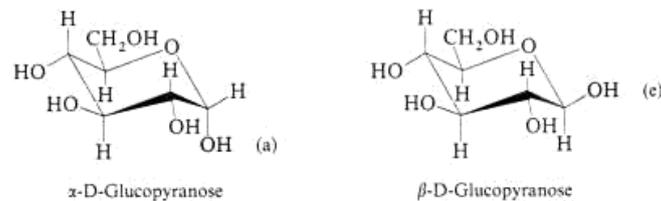


Abbildung 16 Konformationsformeln¹⁰

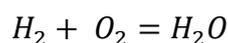
8.3 Chemische Reaktionsgleichungen ausgleichen können

Um chemische Reaktionsgleichungen gut ausgleichen zu können, benötigen wir Basiskenntnisse über das Periodensystem, den mathematischen Begriff „kleinstes gemeinsames Vielfaches“, einen Zettel und einen Stift.

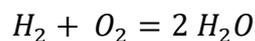
Beginnen wir mit einem einfachen Beispiel:

Wasserstoff verbrennt mit Sauerstoff zu Wasser.

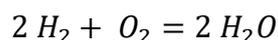
Wir wissen das Wasserstoff und Sauerstoff immer als H_2 und O_2 vorliegen. Von Wasser kennen wir auch die Summenformel.



Es ist leicht ersichtlich, dass sich auf der rechten Seite ein Sauerstoff weniger befindet als auf der linken, wir erhöhen daher die Anzahl der Wassermoleküle um gleich viel Sauerstoff wie auf der linken Seite zu haben.



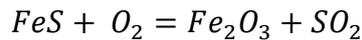
Nun haben wir auf der linken Seite zu wenig Wasserstoff.



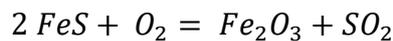
Fertig!

Die Übung am Wasser ist eher leicht, probieren wir etwas Schwierigeres.

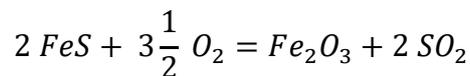
Eisen(II)sulfid verbrennt mit Sauerstoff zu Eisen(III)oxid und Schwefeldioxid.



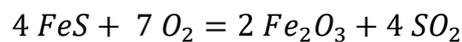
In solchen Situationen hilft es immer mit dem „außergewöhnlichsten“ Atom zu beginnen, dies ist das Eisen, weil es ein Metall ist. Ebenso hilft es, „halbe“ Moleküle zu verwenden und am Schluss auf eine ganze Zahl zu multiplizieren.



Eisen ist ausgeglichen, als nächstes den Sauerstoff und Schwefel.



Auf gar keinen Fall so stehen lassen, sondern auf eine ganze Zahl multiplizieren!!!



Am Ende sollte man noch zur Sicherheit auf beiden Seiten nachzählen, ob auf beiden Seiten gleich viele Atome jeder Sorte vorhanden sind.

8.4 Stöchiometrie

Bedeutet übersetzt so viel wie „chemisches Rechnen“, als Ausgangspunkt dient meistens die Reaktionsformel um zu errechnen wieviel an Edukten verwendet werden muss und welche Menge an Produkten geliefert wird.

Die anschließenden Einheiten sind teilweise absichtlich nicht in SI-Form gewählt, sondern in der Form in welcher sie in der „Laborchemie“ üblich sind.

8.4.1 Das Mol

Die wichtigste Einheit der Chemie. Sie entspricht einer Anzahl, nämlich der Avogadro-Konstante von $6,022 \times 10^{23}$. Es hat sich einfach eingebürgert, dass es besser klingt, wenn man sagt, „Karl hol mir bitte 2 mol Natriumchlorid aus dem Schrank“ als „Karl, hol mir bitte $12,044 \times 10^{23}$ Natriumchlorid Teilchen aus dem Schrank“.

Wichtig ist es zu verstehen, dass mol wirklich nur eine Teilchenanzahl ist. So sind in 1 mol Natriumcarbonat (Na_2CO_3), 2 mol Natrium, 1 mol Kohlenstoff und 3 mol Sauerstoff enthalten. Jedes Element hat eine molare Masse, welche in den meisten Periodensystemen auch angegeben ist. Bei Kohlenstoff ist es beispielsweise 12g/mol.

$$n = \frac{m}{M}$$

n... Stoffmenge in [mol]

m... Masse in [g]

M... molare Masse in [g/mol]

Wieviele Mol sind in 35g Kohlenstoff enthalten? ($35/12 = 2,92$ mol)

8.4.2 Wichtige Einheiten

8.4.2.1 Konzentrationen

Die erste Konzentration, welche es zu erlernen gilt, ist die **Stoffmengenkonzentration**, sie ist in der Chemie auch mit Abstand die wichtigste.

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

c.... Stoffmengenkonzentration [mol/L]
 n.... Stoffmenge [mol]
 V.... Volumen [L]

Anschließend die **Massenkonzentration**.

$$\beta = \frac{m}{V}$$

β Massenkonzentration in [g/L]
 m.... Masse in [g]
 V.... Volumen in [L]

Eher der Vollständigkeit halber sei hier auch noch die Formel der **Molalität** erwähnt. Sie beschreibt Mol Stoff pro kg Lösungsmittel. Der Vorteil gegenüber der Stoffmengenkonzentration liegt in ihrer Temperaturunabhängigkeit, da ja die Stoffmengenkonzentration vom Volumen abhängig ist welche ihrerseits wieder von der Temperatur abhängt.

$$b = \frac{n}{m}$$

b... Molalität [mol/kg]
 n... Stoffmenge des gelösten Stoffes [mol]
 m... Stoffmenge des Lösungsmittels [kg]

Nun gibt es noch 2 prozentuale Angaben, einmal den Volumenanteil und den Massenanteil. Der Volumenanteil stellt x[ml] auf 100[ml] (Gesamtvolumen) dar und ist vor allem bei der Alkoholkonzentration sehr gebräuchlich (Bier, Wein etc.). Der Massenanteil in x[g] auf 100[g] ist auch manchmal in Verwendung.

Wenn bei einer Prozentangabe der Volumenanteil gemeint ist, so findet sich meistens (v/v) und beim Massenanteil (w/w).

8.4.2.2 Dichte

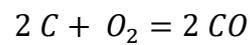
Die Dichte gibt die Masse eines Stoffes wieder, welche er in einem Volumen einnimmt.

$$\rho = \frac{m}{V}$$

ρDichte in [g/cm³]
 m.... Masse in [g]
 V.... Volumen in [cm³]

Übungsbeispiel:

Wieviele Gramm Sauerstoff werden benötigt um 4 mol Kohlenstoffmonoxid zu bilden? $M_{\text{O}} = 16\text{g/mol}$



Es werden somit 2 mol O_2 benötigt um 4 mol Kohlenmonoxid zu bilden.

$$m_{\text{O}_2} = 2 * 32 = \mathbf{64\text{g}}$$

Nun die Frage „Wieso 32 und nicht 16?“ Die molare Masse bezieht sich auf das Sauerstoffatom, nicht auf das Sauerstoffmolekül, dieses hat die doppelte molare Masse vom Sauerstoffatom.

9 Chemisches Gleichgewicht

Dies ist ein sehr wichtiges Kapitel für das Studium! (v.a. Massenwirkungsgesetz und Katalysator)
Wichtig ist es zu wissen, dass Hin- und Rückreaktion meist getrennt betrachtet werden.

$A \rightarrow B$ Hinreaktion

$A \leftarrow B$ Rückreaktion

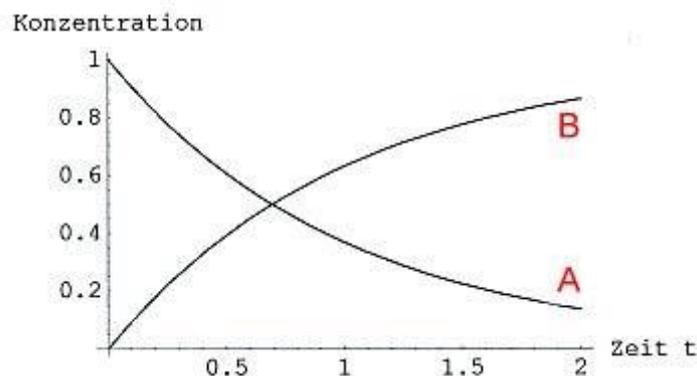


Abbildung 17 Konzentrationsänderung von Reaktanten A und B in Abhängigkeit der Zeit¹¹

Man versteht unter dem chemischen Gleichgewicht einen Zustand, bei dem die Geschwindigkeiten (Umsetzungen pro Sekunde) der Hin- und Rückreaktion gleich sind. Von außen scheint es, als wäre es zu einem Stillstand der Reaktionen gekommen, da diese aber weiterhin ablaufen, handelt es sich um ein dynamisches Gleichgewicht.

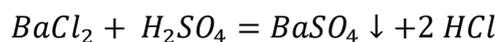
Achtung: bei Abbildung 17 verfällt man leicht dem Glauben, dass sich das Gleichgewicht beim Schnittpunkt von A und B eingestellt hat - dies kann sein, muss aber nicht. Das Gleichgewicht bezieht sich auf die Reaktionsgeschwindigkeit und nicht auf die Konzentration. Das Gleichgewicht könnte sich beispielsweise auch bei 40% A und 60% B Einstellen.

9.1 Prinzip von Le Chatelier

Wenn eine Störung des Gleichgewichts auftritt, so läuft diejenige Reaktion beschleunigt, ab welche dem Gleichgewicht entgegenwirkt. Dies kann sein durch:

1. Konzentrationsänderung der Ausgangs- und/oder Endprodukte

Beispiel Fällung:



Bariumsulfat fällt als Niederschlag aus (symbolisiert durch den Pfeil nach unten) und nimmt nicht mehr an der Reaktion teil, dadurch verschiebt sich das Gleichgewicht stark nach rechts.

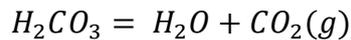
2. Zufuhr/Abfuhr von Wärme

Bei einer exothermen Reaktion (Energie wird frei) hilft es, Energie abzuführen um die Reaktion zu beschleunigen, bei einer endothermen Reaktion kann man Energie zuführen, um dies zu erwirken.

3. Änderung des Drucks/Volumens

Dies betrifft vor allem Reaktionen, bei denen Gase gebildet werden oder umgesetzt werden.

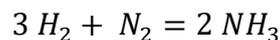
Beispiel Getränkeflasche:



Auf der linken Seite befindet sich kein Gas, auf der rechten Seite 1mol, wird nun der Druck erhöht so verschiebt sich das Gleichgewicht auf diejenige Seite auf welcher weniger Moleküle in Gasform vorhanden sind.

Beispielsweise bei der Abfüllung eines kohlenensäurehaltigen Getränkes. Wird die Flasche dann vom Kunden geöffnet, verschiebt sich das Gleichgewicht nach rechts und es beginnt in der Flasche zu perlen.

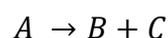
Ein weiterer berühmter Ablauf ist die Herstellung von Ammoniak:



Auf der linken Seite befinden sich 4 mol Gas, auf der rechten Seite 2mol. Das Gleichgewicht verschiebt sich bei Erhöhung des Drucks auf die Seite der Produkte.

9.2 Reaktionsgeschwindigkeit

Die Geschwindigkeit eines Körpers gibt an wie viele Meter er pro Sekunde zurücklegt. Bei einer Reaktion wird angegeben wie viele Teilchen sie pro Sekunde umsetzt.



Für die Hinreaktion gilt:

$$v = \frac{-\Delta c_A}{\Delta t} = \frac{\Delta c_B}{\Delta t} = \frac{\Delta c_C}{\Delta t}$$

v....Reaktionsgeschwindigkeit[mol/s]

Δt ...Zeitänderung zwischen den Messpunkten[s]

$\Delta c_{A,B,C}$... Konzentrationsänderung [mol]

So bleibt lediglich die Frage zu klären, warum vor der Konzentration von A ein negatives Vorzeichen steht. A ist bei dieser Reaktion der einzige Parameter (=Konzentration), der abnimmt und daher liefert Δc_A eine negative Zahl; um dies zu einer positiven Zahl zu machen wird ein Minus vor den Parameter gesetzt.

9.3 Aktivierungsenergie

Um reagieren zu können, müssen die Verknüpfungen der Atome untereinander bei den Edukten aufgebrochen werden. Damit dies passiert, muss Energie aufgewendet werden, die Aktivierungsenergie.

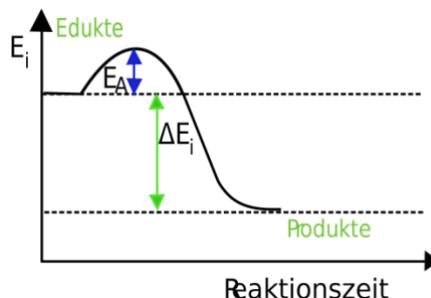
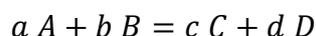


Abbildung 18 E_A die Aktivierungsenergie, E_i die frei Reaktionsenergie, bezieht sich auf eine Exotherme Reaktion¹²

Wichtig: Eine Änderung der Aktivierungsenergie bewirkt keine Änderung der Reaktionsenergie.

9.4 Massenwirkungsgesetz

Eines der wichtigsten Gesetze in der Chemie, Basis für viele weitere Formeln, viele leiten sich daraus ab. Das Massenwirkungsgesetz stellt nichts anderes als einen Vergleich der Konzentration der Produkte und der Edukte im chemischen Gleichgewicht dar.



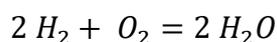
Massenwirkungsgesetz der angeführten Reaktion

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

K ist die sogenannte Massenwirkungskonstante. Sie ist temperatur- und druckabhängig. Das kleine c, welches vor jedem Reaktionsteilnehmer steht, ist stellvertretend für seine Konzentration (in mol!). Anschließend steht in der eckigen Klammer auf welchen Reaktionsteilnehmer sich die Konzentration c bezieht. In der Hochzahl findet sich der Reaktionskoeffizient wieder. Generell gilt: Produkte dividiert durch Edukte.

Beispiel: Stellen Sie das Massenwirkungsgesetz von der Knallgasreaktion auf und berechnen Sie die Massenwirkungskonstante K. ($c[H_2] = 0,01\text{mol/L}$; $c[O_2] = 0,04\text{mol/L}$; $c[H_2O] = 3,2\text{mol/L}$)

Aufstellen der Reaktionsgleichung:



Aufstellen des Massenwirkungsgesetzes und berechnen von K:

$$K = \frac{c[H_2O]^2}{c[H_2]^2 * c[O_2]} = \frac{3,2^2}{0,01^2 * 0,04} = 2,56 * 10^6$$

9.4.1 Aussagekraft von K

Die Massenwirkungskonstante ist eine dimensionslose Konstante, welche nur für eine spezifische Temperatur und Reaktion gilt. Sie gibt Aufschlüsse darüber auf welcher Seite das Gleichgewicht liegt.

- Ist $K = 1$, so liegt das Gleichgewicht in der **Mitte** und die Konzentration von Produkten und Edukten ist gleich groß
- liegt das Gleichgewicht auf der Seite der **Edukte**, so ist $K < 1$
- liegt es auf der Seite der **Produkte**, so ist $K > 1$.

In unserem Knallgasbeispiel lässt sich erkennen, dass hier das Gleichgewicht stark auf der Seite des Produkts (Wasser) liegt.

