Fachhochschule Weihenstephan
University of Applied Sciences
Fachbereich Umweltsicherung

Lehrbrief Chemie

Teil I: Allgemeine und Anorganische Chemie

GEFÖRDERT VOM

Bundesministerium für Bildung und Forschung

sowie

EUROPEAN SOCIAL FUND: helping develop employment by promoting employability, the business spirit and equal opportunities and investing in human resources

Dieser Lehrbrief ist Bestandteil einer Fortbildung für Hauptschullehrer in Bayern und Baden-Württemberg für das Fach PCB (Physik, Chemie, Biologie, Natur & Technik). Neben den fachspezifischen Lehrbriefen **(Selbststudium)** beinhaltet die Fortbildung auch praktische Unterweisungen in den Laboratorien der Fachhochschule Weihenstephan, Abteilung Triesdorf **(Präsenzphase)**.

Die Entwicklung und Durchführung des Fortbildungsprgramms erfolgt im Rahmen der **„Lernende Region Schwäbisch Hall/Ansbach“** durch das

LernendeRegion Schwäbisch Hall – Ansbach

Umwelt-Kompetenzzentrum Triesdorf (UKT)

UKT

und die

Wirtschaftsförderungsgesellschaft Schwäbisch Hall

WFG SCHWÄBISCH HALL

Wir danken dem Bayerischen Staatsministerium für Wissenschaft und Kunst für die Überlassung von Räumen und Geräten der Fachhochschule Weihenstephan.

Autor dieses Lehrbriefes: **Prof. Dr. Rudolf Huth**
Lehrgebiet Chemie und Umweltanalytik
Tel.: 09826/654-214
e-mail: rudolf.huth@fh-weihenstephan.de

© Prof. Dr. Rudolf Huth
Alle Rechte, insbesondere die der Übersetzung in fremde Sprachen, vorbehalten. Kein Teil dieses Lehrbriefes darf ohne schriftliche Genehmigung des Autors in irgendeiner Form – durch Fotokopie, Mikroverfilmung oder irgendein anderes Verfahren – reproduziert oder in eine von Maschinen, insbesondere von Datenverarbeitungsmaschinen, verwendbare Sprache übertragen oder übersetzt werden.
Die Wiedergabe von Warenbezeichnungen, Handelsnamen oder sonstigen Kennzeichen in diesem Lehrbrief berechtigt nicht zu der Annahme, dass diese von jedermann frei benutzt werden dürfen. Vielmehr kann es sich auch dann um eingetragene Warenzeichen oder sonstige geschützte Kennzeichen handeln, wenn sie nicht eigens als solche markiert sind.

Inhalt

0 HINWEISE ZUR BEARBEITUNG 5

1 EINLEITUNG 6

1.1 Historische Entwicklung von Atommodellen 6

1.2 Fragen zum Kapitel 1 "Einleitung" 10

2 CHEMISCHE STOFFE 11

2.1 Stoffe als Elemente und Verbindungen 11

2.2 Eigenschaften von Stoffen 13

2.3 Aggregatzustände von Stoffen 16

2.4 Trennverfahren für Stoffe 17

2.5 Fragen zum Kapitel 2 "Chemische Stoffe" 21

3 AUFBAU DER MATERIE 22

3.1 Atomkern und Atomhülle 22

3.1.1 Elementarteilchen 22

3.1.2 Ordnungszahl und Massenzahl 23

3.1.3 Isotope und Nuklide 24

3.1.4 Bedeutung des Atomaufbaus für Reaktionen 26

3.2 Das Bohr´sche Atommodell 26

3.3 Das Periodensystem der Elemente 28

3.4 Ionisierungsenergie und Elektronenaffinität 31

3.5 Fragen zum Kapitel 3 "Aufbau der Materie" 34

4 CHEMISCHE BINDUNG 35

4.1 Ionenbindung 36

4.2 Kovalente Atombindung 39

4.3 Polare Atombindung 41

4.4 Metallbindung 44

4.5 Nomenklatur anorganischer Verbindungen 45

4.6 Fragen zum Kapitel 4 "Chemische Bindung" 47

5 CHEMISCHE REAKTIONEN 48

5.1 Säure/Base-Reaktionen 48
5.1.1 Grundlagen 48
5.1.2 pH-Wert von Lösungen 49
5.1.3 Neutralisation 51
5.1.4 pH-Indikatoren 52

5.2 Lösungs- und Fällungsreaktionen 53

5.3 Redoxreaktionen 55
5.3.1 Grundlagen 55
5.3.2 Galvanische Elemente 55
5.3.3 Elektrochemische Spannungsreihe 58
5.3.4 Batterie und Akkumulator 59
5.3.5 Elektrolyse 61

5.4 Fragen zum Kapitel 5 "Chemische Reaktionen" 63

6 EIGENSCHAFTEN DES WASSERS 64

6.1 Phasenumwandlungen und Anomalie des Wassers 64

6.2 Wasser als Lösungsmittel 67

6.3 Fragen zum Kapitel 6 "Eigenschaften des Wassers" 68

7 BESTANDTEILE DER LUFT UND DES BODENS 69

7.1 Die Atmosphäre 69

7.2 Die Lithosphäre 70

7.3 Fragen zum Kapitel 7 "Bestandteile der Luft und des Bodens" 73

8 MUSTERLÖSUNGEN 74

8.1 Kapitel 1 „Einleitung“ 74

8.2 Kapitel 2 „Chemische Stoffe“ 75

8.3 Kapitel 3 „Aufbau der Materie“ 76

8.4 Kapitel 4 „Chemische Bindung“ 77

8.5 Kapitel 5 "Chemische Reaktionen" 78

8.6 Kapitel 6 "Eigenschaften des Wassers" 79

8.7 Kapitel 7 "Bestandteile der Luft und des Bodens" 80

9 LITERATURVERZEICHNIS 81

0 Hinweise zur Bearbeitung

Der nachfolgende Lehrbrief Chemie gliedert sich in zwei Themenbereiche (Themenbereich I: Allgemeine und Anorganische Chemie sowie Themenbereich II: Organische Chemie und chemische Produkte im Alltag). Die beiden Themenbereiche bestehen aus 7 bzw. 10 Lehreinheiten. Am Ende einer jeden Lehreinheit finden Sie eine Auflistung von ca. 5 bis 7 Fragen, die einen engen Bezug zum vorausgegangenen Lehrinhalt aufweisen. Die Fragenserien zu jeder Lehreinheit sind bewusst nach zunehmendem Schwierigkeitsgrad geordnet.

Orientierungslektüre

Zur Bearbeitung dieses Lehrbriefes sollten Sie wie folgt vorgehen: Lesen Sie zunächst die erste Lehreinheit nur orientierend, d.h. versuchen Sie das Geschriebene so gut als möglich zu erfassen, bedienen Sie sich dabei aber **nicht** eines Textmarkers oder ähnlichem, um das vermeintlich Wichtige zu markieren. Danach beginnen Sie mit der Beantwortung der Fragen zum Text. Dabei sollten Sie Ihre Antworten unbedingt schriftlich in dem dafür vorgesehenen Antwortfeld festhalten. Fragen, die Sie überhaupt nicht beantworten können, markieren Sie bitte, damit Sie diese in der Präsenzveranstaltung zur Diskussion stellen können. Nachdem Sie alle Fragen bearbeitet haben, vergleichen Sie Ihre Antworten mit den Musterlösungen auf der nächsten Seite. Sollten im Abgleich Ihrer Antworten mit den Musterlösungen weitere Fragen offen bleiben, markieren Sie auch diese Fragen, damit Sie auch hier während der Präsenzveranstaltung Diskussionsbedarf anmelden können. Anschließend sollten Sie in einem DIN A 6-Heft einen „Spick-Zettel“ anlegen. Dies geschieht zweckmäßigerweise dadurch, dass Sie die zuvor bearbeitete Lehreinheit nochmals aufmerksam lesen und nun mit Hilfe eines Textmarkers die wichtigsten Textpassagen kennzeichnen. Da Sie zuvor den Text mit Hilfe von Fragen und Antworten erschlossen haben, wird es Ihnen nunmehr viel leichter fallen, das wirklich Wichtige zu erkennen. Die Schlagworte am rechten Rand des Textes sollen Ihnen hierzu eine weitere Hilfestellung bieten. Nachdem Sie alles Wichtige markiert haben, übertragen Sie dies bitte in Ihr „Spickerheft“, dabei aber sollten Sie nur maximal eine Seite pro Lerneinheit verwenden. Dies zwingt Sie dazu, in Ihrer Zusammenfassung wirklich nur das Wesentlichste der Lehreinheit aufzuschreiben. In dieser Art und Weise bearbeiten Sie bitte alle Lehreinheiten dieses Lehrbriefes. Am Ende werden Sie über ein ausgearbeitetes „Spickerheft“ verfügen, das Sie jederzeit zur Nacharbeit oder zur Wiederholung von Gelerntem heranziehen können.

Schriftliche Fragenbeantwortung

Markieren der Fragen für Präsenzveranstaltung

Vergleich mit Musterlösungen

Markieren der wichtigen Informationen

Anlegen eines „Spickerheftes“

Wiederholung des Gelernten anhand des „Spickerheftes“

Themenbereich I:
Allgemeine und Anorganische Chemie

1 Einleitung

Die Wurzeln der experimentellen Naturwissenschaft Chemie reichen zurück bis ins antike Griechenland. Die alten griechischen Philosophen beschäftigten sich schon vor mehr als 2000 Jahren mit grundlegenden theoretischen Fragen zum Aufbau der Materie. Im Laufe der Jahrhunderte lernten die Menschen immer mehr durch praktische Anwendungen die Chemie im täglichen Leben nutzbar zu machen. So entwickelten sich die Handwerksgebiete Töpferei, Gerberei, Färberei, Metallurgie, Braukunst und Gewinnung von Wirkstoffen aus Heilkräutern zu unverzichtbaren Elementen der Kulturgeschichte der Menschheit, ohne die die heutige moderne Industriegesellschaft undenkbar erscheint. Im nachfolgenden Text werden einige Meilensteine der Chemiegeschichte aufgelistet, die einen Überblick über die Entwicklung der Vorstellung der Menschen vom Aufbau der Materie geben.

1.1 Historische Entwicklung von Atommodellen

Anaximander

Die griechischen Philosophen wie z.B. Anaximander (600 v. Chr.) glaubten, dass die gesamte Natur aus den vier Elementen Feuer, Erde, Luft und Wasser aufgebaut sei. Mit dieser Modellvorstellung lassen sich viele Naturbeobachtungen logisch erklären. So verbrennt ein Stück frisches Holz, indem Rauch (Luft) und Flammen (Feuer) entstehen. Übrig bleibt der Verbrennungsrückstand Asche (Erde) und Restfeuchtigkeit (Wasser). Demokrit benutzte 400 v.Chr. zum ersten Mal den Atombegriff (atomos = unteilbar) im Rahmen einer philosophischen Spekulation (Atome als kleinste unteilbare Bausteine des Weltalls).

Demokrit

Albertus Magnus

Albertus Magnus gilt als einer der bedeutensten Naturforscher des Mittelalters. Auf seine Untersuchungen aus dem Jahre 1270 n.Chr. gehen heute so wichtige Begriffe wie „Affinität“ und „chemische Verwandtschaft“ zurück.

Georg Agricola

Im Jahre 1550 n.Chr. vollendete Georg Agricola sein zwölf Bände umfassendes Werk „De re metallica“, in dem er die gesamte Grubenarbeit, die Wasserhaltung in Bergwerken, die Förderung, Verhüttung sowie die chemischen Arbeiten bis zur Reingewinnung von Gold, Silber, Kupfer und Blei beschrieb. Dieses Buch wurde bis ins 19. Jahrhundert an chemischen Fachschulen benutzt.

Lavoisier

Lavoisier formulierte im Jahre 1785 das Gesetz von der Erhaltung der Masse (bei einer chemischen Reaktion ist die Masse der Ausgangsstoffe gleich der Masse der Endstoffe). D.h. Kohlenstoff (C) verbindet sich mit Sauerstoff (O) zu Kohlenmonoxid (CO) gemäß der Reaktionsgleichung: $C + O \rightarrow CO$. Dabei kann man z.B. aus 12 g C und 16 g O insgesamt 28 g CO erhalten (28 = 12 + 16).

Proust

Proust erweiterte 1799 die Lavoisier´schen Gedanken um das Gesetz der konstanten Proportionen (chemische Elemente vereinigen sich immer in einem konstanten Massenverhältnis, z.B. C + O im Massenverhältnis 12/16 = 3/4 ergibt CO; dagegen ist C + O im Massenverhältnis 8/16 = 1/2 nicht möglich).

Dalton

Dalton beschrieb 1803 das Gesetz der multiplen Proportionen (wenn sich zwei Elemente zu mehr als einer Verbindung vereinigen können, so stehen die Gewichtsmengen, mit denen das eine Element sich mit einer gegebenen Gewichtsmenge des anderen verbindet, zueinander im Verhältnis kleiner ganzer Zahlen, z.B. ein Kohlenstoffoxid (CO) enthält C und O im Massenverhältnis 3:4, ein anders Kohlenstoffoxid (CO_2) enthält C und O im Massenverhältnis 3:8. Die Sauerstoff-Massen, die sich in beiden Oxiden mit der gleichen C-Masse vereinigen, stehen also zueinander im Verhältnis 1:2).

Im Jahre 1805 formulierte Dalton die Hypothese, dass alle Substanzen aus kleinen Materieteilchen verschiedener Sorten bestehen, die den verschiedenen Elementen entsprechen. Er nannte diese Teilchen Atome (griechisch atomos = unteilbar).

Die Atomhypothese von Dalton erfuhr in den Folgejahren durch Gay-Lussac (1808) und Avogadro (1811) eindrucksvoll ihre letztendliche Bestätigung durch das „Chemische Volumengesetz“ und das „Allgemeine Gasgesetz“.

Gay-Lussac

Chemisches Volumengesetz: Das Volumenverhältnis gasförmiger, an einer chemischen Reaktion beteiligten Stoffe lässt sich bei konstanter Temperatur und konstantem Druck durch einfache ganze Zahlen wiedergeben, z.B. Wasserstoff und Sauerstoff reagieren im Volumenverhältnis von 2:1 zu Wasser ($2H + O \rightarrow H_2O$).

Avogadro

Allgemeine Gasgesetz: Gleiche Volumina „idealer Gase“ enthalten bei gleichem Druck und gleicher Temperatur gleich viele Teilchen - Atome bzw. Moleküle, d.h.: $6{,}022 \cdot 10^{23}$ Teilchen nehmen bei Normalbedingungen das Volumen von 22,4 l ein.

Die Avogadro-Zahl ($6{,}022 \cdot 10^{23}$), früher auch Loschmidt-Konstante genannt, gibt an, wie viel Atome die Stoffmengenkonzentration von 1 mol eines Stoffes enthält.