9.5 Katalysator

Ein Katalysator ist ein Stoff, welcher die Aktivierungsenergie senkt und die Reaktionsgeschwindigkeit erhöht. Ein Katalysator verändert **nicht** die Lage des chemischen Gleichgewichtes, wird während der Reaktion **nicht** verbraucht und ermöglicht auch **keine** Reaktionen, welche thermodynamisch nicht möglich sind. Ebenso erhöht er auch **nicht** die Energieausbeute der Reaktion selbst oder setzt sie herab. Letzteres kann subjektiv als Eindruck entstehen, weil ein Katalysator die Reaktionsgeschwindigkeit einer Reaktion, welche normalerweise mehrere Jahre dauern würde auf Millisekunden reduzieren kann.

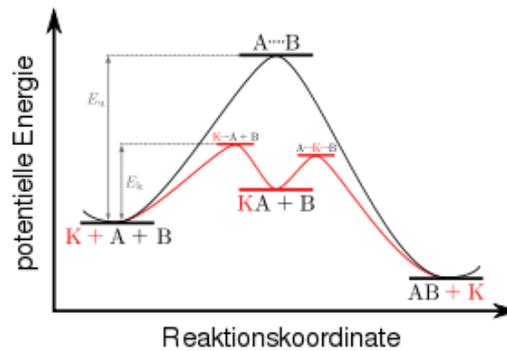


Abbildung 19 Katalyse einer Reaktion, es ist gut ersichtlich wie 2 Übergangszustände gebildet werden

Die schwarze Linie beschreibt eine Reaktion ohne Katalysator. Die rote Linie beschreibt eine Reaktion mit dem Katalysator K.

Die erste Zwischenreaktion führt zur Bindung eines Reaktanden mit dem Katalysator \rightarrow KA + B

Die zweite Zwischenreaktion führt zu einer Annäherung von B an KA, welche eine Bindung zwischen AB hervorruft und dadurch K abspaltet.

Beispiel Autokatalysator: Das Platin im Katalysator führt zu einer Schwächung der Bindung im Sauerstoffmolekül und im Kohlenmonoxidmolekül. Beide werden kurz „leicht“ an den Katalysator gebunden und reagieren so leichter miteinander und weniger Aktivierungsenergie muss aufgebracht werden.

10 Elemente und deren Verbindungen

Dieses Kapitel kann man als „Allgemeinwissen“ chemischer Verbindungen werten (Erklärung zu Oxidationszahlen siehe Kapitel *Redoxreaktionen*).

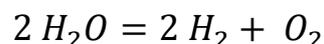
10.1 Wasserstoff

Wasserstoff ist das Element im Periodensystem mit der Ordnungszahl 1 und das häufigste Element im Universum (jedoch nicht der Erdkruste). Es ist praktisch überall enthalten und bietet neben dem Kohlenstoff die Grundlage des Lebens. Wasserstoff kommt in Oxidationszahlen von +1, 0 und -1 vor. Letzteres kommt hauptsächlich bei Metallhydriden vor, welche vor allem in der organisch-synthetischen Chemie eine große Bedeutung haben.

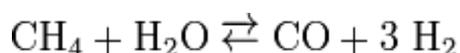
Das Wasserstoffkation, auch einfach nur als Proton bezeichnet, ist das Medium der Säuredefinition nach Brønsted (Siehe Säuren und Basen).

10.1.1 Möglichkeiten zur Herstellung

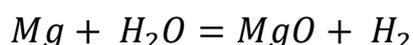
Elektrolytische Spaltung von Wasser:



Dampfreformierung:



Umsetzung von reaktionsfreudigen Metallen mit Wasser:



10.1.2 Physikalische Eigenschaften und Isotope

Wasserstoff hat eine kleinere Dichte als Luft und ist ein sehr kleines Molekül. Es kann daher durch eine Vielzahl von Materialien durchdiffundieren und ist sehr schwer dauerhaft zu lagern. Es hat seinen Schmelzpunkt bei einer Temperatur von $-259,2^\circ\text{C}$ und seinen Siedepunkt bei -252°C .

Vom Wasserstoff sind 2 Isotope bekannt, welche eine eigene Benennung haben. (Deuterium, Tritium)

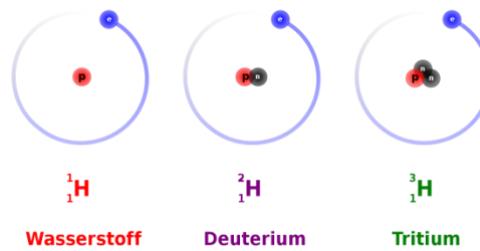


Abbildung 20 Wasserstoffisotope¹³

10.1.3 Wichtige chemische Eigenschaften und Verwendung

- Energieträger (Raketentreibstoff, Wasserstoffverbrennungsmotoren)
- Kohlehydrierung (Künstliche Herstellung von Diesel, Benzin etc.)
- Reduktionsmittel (Vor allem bei der Reinmetallgewinnung)
- Ammoniak-Synthese im Haber-Bosch-Verfahren
- Fetthärtung (Hydrierung von pflanzlichen Fetten um sie härter zu machen)
- Und viele mehr

10.2 Sauerstoff

Sauerstoff ist zu 21% in der Atemluft vorhanden und sehr wichtig für den Energiestoffwechsel höherer Lebewesen. Viele Prozesse in der Natur würden ohne Sauerstoff nicht ablaufen. Viele Verwendungen, Eigenschaften und Bedeutungen des Sauerstoffs liegen in seiner stark elektronenanziehenden Wirkung.

10.2.1 Physikalische Eigenschaften

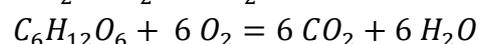
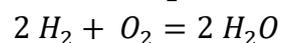
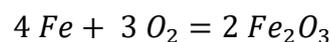
Farb-, geruch-, und geschmackloses Gas, kondensiert bei -183°C zu einer blauen Flüssigkeit. In Wasser eher wenig löslich.

10.2.2 Herstellung

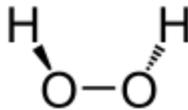
Sauerstoff wird durch Destillation von Luft mit dem Linde-Verfahren gewonnen. Als Nebenprodukt dieser Herstellung fallen Stickstoff und Edelgase an.

10.2.3 Wichtige Reaktionen

Die wichtigsten Reaktionen des Sauerstoffs sind die Oxidationen. Beispiele: die Bildung von Rost, Wasser und die Umsetzung von Zucker zu Kohlenstoffdioxid.

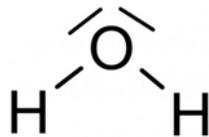


10.2.4 Wasserstoffperoxid



Wasserstoffperoxid ist eine der wenigen Verbindungen, wo Sauerstoff die Oxidationszahl -1 hat. Peroxid ist chemisch sehr reaktiv und für die Zelle sehr giftig. Die Reaktionsfreudigkeit nutzt die Zelle in Peroxisomen aus, in welchen reaktionsträge Materialien verdaut werden.

10.3 Wasser



Dihydrogenmonoxid, oder auch als Wasser bezeichnet, ist das Oxid des Wasserstoffs. Es ist eine der wichtigsten Verbindungen für das Leben so wie wir es kennen.

10.3.1 Wichtige Eigenschaften

Ausbildung von Wasserstoffbrückenbindungen, Gefrierpunkt 0°C, Siedepunkt 100°C, ist polar und kann Ionen normalerweise gut lösen. Außerdem hat Wasser bei 4°C seine höchste Dichte und damit sein kleinstes Volumen (Anomalie des Wassers)! Bei Temperaturen über 4°C dehnt sich das Volumen bei Temperaturerhöhung aus, bei einer Verringerung nimmt es wieder ab. Bei Temperaturen unter 4°C bis 0°C dehnt es sich wieder aus bis es gefriert und die Ausbreitung fortgesetzt wird.

Flüssiges Wasser hat eine Dichte von 1g/cm³.

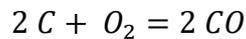
10.4 Kohlenstoff

Kohlenstoff ist die Grundlage des organischen Lebens, so wie wir es kennen. Grund für dieses Potential liegt in seiner Elektronenkonfiguration: Es ist das einzige Nicht-Metall, welches 4 Bindungen eingehen kann. Es ist in einer großen Vielfalt anzutreffen, sei es als Diamant, dessen Stabilität es unter sehr hohen Druck- und Temperaturverhältnissen erlangt hat, oder als vergleichsweise wertlosen Graphit und, und, und.

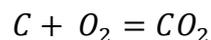
Zu den chemischen Eigenschaften der organischen Kohlenstoffverbindungen siehe Kapitel *Organische Chemie*.

10.4.1 Kohlenstoffdioxid und Kohlenstoffmonoxid

Wenn zu wenig Sauerstoff bei der Verbrennung von Kohlenstoff anwesend ist, dann entsteht giftiges Kohlenstoffmonoxid. Dieses hat eine höhere Affinität ans Hämoglobin als Sauerstoff, weswegen die Bindungsstellen blockiert werden.

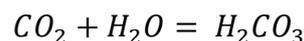


Kohlenstoffdioxid entsteht bei vollständiger Verbrennung von Kohlenstoff und ist ein reaktionsträges Gas. Gefährlich ist es nur insofern, da es sich gerne in Gärkellern und Jauchegruben ansammelt, wo es zu Erstickungsunfällen kommen kann.

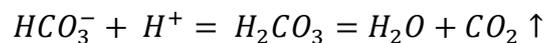


10.4.2 Kohlensäure

Kohlensäure ist eine sehr schwache Säure. Sie entsteht, wenn Kohlenstoffdioxid in Wasser geleitet wird.



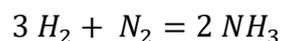
Kohlensäure ist für den menschlichen Körper von sehr hoher Bedeutung, da es ein Puffersystem mit Hydrogencarbonat bildet, welches bei einer Zugabe von Säure einfach abgeatmet werden kann. Näheres zum Thema Puffer siehe Kapitel *Säure und Basen*.



10.5 Stickstoff

Spielt in der Biochemie und in der anorganisch-synthetischen Chemie eine große Rolle, vor allem als Ammoniumverbindungen.

Stickstoff selbst ist sehr reaktionsträge und in der Atemluft zu 79% vorhanden. Eine große Rolle spielt Ammoniak, ein Molekül, welches durch das Haber-Bosch-Verfahren synthetisiert wird und eine Grundlage für die Synthese von Salpetersäure und anderen Stickstoffverbindungen darstellt.



Ammoniak ist für die Zelle sehr giftig und wird mithilfe des Harnstoffzyklus ausgeschieden.

10.6 Halogene

Halogene benötigen lediglich ein Elektron um die Oktettregel zu erfüllen und sind sehr reaktiv. In ihrer Reaktion mit Wasserstoff bilden sie die Halogenwasserstoffsäuren, welche sehr wichtig sind.

10.6.1 Fluor

Ein grünliches, ausgesprochen hochgiftiges und reaktives Gas. Fluor ist das elektronennegativste Element überhaupt und bewegt sogar höhere Edelgase zu Bindungen (Xenontetrafluorid etc.).

10.6.2 Chlor

Ein grünlichgelbes, giftiges Gas, welches bekanntermaßen zur Desinfektion von Trinkwasser herangezogen wird. Gewonnen wird es durch die Elektrolyse von wässrigen Natriumchlorid-Lösungen.

10.6.3 Brom

Eines von den einzigen 2 flüssigen Elementen im Periodensystem. Sehr giftig, braun, siedet bei 59°C.

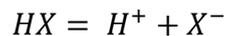
10.6.4 Iod

Grauschwarze metallische Blättchen, welche einen violetten Dunst absondern. Iod ist in Spuren für den menschlichen Körper essentiell, weswegen es in Form von Natriumiodid dem Speisesalz beigemischt wird um eine Kropfbildung der Schilddrüse zu vermeiden.

11 Säure-Base-Reaktionen

11.1 Brönsted Säuren- und Basenmodell

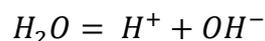
Laut dem Säure- und Basen-Modell von Brönsted sind Säuren Stoffe, welche Protonen/Wasserstoffkationen abgeben können, sogenannte Protonendonatoren. Basen sind Stoffe, welche Protonen aufnehmen können und somit Protonenakzeptoren sind.



HX ist eine Säure und X^- die korrespondierende Base, da sie ja nun dazu fähig ist, ein Proton aufzunehmen.

11.2 Autoprotolyse des Wassers

Bei der Autoprotolyse handelt es sich um eine Eigendissoziation, soll heißen Wasser reagiert (in einem geringen Rahmen) mit sich selbst und wird dabei in ein Proton und ein Hydroxid-Ion gespalten. Dies ist ohne Beigabe von Säure oder Base möglich, da Wasser ein Ampholyt ist. Die Besonderheit dieser Stoffgruppe ist, dass sie in wässrigem Milieu sowohl als Säure als auch als Base reagieren können.



Dieser Prozess liegt stark auf der Seite des Wassers ($K=1,8 \cdot 10^{-16}$)

11.3 pH-Wert

Merksatz: **Der pH-Wert ist der negative dekadische Logarithmus der Protonenkonzentration!**

$$pH = -\log(c(H^+))$$

Der pH-Wert gibt an, wie sauer oder basisch eine wässrige Lösung ist. Sie ist negativ dekadisch, was bedeutet, dass bei der Abnahme um den Faktor 1 eine Erhöhung der Protonenkonzentration um den Faktor 10 auftritt. (z.B. pH-Wert 3 enthält 1000x mehr Protonen als pH-Wert 6)

Warum ist pH 7 der neutrale pH-Wert?

Dies leitet sich aus dem Massenwirkungsgesetz ab.

$$K = \frac{c[H^+] * c[OH^-]}{c[H_2O]} = 1,8 * 10^{-16}$$

Die Konzentration in einem Liter Wasser kann berechnet werden, indem man davon ausgeht, dass in 1 Liter 1000 g Wasser enthalten sind, dividiert durch die molare Masse von Wasser (18g/mol) ergibt das 55,5 mol/L.

$$c[H^+] * c[OH^-] = 1,8 * 10^{-16} * 55,5 = 10^{-14}$$

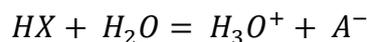
Nun wird nach den Rechengesetzen die ganze Formel negativ dekadisch logarithmiert.

$$pH + pOH = 14$$

(pOH-Wert ist der negative dekadische Logarithmus der Hydroxidionenkonzentration)
Da man in diesem Fall von reinem Wasser ausgeht, muss pH und pOH gleich groß sein, da keine Protonen von außen kommen können und 14 durch 2 ist 7. Aus diesem Grunde ist 7 der pH-Wert von neutralem Wasser.

11.4 Säurestärke/Säurekonstante

Die Säurestärke ist ein Begriff, welcher sich auf die Affinität einer Verbindung bezieht, ein Proton abzugeben. Dies wird über die Säurekonstante ausgedrückt, welche sich durch das Massenwirkungsgesetz herleiten lässt.



$$K = \frac{c[H_3O^+] * c[X^-]}{c[H_2O] * c[HX]}$$

Die Säurekonstante K_S ist die Gleichgewichtskonstante K multipliziert mit der Konzentration des Wassers und gibt daher Aufschluss darüber, wie sehr die Säure dissoziiert vorliegt. Ist K_S groß, so liegt das Gleichgewicht auf der rechten Seite, ist es unter 1, so liegt es auf der linken Seite der Reaktion.

$$K_S = \frac{c[H_3O^+] * c[X^-]}{c[HX]}$$

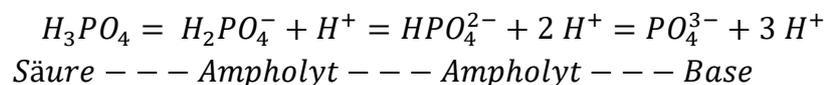
Da K_S -Werte stark variieren, ist es sinnvoller den pK_S -Wert anzugeben. Dieser ist der negative dekadische Logarithmus der Säurekonstante. Mineralsäuren und andere Vertreter

11.5 Mineralsäuren

Als Mineralsäuren bezeichnet man Salzsäure, Schwefelsäure, Salpetersäure und manchmal auch Phosphorsäure.

11.5.1 Ampholyte

Als Ampholyte bezeichnet man Stoffe, welche sowohl ein Proton aufnehmen, als auch abgeben können. Ein Klassiker ist das Wasser, weitere Ampholyte sind beispielsweise protonenhaltige Anionen von mehrprotonigen Säuren. (Hydrogencarbonat, Hydrogensulfat, Hydrogen- und Dihydrogenphosphat)



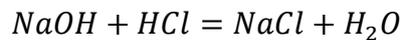
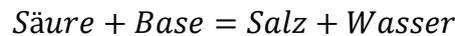
11.5.2 Auflistung wichtiger Säuren und Basen

Name	Formel	Stärke
Säuren		
Salzsäure	HCl	Stark
Schwefelsäure	H ₂ SO ₄	Stark
Salpetersäure	HNO ₃	Stark
Phosphorsäure	H ₃ PO ₄	Mittel
Kohlensäure	H ₂ CO ₃	Schwach
Wasser	H ₂ O	Sehr schwach
Basen		
Natriumhydroxid	NaOH	Stark
Kaliumhydroxid	KOH	Stark
Calciumhydroxid	Ca(OH) ₂	Mittel
Lithiumhydroxid	LiOH	Stark
Ammoniak	NH ₃	Schwach
Wasser	H ₂ O	Sehr schwach

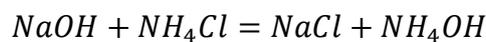
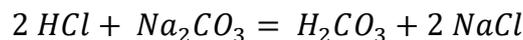
11.6 Salze und Puffer

Die Salzbenennung wird im Kapitel der Ionenbindung ausreichend behandelt.

11.6.1 Säure- und Basenreaktion



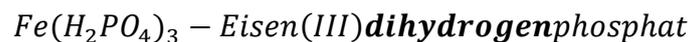
Wenn eine Säure oder Base auf ein Salz trifft, so kann die schwächere Base/Säure aus dem Salz verdrängt werden.



11.6.2 Unvollständig deprotonierte Anionen

Bei mehrprotonigen Säuren kommt es vor, dass nicht alle Protonen gleichzeitig abgegeben werden. Dadurch ist es auch möglich, dass Salze gebildet werden, welche noch Protonen enthalten. Ein Beispiel hierfür ist das Natriumhydrogensulfat, welches zum Einstellen des pH-Wert in Pools verwendet wird.

Im Namen des Salzes ist –hydrogen- inkludiert, eventuell auch mit einer Vorsilbe, wenn mehrere Protonen vorhanden sind.



11.6.3 Puffersysteme

Ein Puffersystem ist eine Mischung aus einer schwachen Säure oder Base und ihrem Salz. Diese Mischungen sind dazu fähig, dass der pH-Wert annähernd konstant bleibt, wenn ihnen Säure oder Base hinzugefügt wird.

Eine schwache Säure hat die Eigenschaft, dass sie nicht vollständig dissoziiert vorliegt, daher das Wasserstoffproton nicht hergeben will und sich somit nur schwach auf den pH-Wert auswirkt.

Als Beispiel der Natriumacetat/Essigsäurepuffer: hergestellt durch Vermengen von Essigsäure und Natriumacetat im gleichen Verhältnis.

1. Zugabe von Säure

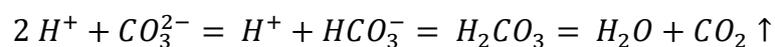
$HAc + NaAc + HCl = 2 HAc + NaCl$ Salzsäure wird zu Natriumchlorid und Essigsäure freigesetzt, Essigsäure allerdings weit schwächer als Salzsäure, pH-Wert verändert sich kaum.

2. Zugabe von Base

$HAc + NaAc + NaOH = 2 NaAc + H_2O$ Natriumhydroxid wird zu Natriumacetat neutralisiert und somit wird wieder der pH-Wert kaum verändert.

11.6.4 Blutpuffer

Im Blut finden sich 2 wichtige Puffersysteme. Der Phosphatpuffer und der Kohlensäurepuffer, die meiste Leistung wird vom Kohlensäurepuffer erbracht. Der Vorteil dieses Puffers liegt außerdem darin, dass er über die Lunge reguliert werden kann.



Werden in der Blutbahn Basen frei, so wird weniger Kohlendioxid abgeatmet und die Basen neutralisiert. Werden saure Stoffe frei, so wird mehr Kohlendioxid gebildet und dieses kann abgeatmet werden.

11.6.5 Berechnungen des pH-Werts

11.6.5.1 Starke Säure

Bei starken Säuren, welche vollständig dissoziiert vorliegen, ist die Berechnung sehr einfach, da man davon ausgeht, dass die Protonenkonzentration des Wassers zu vernachlässigen ist und nur die Säure die Protonen liefert. Bei mehrprotonigen starken Säuren sind alle Protonen zu berücksichtigen!

Welchen pH-Wert hat eine wässrige Lösung mit einer Konzentration von 0,05mol/L Schwefelsäure? Schwefelsäure liefert 2 mol Protonen pro mol Säure ->

$$pH = -\log(2 * 0,05) = 1$$

11.6.5.2 Schwache Säure

Bei einer schwachen Säure ist es notwendig, dass auch der pK_S -Wert mitangegeben wird.

$$pH = \frac{1}{2} * (pK_S - \log(c))$$

Wie groß ist der pH-Wert einer Essigsäure mit einer Konzentration von 0,03mol/L und einem pK_S -Wert von 4,76?

$$pH = \frac{1}{2} * (4,76 - \log(0,03)) = 3,14$$

11.6.5.3 Puffer

Für die pH-Berechnung eines Puffers ist es notwendig, dass die Menge an Säure und die Menge an Säureanion bekannt ist.

$$pH = pK_s - \log\left(\frac{c(HA)}{c(A^-)}\right)$$

Welchen pH-Wert hat die Lösung wenn zum Beispiel „schwache Säure“ 0,08 mol Natriumacetat zugegeben werden?

$$pH = 4,76 - \log\left(\frac{0,03}{0,08}\right) = 5,18$$

12 Redox-Reaktionen

Sogenannte Redox-Reaktionen sind Reaktionen, bei welchen Elektronen übertragen werden.

12.1 Oxidationszahlen

Die Oxidationszahl gibt die formale(!) Ladung eines Atoms innerhalb eines Moleküls an. Diese wird oft in römischen Zahlen angegeben. Um diese formale Ladung bestimmen zu können, haben wir ein paar Hilfsregeln, welche meist nicht in 100% der Fälle zutreffen, allerdings für unsere Zwecke absolut ausreichend sind.

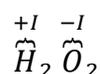
Name	Typische-Oxidationszahl	Ausnahmen
Element (generell)	0	keine
Fluor	-I	Element
Sauerstoff	-II	Peroxide(-I), Element (0)
Wasserstoff	+I	Hydride(-I), Element (0)
Chlor und Brom	-I	Viele (Verbindungen mit Atomen welche höhere Elektronegativität besitzen)

12.1.1 Bestimmung der Oxidationszahl

Es wird immer mit dem Element im Molekül begonnen, welches die höchste oder die niedrigste Elektronegativität hat, da bei diesen eine relativ eindeutige Zuordnung meist möglich ist.

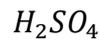
Die Summe aller Oxidationszahlen muss bei einem ungeladenen Molekül 0 ergeben. Bei einem Ion muss die Ionenladung das Ergebnis sein. Bei einem einatomigen Ion entspricht die Ionenladung der Oxidationszahl.

Übung 1:



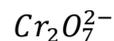
Wasserstoff gibt jeweils ein Elektron ab und hat somit die Ladung +I. Es sind 2 Sauerstoffatome vorhanden, welche sich die beiden von den Wasserstoffen kommenden Elektronen aufteilen (oder man hat sich gemerkt, dass die Oxidationszahl des Sauerstoffs in einem Peroxidmolekül immer -I ist).

Übung 2:



Die Wasserstoffe liefern 2 Elektronen und sind jeweils +I geladen, die Sauerstoffe nehmen jeweils 2 Elektronen auf und sind damit –II geladen. Nun kann man ausrechnen wie viele Elektronen der Schwefel liefern muss $2 \cdot +I + 4 \cdot -II = -6$, daher er muss 6 Elektronen an den Sauerstoff abtreten und hat somit die Oxidationszahl +VI.

Übung 3:

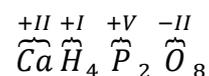


Sauerstoff ist –II geladen und benötigt hier insgesamt 14 Elektronen, die Ionenladung zeigt, dass 2 Elektronen hiervon nicht berücksichtigt werden müssen. 12 Elektronen müssen von den Chromatomen geliefert werden, daher jedes 6 Elektronen, somit ergibt sich eine Oxidationszahl für das Chrom von +VI.

Übung 4:



Hier ist es hilfreich auf eine klassische Summenformel umzuwandeln.



Calcium liefert 2 Elektronen, Wasserstoff jeweils eines, somit insgesamt 6 Elektronen.

Sauerstoff benötigt jeweils 2 Elektronen, somit insgesamt 16.

Die Differenz sind 10 Elektronen, welche von 2 Phosphoratomen geliefert werden müssen. Somit ergibt sich für das Phosphor eine Oxidationszahl von +V.

12.2 Oxidation und Reduktion

Die folgenden zwei Informationstafeln müssen perfekt sitzen, sonst können die Prüfungsfragen für Verwirrung sorgen.

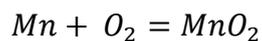
Eine **Oxidation** ist eine **Steigerung** der Oxidationszahl und daher eine **Elektronenabnahme**.

Eine **Reduktion** ist eine **Abnahme** der Oxidationszahl und daher eine **Elektronenzunahme**.

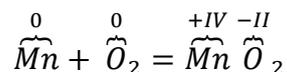
Ein **Waschmittel** ist ein Mittel, das **wäscht** und **sich selbst dreckig** macht.
 Somit ist ein **Oxidationsmittel** ein Mittel, welches **andere Stoffe oxidiert** und sich **selbstreduziert**.
 Ein **Reduktionsmittel** ist ein Mittel, welches **andere Stoffe reduziert** und sich **selbst** dabei **oxidiert**.

Betrachtung am Praxisbeispiel durch Trennung von Oxidation und Reduktion:

1. Schritt: Reaktion aufstellen

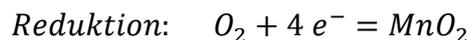


2. Schritt: Oxidationszahlen bestimmen!

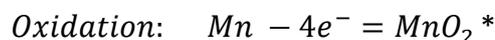


3. Schritt: Trennung in Oxidation und Reduktion:

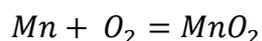
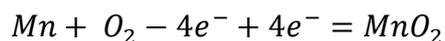
Die Oxidationszahl des Sauerstoffs **sinkt** ab, es wird also **reduziert** und ist somit ein **Oxidationsmittel** weil der **andere Stoff oxidiert** (Oxidationszahl steigt).



Die Oxidationszahl des Mangans **steigt** an, es wird somit **oxidiert** und stellt daher das **Reduktionsmittel** dar.



4. Schritt: Zusammenführen und Ausgleichen:



In diesem Fall hat sich an der Ausgangslage nichts verändert, das Beispiel wurde absichtlich so gewählt, da der Fokus auf der Trennung von Reduktion und Oxidation und deren Zusammenführung liegt.

*Das Schreiben von „-2e-“ entspricht nicht den Standards, hilft allerdings beim Verstehen.

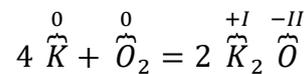
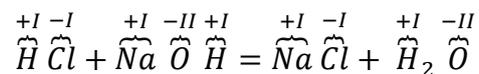
12.3 Redox-Reaktionen aufstellen und ausgleichen

Schritte durchgehen und üben, anders kann man dies nicht vernünftig lernen.

Öfters kam die Frage wie man denn herausfindet ob es sich um eine Redox-Reaktion handelt oder nicht. Ganz einfache Lösung: Oxidationszahlen bestimmen!

Bei welcher der beiden Reaktionen handelt es sich um eine Redoxreaktion?

- Salzsäure mit Natriumhydroxid zu Wasser und Kochsalz
- Kalium mit Sauerstoff zu Kaliumoxid



Wie man sieht, verändern sich bei der zweiten Reaktion die Oxidationszahlen. Bei der ersten tun sie dies nicht. Daher ist die zweite Reaktion eindeutig als Redoxreaktion identifiziert.

12.4 Galvanisches Element

Ein galvanisches Element ist ein Konstrukt, welches chemische Energie in elektrische Energie umwandelt und dabei Gleichstrom liefert (→ Batterie!). Ein Element besteht aus 2 unterschiedlichen Metallen und 2 Salzlösungen dieser.

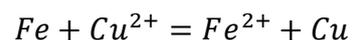
12.4.1 Metallabscheidung

Um die Funktionsweise besser zu verstehen, betrachten wir zuerst einen einfachen chemischen Versuch. Ein Eisenstab wird in eine Kupfersulfatlösung getaucht.



Abbildung 21 Eisenstab in Kupfersulfatlösung¹⁴

Was ist passiert? Das Kupfer, welches edler ist, und daher eher das Verlangen hat als Element vorzuliegen, scheidet sich am Eisen ab, und das Eisen geht als Ion in die Lösung, weil es ein unedleres Metall ist. Dies ist eine klassische Redoxreaktion.



12.4.2 Daniell-Element

Eine Sonderform des galvanischen Elements mit eigenem Namen ist das Daniell-Element mit Kupfer und Zink.

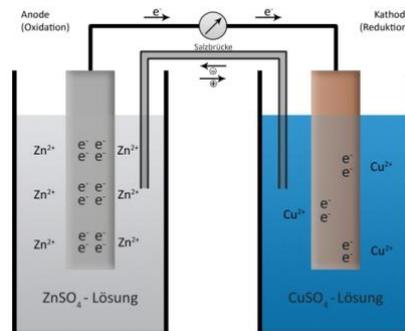


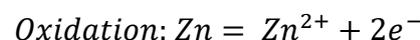
Abbildung 22 Daniell-Element¹⁵

Versuchsaufbau: 2 Elektroden, eine Zinkelektrode und eine Kupferelektrode werden in 2 separate Gefäße, welche mit Lösungen ihrer Salze angereichert sind, getaucht und mit einem elektrischen Leiter miteinander verbunden. Die Gefäße selbst sind über eine Brücke in Verbindung, welche keine Zink oder Kupferionen durchlässt. Im elektrischen Leiter wird die Spannung gemessen.

Reaktionen: Stellen wir uns vor, ein unedles Zinkatom entscheidet als Zn^{2+} Ion in die Lösung zu gehen: die Elektronen werden im Zinkstab frei. Da dieser mit dem Kupferstab verbunden ist, können nun die Kupferionen, welche als edles Metall eher als Element vorliegen wollen, darauf zugreifen und sich am Kupfer abscheiden.