Die Masse der Stoffmengenkonzentration von 1 mol eines Stoffes kann aus dem Periodensystem der Elemente (PSE) entnommen werden (**Kap. 3.3**). Demnach besitzt 1 mol Kohlenstoff (C) die Masse von 12 g und enthält darin ca. $6 \cdot 10^{23}$ Kohlenstoff-Atome. Wie unvorstellbar groß diese Zahl ist, verdeutlicht das folgende Beispiel:

Wollte man alle Atome von 12 g Kohlenstoff Atom für Atom manuell zählen, bräuchte man dafür ca. $6 \cdot 10^{23}$ Sekunden, wenn der Zählvorgang für jedes Atom 1 Sekunde in Anspruch nehmen würde. Das Alter des Universums beträgt ca. 15 Milliarden Jahre, das entspricht ca. $5 \cdot 10^{17}$ Sekunden. Das würde nun bedeuten: Hätte man seit dem Beginn des Universums nach dem Urknall damit begonnen, alle C-Atome, die in 12 g Kohlenstoff enthalten sind, nach der o.g. Zählleistung von 1/s zu zählen, hätte man heute erst ein Millionstel der insgesamt notwendigen Arbeit geleistet – an einen Abschluss dieser Arbeit wäre noch lange nicht zu denken.

Becquerel/Curie

Meyer/ Mendelejev

Das Periodensystem der Elemente (PSE), in dem der systematische Aufbau der chemischen Elemente sichtbar wurde, ist von vielen Chemikern zu Beginn des 19. Jahrhunderts über Jahrzehnte hin immer weiter verbessert worden. Heute gelten der Deutsche Meyer und der Russe Mendelejev als Schöpfer dieser systematischen Darstellung. Zu Beginn des 20. Jahrhunderts entdeckten die französischen Physiker Becquerel und Curie die Radioaktivität mit Hilfe eines natürlichen Uranminerals (Pechblende). In Folge wurden die drei verschiedenen Arten der radioaktiven Strahlung (α-, β- und γ-Strahlung) charakterisiert.

Rutherford

Der englische Physiker Rutherford untersuchte die Wechselwirkungen von α-Teilchen mit dünnen Metallfolien und leitete aus seinen Untersuchungen ein „Planetenmodell“ der Atome her.

Er postulierte, dass sich in einem Atom die gesamte positive Ladung (Protonen) und fast die gesamte Masse in einem eng begrenzten Raum befindet (Atomkern). Der überwiegende Teil des Atoms besteht aus „leerem Raum“, in dem sich die Elektronen um den Kern bewegen (Atomhülle), ähnlich der Bewegung der Planeten um die Sonne.

Planck

Im Jahre 1900 formulierte Max Planck die Quantentheorie, mit deren Hilfe nachgewiesen werden konnte, dass die Absorption und Emission von elektromagnetischer Strahlung durch Materie nur in kleinstmöglichen Energiebeträgen (Quantelung) auftreten kann.

Einstein

Im Jahre 1905 erklärte Albert Einstein den fotoelektrischen Effekt (Elektromagnetische Strahlung kann aus einer Metalloberfläche Elektronen herausschlagen) mit Hilfe der Quantentheorie. Damit konnte der elektromagnetischen Strahlung sowohl Welleneigenschaften als auch Teilcheneigenschaften zugeschrieben werden.

Bohr

Aus den Überlegungen von Rutherford und Planck entwickelte der dänische Physiker Niels Bohr im Jahre 1914 das Bohr´sche Atommodell.

Bohr berechnete eine Folge von erlaubten Energiezuständen für das Elektron des Wasserstoffatoms. Jeder dieser erlaubten Zustände entspricht einer Kreisbahn mit einem bestimmten Radius, in dem sich das Elektron um den Atomkern bewegt.

Auch wenn das Bohr´sche Atommodell die Wirklichkeit des Atomaufbaus völlig falsch widerspiegelt, hat es sich dennoch viele Jahre in den Naturwissenschaften halten können und wird auch heute noch vielfach benutzt, da es das historisch letzte Atommodell ist, das mit einfachen Vorstellungen ohne erheblichen mathematischen Aufwand noch begreifbar ist.

Heisenberg

Im Jahre 1927 formulierte der deutsche Physiker Heisenberg die nach ihm benannte Unschärferelation. Diese besagt, dass nicht nur Energiebeträge gequantelt auftreten, sondern auch Teilchen im subatomaren Bereich (Elektronen). Damit musste man die vereinfachte Bohr´sche Vorstellung aufgeben, dass sich Elektronen in definierten Kreisbahnen um den Kern bewegen.

Schrödinger

In der Folgezeit entwickelte der österreichische Physiker Schrödinger die nach ihm benannte Schrödinger-Gleichung. Das daraus entwickelte quantenmechanische Atommodell beschreibt den Aufenthaltsort eines Elektrons als Aufenthaltswahrscheinlichkeit (Elektronendichte). Die Lösung der Schrödinger-Gleichung führt zu sog. Atomorbitalen, die durch einen Satz von vier Quantenzahlen beschrieben werden.

1.2 Fragen zum Kapitel 1 "Einleitung"

1. Was bedeutet der griechische Begriff „atomos“?

2. Wie heißen die subatomaren Teilchen, die den Atomkern, und wie die Teilchen, die die Atomhülle bilden? In welchem Teil des Atoms konzentriert sich fast die gesamte Masse?

3. Formulieren Sie das Lavoisier´sche Gesetz von der Erhaltung der Masse. Wäre nach diesem Gesetz die Bildung von 28 g Kohlenmonoxid (CO) aus 8 g Kohlenstoff (C) und 20 g Sauerstoff (O) möglich?

4. Formulieren Sie das Proust´sche Gesetz der konstanten Proportionen. Wäre nach diesem Gesetz die Bildung von 28 g Kohlenmonoxid (CO) aus 8 g Kohlenstoff (C) und 20 g Sauerstoff (O) möglich? Wäre nach diesem Gesetz die Bildung von 14 g Kohlenmonoxid (CO) aus 6 g Kohlenstoff (C) und 8 g Sauerstoff (O) möglich?

5. Formulieren Sie das Dalton´sche Gesetz der multiplen Proportionen. Welche Endprodukte (Kohlenstoffoxide) würden jeweils entstehen, wenn in einem Fall 4,5 g C mit 6 g O zu einem, und im anderen Fall 4,5 g C mit 12 g O zu einem anderen Endprodukt reagieren?

2 Chemische Stoffe

In der physikalischen Betrachtung der Welt ist es üblich vom Begriff Materie zu sprechen. Dabei kann man von einer sehr einfachen Definition ausgehen: Materie ist alles, was eine Masse besitzt. Masse wiederum kann durch zwei Eigenschaften charakterisiert werden – die Trägheit und die Schwere.

Trägheit

Schwere

Trägheit ist der Widerstand, den die Materie einer Geschwindigkeitsänderung entgegensetzt. Schwere ist die gegenseitige Anziehung von Materie im Gravitationsfeld.

Unterwirft man nun die Materie einer mikroskopischen Betrachtung, kann man vom Begriff Stoff sprechen.

2.1 Stoffe als Elemente und Verbindungen

Stoffe können in Reinstoffe und Gemenge/Gemische eingeteilt werden. Die Begriffe Gemenge und Gemische werden synonym gebraucht.

Reinstoff

Reinstoffe können Elemente oder aber auch Verbindungen sein. Elemente sind Stoffe, die nur aus einer einzigen Atomsorte bestehen, z.B. Sauerstoff (O_2), Stickstoff (N_2), Quecksilber (Hg) oder Kohlenstoff (C). Bis heute sind insgesamt ca. 109 Elemente bekannt. Sie sind im Periodensystem der Elemente systematisch aufgelistet. Verbindungen sind Stoffe, die aus mindestens zwei verschiedenen Elementen bestehen. Die chemischen und physikalischen Eigenschaften der Verbindungen, wie z.B. Reaktionsverhalten, Dichte oder Wärmeleitfähigkeit, sind vollkommen anders wie die Eigenschaften der Elemente, aus denen die Verbindungen aufgebaut sind. Beispiele für Verbindungen sind Kohlendioxid (CO_2), Wasser (H_2O), Eisensulfat ($FeSO_4$) oder Natriumchlorid (NaCl).

Gemenge/ Gemische

Gemenge/Gemische sind Zusammenmischungen aus mindestens zwei verschiedenen Reinstoffen. Durch geeignete Trennmethoden können Gemenge/Gemische in die jeweiligen Reinstoffe aufgespalten werden. Beispiele für Gemische sind Luft, Erdöl, Milch oder Kohle. Gemische können noch zudem unterteilt werden in homogene (gleichartig) und heterogene (verschiedenartig) Gemische. Homogene Gemische enthalten mehrere Elemente oder Verbindungen, die auch unter Zuhilfenahme eines Mikroskops nicht mehr voneinander unterschieden werden können.

Solche homogenen Gemische sind Gasgemische wie z.B. Luft, echte Lösungen wie z.B. Salzlösungen oder Legierungen wie z.B. Bronze – eine Kupfer/Zinn-Legierung. In heterogenen Gemischen können entweder mit bloßem Auge oder aber mit Hilfe eines Mikroskops die Einzelbestandteile (Elementen und/oder Verbindungen) erkannt werden (**Abb. 1**).

Homogenes Gemisch

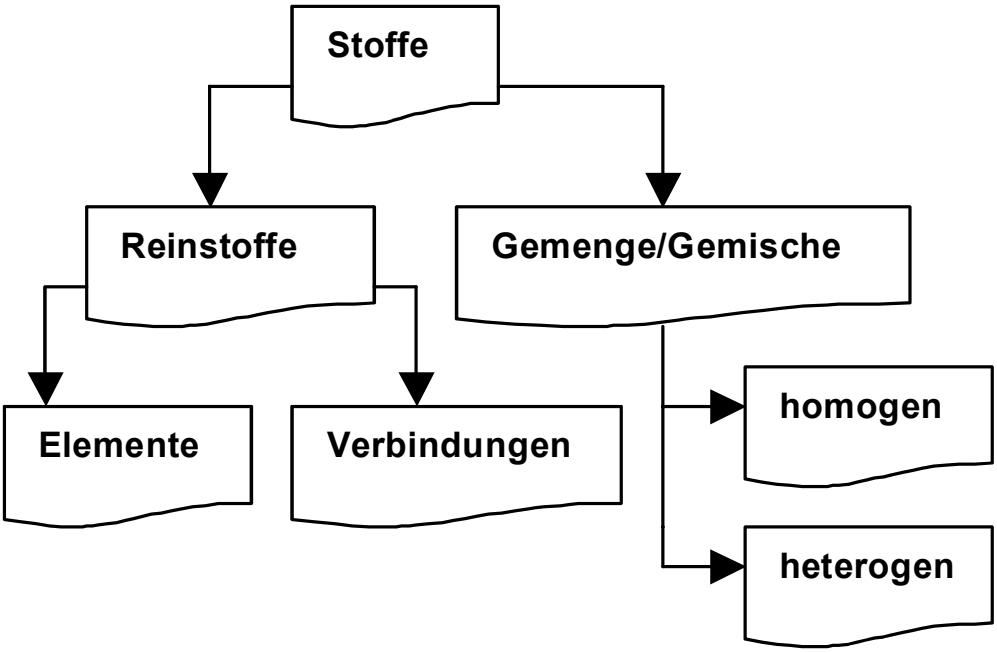


Abb. 1: **Einteilung von Stoffen**

Bei heterogenen Gemischen wird häufig die Zustandsform (feste, flüssige oder gasförmige Phase) der Gemisch bildenden Elemente oder Verbindungen mit angegeben. Hierbei werden üblicherweise die Zustandsformen mit den Anfangsbuchstaben der englischen Worte für fest (= solid, Abkürzung: s), flüssig (= fluid, Abkürzung: fl) und gasförmig (= gaseous, Abkürzung: g) verwendet. Je nach dem, aus welchen der drei Zustandsformen ein Gemisch besteht, erhält das jeweilige Gemisch einen unterschiedlichen Klassifizierungsnamen.

Heterogenes Gemisch

So z.B. werden Gemische, die nur aus flüssigen Phasen bestehen, Emulsionen (fl/fl) genannt. Beispiel für eine Emulsion ist Salatdressing. Essig und Öl des Dressings sind zwei Flüssigkeiten, die ein solches heterogenes Gemisch ergeben.

Emulsion

Gemische, die einen Feststoff und eine Flüssigkeit enthalten nennt man Suspension bzw. Kolloid (s/fl), wobei der Begriff Suspension verwendet wird, wenn größere Feststoffteilchen vorhanden sind, Kolloid allerdings nur, wenn der Durchmesser der Feststoffteilchen kleiner als 0,1 µm beträgt.

Suspension

Beispiel für eine Suspension ist Malerfarbe. Hierbei handelt es sich um einen festen Farbstoff, der in einem flüssigen Lösemittel fein verteilt ist.

Ein Gemisch, das eine gasförmige und eine flüssige Phase enthält, wird Schaum (g/fl) genannt. Beispiel hierfür ist die Schaumkrone eines frisch eingeschenkten Bieres. Diese besteht aus Kohlendioxid (gasförmig) und Wasser (flüssig).

Schaum

Nebel (fl/g) ist ein Gemisch aus einem flüssigen und einem gasförmigen Bestandteil. Die Wetterlage Nebel, die dieser Gemengeklassifizierung ihren Namen gegeben hat, besteht aus fein verteilten flüssigen Wassertröpfchen in der gasförmigen Atmosphäre.

Nebel

Rauch (s/g) ist ein Gemisch aus einem festen und einem gasförmigen Bestandteil. Der Rauch einer Feuerstelle enthält sehr kleine, aber feste Rußpartikel, die in der warmen Luft aufsteigen.

Rauch

2.2 Eigenschaften von Stoffen

Die unterschiedlichen Stoffe können anhand ihrer spezifischen Eigenschaften charakterisiert werden. Solche Eigenschaften sind z.B.:

- Aussehen (Form, Farbe) und Geruch
- Dichte und Brechungsindex
- Löslichkeit und Reaktionsverhalten
- Viskosität (Zähigkeit) und Dampfdruck
- Siedepunkt und Schmelzpunkt
- Elektrische und Wärmeleitfähigkeit

Zur qualitativen (Art) und quantitativen (Menge) Bestimmung von charakteristischen Eigenschaften müssen in der Regel physikalische Messverfahren herangezogen werden. Physikalische Größen müssen seit 1960 in den sog. SI-Einheiten (Systeme International d´Unites) angegeben werden. Solche SI-Einheiten sind z.B. für die Länge „Meter“, aber nicht „Meile“ oder für Leistung „Watt“, aber nicht PS oder für Druck „Pascal“, aber nicht „bar“.

SI-Einheiten

Die nachfolgende **Abb. 2** enthält die 7 Basisgrößen des SI-Einheitensystemes.

Größe	Name	Zeichen
Länge	Meter	m
Masse	Kilogramm	kg
Zeit	Sekunde	s
Stromstärke	Ampere	A
Temperatur	Kelvin	K
Lichtstärke	Candela	cd
Stoffmenge	Mol	mol

Abb. 2: Physikalische Größe, Name und Zeichen für Maßeinheiten

In der **Abb. 3** sind weitere aus den Basisgrößen abgeleitete Einheiten angegeben, die sich aus diesen durch Multiplikation oder Division ergeben.

Größe	Name	Zeichen
Kraft (= Masse • Beschleunigung)	Newton	N (= kg • m/s^2)
Arbeit (= Kraft • Weg)	Joule	J (= N • m bzw. = kg • m^2/s^2)
Leistung (=Arbeit/Zeit)	Watt	W (=J/s bzw. =kg • m^2/s^3)
Druck (=Kraft/Fläche)	Pascal	Pa (=N/m^2 bzw. = kg/m • s^2)

Abb. 3: Abgeleitete Maßeinheiten

Weitere abgeleitete Einheiten sind z.B. die Einheit für die Energie in Elektronenvolt (eV) oder die Einheit für die Teilchenmasse in Atomare Masseneinheit (u).

Die im Bereich der Chemie sehr wichtige Konzentrations- oder Gehaltsangabe eines Stoffes gelöst in einem anderen Stoff kann in den Einheiten „Masse pro Volumen“ oder auch in „Volumen pro Volumen“ vorgenommen werden (**Abb. 4**). Hierbei ist die Stoffeigenschaft der Dichte [g/mL] eine wichtige Größe, mit deren Hilfe Stoffe charakterisiert werden können. Im **Praktikumsteil** des Lehrbriefes wird eine Arbeitsanleitung zur Dichtebestimmung von Lösungen gegeben.

Dichte

Konzentrationsangaben (Masse in Volumen)

g/L	oder	kg/m^3
mmol/L	oder	mol/m^3

Gehaltsangaben (Volumen in Volumen)

mL/L
% (1 zu 100)
‰ (1 zu 1000)
ppm (part per million = 1 zu 1.000.000)
ppb (part per billion = 1 zu 1.000.000.000)
ppt (part per trillion = 1 zu 1.000.000.000.000)

Abb. 4: Konzentrations – und Gehaltsangaben

Manchmal muss man Teile oder Vielfache von Größen verwenden, die zu unpraktikablen Zahlenwerten führen würden. In solchen Fällen kann man die Einheiten mit griechischen Vorsilben versehen, die üblicherweise in Abstufungen um den Faktor 1.000 verwendet werden (**Abb. 5**).

Vorsilbe	Symbol	Vielfaches von Basiseinheit
Tera	T	10^{12}
Giga	G	10^{9}
Mega	M	10^{6}
Kilo	k	10^{3}
Milli	m	10^{-3}
Mikro	µ	10^{-6}
Nano	n	10^{-9}
Piko	p	10^{-12}

Abb. 5: Gebräuchliche Vorsilben für Einheiten

2.3 Aggregatzustände von Stoffen

Stoffe können je nach Temperatur und Druckverhältnissen der Umgebung in den drei Aggregatzuständen fest, flüssig und gasförmig vorliegen. Diese drei Aggregatzustände (auch Phasen genannt) unterscheiden sich in der Dichte (Masse pro Volumen) aber auch in der Kraftwirkung, die die einzelnen Teilchen zusammenhält. Die nachfolgende **Abb. 6** zeigt wie die Teilchen eines gegebenen Stoffes in den drei Aggregatzuständen relativ zueinander vorliegen. Im Feststoff bewirken sog. Gitterkräfte die hohe Ordnung der Teilchen auch über große Entfernungen hinweg. In der Flüssigkeit halten sog. Kohäsionskräfte, die sehr viel geringer als die Gitterkräfte sind, die Teilchen zusammen. Im Gas herrschen nur geringe Kräfte zwischen den Teilchen, so dass nur eine geringe Ordnung zwischen den Teilchen besteht.

Gitterkräfte

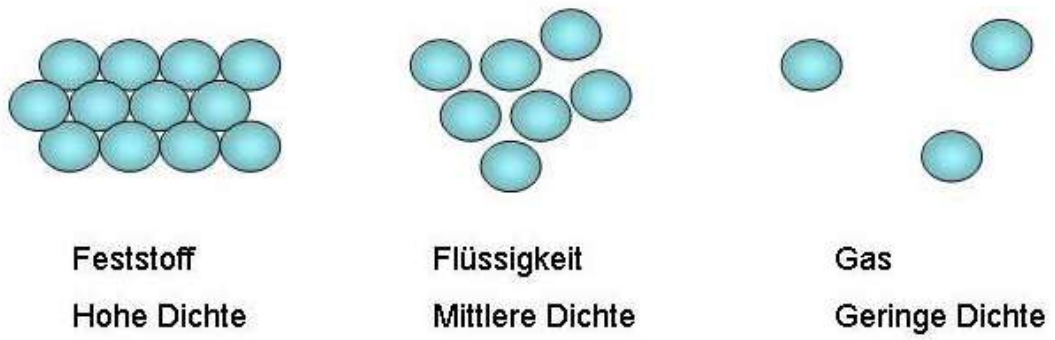


Abb. 6: Anordnung von Teilchen und Kräfte zwischen den Stoffteilchen

Die verschiedenen Aggregatzustände von Stoffen können, sofern die betrachteten Stoffe stabil sind, ineinander überführt werden. So z.B. ist festes Wasser (Eis) bei Atmosphärendruck nur unterhalb 0° C existent; bei höheren Temperaturen schmilzt Eis zu Wasser und oberhalb 100° C siedet flüssiges Wasser bei Normaldruck (es geht in die Gasphase über). Kühlt man gasförmiges Wasser wieder ab, wird es durch Kondensation wieder flüssig. Bei weiterem Abkühlen unter O° C erstarrt flüssiges Wasser und wird zu Eis. Manche Stoffe können auch direkt aus der festen Phase unter Überspringen der flüssigen Phase in die Gasphase übergehen (z.B. Iod). Diesen Vorgang nennt man Sublimieren. Der umgekehrte Vorgang (Übergang von der gasförmigen Phase direkt in die feste Phase heißt Resublimieren (z.B. Bildung von festem Kohlendioxid [CO_2] beim Öffnen eines CO_2-Feuerlöschers). Die **Abb. 7** zeigt die möglichen Phasenumwandlungen von Stoffen.

Schmelzen/ Erstarren

Sieden/ Kondensieren

Sublimieren/ Resublimieren

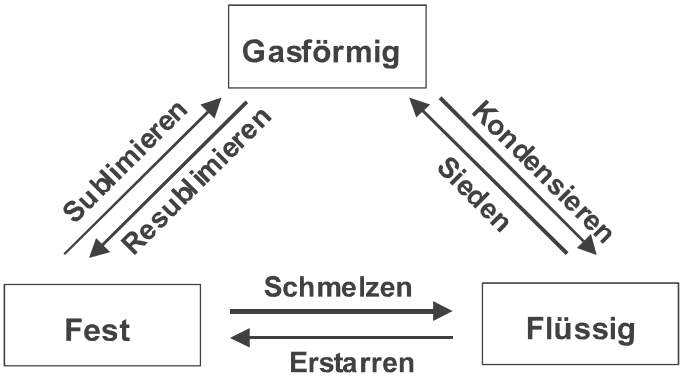


Abb. 7: Aggregatzustände von Stoffen

Hält man den Umgebungsdruck konstant, z.B. Atmosphärendruck, erhält man bei den Phasenübergängen fest/flüssig bzw. flüssig/gasförmig für die unterschiedlichen Stoffe definierte Temperaturwerte. Diese Temperaturwerte nennt man Schmelzpunkt bzw. Siedepunkt eines Stoffes. Schmelz- und Siedepunkte von Stoffen können zur Charakterisierung von Reinstoffen, aber auch zur Abtrennung von Stoffgemischen herangezogen werden.

Schmelzpunkt

Siedepunkt

2.4 Trennverfahren für Stoffe

In der chemischen Verfahrenstechnik ist die Abtrennung und Reinigung eines Reinstoffes aus einem Vielstoffgemisch eine äußerst wichtige Aufgabe, da viele Naturstoffe aber auch industriell erzeugte Produkte zunächst einmal homogene oder heterogene Stoffsysteme darstellen. Aus diesen muss der interessierende Reinstoff abgetrennt werden, will man ihn einer spezifischen Verwendung zuführen.

Daher sind viele unterschiedliche Trennverfahren entwickelt worden, die auf verschiedenen physikalischen Effekten beruhen (**Abb. 8**). Man benutzt diese Effekte dazu, den gewünschten Reinstoff aus einem Gemisch gezielt abzutrennen, sofern sich der Reinstoff signifikant von den übrigen Stoffen des Gemisches unterscheidet.

Physikalischer Effekt	Name des Trennverfahrens
Teilchengröße	Sieben oder Filtrieren
Dichte	Sedimentieren oder Zentrifugieren
Flüchtigkeit	Destillieren oder Sublimieren
Löslichkeit	Extrahieren
Adsorption	Chromatographie

Abb. 8: Trennverfahren in der Chemie

Sieben

Durch das Sieben können Feststoffgemische, die sich in der Teilchengröße unterscheiden (z.B. Kies und Sand), voneinander getrennt werden. Mit Hilfe des Filtrierens können feste Niederschläge aus einer flüssigen Phase abgetrennt werden; es ist auch möglich durch Auswahl geeigneter Porengrößen der Filtermaterialien die Niederschläge aus einer flüssigen Phase in feinkörnigere und grobkörnigere Stoffe zu unterteilen.

Filtrieren

Sedimentieren

Durch Sedimentieren (Absetzen lassen) und nachfolgendes Dekantieren (Abgießen) kann man Suspensionen, die sich in der Dichte der Mischungsanteile unterscheiden, voneinander abtrennen.

Destillation

Mit Hilfe der Destillation (Überführung einer flüssigen Phase in die Gasphase) oder der Sublimation (Überführung einer festen Phase in die Gasphase) kann man Stoffgemische von einander trennen, sofern sie sich in den Siedepunkten der Einzelstoffe ausreichend unterscheiden.

Die **Abb. 9** zeigt eine Destillationsapparatur, die zur Abtrennung des Stoffes Ethanol (Siedepunkt: 78,5 °C) aus Wasser (Siedepunkt: 100 °C) verwendet werden kann (z.B. Destillation von Branntwein). Im Destillationskolben befindet sich das Gemisch aus Wasser und Ethanol. Während des Heizvorganges mit einem Bunsenbrenner siedet (Übergang in die Gasphase) zunächst nur Ethanol (niedrigerer Siedepunkt als Wasser) und kondensiert (Übergang in die flüssige Phase) am oberen Kühlerende, da hier bedingt durch den Kühlwasserzufluss die Temperatur deutlich unter den Siedepunkt des Ethanols fällt. In die Vorlage tropft das Destillat des Ethanols. Solange sich im Destillationskolben noch nicht abgetrenntes Ethanol befindet, kann die Temperatur im sog. „Dom“ der Destillationsapparatur (dort, wo das Thermometer eingebaut ist) nicht über 78,5 °C steigen.

Sobald jedoch alles Ethanol überdestilliert ist, steigt die Gasphasentemperatur im Dom auf 100 °C und Wasser beginnt zu destillieren. Wenn in diesem Moment des Vorlagengefäß gewechselt wird, hat man eine Stofftrennung von Ethanol und Wasser erreicht.

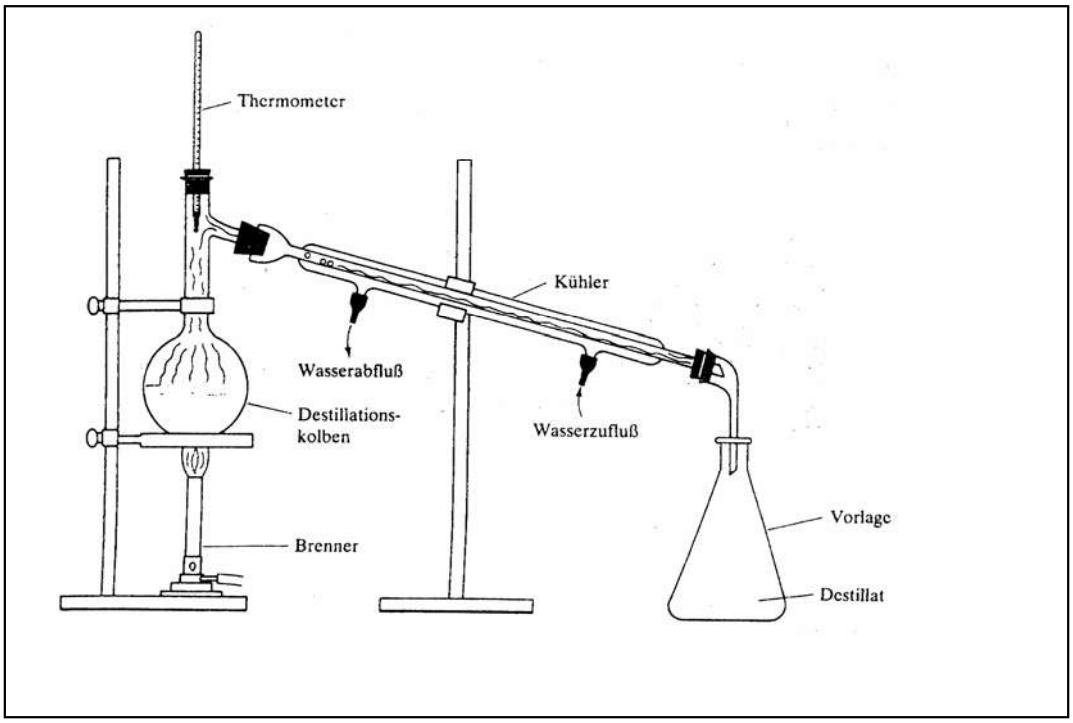


Abb.9: **Destillation zur Trennung eines Alkohol/Wasser-Gemisches**

Hinweis zur Arbeitssicherheit: Bei der Destillation von brennbaren Stoffgemischen wie Alkohol/Wasser sollte jedoch anstelle des Bunsenbrenners ein Heizpilz verwendet werden.

Extraktion

Durch Extraktion können Stoffe voneinander getrennt werden, sofern sich deren Löslichkeit in zwei sich nicht miteinander mischbaren Flüssigkeiten unterscheidet. Die beiden Lösemittel n-Hexan („organisches Lösemittel“) und Wasser („anorganisches Lösemittel“) sind nicht miteinander mischbar und bilden zwei unterscheidbare flüssige Phasen. Dabei befindet sich die spezifisch dichtere Phase (Dichte von Wasser = 1,0000 g/mL) im unteren Teil, die weniger dichte Phase (Dichte von n-Hexan = 0,6603 g/mL) im oberen Teil des Trenngefäßes. Wird nun eine Stoffmischung, die sowohl organische als auch anorganische Stoffe (wie z.B. Rosenblätter) enthält, in dieses Zwei-Phasen-System gegeben, so werden die organischen Stoffe (wie z.B. Duft gebende Inhaltsstoffe der Blätter), die sich im organischen Lösemittel n-Hexan sehr gut, aber sehr schlecht im anorganischen Lösemittel Wasser lösen, durch n-Hexan extrahiert (ausgezogen).

Anorganische Stoffe dagegen (wie z.B. Salze in den Blättern) sich besser in Wasser lösen als in n-Hexan. Auf diese Weise lassen sich natürliche Duftstoffe aus Pflanzenteilen extrahieren.

Chromatographie

Mit Hilfe der Chromatographie können Stoffgemische voneinander getrennt werden, sofern das Adsorptionsvermögen (Anhaftungsvermögen) der Stoffe an einer stationären Phase größer ist, als an die mobile Phase, die sich an der stationären Phase vorbeibewegt. So z.B. werden beim Entkalken von Wasser die Inhaltsstoffe, die die Wasserhärte bewirken (Ca- und Mg-Ionen) an einem sog. Ionenaustauscher (hochpolymeres Harz als stationäre Phase) gebunden und so dem Wasser entzogen. Das so entstandene kalkärmere Wasser ist essentiell für viele technische Prozesse aber auch für energiesparenden Einsatz und Lebenszeitverlängerung von Haushaltsgeräten (z.B. Waschmaschine, Bügeleisen).