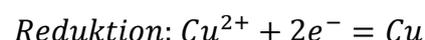
Reaktion am Zinkstab:

Die Zinkionen wollen als unedles Metall in die Lösung gehen, geben dabei Elektronen an den Leiter ab und bilden somit die Anode (Oxidation läuft ab, nimmt Elektronen auf, verhält sich daher wie ein Oxidationsmittel).



Reaktion am Kupferstab:

Die Kupferionen wollen als edles Metall eher als Element vorliegen und nehmen sich die Elektronen aus dem Leiter, welcher zur Kathode wird (Reduktion läuft ab, gibt Elektronen ab und verhält sich wie ein Reduktionsmittel).



Resultat:

Die Zinkelektrode wird sich abbauen und um die Kupferelektrode wird sich ein Schwamm aus abgeschiedenem Kupfer aufbauen. Bis die Zinkelektrode verbraucht oder keine Kupferionen mehr in Lösung sind, läuft die Reaktion weiter und liefert eine gewisse Spannung (Potentialdifferenz). Dieses ergibt sich aus: (dem Verlangen des Kupfers sich abzuscheiden) + (dem Verlangen des Zinks in die Lösung zu gehen).

Die allgemeine Formel lautet $\Delta E = E_{Red} - E_{Ox}$, warum man hier subtrahiert wird anschließend erklärt.

12.4.3 Allgemeiner Aufbau des galvanischen Elements

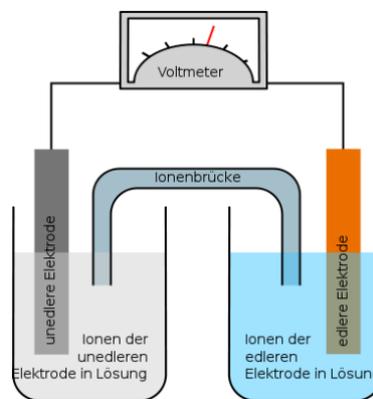


Abbildung 23 Allgemeiner Aufbau einer Galvanischen Zelle¹⁶

12.5 Redox- Potenzial

12.5.1 Standardwasserstoffelektrode

Um einzelne Parameter der Potentialdifferenz messen zu können, wurde die Standardwasserstoffelektrode eingeführt (ein Platinstab, welcher von Wasserstoff umspült wird und eine Wasserstoffionen-haltige Lösung getaucht wird). Das Potenzial der Wasserstoffelektrode wurde als 0 definiert, somit ist immer die gemessene Potentialdifferenz das Potential des anderen Metalls.

Für die Standardwasserstoffelektrode gelten auch standardisierte Bedingungen (Protonenkonzentration = 1mol/L, Druck = 1 bar etc.), bei der Messung von biochemischen Redox-Potenzialen ist der pH-Wert nicht auf 0 standardisiert, sondern auf 7.

12.5.2 Berechnung der Potenzialdifferenz im galvanischen Element

Hat ein Metall die Tendenz, im Vergleich zur Standardelektrode, Elektronen abzugeben und damit oxidiert zu werden, so ist sein Redox-Potenzial negativ. Nimmt es eher im Vergleich zur Standardelektrode Elektronen auf, so ist sein Redox-Potenzial positiv.

$\Delta E = E_{Red} - E_{Ox}$ Differenzen, beinhalten immer eine Subtraktion, im Beispiel des Daniell-Elements ist das Redox-Potenzial des Zinks negativ, wodurch sich die beiden Werte addieren.

12.5.3 Bedeutung des Redox-Potenzials

Das Redox-Potenzial kann nicht nur für Metalle herausgefunden werden, sondern auch bei allen anderen Oxidations- und Reduktionsmittel. Der Vergleich der beiden Redox-Potenziale entscheidet dann darüber, welche Reaktion eintritt.

13 Organische Chemie

Die organische Chemie ist die Chemie der Kohlenwasserstoffe. Der Grund, warum gerade Kohlenstoff eine solche Vielfalt an Verbindungen und die Grundlage des Lebens stellen kann, liegt in seiner Elektronenkonfiguration. Kohlenstoff ist ein Nicht-Metall und ist fähig, 4 Bindungen auszubilden.

13.1 Organische Verbindungen allgemein

13.1.1 Hybridisierung

Die Bindungen werden nicht im Grundzustand der Elektronenkonfiguration gebildet, sondern eher in einem angeregten Zustand: Es bilden sich bindende Hybridorbitale.

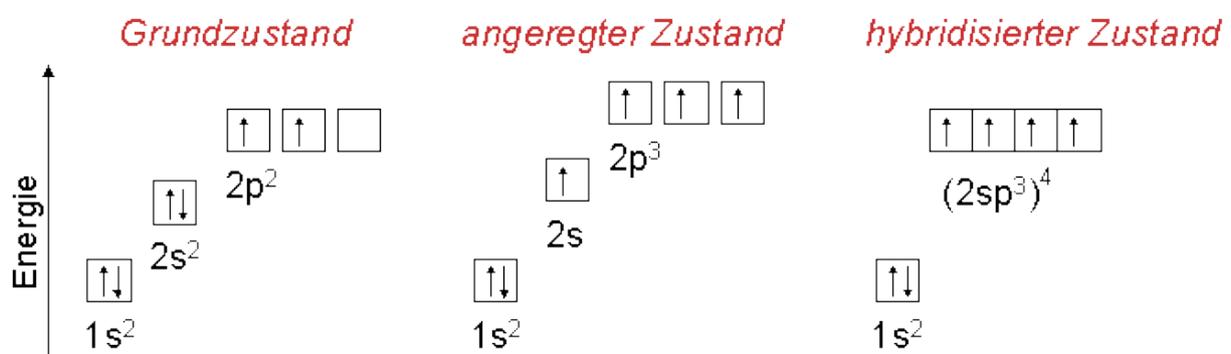


Abbildung 24 Darstellung der Elektronenkonfiguration des Kohlenstoffs¹⁷

Betrachten wir zuerst die Abbildung im Bereich „Grundzustand“. Auf der linken Achse ist die Energie aufgetragen, sie nimmt von unten nach oben zu. Die Orbitale werden von unten nach oben befüllt, Orbitale mit gleicher Energie werden zuerst einfach und dann zweifach befüllt.

Regt man nun den Kohlenstoff an so geht er in den hybridisierten Zustand über. Es bilden sich 4 gleichwertige Hybridorbitale, welche nun Bindungen ausbilden können. Man spricht hier von sp^3 -Hybridisierung

13.1.2 Einfach-/Doppel-/Dreifachbindung

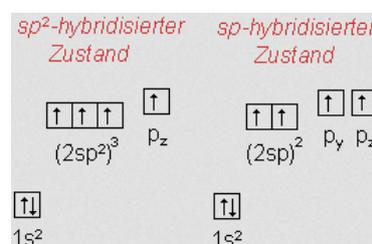


Abbildung 25 sp^2 - und sp -Hybridisierung¹⁸

Ebenso gibt es die sp^2 -Hybridisierung, bei welcher ein p-Orbital im Normalzustand bleibt und eine sp -Hybridisierung, bei welcher 2p-Orbitale im Normalzustand verbleiben.

13.1.2.1 Einfachbindung

Es liegt eine sp^3 -Hybridisierung vor, 4 gleichartige Bindungen werden produziert, welche einen Tetraeder formen und sigma-Bindung genannt werden.

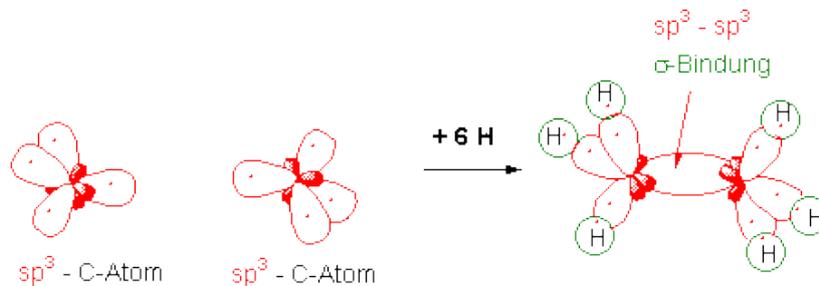


Abbildung 26 Darstellung eines Ethanmoleküls¹⁹

13.1.2.2 Doppelbindung

Bei der Zweifachbindung liegen 3 sp^2 -Hybridorbitale und ein p-Orbital vor. Die Bindung zwischen den C-Atomen im Ethenmolekül wird wieder als sigma-Bindung bezeichnet, allerdings bildet sich eine zweite Bindung zwischen den p-Orbitalen der C-Atome aus, die pi-Bindung. Bindungen dieser Art sind starr – die C-Atome mit ihren Bindungspartnern können sich nicht mehr frei drehen.

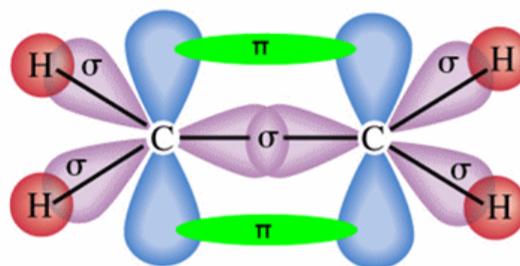


Abbildung 27 Bindungen im Ethenmolekül²⁰

Abhängig von der Lage der Doppelbindungen kann man zwischen 3 verschiedenen Typen unterscheiden:

- Isolierte Doppelbindungen: Sind durch mindestens zwei Einfachbindungen getrennt
- Kumulierte Doppelbindungen: Zwei Doppelbindungen hintereinander
- Konjugierte Doppelbindungen: zwischen zwei Doppelbindungen befindet sich genau eine Einfachbindung

13.1.2.3 Dreifachbindung

Bei der Dreifachbindung liegen 2 sp-hybridisierte und 2 p-Orbitale vor. Im Ethinmolekül bilden die sp-Hybride wieder die sigma-Bindung aus und die 2 p-Orbitale bilden 2 pi-Bindungen. Wie schon bei der Doppelbindung ist diese Bindung starr.

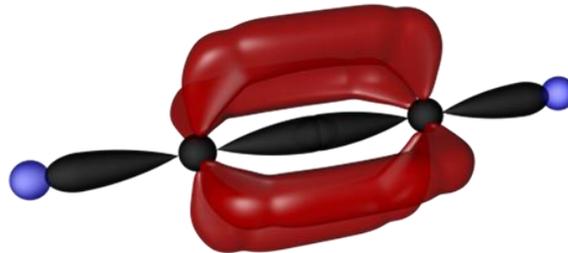


Abbildung 28 Ethinmolekül mit 2 pi-Bindungen und einer sigma-Bindung²¹

13.1.3 Aromate

Aromate sind Stoffe, welche ein Ringsystem mit konjugierten Doppelbindungen bilden und die Hückel-Regel erfüllen ($4n+2$). Benzol beispielsweise erfüllt diese Regel mit $n=1$, Benzol hat insgesamt 6 pi-Elektronen, weil jede Doppelbindung 2 dieser liefert.

Im aromatischen Ringsystem wechseln sich die Kohlenstoffe mit den Doppelbindungen ab, wodurch 2 mesomere Grenzstrukturen entstehen, welche besonders stabil sind.

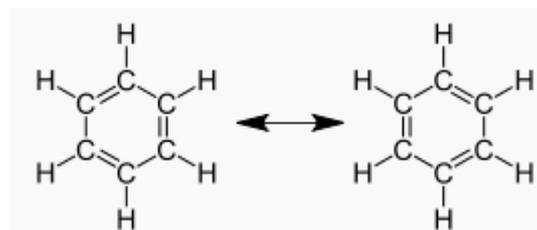


Abbildung 29 Abwechselnde Doppelbindungen

Im Molekül kann nicht mehr zwischen Einfach- und Doppelbindung unterschieden werden.

13.1.4 Heteroatome

Sind Atome in Kohlenwasserstoffen, welche nicht Kohlenstoff oder Wasserstoff sind. Meist sind diese **Sauerstoff**, **Schwefel**, **Stickstoff** oder **Phosphor**. Diese haben meist eine starke Auswirkung auf die Eigenschaften des Kohlenwasserstoffs. Auf den folgenden Seiten wird bei den jeweiligen Gruppen nur spezifisch auf die Nomenklatur eingegangen. Solltest du Nomenklatur separat lernen wollen, so empfehlen wir zuerst das Kapitel „Basiswissen Nomenklatur“ zu lesen.

13.2 Kohlenwasserstoffe

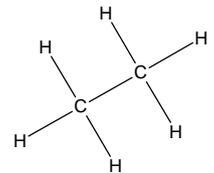
Sind darüber definiert, dass in ihrem Molekülbau **nur** Kohlenstoff und Wasserstoff vorkommt. Wir unterscheiden 3 verschiedene Gruppen.

(Eigentlich 4, da die Aromaten auch hinzuzählen, diese wurden allerdings schon behandelt).

13.2.1 Alkane

13.2.1.1 Allgemeine Struktur

Alkane haben die allgemeine Summenformel C_nH_{2n+2} mit n stellvertretend für die Anzahl der Kohlenstoffatome. Diese Gleichung muss man nicht auswendig lernen, denn sie ist einfach zu verstehen, wenn man Substanzen wie das Ethan betrachtet. Da Alkane keine Polarität aufweisen sind sie hydrophob. Außerdem sind sie sehr reaktionsträge, da ihre C-C und H-C Einfachbindungen sehr stabil sind.



Die Wasserstoffatome sind doppelt so oft vorhanden wie die Kohlenstoffatome plus 2 Wasserstoffe für jedes Ende der Kette.

13.2.1.2 Die homologe Reihe der Alkane

Voraussetzung für alle weiteren Angelegenheiten im Bereich der organischen Chemie ist die Kenntnis der homologen Reihe bis zum Decan.

C	Name	Summenformel	Molare Masse	Flammpunkt	Schmelzpunkt	Siedepunkt	Dichte	Kugel-Stab-Modell
1	Methan	CH ₄	16,04 g·mol ⁻¹	–	90,65 K	111,4 K	0,667 kg/m ³	
2	Ethan	C ₂ H ₆	30,07 g·mol ⁻¹	–	90 K	185 K	1,212 kg/m ³	
3	Propan	C ₃ H ₈	44,10 g·mol ⁻¹	–	85 K	231 K	1,83 kg/m ³	
4	n-Butan	C ₄ H ₁₀	58,12 g·mol ⁻¹	–	135 K	272,5 K	2,703 kg/m ³	
5	n-Pentan	C ₅ H ₁₂	72,15 g·mol ⁻¹	224 K	144 K	309 K	0,626 g/cm ³	
6	n-Hexan	C ₆ H ₁₄	86,18 g·mol ⁻¹	250 K	178 K	342 K	0,659 g/cm ³	
7	n-Heptan	C ₇ H ₁₆	100,2 g·mol ⁻¹	269 K	182 K	371 K	0,684 g/cm ³	
8	n-Octan	C ₈ H ₁₈	114,2 g·mol ⁻¹	289 K	216 K	399 K	0,703 g/cm ³	
9	n-Nonan	C ₉ H ₂₀	128,3 g·mol ⁻¹	304 K	222 K	424 K	0,718 g/cm ³	
10	n-Decan	C ₁₀ H ₂₂	142,3 g·mol ⁻¹	319 K	243 K	447 K	0,73 g/cm ³	

Abbildung 30 Homologe Reihe der Alkane²²

Folgende Beobachtungen aus dieser Grafik sind wichtig für uns:

- Die Namen (n steht für „normal“, gemeint ist „geradkettig“)
- Molare Masse, Schmelzpunkte, Siedepunkte nehmen mit steigender Kettenlänge zu: Methan, Ethan und Propan sind unter Normalbedingungen gasförmig, ab Butan flüssig und ab 17-kettigen unverzweigten Alkanen fest.

Stellen Alkane einen Rest dar, so wird dieser nach der homologen Reihe mit der Endung „-yl“ bezeichnet (Propyl-, Methyl- etc.).

13.2.1.3 Verzweigung von Alkanen

Alkane können nicht nur als „n“-Form geradkettig vorliegen, sondern auch stark verzweigt sein. Verzweigte Alkane benötigen mehr Platz und haben einen niedrigeren Siedepunkt als ihre geradkettigen Analoge, weil die Van-der-Waals-Kräfte nicht so gut wirken können.

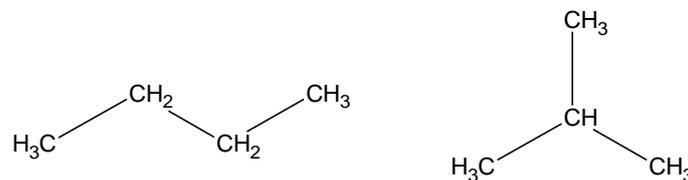
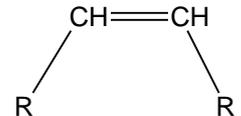


Abbildung 31 n-Butan und Isobutan

13.2.2 Alkene

Alkene sind Kohlenwasserstoffketten, welche mindestens eine Doppelbindung beinhalten. Sie sind in der organischen Chemie von besonderer Bedeutung, da sie oft eine Grundlage für viele weitere Verbindungen darstellen. Ihre Benennung erfolgt analog zu den Alkanen allerdings mit der Endung „-en“. Sind zwei Doppelbindungen vorhanden, werden die Verbindungen als Alkadiene, bei mehr als zwei als Polyene bezeichnet.



Alkene folgen der allgemeinen Regel C_nH_{2n} , allerdings gilt dies nur, wenn eine Doppelbindung vorhanden ist, für jede weitere müssen jeweils weitere 2 H-Atome weggerechnet werden.

Alkene sind generell sehr reaktionsfreudige Verbindungen, welche in der organischen Chemie eine ausgesprochen hohe, allerdings in der Biochemie eine nicht so hohe Bedeutung genießen. Die Position, an welcher die Doppelbindung sitzt, muss bei der Benennung mit der kleinstmöglichen Nummer angegeben werden.

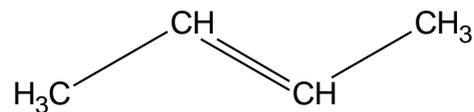


Abbildung 32 But-2-en

13.2.3 Alkine

Diese stellen Kohlenwasserstoffe dar, welche mindestens eine Dreifachbindung besitzen. Die Endung beruht auf „-in“ und auch hier muss wieder die Position angegeben werden. Die allgemeine Summenformel ist ähnlich zu jener der Alkene mit C_nH_{2n-2} .

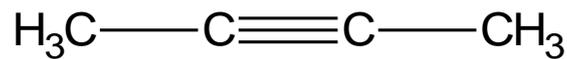


Abbildung 33 But-2-in

Alkine sind in der Natur selten vorzufinden (nur ca. 1000 Verbindungen bekannt) und von diesen sind nur wenige physiologisch im eigenen Organismus aktiv. Sie sind reaktiv, jedoch in Relation zu den Alkenen weniger stark.

Stoffklasse	Alkane	Alkene	Alkine
Verwendung	Energieträger: <ul style="list-style-type: none"> • Feuerzeuggas(Butan) • Benzin und Diesel • Heizöl Schmieröle	Chemische Industrie: <ul style="list-style-type: none"> • Polymerchemie • Synthesechemie Alkene sind quasi die Basis für die Kohlenstoffchemie in der chemischen Industrie (Doppelbindung kann leicht chemisch geöffnet werden)	Acetylen als Schweißgas Sprengstoffherstellung Sonst wenig Bedeutung

13.3 Funktionelle Gruppen

Ohne Heteroatome wäre die Chemie ziemlich eintönig und monoton. Sogenannte „funktionelle Gruppen“ ändern die Eigenschaften gravierend und sind äußerst bedeutsam für die Biochemie. Nachfolgend werden alle funktionellen Gruppen ausgehend vom Ethan betrachtet. (Begriff: Derivat = „abgeleitet“ von einer „Stammverbindung“)

13.3.1 Alkohole

Wenn man ein Wasserstoffatom durch eine „Hydroxid“-Gruppe ersetzt, so erhält man einen Vertreter der wohl bekanntesten Verbindungsgruppe, der Alkohole. Diese Gruppe hat auf das gesamte Molekül einen sehr polaren Einfluss, das heißt: sind viele Alkoholgruppen vorhanden und dazu im Verhältnis wenige Kohlenstoffe, so wird sich die Substanz eher im Wasser lösen.

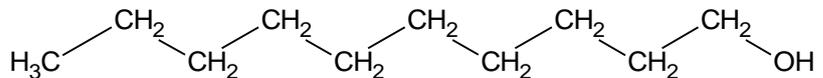
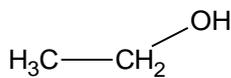


Abbildung 34 Ethanol

Abbildung 35 Dekan-1-ol

Die Alkoholgruppe kann Wasserstoffbrückenbindungen zu Wasser und anderen polaren Verbindungen aufbauen, was vor allem bei der Konformation von Proteinen von großer Bedeutung ist.

Der Begriff „Alpha-C-Atom“ beschreibt das **erste** Kohlenstoffatom **nach** der funktionellen Gruppe! Denn bei den Alkoholen kann zusätzlich noch unterschieden werden zwischen primären/sekundären/tertiären Alkoholen (1 Kohlenstoffsubstituent am alpha-C-Atom, 2 Kohlenstoffsubstituenten am alpha-C-Atom, ...) und zwischen einwertigen, zweiwertigen.... (eine OH-Gruppe, 2 OH-Gruppen, ...).

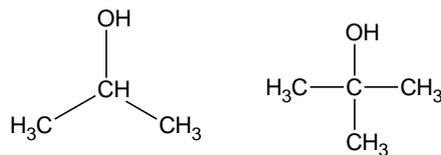


Abbildung 36 Links, Propan-2-ol ein sekundärer Alkohol, Rechts, 2-Methyl-propan-2-ol ein tertiärer Alkohol

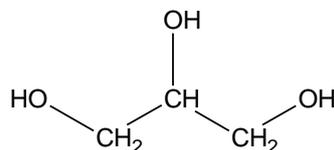


Abbildung 37 1,2,3-Propantriol auch Glycerin oder Glycerol genannt, ein dreiwertiger Alkohol

13.3.2 Thiole

Diese sind eine eher „unbeliebte“ Gruppe, da sie meistens eine sehr starke „Schwefel-Geruchsbelastung“ darstellen. Sie sind homolog zu den Alkoholen aufgebaut, nur mit Schwefel anstelle von Sauerstoff. Sie enden auf „-thiol“ und können ähnlich wie Alkohole auch Wasserstoffbrückenbindungen schließen, nur schwächer (auch ist der Siedepunkt der Thiole geringer als bei Alkoholen). Sie sind jedoch fähig, eine Sulfid-Brücke zu bilden, was in der Biochemie durchaus eine Rolle spielt! Bildet sich nämlich eine Disulfidbrücke zwischen zwei freien Schwefelatomen unter Abspaltung von Wasser, so führt das zu einer Fixation der Faltung von Proteinen.

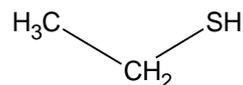


Abbildung 38 Ethanthiol

13.3.3 Amine

Sind Derivate des Ammoniak, welche ebenfalls polar und zu ionischen Wechselwirkungen fähig sind (Bildung von quartären Aminen). Bei ihnen ist eine Unterscheidung von primär/sekundär/tertiär/quartär möglich und bezieht sich in diesem Fall auf die Substituenten am Stickstoff selbst.

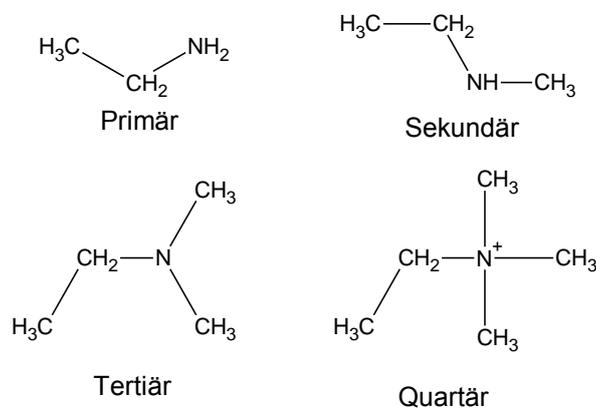
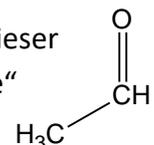


Abbildung 39 Primäres, Sekundäres, Tertiäres und Quartäres Amin

13.3.4 Aldehyde

Wenn ein Sauerstoff mit einer Doppelbindung an einen Kohlenstoff gebunden ist und dieser Kohlenstoff mit anderen C-Atomen weiter interagiert, so wird das als „Carbonyl-Gruppe“ bezeichnet. Je nachdem an welcher Position dies passiert und welche Gruppen noch mitspielen, bilden sich weitere funktionelle Gruppen mit anderen Eigenschaften.



Bei den Aldehyden befindet sich die Carbonylgruppe an einem Ende - daher nur ein Kohlenstoffsubstituent am alpha-C-Atom. Ihre Endung läuft auf „-al“. Sie stellen oftmals eine Basis für viele weitere Reaktionen dar. (Rechtes Bild: Ethanal)

Bei der Oxidation von primären Alkohol entsteht ein Aldehyd.

13.3.5 Ketone

Befindet sich die Carbonylgruppe nicht am Ende, sondern in der Mitte des Moleküls (daher 2 Kohlenstoffsubstituenten am alpha-C-Atom) so wird die Verbindung als Keton bezeichnet. („-on“). Sie sind außerdem das Produkt bei der Oxidation von sekundären Alkoholen.

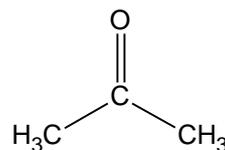


Abbildung 40 Propan-2-on (Aceton)

13.3.6 Carbonsäure

Befindet sich am alpha-C-Atom einer Carbonylgruppe ein Kohlenstoffsubstituent und eine Hydroxid-Gruppe, so ist das Resultat eine Carbonsäure, die ihrem Namen durch die vorhandene Carboxylgruppe (-COOH) gerecht wird. Diese haben in der Biochemie eine ausgesprochen hohe Bedeutung und sind für das Leben essentiell. Die Endung lautet „-säure“ und sie folgen der Regel $C_nH_{2n+2}COOH$. Eine ihrer wichtigsten Eigenschaften (zusätzlich zu ihrer hohen Polarität) ist es, ein Proton abgeben zu können. Sie sind außerdem schwache Säuren und werden mit länger werdender Kette in ihrer Konsistenz wachsartiger bis fest.

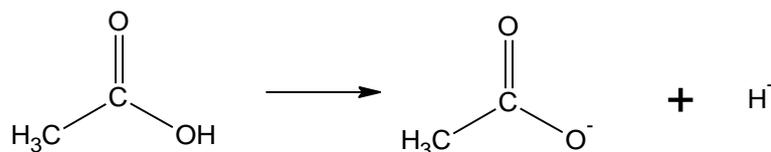


Abbildung 41 Ethansäure und ihre Protonendonation (Abgabe eines H⁺-Ions)

Bekannte Carbonsäuren sind unten (mit ihrem Trivialnamen) angeführt:

- Ameisensäure (Methansäure)
- Essigsäure (Ethansäure)
- Buttersäure (Butansäure)
- Milchsäure

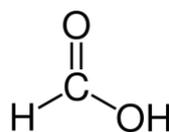


Abbildung 65 Ameisensäure³⁸

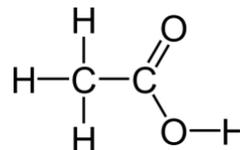


Abbildung 66 Essigsäure³⁹

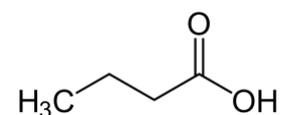


Abbildung 67 Buttersäure⁴⁰

- Zitronensäure

Abbildung 68 Milchsäure⁴¹

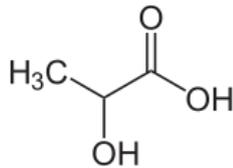
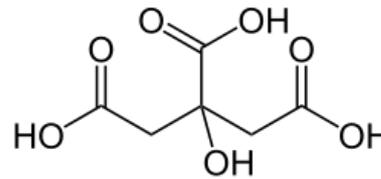


Abbildung 69 Zitronensäure⁴²



Amide

Alle Gruppen ab hier entstehen durch Reaktionen von 2 der vorherigen funktionellen Gruppen. Ihre Eigenschaften und Nomenklatur sind weniger wesentlich, man sollte sie jedoch erkennen, wenn man sie sieht!

Wenn Amine und Säuren miteinander interagieren, ist das Produkt ein Amid.

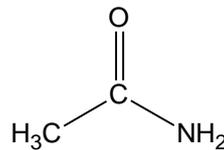


Abbildung 42 Ethansäureamid

13.3.7 Ether

Wenn Alkohol Wasser entzogen wird, entstehen Ether.

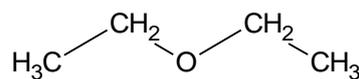


Abbildung 43 Diethylether

13.3.8 Ester

Wenn ein Alkohol und eine Säure miteinander reagieren, entsteht ein Ester.

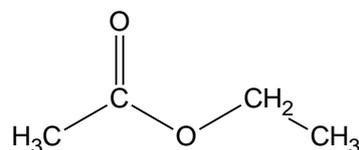


Abbildung 44 Ethansäureester

13.3.9 Säureanhydride

Wenn einer organischen Säure Wasser entzogen wird, entsteht ein Säureanhydrid.

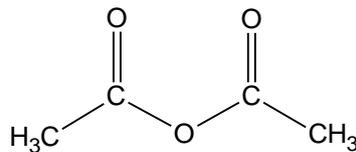


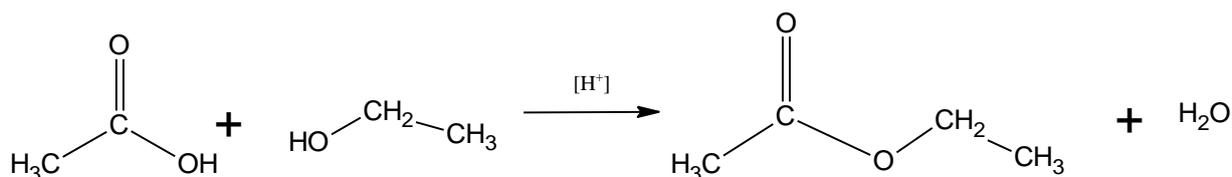
Abbildung 45 Essigsäureanhydrid

13.4 Reaktionen die man kennen sollte!

Auf die genauen Vorgänge bei den Reaktionen wird nicht eingegangen. Es ist nur wichtig zu wissen, welche Komponenten miteinander welche Reaktionen eingehen können und wie die Endprodukte aussehen.