Mit Hilfe der Papierchromatographie können auch Gemische von Farbstoffen voneinander getrennt werden. Handelsübliche schwarze Faserstifte enthalten in der Regel eine Mischung aus verschiedenen anderen Farbstoffen (z.B. in den Farbtönen blau, rot und gelb), die, wenn sie im Stift miteinander gemischt vorliegen, den schwarzen Farbeindruck hervorrufen. Mit Hilfe eines Löschblattes als stationäre Phase und Wasser als mobile Phase, das über die Kapillarkräfte im Löschblatt aufwärts steigt, können die Inhaltsstoffe eines Farbstiftes voneinander getrennt werden. Die einzelnen Farben werden sich zwischen der Lösungsmittelfront Wasser (mobile Phase) und dem Löschpapier (stationäre Phase) wegen der unterschiedlichen Stärke der Wechselwirkungen innerhalb der Phasengrenzfläche unterschiedlich weit bewegen. Die Inhaltsstoffe können sodann anhand der unterschiedlichen Eigenfarbe erkannt werden. Im **Praktikumsteil** des Lehrbriefes wird eine einfache Papier chromatographische Auftrennung von Farbstoffen gezeigt.

Stationäre Phase

Mobile Phase

2.5 Fragen zum Kapitel 2 "Chemische Stoffe"

1. Ordnen Sie die nachfolgenden Stoffe nach den Kategorien „Reinstoffe“ und „Gemische“: Kupfer, Abwasser, Zahnpasta, Natronlauge, Beton, Schwefelsäure, Gold, Keramik

   Reinstoff:

   Gemische:

2. Ein von der Sonne ausgehender Lichtstrahl benötigt bei einer Geschwindigkeit des Lichts von 300.000 km/s acht Minuten, bis er auf der Erde ankommt. Wie groß ist die Entfernung Sonne-Erde in km? Wie viel ist das in der Einheit Terameter (Tm)?

3. Berechnen Sie den Druck, den die Lufthülle der Atmosphäre auf eine Fläche von 1 m^2 ausübt (Masse der Lufthülle über dieser Grundfläche: 10.000 kg; Erdbeschleunigung: 9,81 m/s^2) in Pascal (Pa). Wie viel Hektopascal (hPa) sind das?

4. Bei einer Überprüfung der Fahrtüchtigkeit werden 0,5 Promille (‰) Alkohol im Blut festgestellt. Wie viel mL Alkohol sind insgesamt ins Blut der Testperson übergegangen, wenn das Blutvolumen der Testperson 5 L beträgt?

5. Wie können Sie mit Hilfe einer Waage und einem Messkolben die Dichte eines flüssigen Stoffes bestimmen?

3 Aufbau der Materie

Die uns umgebende Materie besteht aus Atomen. Dabei sind die Atome die kleinsten Bausteine der Materie, die mit konventionellen chemischen Methoden voneinander unterscheidbar sind. Im subatomaren Bereich können jedoch mit Hilfe physikalischer Methoden weitere Teilchen (Elementarteilchen) identifiziert werden, aus denen die Atome selbst aufgebaut sind.

3.1 Atomkern und Atomhülle

3.1.1 Elementarteilchen

Atomkern

Atomhülle

Atome bestehen aus einem Atomkern und einer Atomhülle. Kern und Hülle besitzen gleiche, aber entgegen gesetzte Ladung, die Masse eines Atoms ist fast vollständig im Kern konzentriert. Der Kern besteht aus Protonen und Neutronen (auch Nucleonen = Kernteilchen genannt), die Hülle besteht aus Elektronen. Die nachfolgende **Abb. 10** zeigt die wichtigsten Elementarteilchen mit ihren Eigenschaften im Überblick.

Name	Symbol	Ladung (C)	Masse (kg)
Elektron	e^-	$-1{,}602 \bullet 10^{-19}$	$9{,}110 \bullet 10^{-31}$
Proton	p^+	$+1{,}602 \bullet 10^{-19}$	$1{,}673 \bullet 10^{-27}$
Neutron	n	0	$1{,}675 \bullet 10^{-27}$

Abb. 10: Elementarteilchen

Elektron

Proton

Neutron

Will man den Gebrauch von solch extrem kleinen Zahlen vermeiden, kann man die angegebenen absoluten Ladungen und Massen auch durch relative Werte ersetzen. Diese erhält man, indem man die Ladung und die Masse des Elektrons gleich 1 setzt und die Ladungen und Massen von Protonen und Neutronen durch die Ladung und Masse des Elektrons dividiert (Normierung).

Damit beträgt die relative Ladung des Elektrons -1, die des Protons +1 und die des Neutrons 0. Die relative Masse des Elektrons beträgt 1, die des Protons 1836 und die des Neutrons 1839. D.h. das Proton ist 1836 mal schwerer und das Neutron 1839 mal schwerer als das Elektron.

Daher ist fast die gesamte Masse eines Atoms im Atomkern konzentriert. Gleichzeitig ist jedoch die Elektronenhülle ungefähr 100.000 mal größer als der Atomkern.

Würde man ein Atom auf die Größe eines Fußballstadions projizieren, befände sich der Atomkern Stecknadelkopf groß in der Mitte des Stadions, während sich die Elektronen auf dem Spielfeld und den Zuschauerplätzen bewegten.

Die negativ geladenen Teilchen der Hülle und die positiv geladenen Teilchen des Kerns ziehen sich gegenseitig an. Die Elektronen der Hülle stoßen sich gegenseitig ab; daher ist der Raumbedarf von Elektronen in der Atomhülle außerordentlich groß. Die Protonen des Atomkern stoßen sich ebenfalls gegenseitig ab. Der Raumbedarf von Protonen im Atomkern ist jedoch wesentlich geringer, weil die vorhandenen ungeladenen Neutronen die Abstoßungseffekte im Kern kompensieren.

Die Beschreibung des Atomaufbaus aus Protonen, Neutronen und Elektronen ist nur eine sehr vereinfachte Darstellung. In Wirklichkeit sind bis heute mehr als 100 weitere Elementarteilchen (z.B. Neutrinos, Positronen, Mesonen etc.) bekannt. Die Elementarteilchenphysik, ein Spezialgebiet innerhalb der Physik beschäftigt sich mit deren Beschreibung – für die Betrachtung chemischer Reaktionen spielt sie keine Rolle und wird in Folge auch nicht weiter erörtert.

3.1.2 Ordnungszahl und Massenzahl

Kernladungszahl

Neutronenzahl

Massenzahl

Die chemischen Elemente werden nach der Anzahl der in ihrem Atomkern auftretenden Protonen geordnet. Daher wird die Zahl der Protonen (=Ladungen) eines Atomkerns auch Kernladungszahl oder Ordnungszahl bezeichnet. Die Massenzahl eines Atomkerns gibt die Summe der Nucleonen (Protonen + Neutronen) wieder, da die Masse eines Atomkerns in erster Näherung durch die Nucleonenzahl bestimmt wird; die Masse der Elektronen kann hierbei vernachlässigt werden (siehe **Abb. 10**). Damit ist jeder Atomkern durch Ordnungszahl und Massenzahl eindeutig definiert (**Abb. 11**).

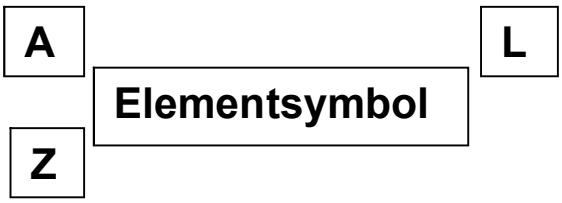
Z: Protonenzahl = Kernladungszahl = Ordnungszahl

N: Neutronenzahl

A: Massenzahl = Z + N

Abb. 11: Ordnungszahl und Massenzahl zur Charakterisierung eines Atoms

In einer normierten Schreibweise werden Ordnungszahl **Z** (tief) und Massenzahl **A** (hoch) eines Atoms dem Elementsymbol vorangestellt. Handelt es sich bei dem betrachteten Atom nicht um ein neutrales nach außen hin ungeladenes Atom, sondern um ein geladenes Atom (Ion), dem aus der Gesamtheit der Elementarteilchen ein Elektron entrissen worden ist (positiv geladenes Atom = Kation), wird dieser Elektronendefizit durch eine positive Ladung **L+** (hoch gestellt) am Ende des Elementsymbols kenntlich gemacht. Bei einem negativ geladenen Atom (Anion), das ein Elektron mehr enthält, als Protonen vorhanden sind, wird der Elektronenüberschuss durch eine negative Ladung **L-** (hoch gestellt) symbolisiert (**Abb. 12**). Das **Kap. 3.4 Ionisierungsenergie und Elektronenaffinität** dieses Lehrbriefes enthält weitergehende Hinweise zur Bildung von Kationen und Anionen.



z.B.: $^{1}_{1}H$ $^{2}_{1}H$ $^{3}_{1}H$ $^{16}_{8}O$ $^{18}_{8}O^{2-}$ $^{208}_{82}Pb^{2+}$

$^{1}_{1}H$	bedeutet:	Atom enthält 1 Proton, **kein** Neutron und 1 Elektron
$^{2}_{1}H$	bedeutet:	Atom enthält 1 Proton, 1 Neutron und 1 Elektron
$^{3}_{1}H$	bedeutet:	Atom enthält 1 Proton, 2 Neutronen und 1 Elektron
$^{16}_{8}O$	bedeutet:	Atom enthält 8 Protonen, 8 Neutronen und 8 Elektronen
$^{18}_{8}O^{2-}$	bedeutet:	Atom enthält 8 Protonen, 8 Neutronen und 10 Elektronen
$^{208}_{82}Pb^{2+}$	bedeutet:	Atom enthält 82 Protonen, 126 Neutronen und 80 Elektronen

Abb. 12: Normierte Schreibweise für Atome

3.1.3 Isotope und Nuklide

Das Element mit der Ordnungszahl 1 (Wasserstoff) kann 0,1 oder 2 Neutronen bei unterschiedlichen Massenzahlen besitzen. Solche „Varianten“ des Elementes Wasserstoff nennt man Isotope.

Isotope

Allgemein sind Isotope Kerne des gleichen Elementes (gleiche Ordnungszahl) mit verschiedener Massenzahl. Sehr häufig wird bei Darstellung der verschiedenen Isotope eines Elementes die Ordnungszahl der Einfachheit halber weggelassen. Die Wasserstoff-Isotope werden damit wie folgt geschrieben: ^{1}H, ^{2}H, ^{3}H. Im Falle des Wasserstoffs besitzen die Isotope ^{2}H und ^{3}H sogar eigene Abkürzungen und Namen (^{2}H: D = Deuterium; ^{3}H: T = Tritium). Ebenso sind die nachfolgenden Blei-„Varianten“ Isotope: ^{204}Pb, ^{206}Pb, ^{207}Pb, ^{208}Pb.

Nuklide

Beliebige Kerne verschiedener Elemente werden häufig als Nuklide bezeichnet, d.h. Nuklid ist die Bezeichnung für irgendeine Sorte Kern, z.B. ^{3}H, ^{14}C, ^{16}O oder ^{207}Pb sind vier verschiedene Nuklide. Ein Nuklid ist ein Kern, der durch Kernladungszahl Z und Massenzahl A charakterisiert ist.

Zur Zeit sind etwa 1300 Nuklide (verteilt auf 109 Elemente) bekannt. Davon sind 270 Nuklide stabil, d.h. sie unterliegen keinem radioaktiven Zerfall. Solche stabilen Nuklide sind z.B.:

- ^{9}Be (100%)
- ^{16}O (99,759%), ^{17}O (0,037%), ^{18}O (0,204%)
- ^{19}F (100%)
- ^{35}Cl (75,53%), ^{37}Cl (24,47%)

Die Prozentzahlen in den Klammern geben die natürliche Häufigkeitsverteilung der Isotope auf der Erde an. Die Element Beryllium (Be) und Fluor (F) sind sog. Reinelemente und kommen auf der Erde nur in diesen Isotopen vor.

Weitere 70 Nuklide sind radioaktiv, deren Aktivität jedoch natürlichen Ursprungs ist. Solche natürlichen Radionuklide sind z.B.:

- ^{235}U ($t_{1/2}$ = 700 Millionen Jahre),
- ^{238}U ($t_{1/2}$ = 4,5 Milliarden Jahre),
- ^{232}Th ($t_{1/2}$ = 14 Milliarden Jahre),
- ^{216}Po ($t_{1/2}$ = 0,158 s)

Halbwertszeit

In Klammern ist die jeweilige Halbwertszeit $t_{1/2}$ ergänzt. Die Halbwertszeit eines Radionuklides ist diejenige Zeit, die vergeht, bis von der ursprünglich vorhandenen Menge des Radionuklides genau die Hälfte zerfallen ist. Im Zuge eines solchen Zerfallsprozesses kann lebensbedrohliche α-, β- oder γ-Strahlung (ionisierende Strahlung) freigesetzt werden.

Weitere 960 Nuklide sind ebenfalls radioaktiv, aber künstlichen Ursprungs, d.h. diese Nuklide sind durch Menschen im Zuge von Kernwaffenexplosionen und dem Betrieb von kerntechnischen Anlagen erzeugt worden. Solche künstlichen Radionuklide sind z.B.:

- ^{93}Tc, und 26 weitere Isotope des Technetiums,
- ^{141}Pm, und 24 weitere Isotope des Prometiums,
- ^{238}Pu ($t_{1/2}$ = 88 Jahre),
- ^{260}Lr ($t_{1/2}$ = 3 Minuten)

3.1.4 Bedeutung des Atomaufbaus für Reaktionen

Der Aufbau des Atomkerns aus Protonen bestimmt die Art der chemischen Elemente. Das Element Wasserstoff (H) verfügt über ein Proton, das Element Helium (He) über 2 Protonen, das Element Sauerstoff (O) über 8 Protonen, das Element Blei (Pb) über 82 Protonen. Die meisten Elemente sind zudem Mischungen aus verschiedenen Isotopen (z.B. ^{1}H, ^{2}H, ^{3}H oder ^{16}O, ^{17}O, ^{18}O); diese Isotope kommen durch Variationen der Neutronenzahlen zustande. Dennoch zeigen alle drei genannten Sauerstoff-Isotope gleiche chemische Eigenschaften, da die chemischen Eigenschaften der Elemente entscheidend von der Struktur der Elektronenhülle bestimmt werden. Alle chemischen Reaktionen finden allein unter Beteiligung der Elektronenhülle statt. Elementumwandlungen, wie sie im Falle von radioaktiven Zerfallsprozessen vorkommen (**siehe Lehrbrief NATUR UND TECHNIK, Kapitel Radioaktivität**), sind nur möglich unter Beteiligung von Prozessen im Atomkern. Solche Elementumwandlungen sind physikalische Reaktionen und mit herkömmlichen chemischen Reaktionen nicht zu erreichen. Für die Betrachtung chemischer Reaktionen ist daher der Aufbau der Atomhülle von entscheidender Bedeutung.

3.2 Das Bohr´sche Atommodell

Das Bohr´sche Atommodell war die erste Theorie der wissenschaftlichen Neuzeit, die in der Lage war, den Aufbau der Elektronenhülle der Atome und einiger wichtiger mit dem Aufbau zusammenhängender Phänomene zu erklären.

Auch wenn diese einfache und anschauliche Theorie in der Folgezeit durch die sog. Orbitaltheorie abgelöst wurde, die sich komplizierter mathematischer Operationen (Quantenmechanik) bedient, ist diese dennoch für das grundlegende Verständnis chemischer Reaktionen vollkommen ausreichend.