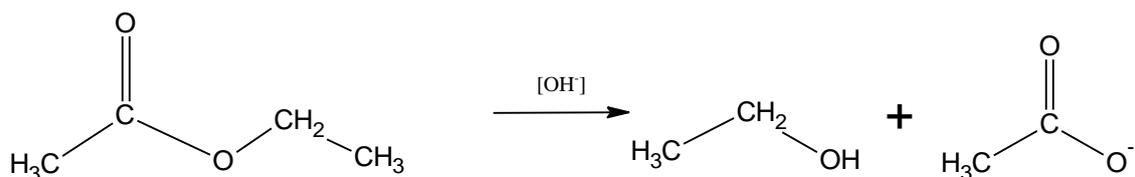
13.4.1 Verestern

Alkohol + Säure = Ester + Wasser



13.4.2 Verseifen

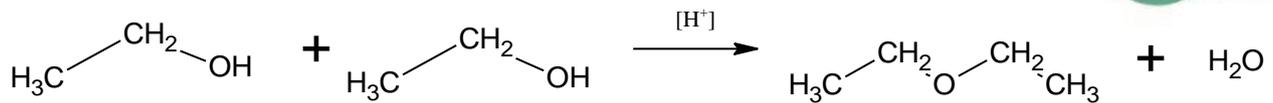
Ester + Base = Salz der Säure + Alkohol



Das Umsetzen von Estern mit Basen wird **Verseifen** genannt, da die allerersten Seifen durch Umsetzen von Ölen (welche Ester aus Fettsäuren und Glycerol sind) mit Soda (Natriumcarbonat) hergestellt wurden.

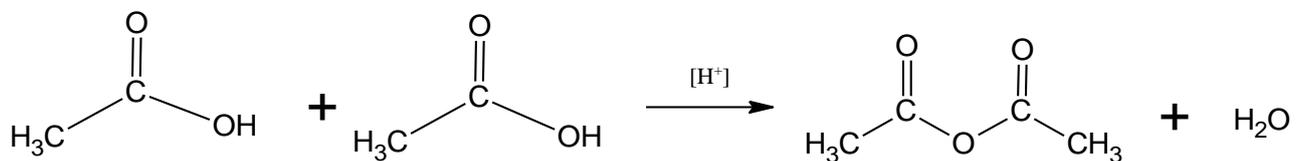
13.4.3 Veretherung

Alkohol + Alkohol = Ether



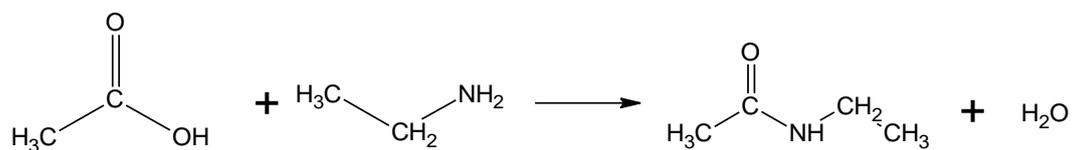
13.4.4 Bildung von Säureanhydriden

Säure + Säure = Säureanhydrid



13.4.5 Bildung von Amiden

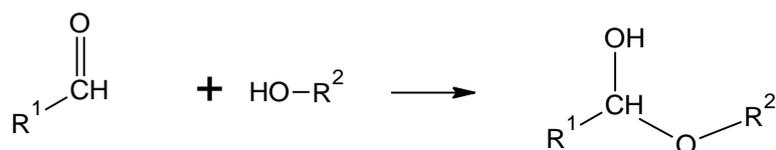
Säure + Amin = Amid



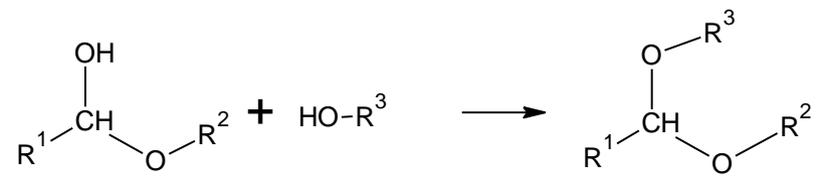
Wichtig beim Ausbilden der Peptidbindung!

13.4.6 Acetal- und Halbacetalbildung

Aldehyd + Alkohol = Halbacetal



Halbacetal + Alkohol = Acetal



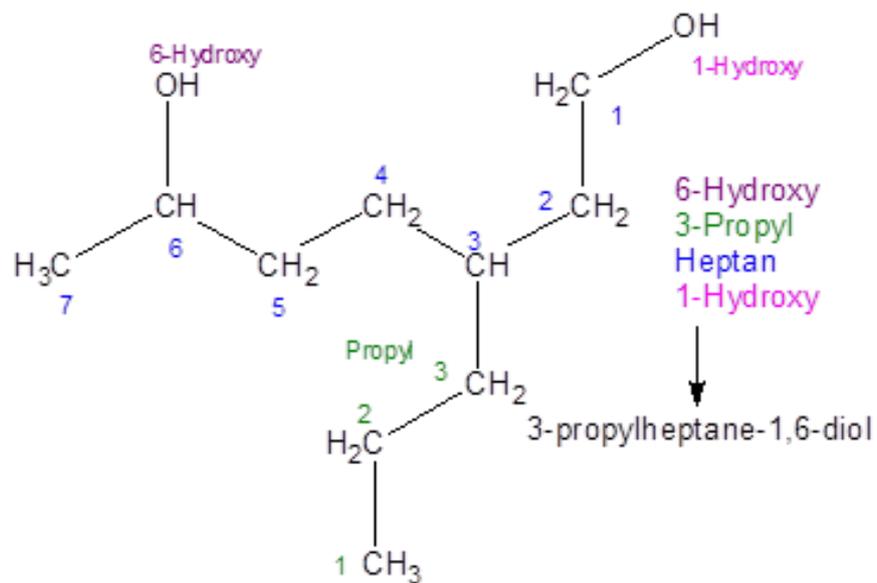
Die Bildung des Acetals aus dem Halbacetals stellt eigentlich eine **Veretherung** dar.
Sehr wichtig zum Verständnis der glykosidischen Bindung und dem Ringschluss der Zucker.

13.5 Basiswissen Nomenklatur

Bei der Nomenklatur sind nur die wesentlichsten Elemente, welche hier beschrieben werden zu beachten.

1. Die längste Kette im Kohlenstoffgerüst finden
2. Dem wichtigsten Substituenten die niedrigste Nummer geben
3. Die Substituenten nach dem Alphabet ordnen
4. Die richtige Endung angeben

Beispiel:



13.6 Isomerie

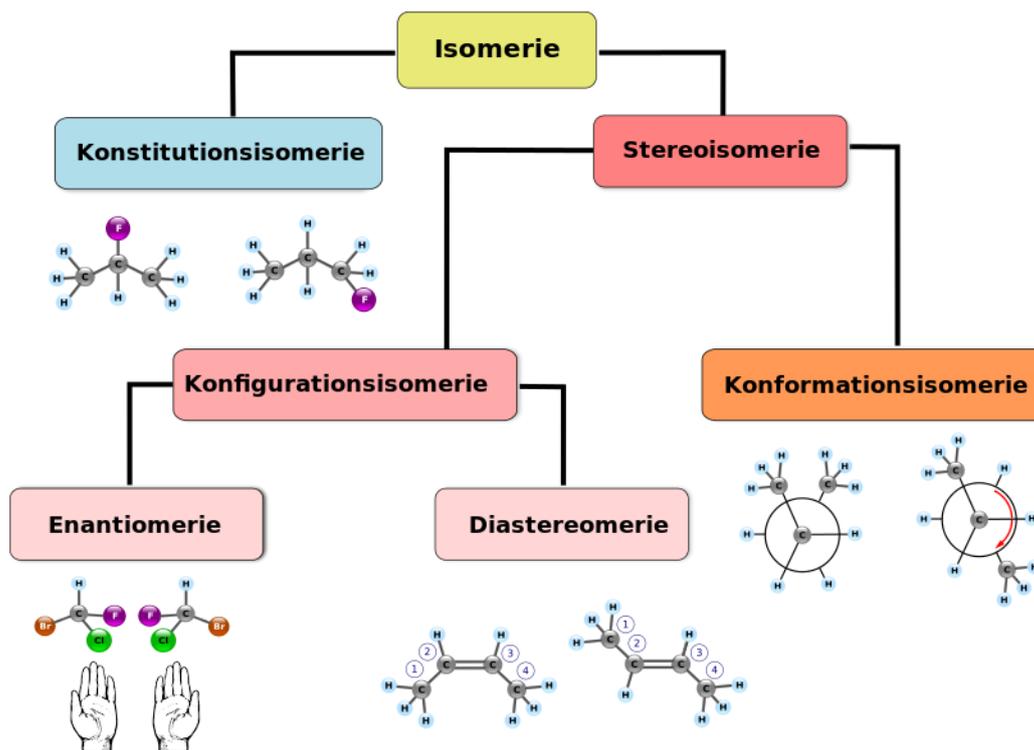


Abbildung 46 Übersicht über die wichtigsten Arten der Isomerie²³

- Isomerie

Gleiche Summenformel und gleiche Molekülmasse

- Konstitutionsisomerie

Besitzen die gleiche Summenformel, jedoch unterschiedliche Bindungen und auch unterschiedliche chemische und physikalische Eigenschaften.



Abbildung 47 Dimethylether und Ethanol

- Stereoisomerie

Gleiche Strukturformel, allerdings unterschiedliche Anordnung

- Konformationsisomerie

Beschreibt die Drehung der Substituenten am C-Atom, dies existiert nur, wenn eine Einfachbindung vorhanden ist, da um eine Doppel- oder Dreifachbindung nicht rotiert werden kann. (Keine Änderung der Eigenschaften) Nicht wichtig, nur der Vollständigkeit halber!

- Konfigurationsisomerie

- Enantiomerie
- Diastereomerie (cis- und transisomerie)

Enantiomerie und Diastereomerie sind so wichtig, dass ihnen eigene Überschriften zugestanden werden!

13.6.1 Enantiomerie

Die tritt nur auf, wenn Moleküle über C-Atome verfügen, welche über 4 unterschiedliche Substituenten verfügen. Diese C-Atome werden auch als **optische Zentren** bezeichnet.

Wenn ein C-Atom eben diese 4 unterschiedlichen Substituenten besitzt, so macht es räumlich einen Unterschied wie diese angeordnet sind (Betrachte deine linke und deine rechte Handfläche nebeneinander, ich hoffe du wirst Unterschiede feststellen, die nur in der Anordnung liegen). Dies wird als **Chiralität** bezeichnet!

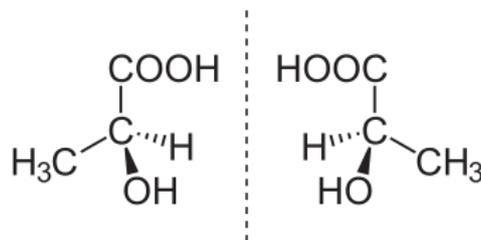


Abbildung 48 Milchsäure (S) und (R)²⁴

Es wird unterschieden zwischen linksdrehenden und rechtsdrehenden Enantiomeren (wie man dies bestimmt ist unerheblich).

Linksdrehende Form:	(S)-Form, (-)-Form, D-Form	dreht Licht gegen den Uhrzeigersinn
Rechtsdrehende Form:	(R)-Form, (+)-Form, L-Form	dreht Licht im Uhrzeigersinn

Bis auf einen Unterschied in der Drehung des Lichts sind die Eigenschaften von zwei Stoffen, welche zueinander Enantiomer sind, absolut gleich!

Eine 1:1 Mischung von 2 Enantiomeren wird als **Racemat** bezeichnet.

13.6.2 Diastereomerie

Bei Doppelbindungen ist es dem Molekül nicht mehr möglich, um diese zu rotieren. Dadurch gibt es logischerweise immer zwei Varianten pro Molekül pro Doppelbindung. Entweder stehen sich die Substituenten entgegen oder sie stehen zusammen auf einer „Seite“.

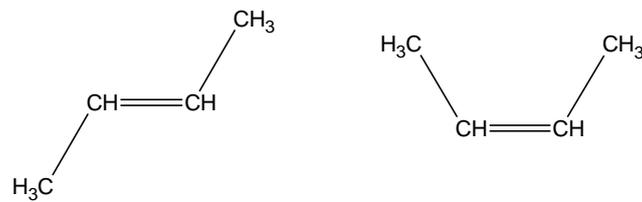


Abbildung 49 trans-But-2-en und cis-But-2-en

- Von einer cis- bzw. (Z)-Anordnung spricht man, wenn sich beide Substituenten auf der gleichen Seite der Referenzebene (zusammen) befinden.
- Von einer trans- bzw. (E)-Anordnung spricht man, wenn sich die zwei Substituenten auf entgegengesetzten Seiten der Referenzebene (entgegen) befinden.

14 Naturstoffe

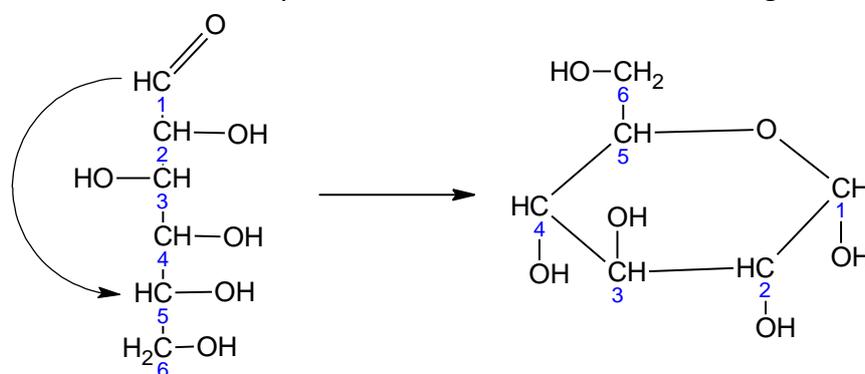
In diesem Skriptum wird **nur** auf die chemischen Eigenschaften eingegangen, die biologische Bedeutung wird hier nicht näher erläutert.

14.1 Kohlenhydrate

Verdienen sich ihren Namen durch ihre Summenformel, welche bei Monosacchariden auf der Basis $C_n(H_2O)_n$ aufbaut (ab den Disacchariden ist nach Anzahl der glykosidischen Bindungen jeweils ein Wassermolekül wegzurechnen).

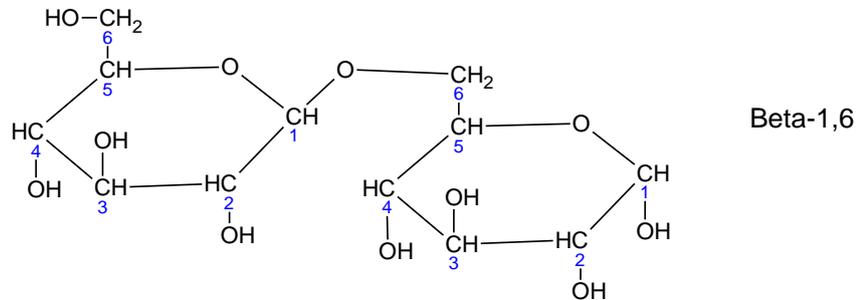
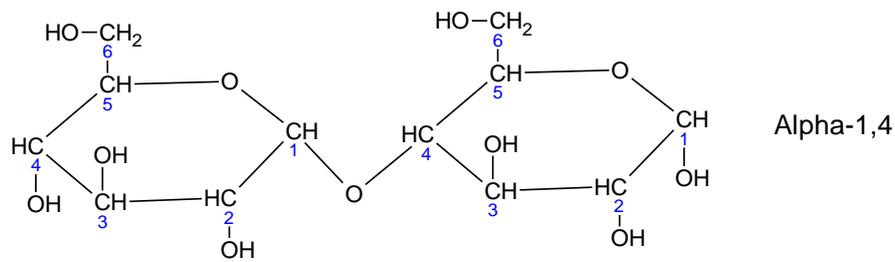
14.1.1 Ringbildung der Kohlenhydrate

Die Ringbildung entsteht durch eine zyklische Hemi- bzw. Halbacetalbildung.



14.1.2 Die glykosidische Bindung

Die glykosidische Bindung beschreibt die Bildung eines Acetals, da die OH-Gruppe am 1er C-Atom weiter reagiert. Hier dargestellt ist eine 1,4- α -Bindung. α steht dafür, dass die glykosidische Bindung auf der **a**nderen Seite wie die des 6er C-Atoms ist. Würde sich die Bindung auf der **β**elben Seite befinden so wäre es eine β -glykosidische Bindung.



14.1.3 Klassifizierung

14.1.3.1 ..nach Kettenlänge

Einfachzucker können unterteilt werden in Kettenlänge: Triose, Tetrose, Pentose und Hexose sind die geläufigsten.

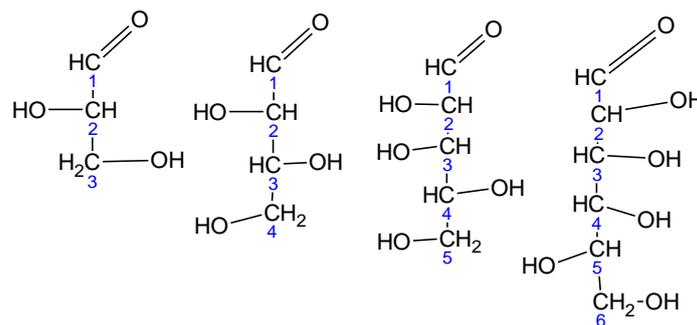


Abbildung 50 Darstellung einer Triose, Tetrose, Pentose und einer Hexose

14.1.3.2 ... nach Position der Carbonylgruppe

Es kann unterschieden werden zwischen Ketosen und Aldosen.

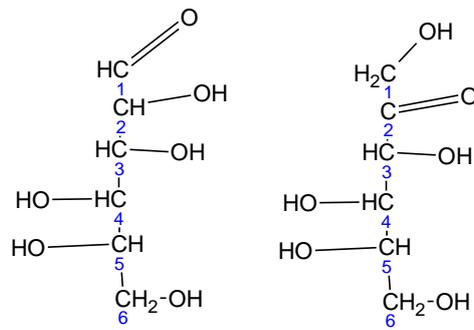


Abbildung 51 Aldose und Ketose

14.1.3.3 ... Anzahl der Untereinheiten

Hier sind auch gleichzeitig alle wichtigen Zucker aufgelistet.

14.1.3.3.1 Monosaccharide

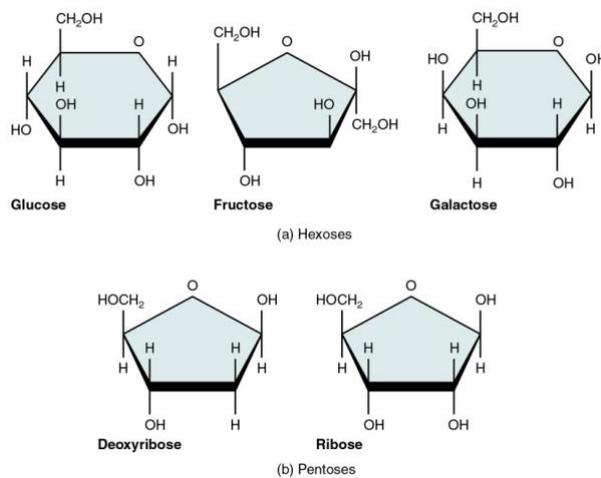


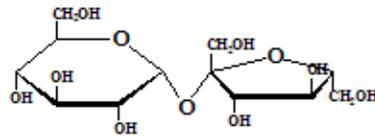
Abbildung 52 Monosaccharide²⁵

14.1.3.3.2 Disaccharide

Digestible Disaccharides in Food

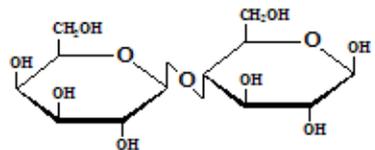
Sucrose

(Glucose-fructose)



Lactose

(Galactose-glucose)



Maltose

(Glucose-glucose)

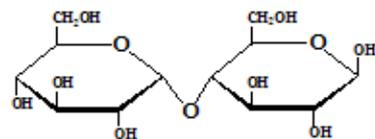


Abbildung 53 Die wichtigsten Disaccharide²⁶

14.1.3.3.3 Polysaccharide

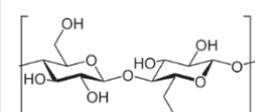
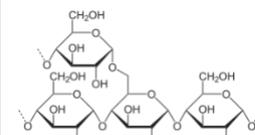
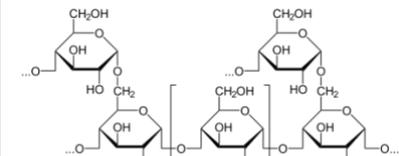
Name	Vorkommen	Monomer	Art der Bindung	Ausschnitt
Zellulose	Zellwand Pflanze	Cellubiose (Glukosedimer)	1,4	
Stärke	Speicherstoff Pflanze	α -Glukose	1,4 und 1,6	
Glykogen	Speicherstoff Tier	α -Glukose	1,4 und 1,6	

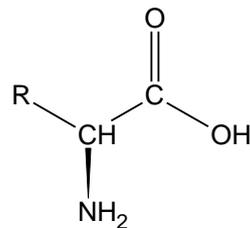
Abbildung 54 Übersicht der wichtigen Polysaccharide^{27, 28, 29}

14.2 Proteine

Rein chemisch betrachtet handelt es sich bei Proteinen um eine lange Kette aus nur 20 unterschiedlichen L-Aminosäuren.

14.2.1 Aminosäuren

Es handelt sich um sogenannte α -L-Aminosäuren, welche folgende allgemeine Struktur besitzen:



R... der Rest bestimmt die gesamten Eigenschaften der Aminosäure im Vergleich zu den anderen.

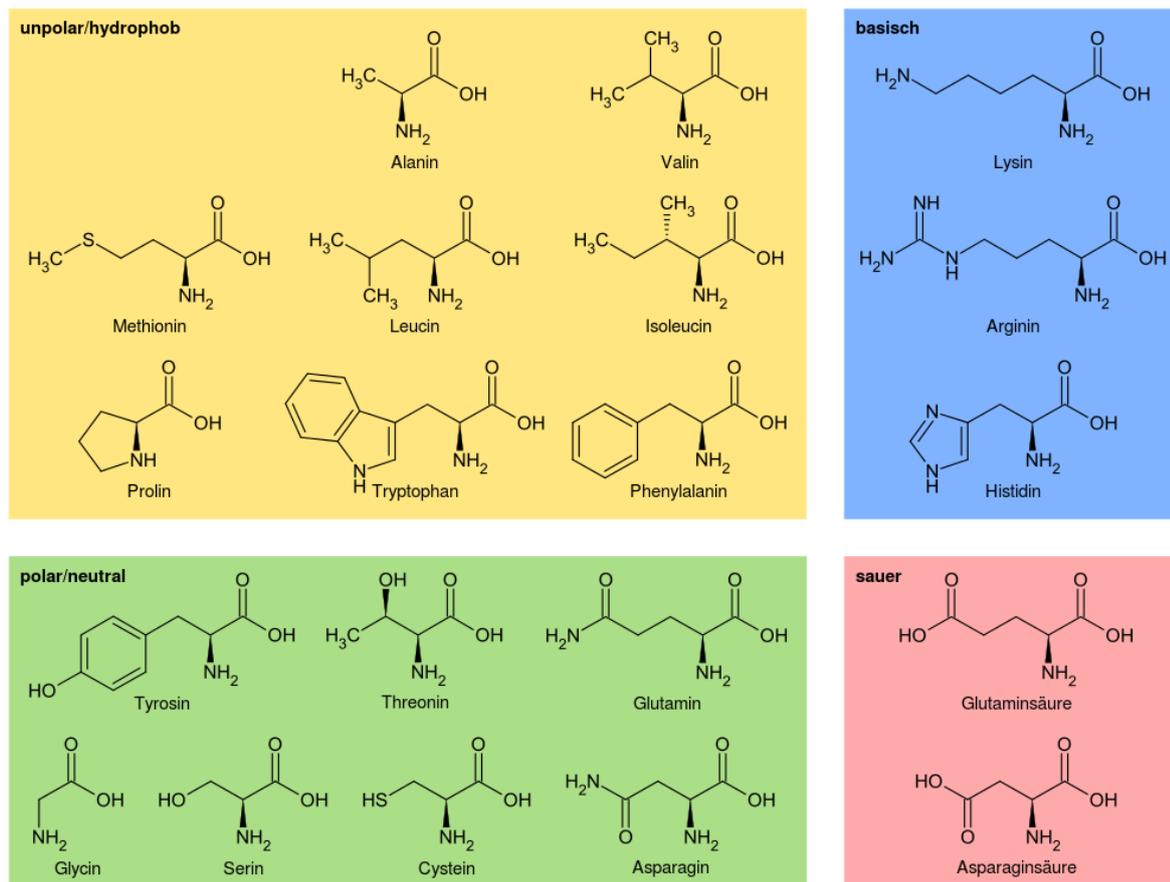


Abbildung 55 20 Proteinogene Aminosäuren³⁰

(Diese sind nicht auswendig zu lernen, jedoch sollte man wissen welche unpolar/polar etc. sind wenn sie gezeigt werden).

Aminosäuren sind im Grunde Carbonsäuren, an denen eine Aminogruppe hängt. Es existieren alpha, beta und gamma Aminosäuren, wobei die alpha Version die biologisch Wichtigste ist. Außerdem sind beim Menschen alle chiralen Aminosäuren vom Typ L. Die zwanzig, die der Körper nutzt, um Proteine herstellen zu können, werden proteinogene Aminosäuren genannt. Nicht-proteinogene Aminosäuren spielen im Stoffwechsel eine Rolle, kommen jedoch nicht in Proteinen vor.

Von den proteinogenen Aminosäuren gibt es acht, die der Körper selbst nicht produzieren kann und sie deshalb mit der Nahrung zuführen muss (→ Essentielle AS).

Essentielle Aminosäuren sind: Phenylalanin, Leucin, Isoleucin, Lysin, Methionin, Threonin, Tryptophan, Valin

Merkspruch: Phenomenale Isolde trübt mitunter Leutnant Valentins liebliche Träume

14.2.2 Peptidbindung

Bei der Peptidbindung handelt es sich eigentlich um eine Amidbindung, welche repetitiv vorkommt.

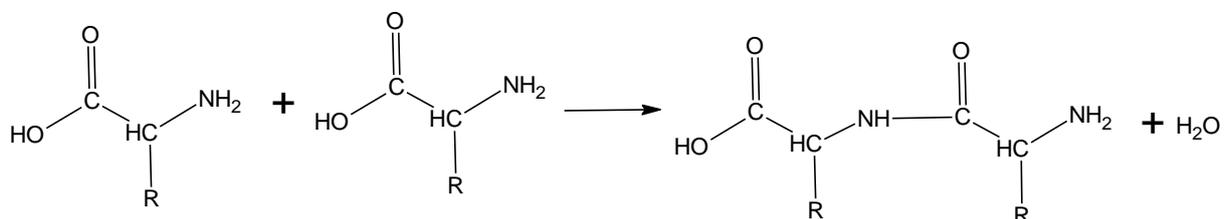


Abbildung 56 Amidbildung unter Wasserabspaltung (Kondensation)

14.2.3 Primärstruktur

Die Primärstruktur in Proteinen beschreibt das aufeinanderfolgen der Aminosäuren, sehr oft im 3-Buchstabencode wiedergegeben.

Beispiel: **GlyPheAlaCysLys**

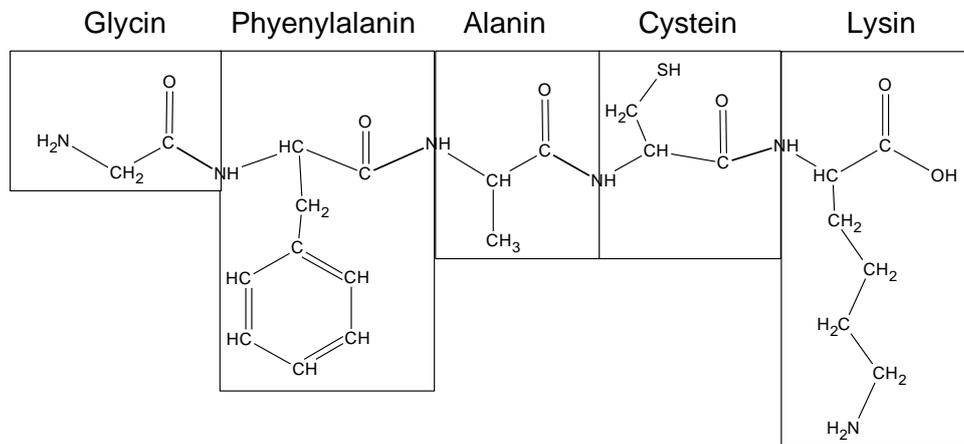


Abbildung 57 Darstellung einer Primärstruktur

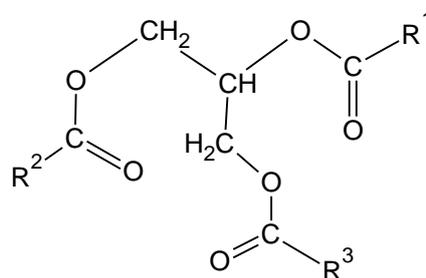
14.2.4 Wichtige Wechselwirkungen und Proteinkonformation

In wässriger Umgebung drehen sich die polaren Aminosäurenreste nach außen und die unpolaren nach innen, dies ist für die Faltung und ihre Funktion sehr wichtig.

In Proteinen kommt es zu: **ionischen** Wechselwirkungen durch Amine und Säuregruppen, zu **Sulfidbrücken** durch Cystein, zu **unpolaren** Wechselwirkungen und zu **Wasserstoffbrückenbindungen** (polare Wechselwirkungen).

14.3 Fette

Sind dreiwertige Ester des Glycerols (Triglyceride) und haben folgenden allgemeinen Aufbau:



Fette, welche bei Raumtemperatur flüssig sind werden oft einfach als Öle bezeichnet.

Maßgeblich an den Eigenschaften beteiligt ist die Kettenlänge der Fettsäuren und wie ungesättigt sie sind, daher wie viele Doppelbindungen in ihrer Kette vorkommen. Je mehr Doppelbindungen vorhanden sind, desto eher ist das Fett flüssig, da eine Doppelbindung die Struktur „knickt“ und daher mehr Platz benötigt (weniger unpolare Wechselwirkungen, niedrigerer Schmelzpunkt).

Als Omega-Fettsäuren werden Fettsäuren bezeichnet, bei welchen es sich anbietet, vom letzten C-Atom aus zu zählen und nicht von der Esterbindung weg.

14.4 Nukleinsäuren

Nukleinsäuren (unter anderem DNA und RNA) sind aus Nucleotiden aufgebaute Makromoleküle. Die Nucleotide bestehen aus Nucleinbase, Zucker und Phosphat.