Schalenmodell

In diesem Modell befinden sich die Elektronen in definierten kreisförmigen Bahnen (Schalen) um den Atomkern. Diese Schalen werden von innen nach außen durchlaufend nummeriert (n = 1, 2, 3, 4 usw.). Jede dieser Schalen kann nur ein Maximum an Elektronen aufnehmen. Da sich die innerste Schale (n =1) in Kernnähe befindet und daher einen relativ geringen Radius aufweist, ist es verständlich, dass diese Schale nur sehr wenig Elektronen (maximal 2) aufnehmen kann. In der zweiten Schale (n = 2) können insgesamt bis zu 8 Elektronen Platz finden. Noch weiter außen liegende Schalen können bis maximal 18, 32 bzw. 50 Elektronen aufnehmen.

Da sich die positiven Kernladungen und die negativen Elektronen der Atomhülle gegenseitig anziehen, versuchen alle Elektronen eines Atoms den energetisch günstigsten Zustand zu erreichen, d.h. sich möglichst nahe am Atomkern aufzuhalten. Daher werden die Elektronen eines Atoms immer zunächst die innerste Schale der Elektronenhülle bis zur maximalen Elektronenbesetzung (2 Elektronen) und danach die zweitinnerste Schale bis zu deren maximaler Elektronenbesetzung (8 Elektronen) belegen usw.

Somit wird sich das einzige Elektron des Wasserstoffs (H) in der ersten Schale befinden, während die 4 Elektronen des Berylliums (Be) zwei Schalen, und die 11 Elektronen des Natriums (Na) bereits drei verschiedene Schalen benötigen (**Abb. 13**).

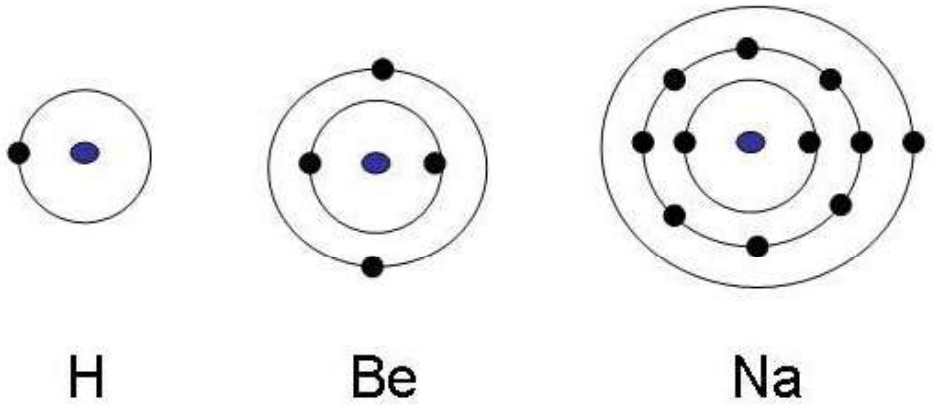


Abb. 13: Elektronenanordnung in den Elementen Wasserstoff, Beryllium und Natrium

3.3 Das Periodensystem der Elemente

Verantwortlich für die chemischen Reaktionen eines Atoms sind nicht alle Elektronen in der Atomhülle, sondern nur die Elektronen in der äußersten Schale, die sog. Valenzelektronen. Allein diese Valenzelektronen stehen in Kontakt mit der „Außenwelt“, die übrigen Elektronen sind so fest an den Atomkern gebunden, dass Wechselwirkungen mit der Umgebung nahezu nicht stattfinden. Daher verhalten sich alle chemischen Elemente, die über die gleiche Anzahl von Valenzelektronen verfügen, relativ ähnlich. In einer Gegenüberstellung von chemischen Elementen hinsichtlich der Ähnlichkeit von Eigenschaften ist somit nicht so sehr die vorhandene Anzahl von Schalen nach dem Bohr´schen Atommodel wichtig, sondern viel mehr die Anzahl der Elektronen auf der äußersten Schale (Valenzelektronen). Diese Zusammenhänge erkannten bereits die Chemiker Meyer und Mendelejev im 19. Jahrhundert und ordneten alle chemischen Elemente, die über die gleiche Anzahl von Valenzelektronen verfügen untereinander in Gruppen, beginnend mit den Elementen, die insgesamt nur über eine Schale verfügen und in Folge jeweils immer eine weitere Schale hinzukommt. Zugleich ordneten sie alle chemischen Elemente nach zunehmender Ordnungszahl (Zahl der Protonen). Damit erhielten Sie eine zweidimensionale Anordnung aller chemischen Elemente, die heute als Periodensystem der Elemente (PSE) bezeichnet wird (**Abb. 14**).

Meyer und Mendelejev

PSE

Systematik des Periodensystems

In dieser Systematik werden die Zeilen als Perioden bezeichnet. Die bis heute charakterisierten 112 Elemente finden in insgesamt sieben Perioden Platz. In der 1. Periode sind die beiden Elemente Wasserstoff (H) und Helium (He) angegeben. Die zweite Periode enthält acht Elemente Lithium (Li), Beryllium (Be), Bor (B), Kohlenstoff (C), Stickstoff (N), Sauerstoff (O), Fluor (F) und Neon (Ne). Die in Klammern bei den jeweiligen Elementen angegebenen Elementsymbole leiten sich von lateinischen Namen ab; daher stimmen die Elementsymbole meist nicht mit den deutschen Bezeichnungen überein. So ist das Elementsymbol des Stickstoffs N, abgeleitet vom lateinischen „nitrogenium“ und das Elementsymbol des Sauerstoffs O, abgeleitet vom lateinischen „oxygenium“.

Die Spalten des PSE werden als Gruppen bezeichnet. Zu jeder der acht Hauptgruppen gehört eine Nebengruppe, die als solche mit dem Kennbuchstaben b bezeichnet wird.

Hauptgruppe

Nebengruppe

Zur Nebengruppe IIIb gehört in der 6. Periode eine Serie von 14 Elementen (57-70), die als Lanthanoide (abgeleitet von dem ersten Element dieser Serie – Lanthan) sowie in der 7. Periode eine Serie von weiteren 14 Elementen (89-102), die als Actinoide (abgeleitet von dem ersten Element dieser Serie- Actinium) bezeichnet werden.

Alle Elemente einer Gruppe besitzen ähnliche chemische Eigenschaften. So z.B. werden die Elemente der Hauptgruppe VIII (Helium, Neon, Argon, Krypton, Xenon und Radon) als Edelgase bezeichnet. Alle sind bei Raumtemperatur gasförmig und chemisch so inert, dass sie kaum Reaktionen mit anderen Elementen des Periodensystems eingehen.

Hauptgruppe VII

Die Elemente der Hauptgruppe VII (Fluor, Chlor, Brom, Iod und Astatin) werden als Halogene bezeichnet. Der Name leitet sich vom griechischen halos ab und bedeutet „Salzbildner“. Alle Elemente dieser Gruppe reagieren sehr heftig mit anderen Elementen des PSE und bilden dabei salzförmige Stoffe.

Hauptgruppe VI

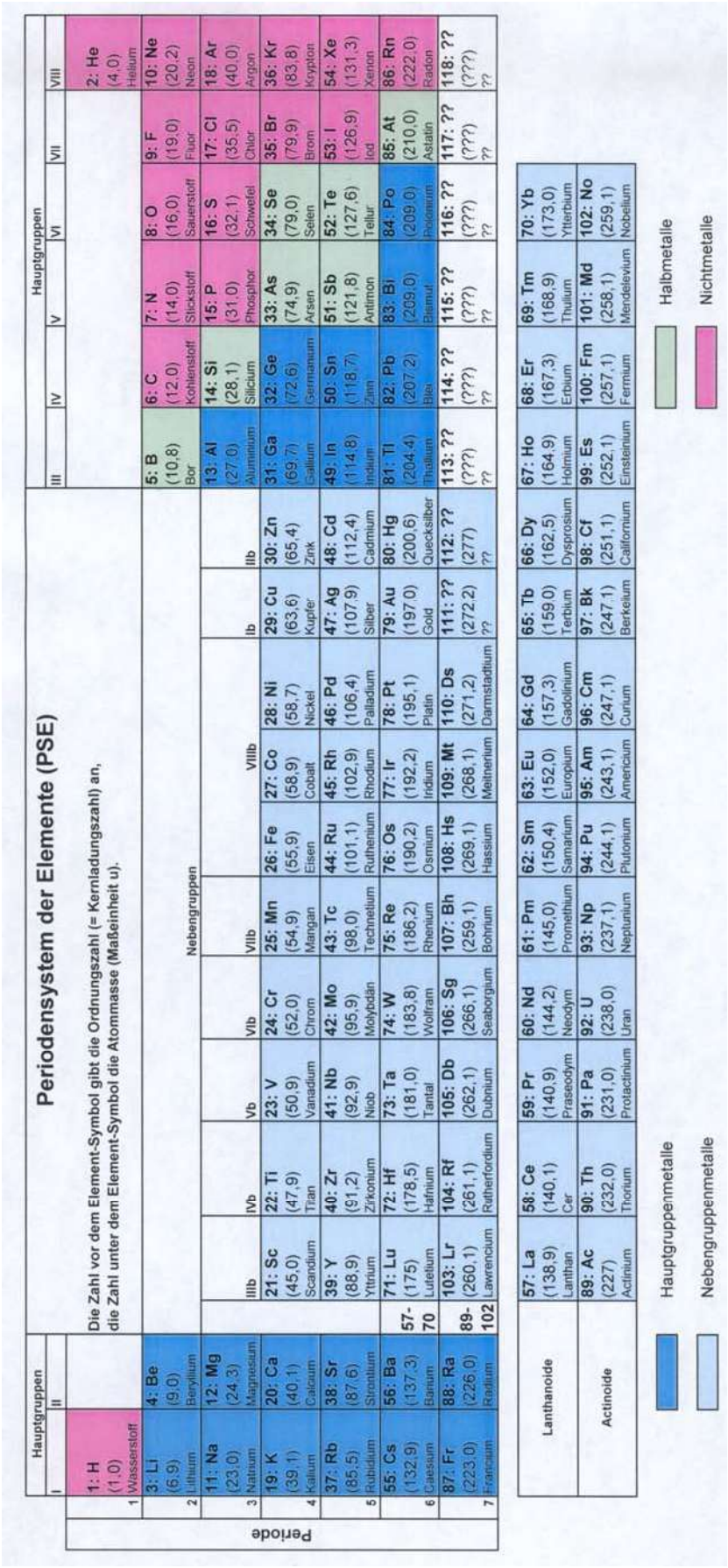
Die Elemente der Hauptgruppe VI (Sauerstoff, Schwefel, Selen, Tellur und Polonium) werden als Chalkogene (griechischer Begriff für "Erzbildner", da Erze zumeist aus Metalloxiden bestehen) bezeichnet. Die Elemente dieser Gruppe reagieren wie die Halogene mit den meisten anderen Elementen des PSE und bilden dabei ebenfalls salzförmige Stoffe.

Hauptgruppe I

Die Elemente der Hauptgruppe I (Lithium, Natrium Kalium, Rubidium, Caesium und Francium) werden Alkalielemente genannt. Alle Elemente dieser Gruppe reagieren heftig mit Sauerstoff und bilden Verbindungen, die Oxide genannt werden. Diese Oxide lösen sich sehr leicht in Wasser und bilden dabei alkalisch, d.h. basisch reagierende Stoffe. Das Element Wasserstoff stellt hierbei eine Ausnahme dar. Üblicherweise wird es in den Periodensystemen als erstes Element der Hauptgruppe I zugerechnet. In seinen chemischen Eigenschaften verhält es sich oft aber auch so, als gehöre es in die Hauptgruppe VII (Halogene), dem Element Helium unmittelbar vorausgehend.

Hauptgruppe II

Die Elemente der Hauptgruppe II (Beryllium, Magnesium, Calcium, Strontium, Barium und Radium) werden Erdalkalielemente genannt. Die Elemente dieser Gruppe reagieren wie die Elemente der Gruppe I mit Sauerstoff (allerdings nicht ganz so heftig) und bilden dabei auch Oxide. Die Oxide dieser Erdalkalielemente lösen sich ebenfalls in Wasser und bilden dabei basisch reagierende Stoffe (allerdings ist deren basische Wirkung etwas weniger ausgeprägt als bei wässrigen Lösungen der Alkalielement-Oxide.



Periodensystem der Elemente (PSE)

Die Zahl vor dem Element-Symbol gibt die Ordnungszahl (= Kernladungszahl) an, die Zahl unter dem Element-Symbol die Atommasse (Maßeinheit u).

Periode	Hauptgruppen I	Hauptgruppen II	Nebengruppen IIIb	Nebengruppen IVb	Nebengruppen Vb	Nebengruppen VIb	Nebengruppen VIIb	Nebengruppen VIIIb	Nebengruppen Ib	Nebengruppen IIb	Hauptgruppen III	Hauptgruppen IV	Hauptgruppen V	Hauptgruppen VI	Hauptgruppen VII	Hauptgruppen VIII
1	1: H (1,0) Wasserstoff															2: He (4,0) Helium
2	3: Li (6,9) Lithium	4: Be (9,0) Beryllium									5: B (10,8) Bor	6: C (12,0) Kohlenstoff	7: N (14,0) Stickstoff	8: O (16,0) Sauerstoff	9: F (19,0) Fluor	10: Ne (20,2) Neon
3	11: Na (23,0) Natrium	12: Mg (24,3) Magnesium									13: Al (27,0) Aluminium	14: Si (28,1) Silicium	15: P (31,0) Phosphor	16: S (32,1) Schwefel	17: Cl (35,5) Chlor	18: Ar (40,0) Argon
4	19: K (39,1) Kalium	20: Ca (40,1) Calcium	21: Sc (45,0) Scandium	22: Ti (47,9) Titan	23: V (50,9) Vanadium	24: Cr (52,0) Chrom	25: Mn (54,9) Mangan	26: Fe (55,9) Eisen	27: Co (58,9) Cobalt	28: Ni (58,7) Nickel	29: Cu (63,6) Kupfer	30: Zn (65,4) Zink	31: Ga (69,7) Gallium	32: Ge (72,6) Germanium	33: As (74,9) Arsen	34: Se (79,0) Selen	35: Br (79,9) Brom	36: Kr (83,8) Krypton
5	37: Rb (85,5) Rubidium	38: Sr (87,6) Strontium	39: Y (88,9) Yttrium	40: Zr (91,2) Zirkonium	41: Nb (92,9) Niob	42: Mo (95,9) Molybdän	43: Tc (98,0) Technetium	44: Ru (101,1) Ruthenium	45: Rh (102,9) Rhodium	46: Pd (106,4) Palladium	47: Ag (107,9) Silber	48: Cd (112,4) Cadmium	49: In (114,8) Indium	50: Sn (118,7) Zinn	51: Sb (121,8) Antimon	52: Te (127,6) Tellur	53: I (126,9) Iod	54: Xe (131,3) Xenon
6	55: Cs (132,9) Caesium	56: Ba (137,3) Barium	57-70 71: Lu (175) Lutetium	72: Hf (178,5) Hafnium	73: Ta (181,0) Tantal	74: W (183,8) Wolfram	75: Re (186,2) Rhenium	76: Os (190,2) Osmium	77: Ir (192,2) Iridium	78: Pt (195,1) Platin	79: Au (197,0) Gold	80: Hg (200,6) Quecksilber	81: Tl (204,4) Thallium	82: Pb (207,2) Blei	83: Bi (209,0) Bismut	84: Po (209,0) Polonium	85: At (210,0) Astatin	86: Rn (222,0) Radon
7	87: Fr (223,0) Francium	88: Ra (226,0) Radium	89-102 103: Lr (260,1) Lawrencium	104: Rf (261,1) Rutherfordium	105: Db (262,1) Dubnium	106: Sg (266,1) Seaborgium	107: Bh (259,1) Bohrium	108: Hs (269,1) Hassium	109: Mt (268,1) Meitnerium	110: Ds (271,2) Darmstadtium	111: ?? (272,2) ??	112: ?? (277) ??	113: ?? (???) ??	114: ?? (???) ??	115: ?? (???) ??	116: ?? (???) ??	117: ?? (???) ??	118: ?? (???) ??