14.4.1 Nucleinbasen

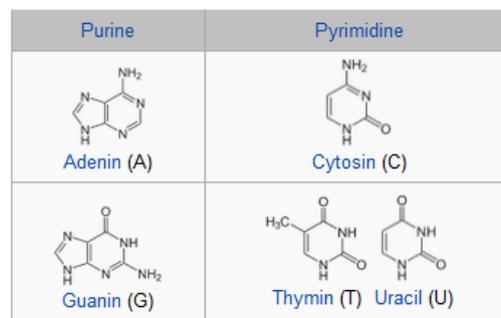


Abbildung 58 Nucleinbasen³¹

Die eigentlichen „Buchstaben“ der DNA und RNA sind die Purin- und die Pyrimidinbasen.

14.4.2 Zucker

Es gibt 2 Pentosen, welche in RNA und DNA Verwendung finden: Ribose und Desoxyribose.

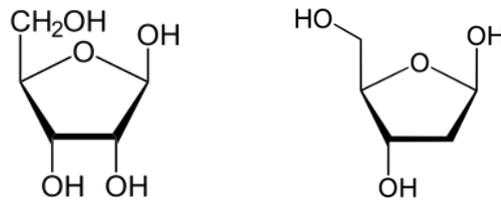
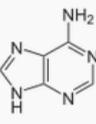
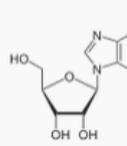
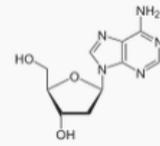
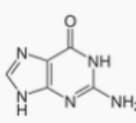
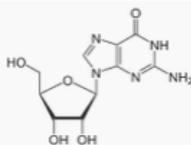
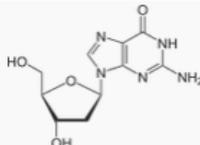


Abbildung 59 Ribose³² und Desoxyribose³³

14.4.3 Nukleoside

Nukleinbase + Zucker

Nukleobase	Nukleosid	Desoxynukleosid
		
Adenin	Adenosin, A	Desoxyadenosin, dA
		
Guanin	Guanosin, G	Desoxyguanosin, dG

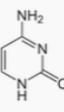
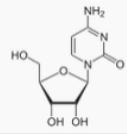
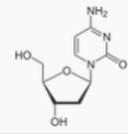
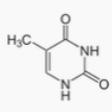
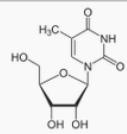
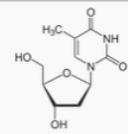
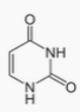
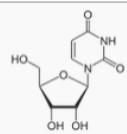
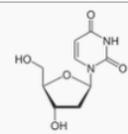
Nukleobase	Nukleosid	Desoxynukleosid
		
Cytosin	Cytidin, C	Desoxycytidin, dC
		
Thymin	Ribothymidin T ^[1] (= 5-Methyluridin)	Desoxythymidin, dT
		
Uracil	Uridin, U	Desoxyuridin, dU

Abbildung 60 Purin- und Pyrimidinnukleoside³⁴

14.4.4 Nukleotide

Nukleinbase + Zucker + Phosphatreste

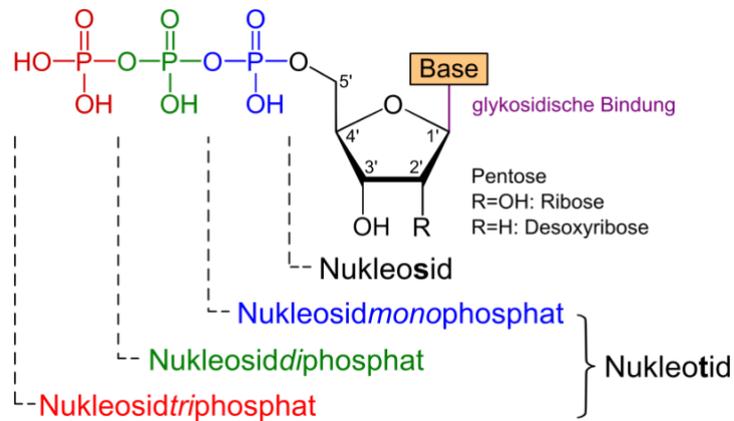


Abbildung 61 Schematische Darstellung eines Nucleotids³⁵

14.4.5 Nucleinsäuren

Die eigentliche Nucleinsäure bildet sich aus den Nucleotiden, bei welchen A&T (kantige Buchstaben), sowie G&C (runde Buchstaben) korrelieren.

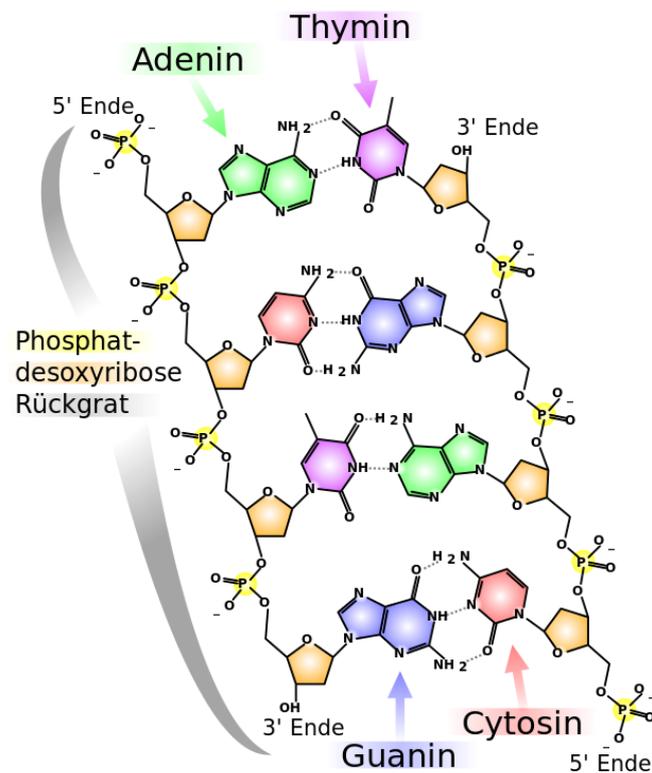


Abbildung 62 Schematischer Ausschnitt aus der DNA³⁶

DNA und RNA unterscheiden sich darin, dass in der DNA Desoxyribose und Thymin, anstelle von Uracil, verarbeitet wird. In der RNA wird Ribose und Uracil verwendet. Durch die Verwendung von Ribose ist die RNA anfälliger für chemische Veränderungen.

Verschiedene Arten von RNA:

- mRNA: Boten RNA, dient als Matrize (Schablone für die Synthese eines Komplementärstranges) der Proteinsynthese
- hnRNA (prä-mRNA): transkribiert den Code der DNA → Vorläufer der mRNA
- tRNA: kurze Ribonukleinsäuren mit kleeblattartiger Struktur, sind an der Translation beteiligt
- rRNA: Bestandteil der Ribosome
- snRNA: kleine etwa 100-300 Basenpaare → Verarbeitung von hnRNA in mRNA, vor allem Mitwirkung bei Splicing der Introns

14.5 Vitamine

Vitamine sind Stoffe, welche sich der Mensch selbst durch die Nahrung zuführen muss (essentiell) um seine lebenswichtigen Funktionen aufrecht zu erhalten (viele Vitamine und Derivate fungieren als Coenzyme, die an das aktive Zentrum eines Enzyms binden und somit die Wirkungsentfaltung unterstützen). Es gibt 13 Vitamine für den Menschen, von welchen 11 in keiner Form synthetisiert werden können (Z.B. kann Vitamin D bei ausreichender Sonnenexposition selbst hergestellt werden). Viele von ihnen sind nicht sehr stabil, weshalb sie sehr leicht durch Hitze- und Lichteinwirkungen zerstört werden können.

Werden Vitamine nicht in ausreichender Menge zugeführt so treten Mangelercheinungen auf (z.B. Skorbut). **Die Vitamine A, D, E und K sind fettlöslich.**

Fettlösliche Vitamine:

- Vitamin A → Retinol: Wichtiger Bestandteil der Sehfärbstoffe → essentiell für Sehvorgang, schützt und erhält Epithelgewebe, beeinflusst Stoffwechsel und Entwicklung
- Vitamin D → Cholecalciferol: Hilft dem Körper bei der Nutzung von Calcium und Phosphor zum Aufbau der Knochen und Zähne. Ist Vorstufe zum Hormon Calcitriol und kann mithilfe von UV-Licht in der Haut aus Cholesterin gebildet werden.
- Vitamin E → Tocopherol: Schützendes Antioxidans, schützt ungesättigte Fettsäuren vor Oxidation durch Radikale
- Vitamin K → Phyllochinon: Wichtig für Blutgerinnung! Erforderlich für die Bildung von bestimmten Blutgerinnungsfaktoren

Wasserlösliche Vitamine:

- Thiamin (B₁): Unentbehrlich für den Kohlenhydratstoffwechsel, unterstützt Nervenfunktionen und Verdauung
- Riboflavin (B₂): Zentrale Rolle im Stoffwechsel, Vorstufe für Flavin-Koenzyme (FAD, FMN)
- Pyridoxin (B₆): Bestandteil von Coenzymen im Aminosäurestoffwechsel
- Cobalamin (B₁₂): Erforderlich zur Bildung von Erythrozyten, Schutz der Nervenzellen
- Ascorbinsäure (C): Antioxidans, Radikalfänger, fördert Eisenresorption im Darm, Stimulation der körpereigenen Abwehr,
- Biotin (H, B₇): Bestandteil von Enzymen, Rolle im Stoffwechsel und Zellkern für epigenetische Regulation der Genfunktion
- Nikotinsäure (Niacin, B₃): Beteiligt am Stoffwechsel (NAD, NADH,..), antioxidative Wirkung, Regeneration der Haut, Muskeln, Nerven, DNA
- Pantothersäure (B₅): Benötigt für den Aufbau von Coenzym A, beteiligt am Aufbau von Kohlenhydraten, Fetten, Synthese von Cholesterin

15 Bildquellen

- ¹http://www.engineeringarchives.com/img/les_chem_atom_1.png
- ²http://www.schule-bw.de/unterricht/faecher/chemie/material/nuetzliches/pse_pics/PSEf3.gif
- ³<http://www2.ccc.uni-erlangen.de/projects/vsc/chemie-mediziner-neu/atombau/bilder/1000c.gif>
- ⁴<http://de.wikipedia.org/w/index.php?title=Elektronenkonfiguration&redirect=no>
- ⁵<http://www.uniterra.de/rutherford/gif/kap013b.gif>
- ⁶http://de.wikipedia.org/wiki/Polare_Atombindung#mediaviewer/File:Polare_atombindung.png
- ⁷<http://de.wikipedia.org/wiki/Hybridorbital#mediaviewer/File:Sp3-Orbital.svg>
- ⁸<http://www.zum.de/Faecher/Materialien/beck/chemkurs/bilder/zwmk.jpg>
- ⁹http://upload.wikimedia.org/wikipedia/commons/thumb/4/41/Nuvola_di_elettroni.svg/2000px-Nuvola_di_elettroni.svg.png
- ¹⁰<http://www.chemie-online.net/organische-chemie/images/j5.gif>
- ¹¹<http://hw.grehoen-design.de/media/Chemiebilder%2012/chem%20Gg.jpg>
- ¹²http://upload.wikimedia.org/wikipedia/commons/thumb/a/a3/Exothermic_reaction_%28German%29.svg/2000px-Exothermic_reaction_%28German%29.svg.png
- ¹³http://de.wikipedia.org/wiki/Wasserstoff#mediaviewer/File:Hydrogen_Deuterium_Tritium_Nuclei_Schmatic-de.svg
- ¹⁴http://de.wikibooks.org/wiki/Anorganische_Chemie_f%C3%BCr_Sch%C3%BCler/_Elektrochemie_I#mediaviewer/File:Fe-nagel_in_CuSO4.jpg
- ¹⁵http://de.wikipedia.org/wiki/Galvanische_Zelle#mediaviewer/File:Daniell-Element.jpg
- ¹⁶http://de.wikipedia.org/wiki/Galvanische_Zelle#mediaviewer/File:Galvanische_Zelle_2009-02-08.svg
- ¹⁷http://www.chemgapedia.de/vsengine/media/vsc/de/ch/4/cm/bindung/bilder/sp3_hybridisierung.gif
- ¹⁸http://www.chemgapedia.de/vsengine/media/vsc/de/ch/4/cm/bindung/bilder/sp2_sp_hybridisierung.gif
- ¹⁹<http://www.mhaeberl.de/Erlaeuterungen/Bilder/145sp3-in-ethan.gif>
- ²⁰<http://analytik.pharmaziestudenten-hd.de/uv-vis2/img/hybrid1.gif>
- ²¹http://www.iapp.de/~kasemann/cmsoe/images/ethin_3_web.png
- ²²<http://de.wikipedia.org/wiki/Alkane>
- ²³<http://de.wikipedia.org/wiki/Isomerie#mediaviewer/File:Isomerism-ball-V2.de.svg>
- ²⁴http://de.wikipedia.org/wiki/Enantiomer#mediaviewer/File:Milchs%C3%A4ure_Enantiomerenpaar.svg

- ²⁵http://upload.wikimedia.org/wikipedia/commons/d/d0/217_Five_Important_Monosaccharides-01.jpg
- ²⁶<http://www.medbio.info/horn/time%201-2/CarbCh4.gif>
- ²⁷http://de.wikipedia.org/wiki/Cellulose#mediaviewer/File:Cellulose_Sessel.svg
- ²⁸http://de.wikipedia.org/wiki/St%C3%A4rke#mediaviewer/File:Amylopektin_Haworth.svg
- ²⁹<http://de.wikipedia.org/wiki/Glykogen#mediaviewer/File:Glykogen.svg>
- ³⁰http://de.wikipedia.org/wiki/Aminos%C3%A4uren#mediaviewer/File:Overview_proteinogenic_amino_acids-DE.svg
- ³¹<http://de.wikipedia.org/wiki/Nukleinbasen>
- ³²<http://de.wikipedia.org/wiki/Ribose#mediaviewer/File:Beta-D-Ribofuranose.svg>
- ³³http://de.wikipedia.org/wiki/Desoxyribose#mediaviewer/File:Deoxyribose_structure.svg
- ³⁴<http://de.wikipedia.org/wiki/Nukleoside>
- ³⁵ „Nucleotide nucleoside general“ von Yikrazuul - Eigenes Werk. Lizenziert unter CC BY-SA 3.0 über Wikimedia Commons - http://commons.wikimedia.org/wiki/File:Nucleotide_nucleoside_general.svg#mediaviewer/File:Nucleotide_nucleoside_general.svg
- ³⁶ „Chemische Struktur der DNA“ von DNA_chemical_structure.svg: Madeleine Price Ball, User:Madprimederivative work: Matt (talk) - DNA_chemical_structure.svg. Lizenziert unter CC BY-SA 3.0 über Wikimedia Commons - http://commons.wikimedia.org/wiki/File:Chemische_Struktur_der_DNA.svg#mediaviewer/File:Chemische_Struktur_der_DNA.svg
- ³⁷https://commons.wikimedia.org/wiki/File:Phasendiagramm_Wasser.png
- ³⁸<https://de.wikipedia.org/wiki/Ameisensäure>
- ³⁹<https://de.wikipedia.org/wiki/Buttersäure>
- ⁴⁰https://de.wikipedia.org/wiki/Datei:Essigsäure_-_Acetic_acid.svg
- ⁴¹<https://de.wikipedia.org/wiki/Citronensäure>
- ⁴²<https://de.wikipedia.org/wiki/Milchsäure>