Lanthanoide	57: La (138,9) Lanthan	58: Ce (140,1) Cer	59: Pr (140,9) Praseodym	60: Nd (144,2) Neodym	61: Pm (145,0) Promethium	62: Sm (150,4) Samarium	63: Eu (152,0) Europium	64: Gd (157,3) Gadolinium	65: Tb (159,0) Terbium	66: Dy (162,5) Dysprosium	67: Ho (164,9) Holmium	68: Er (167,3) Erbium	69: Tm (168,9) Thulium	70: Yb (173,0) Ytterbium
Actinoide	89: Ac (227) Actinium	90: Th (232,0) Thorium	91: Pa (231,0) Protactinium	92: U (238,0) Uran	93: Np (237,1) Neptunium	94: Pu (244,1) Plutonium	95: Am (243,1) Americium	96: Cm (247,1) Curium	97: Bk (247,1) Berkelium	98: Cf (251,1) Californium	99: Es (252,1) Einsteinium	100: Fm (257,1) Fermium	101: Md (258,1) Mendelevium	102: No (259,1) Nobelium

Hauptgruppenmetalle — Halbmetalle

Nebengruppenmetalle — Nichtmetalle

Abb. 14: Periodensystem der Elemente

3.4 Ionisierungsenergie und Elektronenaffinität

Alle bisher betrachteten Elemente des PSE bestehen aus elektrisch neutralen Atomen, d.h. in den Atomen ist die Zahl der Elektronen gleich der Zahl der Protonen. Ein solches neutrales Atom kann aber durchaus entweder eines oder mehrere seiner Elektronen (allerdings nur Elektronen auf der äußeren Schale, d.h. sog. Valenzelektronen) abgeben oder auch eines oder mehrere zusätzliche Elektronen in die Valenzschale aufnehmen.

Valenzschale

Damit entstehen Teilchen, deren Anzahl von Protonen und Elektronen nicht gleich ist; solche Teilchen werden Ionen genannt. Gibt ein Atom ein Elektron ab, enthält es also mehr Protonen als Elektronen, und ist damit positiv geladen, nennt man das entstandene Ion auch Kation (Elektronendefizit). Nimmt ein Atom ein zusätzliches Elektron auf, enthält es also mehr Elektronen als Protonen, und ist damit negativ geladen, nennt man das entstandene Ion auch Anion (Elektronenüberschuss).

Kation

Anion

Zur Bildung eines Kations aus einem neutralen Atom (d.h. die Abgabe eines Valenzelektrons) muss Energie aufgewendet werden. Diese Energie nennt man Ionisierungsenergie E_I. Gemessen wird diese Energie in der Einheit Elektronenvolt (eV). Ein Elektronenvolt ist die Energie, die aufgewendet werden muss, um ein Elektron gegen die Spannung von einem Volt zu transportieren.

Ionisierung

Die Ionisierung eines Atoms zu einem Kation kann man mit folgender Reaktionsgleichung (**Abb. 15**) formulieren:

$$\textbf{Atom} + E_I \rightarrow \textbf{Kation}^+ + e^-$$

E_I ist die aufzuwendende Ionisierungsenergie

Abb. 15: Allgemeine Reaktionsgleichung für die Bildung eines Kations

Die Alkalielemente besitzen relativ niedrige Ionisierungsenergien E_I von ca. 4-5 eV, die Halogene dagegen relativ hohe Ionisierungsenergien E_I von ca. 10-17 eV. Die höchsten Ionisierungsenergien weisen die Edelgase Helium und Neon mit 25 bzw. 22 eV auf. Dies bedeutet, dass ein Alkalielement wie Natrium sehr leicht in das Kation Na^+ überführt werden kann, da hierfür nur sehr wenig Energie (5 eV) aufgewendet werden muss. Ein Halogen wie Chlor allerdings kann nur sehr schwer in ein Kation Cl^+ überführt werden, da die aufzuwendende Energie zur Entfernung des Elektrons ca. 13 eV beträgt.

Noch sehr viel schwieriger ist die Erzeugung eines Kations He^+, da zur Entfernung eines Elektrons im Helium-Atom 25 eV benötigt werden.

Die Bildung eines Anions aus einem neutralen Atom (d.h. die Aufnahme eines zusätzlichen Valenzelektrons) ist meist mit Energiefreisetzung (negatives Vorzeichen) verbunden. Diese Energie nennt man Elektronenaffinität E_A. Gemessen wird diese Energie ebenfalls in der Einheit Elektronenvolt (eV).

Die Ionisierung eines Atoms zu einem Anion kann man mit folgender Reaktionsgleichung (**Abb. 16**) formulieren:

$$\textbf{Atom} + e^- \rightarrow \textbf{Anion}^- + E_A$$

E_A ist die freiwerdende Elektronenaffinität

Abb. 16: Allgemeine Reaktionsgleichung für die Bildung eines Anions

Die Alkalielemente besitzen relativ niedrige (negative) Elektronenaffinitäten E_A von ca. - 1 eV, die Halogene dagegen relativ hohe (negative) Elektronenaffinitäten E_A von ca. - 4 eV. Dies bedeutet, dass ein Alkalielement wie Natrium sehr schwer in das Anion Na^- überführt werden kann, da hierfür nur sehr wenig Energie (-0,74 eV) freigesetzt wird. Ein Halogen wie Chlor allerdings kann sehr leicht in ein Anion Cl^- überführt werden, da die freiwerdende Energie bei Aufnahme eines zusätzlichen Elektrons ca. -3,82 eV beträgt.

Damit steigen also sowohl die Ionisierungsenergie E_I als auch die Elektronenaffinität E_A dem Zahlenwert nach (bei verschiedenem Vorzeichen!) im Periodensystem von links nach rechts. Oder anschaulicher formuliert: Elemente auf der linken Seite des Periodensystems geben bevorzugt Elektronen ab und bilden dabei positiv geladene Kationen, Elemente auf der rechten Seite des Periodensystems nehmen bevorzugt Elektronen auf und bilden dabei negativ geladene Anionen.

Metalle

Nichtmetalle

Halbmetalle

Zugleich nennt man alle Elemente des PSE, die bevorzugt Kationen bilden, Metalle und alle Elemente, die bevorzugt Anionen bilden, Nichtmetalle. Halbmetalle sind alle Elemente, bei denen je nach Reaktionsbedingungen sowohl Elektronenaufnahmen als auch Elektronenabgaben vorkommen können. Im Periodensystem befinden sich diese Halbmetalle (Bor, Silicium, Arsen, Antimon, Selen, Tellur, Astatin) im Übergangsbereich von Metallen und Nichtmetallen, der an der gestrichelten Linie zu erkennen ist (**Abb. 17**).

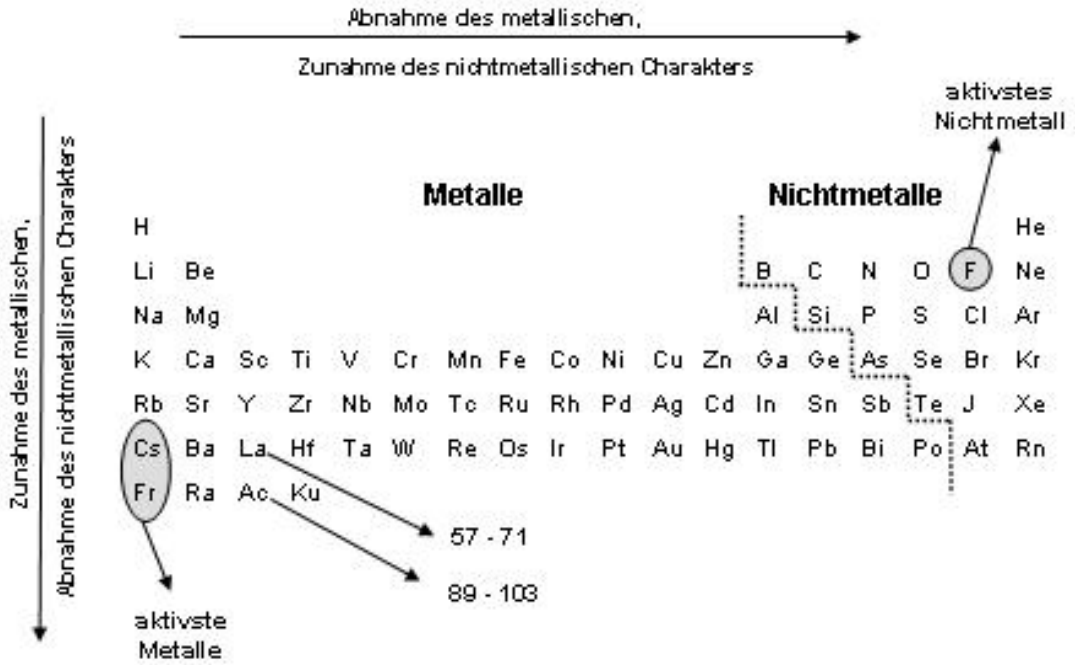


Abb. 17: Metalle und Nichtmetalle im Periodensystem

Elektronen-übertragung

Die zuvor beschriebenen Prozesse von Elektronenabgabe (Metalle) und Elektronenaufnahme (Nichtmetalle) können nicht losgelöst voneinander ablaufen, da sonst freie Elektronen entstehen würden, oder freie Elektronen von irgendwoher genommen werden müssten. Freie Elektronen sind jedoch nicht stabil. Daher laufen Elektronenübertragungsprozesse nur gekoppelt ab. D.h. ein Metalle kann nur dann Elektronen abgeben, wenn ein Nichtmetall genau diese Elektronen wiederum aufnimmt. Genau genommen muss sogar die Zahl der abgegebenen Elektronen exakt mit der Zahl der aufgenommenen Elektronen übereinstimmen, damit die Elektroneutralität (Zahl der positiven Ladung = Zahl der negativen Ladungen) des entstandenen Stoffes gewahrt bleibt. Den in einem solchen Elektronenübertragungsprozess aus Metall und Nichtmetall entstandenen Stoff nennt man Salz. Damit ist ein Salz eine ionische Verbindung aus einem Kation und einem Anion.

Elektro-neutralität

Salze

Beständige Salze von Hauptgruppenelementen bilden sich immer derart, dass in den jeweiligen Kationen und Anionen jedes Teilchen eine edelgasähnliche Struktur erhält. D.h. die in Salzen auftretenden Koeffizienten ergeben sich immer aus der Stellung der Elemente im Periodensystem (NaCl, Na_2O, Na_3N, KCl, $CaCl_2$, $AlCl_3$).

3.5 Fragen zum Kapitel 3 "Aufbau der Materie"

1. Das Element Uran (Z = 92) kommt in der Natur in Form der drei Isotope ^{234}U, ^{235}U und ^{238}U vor. Wie viele Protonen und Neutronen hat jeder dieser Kerne?

2. Zeichnen Sie die Elektronenverteilung des Elementes Silicium (Si) gemäß dem Bohr´schen Atommodell.

3. Über welche Gemeinsamkeit verfügen die Elemente des PSE, die sich innerhalb einer Gruppe befinden?

4. Über welche Gemeinsamkeit verfügen die Elemente des PSE, die sich innerhalb einer Periode befinden?

5. Ordnen Sie die nachfolgenden Elemente den Kategorien Metall, Nichtmetall und Halbmetall zu: Silber (Ag), Natrium (Na), Sauerstoff (O), Silicium (Si), Argon (Ar), Arsen (As), Mangan (Mn), Schwefel (S), Bor (B).

4 Chemische Bindung

Die Frage, warum manche Elemente des PSE miteinander reagieren (z.B. das Metall Natrium, welches sich in der Hauptgruppe I befindet, reagiert sehr heftig mit dem Nichtmetall Chlor, welches sich in der Hauptgruppe VII befindet), andere Elemente jedoch überhaupt nicht miteinander reagieren (z.B. die Edelgase), kann im Wesentlichen mit den Ionisierungsenergien bzw. den Elektronenaffinitäten oder anschaulicher mit der Stellung der Elemente im Periodensystem beantwortet werden. Elemente, deren Valenzelektronenschalen voll gefüllt sind (z.B. Edelgase), befinden sich in einem niedrigen Energiezustand und wollen diesen auch nicht freiwillig aufgeben. Elemente, deren Valenzelektronenschalen mit nur wenigen Elektronen besetzt sind (z.B. Natrium) oder denen nur wenige Elektronen zur voll gefüllten Valenzschale fehlen (z.B. Chlor), befinden sich in einem höheren Energiezustand und sind bestrebt, in einen energieärmeren, edelgasähnlichen Zustand überzugehen. Dies erreicht das Element Natrium dadurch, indem es ein Elektron abgibt und damit die elektronische Struktur des vorausgehenden Edelgases (Neon) einnimmt. Man sagt, das gebildete Kation Na^+ besitzt die Edelgas-Konfiguration des Neon. Das Element Chlor erreicht den energieärmeren Zustand dadurch, dass es ein Elektron aufnimmt und damit die elektronische Struktur des nachfolgenden Edelgases (Argon) einnimmt. Man sagt, das gebildete Anion Cl^- besitzt die Edelgas-Konfiguration des Argon. Da die beiden Prozesse nur gekoppelt ablaufen, bildet sich aus dem Metall Natrium und dem Nichtmetall Chlor somit das Salz Natriumchlorid (NaCl).

Edelgasähnlicher Zustand

Die Triebkraft für die Reaktion zwischen Natrium und Chlor ist also das Bestreben, im Reaktionsprodukt der beiden Elemente (NaCl) einen niedrigeren Energiezustand als bei den Ausgangselementen (Natrium und Chlor) zu erreichen. Damit dieser niedrigere Energiezustand, in dem sich der Stoff NaCl nunmehr befindet, erhalten bleibt, und die Reaktion nicht wieder in umgekehrter Richtung abläuft (Rückbildung des Metalls Natrium und des Nichtmetalls Chlor aus dem Salz NaCl) müssen die Teilchen nahe genug beieinander bleiben, indem sie einen festen Zusammenhalt miteinander eingehen. Diesen Zusammenhalt nennt man eine chemische Bindung. Damit sind in einer chemischen Bindung die elektrostatischen Anziehungskräfte der beteiligten Teilchen stärker als die Abstoßungskräfte. Die chemische Bindung kann sich je nach beteiligten Elementen recht unterschiedlich ausprägen. Im Nachfolgenden werden die vier bedeutensten Arten der chemischen Bindung näher besprochen: die Ionenbindung, die kovalente Atombindung, die polare Atombindung und die metallische Bindung.

Triebkraft

Elektrostatische Anziehungskräfte

4.1 Ionenbindung

Wie bereits im Kap. 3.4 „Ionisierungsenergie und Elektronenaffinität“ beschrieben, kann es im Zuge der Reaktion von Natrium und Chlor zu einer Elektronenverlagerung kommen. Dabei wird das eine Valenzelektron des Na auf das Chloratom übertragen. Sowohl das entstandene Na^+ -Kation als auch das Cl^- - Anion erreichen dabei einen energetisch günstigen Zustand, da beide über eine Edelgas-Konfiguration verfügen. Gleiches gilt für die Reaktion von Magnesium mit Sauerstoff. Die beiden Valenzelektronen des Magnesiums werden auf das Sauerstoff-Atom übertragen (siehe hierzu **Praktikumsteil** des Lehrbriefes). Sowohl das entstandene Mg^{2+} -Kation als auch das O^{2-} -Anion erreichen dabei die energetisch günstigere Edelgas-Konfiguration (**Abb. 18**)

Edelgas-Konfiguration

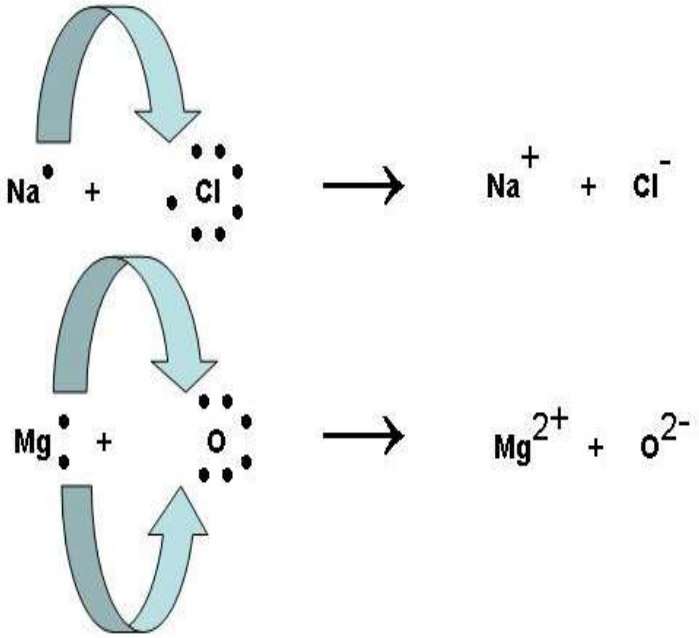


Abb. 18: Elektronenübertragung bei der Ionenbildung

Nach der Reaktion besitzt jedes der beteiligten Ionen (Na^+, Cl^-, Mg^{2+}, O^{2-}) hinsichtlich der Valenzelektronen-Verteilung eine edelgasähnliche Struktur.

Atomradius und Ionenradius

Im Zuge dieser Elektronenübertragungen ändern sich zudem die Größenverhältnisse der neutralen Atome (Ausgangszustand) und der gebildeten Kationen bzw. Anionen (Endzustand). Während der Radius des Na-Atoms von 157 pm auf einen Radius des Na^+ -Kations von 98 pm nach Abgabe des Valenzelektrons reduziert wird, erhöht sich der Radius des Cl-Atoms von 99 pm auf einen Radius des Cl^- -Anions von 181 pm nach Aufnahme des zusätzlichen Valenzelektrons (**Abb. 19**).

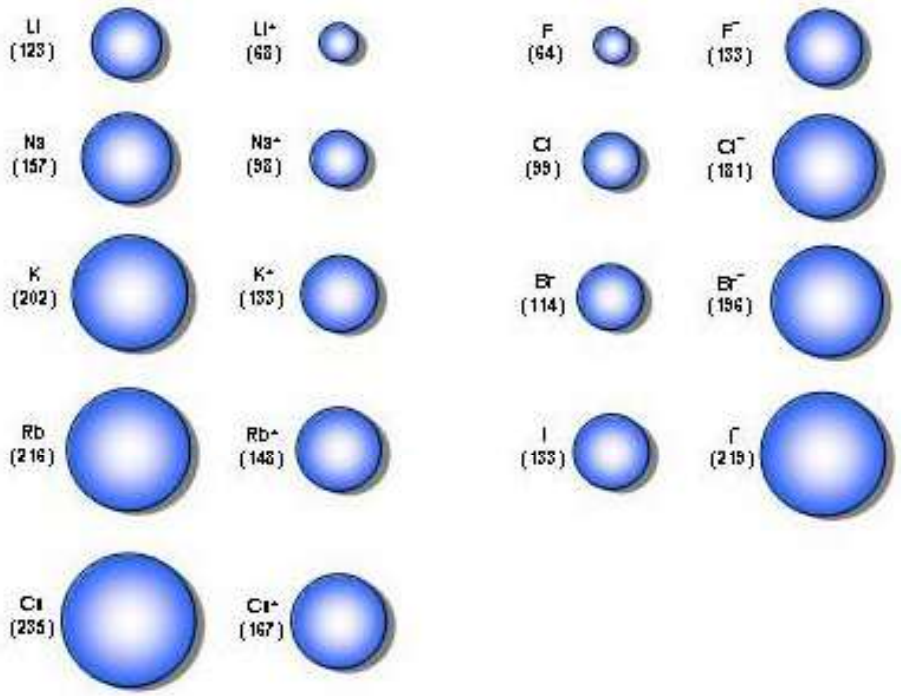


Abb. 19: Atom- und Ionenradien (pm) einiger Alkalielemente und Halogene

Somit werden die Größenverhältnisse von neutralen Atomen zu Ionen, auch wenn nur ein einziges Elektron übertragen wird, grundlegend geändert.

Die Kationen und Anionen eines Stoffes wie NaCl verfügen jeweils über entgegen gesetzte Ladungen („+“ und „-“). Damit werden zwischen den Kationen und Anionen elektrostatische Anziehungskräfte wirksam (entgegen gesetzte Ladungen ziehen sich an). Diese Anziehungskräfte, die nach allen Raumrichtungen gleich stark wirken, führen dazu, dass sich die Kationen und Anionen des Stoffes in einer regelmäßigen Struktur ausrichten. Im festen Natriumchlorid (Kochsalz) ordnen sich immer abwechselnd Kationen (Na^+) und Anionen (Cl^-) nebeneinander, so dass sich die entgegen gesetzten Ladungen wechselseitig ausgleichen können. Diese regelmäßige Anordnung von Kationen und Anionen wird Gitter bzw. Ionengitter genannt. Dieses Ionengitter bewirkt, dass ein Feststoff wie NaCl in Form von Kristallen auftritt. Die nachfolgenden zwei Abbildungen zeigen den Aufbau von NaCl-Kristallen, wobei in der **Abb. 20** die Abstände der einzelnen Ionen absichtlich gestreckt worden sind, damit die Regelmäßigkeit des Aufbaus (Gittersymmetrie) besser erkannt werden kann. Die **Abb. 21** dagegen zeigt die stark vergrößerte wirklichkeitsgetreue Anordnung der Ionen hinsichtlich ihrer Abstände im Kristallgitter.

Anziehungskraft in alle Raumrichtungen

Ionengitter

Gittersymmetrie

Gittersymmetrie von NaCl

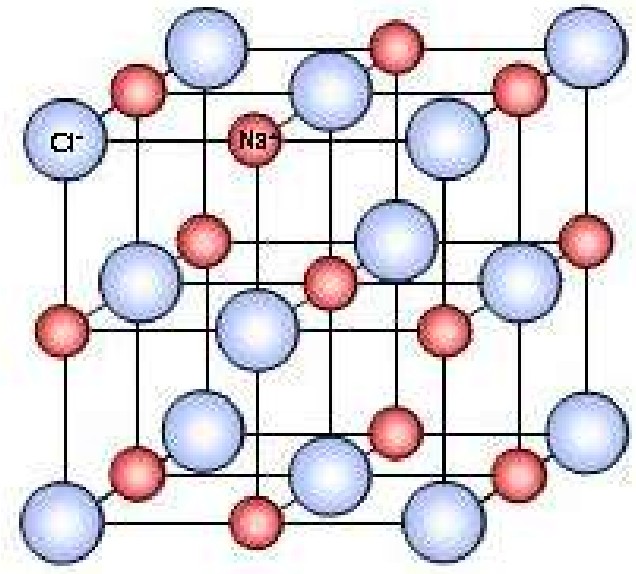


Abb. 20: Gittersymmetrie von NaCl

Größenverhältnisse und räumliche Anordnung von Na^+ und Cl^-

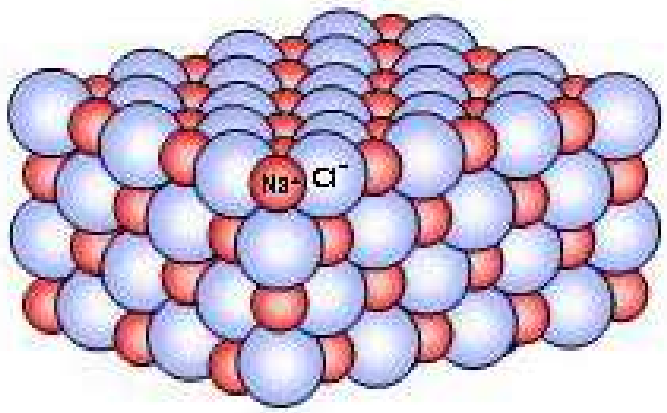


Abb. 21: Stark vergrößerte Darstellung von NaCl

Die dargestellte regelmäßige Anordnung der Ionen im NaCl-Gitter ist nur eine von vielen Möglichkeiten, wie sich Kationen und Anionen in einem Kristall anordnen können. Welche Symmetrie ein beliebiger Salzkristall tatsächlich einnimmt, hängt im Wesentlichen von den Größenverhältnissen der Kationen und Anionen in pm aber auch von den Ladungsverhältnissen (einfach geladen wie Na^+ oder zweifach geladen wie Mg^{2+}) ab.

4.2 Kovalente Atombindung

Die kovalente Bindung tritt überwiegend zwischen verschiedenen Nichtmetallatomen auf, z.B. bei Wasserstoff (H), Chlor (Cl), Sauerstoff (O) oder Stickstoff (N).

Im Falle des neutralen Wasserstoffgases besitzen alle H-Atome jeweils ein Elektron (Valenzelektron). Dieser Zustand ist energetisch äußerst ungünstig. Hätten die Wasserstoff-Atome ein weiteres Elektron, wäre die nachfolgende Edelgas-Konfiguration des Helium und damit ein niedrigerer, also stabilerer Energiezustand erreicht. Sofern kein anderes Atom zur Verfügung steht, welches das fehlende Elektron liefern kann (z.B. ein Metall wie Natrium), arrangieren sich die Wasserstoff-Atome derart, dass sich immer zwei H-Atome (H_A und H_B) die nunmehr insgesamt zwei vorhandenen Elektronen teilen. Zwei einzelne Elektronen (●) treten zusammen zu einem Elektronenpaar (▬) und bilden eine kovalente chemische Bindung („Einfachbindung“) zwischen den beiden H-Atomen. Im Ergebnis gehören damit die beiden Elektronen sowohl dem H-Atom A als auch dem H-Atom B und damit hat jedes der beteiligten H-Atome die nachfolgende Edelgas-Konfiguration des Heliums erreicht (**Abb. 22**).

Elektronenpaar

$$H_A \bullet \; + \; \bullet H_B \longrightarrow H_A \bullet \bullet H_B \qquad \text{oder} \qquad H_A \text{▬} H_B$$

Abb. 22: Einfachbindung zwischen zwei H-Atomen

Die Ausbildung der Wasserstoff-Einfachbindung kann man sich auch in Form des nachfolgenden Kugelmodells vorstellen. Zwei kugelsymmetrische H-Atome (H_A und H_B) mit jeweils einem Elektron in der Valenzschale nähern sich einander soweit, dass sich die beiden Elektronenhüllen der Atome überlagern. In der Schnittmenge der beiden Kugeln halten sich nunmehr die beiden Elektronen als Elektronenpaar auf und bilden dadurch die Wasserstoff-Einfachbindung. Das Elektronenpaar gehört sowohl dem H-Atom H_A als auch dem H-Atom H_B , da die beteiligten H-Atome absolut gleichwertig sind (**Abb. 23**).

Einfachbindung

Diese Art der Bindung zwischen Nichtmetallatomen wird kovalente Bindung oder auch Atombindung genannt. Diesen Begriffen synonym sind auch die Bezeichnungen Elektronenpaar-Bindung (zwei einsame Elektronen treten zusammen zu einem Elektronenpaar) oder homöopolare Bindung (gleichartige Polarität = Ladung).

Homöopolare Bindung

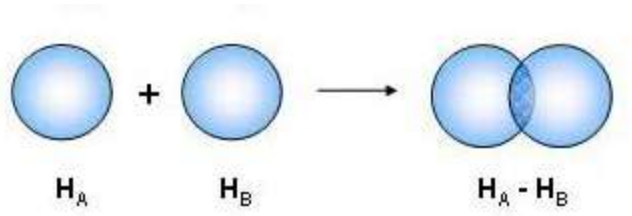


Abb. 23: Kugelmodell der Wasserstoff-Bindung

Vergleichbar den Wasserstoff-Atomen sind auch Chlor-Atome in der Lage, kovalente Einfachbindungen zu bilden. Alle Cl-Atome besitzen gemäß der Stellung im PSE jeweils sieben Valenzelektronen. Dieser Zustand ist energetisch äußerst ungünstig. Hätten die Chlor-Atome ein weiteres Elektron, wäre die nachfolgende Edelgas-Konfiguration des Argon und damit ein niedrigerer, also stabilerer Energiezustand erreicht. Sofern kein anderes Atom zur Verfügung steht, welches das fehlende Elektron liefern kann (z.B. ein Metall wie Natrium), arrangieren sich auch hier die Chlor-Atome derart, dass sich immer zwei Cl-Atome (Cl_A und Cl_B) die nunmehr insgesamt zwei vorhandenen bindenden Elektronen teilen. Zwei einzelne Elektronen (•) treten zusammen zu einem Elektronenpaar (—) und bilden eine kovalente chemische Bindung („Einfachbindung“) zwischen den beiden Cl-Atomen. Im Ergebnis gehören damit die beiden Elektronen sowohl dem Cl-Atom A als auch dem Cl-Atom B und damit hat jedes der beteiligten Cl-Atome die nachfolgende Edelgas-Konfiguration des Argons erreicht (**Abb. 24**).

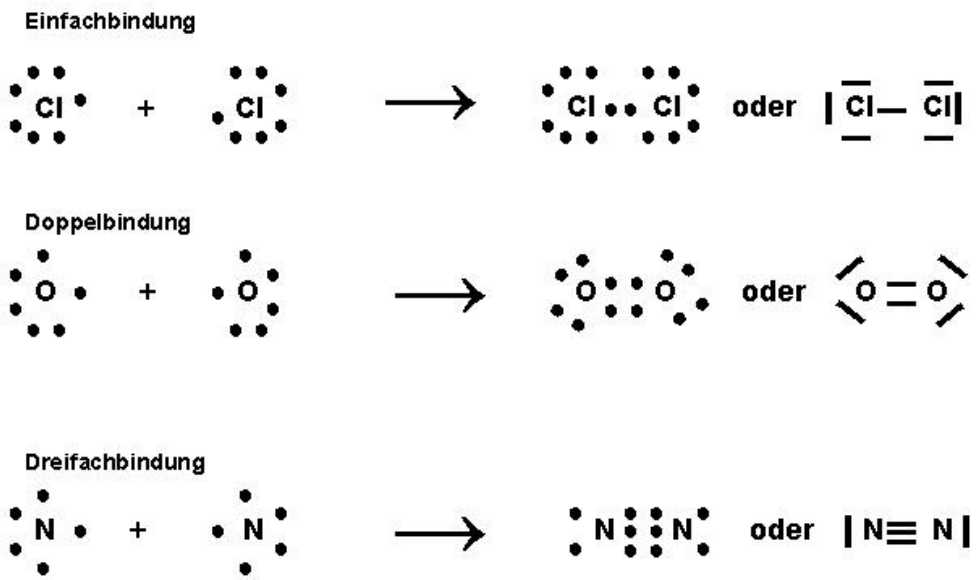


Abb. 24: Einfach-, Doppel- und Dreifachbindung

Analog bilden Sauerstoff (O) und Stickstoff (N) ebenfalls Atombindungen. Hier jedoch kann die energetisch günstige Edelgas-Konfiguration des nachfolgenden Edelgases Neon nur dadurch erreicht werden, dass zwei bzw. drei Valenzelektronen des gleichartigen Partnermoleküls in die Atombindung mit aufgenommen werden. Damit entsteht im Fall des Sauerstoffs eine Doppelbindung und im Fall des Stickstoffs eine Dreifachbindung. Damit entstehen aus zwei Chlor-Atomen ein Chlor-Molekül, aus zwei Sauerstoff-Atomen ein Sauerstoff-Molekül und aus zwei Stickstoff-Atomen ein Stickstoff-Molekül. Aus genannten Stabilitätsgründen kommen in der Regel die genannten Elemente in der Natur auch nur als diatomare Moleküle vor (H_2, Cl_2, O_2, N_2).

Doppelbindung

Dreifachbindung

Diatomare Moleküle

Überprüft man in diesen Molekülen die Anzahl der Valenzelektronen, die jedes Atom für sich beisteuert, ergeben sich genau die Anzahl an Valenzelektronen, die der Stellung des Elementes im PSE entspricht (Cl: 7 Elektronen, O: 6 Elektronen, N: 5 Elektronen). Andererseits ist jedes Atom von genau acht Elektronen umgeben, wenn man die Elektronenpaare innerhalb der Atombindung sowohl dem einen als auch dem anderen Partner zurechnet. Damit können alle Atome formal die Edelgas-Konfiguration des im PSE nachfolgenden Edelgases (Argon) erreichen (Oktettregel).

Oktettregel

4.3 Polare Atombindung

Wird eine Atombindung nicht durch zwei genau gleiche Atome (z.B. O_2), sondern durch verschiedene Atome (z.B. H und F in Fluorwasserstoff) gebildet, die sich in ihrer Elektronegativität unterscheiden, spricht man von einer polaren Atombindung, da die entstehende Bindung elektrisch polarisiert vorliegt, d.h. die Elektronen, die die chemische Bindung ausbilden (sog. bindenden Elektronenpaare), befinden sich nicht genau in der Mitte der beteiligten Atome, sondern sind leicht nach einer Seite hin (hier auf die Seite des F) verschoben (**Abb.25**).

Bindende Elektronenpaare

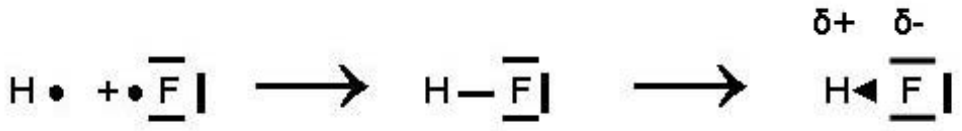


Abb. 25: Polarisierung im HF-Molekül

Dies bewirkt, dass das Atom Fluor ein bisschen negativ und das Atom Wasserstoff ein bisschen positiv geladen ist. Die dadurch entstandenen Partialladungen (Teilladungen) werden mit dem griechischen Buchstaben Delta (δ) bezeichnet.

Partialladungen

Diese Verschiebung der Elektronen kommt dadurch zustande, dass die Fähigkeit, Elektronen anzuziehen, für das Element Fluor stärker ausgeprägt ist als für das Element Wasserstoff. Die Fähigkeit eines Atoms, in einer kovalenten Bindung Elektronen anzuziehen, wird Elektronegativität (EN) genannt. Die Elektronegativität ist also eine dimensionslose Verhältniszahl, die angibt, wie stark ein Atom in der Lage ist, Elektronen zu sich herüberzuziehen. Das Element Fluor besitzt die größte Elektronegativität (4,0), gefolgt von Sauerstoff (3,5), Chlor und Stickstoff (jeweils 3,0) sowie Brom (2,8) und Kohlenstoff, Schwefel und Iod (jeweils 2,5). Das Element Wasserstoff besitzt die Elektronegativität 2,1 und alle Metalle kleiner 2.

Elektronegativität

Die Elektronegativität darf nicht mit der Elektronenaffinität verwechselt werden. Während die Elektronegativität eine praktikable Verhältniszahl darstellt, die hilfreich ist, um Polarisierungen von Bindungen vorherzusagen, ist die Elektronenaffinität eine Energie, die frei gesetzt wird, wenn aus einem Atom durch Elektronenübertragung ein Anion gebildet wird.

Polarisierung

Verbinden sich Atome mit gleicher Elektronegativität (z.B. O_2), ist die Ladungsverteilung in der Bindung symmetrisch und die Bindung damit unpolar. Je größer jedoch die Differenz der Elektronegativitäten zweier Atome in einem Molekül ist (z.B. HF), um so unsymmetrischer ist die Ladungsverteilung und um so polarer die Bindung.

Weitere Beispiele von Molekülen mit polaren Atombindungen sind Wasser (H_2O), Tetrachlorkohlenstoff (CCl_4) und Kohlendioxid (CO_2). Die Ladungsverteilungen in diesen Molekülen ist in **Abb. 26** dargestellt.

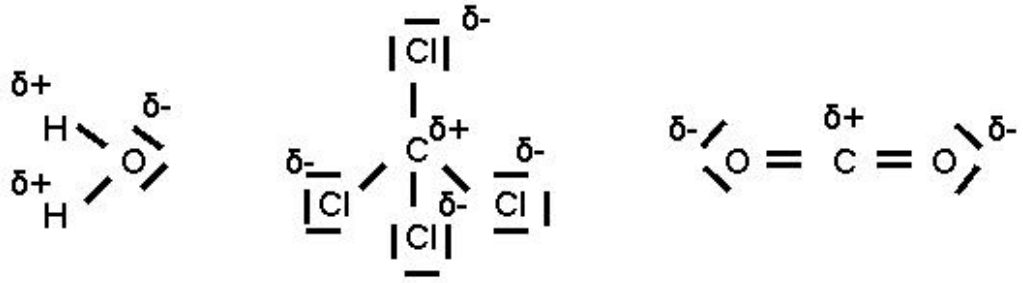


Abb. 26: Ladungsverteilungen bei polaren Atombindungen

Ist der Elektronegativitätsunterschied der Atome innerhalb eines Moleküls extrem groß, wie z.B. zwischen Na (0,9) und Cl (3,0), bildet sich keine polare Atombindung aus. Es findet dann nicht nur eine Elektronenverschiebung, sondern eine echte Elektronenübertragung vom Na auf das Cl statt (Na^+Cl^-). Es bildet sich hierbei also eine Ionenbindung aus. Die polare Atombindung ist somit eine Übergangsform zwischen kovalenter Atombindung und Ionenbindung. Der Übergang von Ionenbindung (NaCl) über Ionenbindung mit kovalentem Anteil (HF) bis zur polaren kovalenten Bindung (H_2O, CH_4, CO_2) ist recht fließend und kann durch die **Abb. 27** verdeutlicht werden.

Elektronen-übertragung

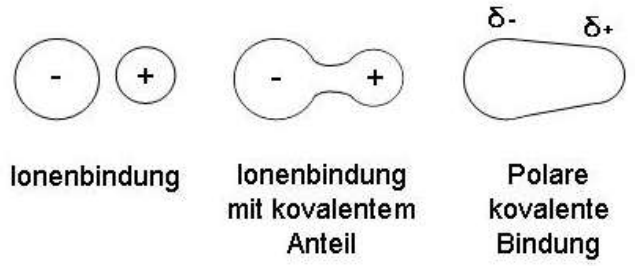


Abb. 27: Übergang von Ionenbindung zu polarer kovalenter Bindung

Bei Molekülen mit polaren Atombindungen können sich die Ladungsverschiebungen innerhalb des Moleküls nach außen hin wieder aufheben, sofern die Schwerpunkte von negativer Ladung und positiver Ladung räumlich zusammenfallen. Das ist dann der Fall, wenn das betreffende Molekül symmetrisch ist (CH_4 oder CO_2). Ist das Molekül unsymmetrische wie z.B. H_2O fallen die Ladungsschwerpunkte nicht zusammen, d.h. die Wirkungen von negativer und positiver Ladung können sich nicht gegenseitig aufheben. Ein solches Molekül ist nach außen hin elektrisch geladen, es besitzt ein positives und ein negatives Ende. Ein solches Molekül nennt man Dipol. Das Molekül Wasser ist ein Dipol, weil es erstens polare Bindungen enthält und weil diese zweitens nicht symmetrisch angeordnet sind, so dass sich ihre Wirkungen gegenseitig nicht aufheben.

Ladungs-schwerpunkt

Dipol

Die Eigenschaft des Wassers als Dipol ist in der Natur von großer Bedeutung. Polare Lösungsmittel wie Wasser lösen Substanzen sehr gut, die ebenfalls Dipole wie z.B. HF sind; aber auch ionische Verbindungen wie Kochsalz (NaCl) werden von Wasser sehr gut gelöst. Apolare Lösungsmittel wie z.B. die organischen Lösemittel Benzol und Terpentin lösen dagegen apolare Substanzen wie z.B. Fette oder andere organische Substanzen besonders gut.

Polare Lösungsmittel

Apolare Lösungsmittel

4.4 Metallbindung

Die Metallbindung tritt bei metallischen Elementen auf, die auf der linken Seite oder in der Mitte des Periodensystems stehen, wie z.B. bei Natrium (Na), Aluminium (Al), Eisen (Fe), Quecksilber (Hg), Kupfer (Cu) oder Platin (Pt). Solche Metallatome können eine stabile und energiearme Bindung untereinander nicht dadurch erreichen, dass sie Elektronen von einem Atom auf ein anderes übertragen, weil damit keines der beteiligten Teilchen eine stabile Edelgaskonfiguration (Oktett) erreichen würde. Vielmehr werden zur Ausbildung der Metallbindung einfach alle Valenzelektronen der beteiligten Atome freigesetzt. Damit erreichen alle ihrer Valenzelektronen beraubten Atomrümpfe, die nunmehr formal den elektronischen Aufbau wie Kationen besitzen, eine stabile Edelgaskonfiguration. Die freigesetzten Valenzelektronen verteilen sich im Raum zwischen den Atomrümpfen und sorgen dafür, dass das Gesamtsystem dennoch nach außen elektrisch neutral bleibt. Die gebildeten Atomrümpfe ordnen sich auf festen Gitterplätzen an, ähnlich wie in einem Ionengitter. Die sich zwischen den Atomrümpfen bewegenden Valenzelektronen halten mit ihren Anziehungskräften auf die Atomrümpfe diese zusammen und bilden die Metallbindung. Da die in den Raum zwischen den Atomrümpfen abgegebenen Valenzelektronen frei beweglich sind, hat man diese sehr anschaulich „Elektronengas“ genannt (selbstverständlich handelt es sich hierbei nicht um ein Gas; der Begriff soll lediglich zum Ausdruck bringen, dass die Elektronen genauso frei beweglich sind wie ein Gas, und damit jedes Valenzelektron des Metalls an jede beliebige andere Stelle des Werkstoffes gelangen kann).

Atomrumpf

Elektronengas

Diese freie Beweglichkeit des Elektronengases ist verantwortlich für die bedeutenste physikalische Eigenschaft aller Metalle – die sehr gute elektrische Leitfähigkeit. Eine weitere wichtige Eigenschaft von Metallen kann ebenfalls mit dem Vorliegen der Metallbindung erklärt werden: die Biegsamkeit und die Verformbarkeit. Da in der Metallbindung die Atomrümpfe durch das frei bewegliche Elektronengas zusammengehalten werden, können die Atomrümpfe auf ihren Gitterplätzen durch Ausübung von Druck gegeneinander verschoben werden. Deswegen lassen sich Metalle durch Hämmern verformen. In Salzkristallen werden die Kationen und Anionen durch elektrostatische Anziehungskräfte starr auf ihren Gitterplätzen gehalten. Ein gegenseitiges Verschieben von Teilchen auf den Gitterplätzen ist nicht möglich. Daher zerspringt ein Salzkristall in viele kleinere Kristalle, wenn er mechanischen Kräften ausgesetzt wird.

Elektrische Leitfähigkeit

Biegsamkeit und Verformbarkeit

Die Metallatome eines metallischen Werkstoffes liegen ähnlich wie die Ionen in einem Ionengitter in einem Metallgitter vor. Das in der Natur am häufigsten vorkommende Metallgitter ist die sog. Hexagonal dichteste Kugelpackung, in der aus geometrischen Gründen eine maximal große Zahl von kugelförmigen Gebilden innerhalb einer räumlichen Anordnung unterzubringen ist (**Abb. 28**).

Hexagonal dichteste Kugelpackung

Hexagonal dichteste Kugelpackung (HD)

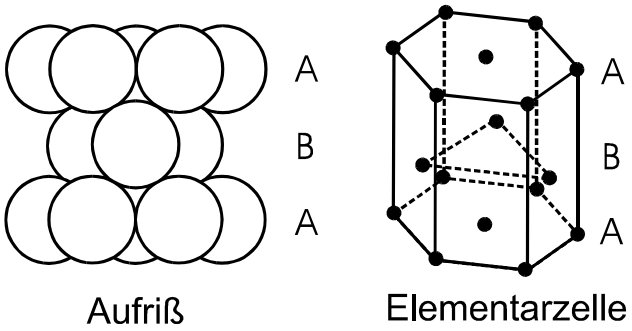


Abb. 28: Die häufigste Anordnung von Metallatomen in einem Gitter

Wegen dieser „platzsparenden“ Struktur des Metallgitters erklärt sich eine weitere physikalische Eigenschaft der Metalle – ihre hohe Dichte.

Hohe Dichte

Werden innerhalb eines Metalls einzelne Metallatome durch andere Elementatome des Periodensystems ersetzt, entstehen sog. Legierungen. So z.B. bildet sich aus Kupfer (Cu) und Zinn (Sn) die Legierung Bronze, aus Kupfer und Zink (Zn) jedoch die Legierung Messing. Stahl ist ebenfalls eine Legierung und zwar aus Eisen (Fe) und Kohlenstoff (C). Auch in solchen Legierungen liegen die Metallatome auf definierten Gitterplätzen vor. Im Gegensatz zu reinen Metallen führt jedoch bei Legierungen die Ungleichheit der beteiligten Atome dazu, dass einzelne Schichten nicht mehr so leicht gegeneinander verschoben werden können. Damit sind in der Regel Legierungen relativ harte Materialien, reine Metalle dagegen relativ weich.

Legierungen

Bronze, Messing und Stahl

4.5 Nomenklatur anorganischer Verbindungen

Die Nomenklatur (Benennung) anorganischer Verbindungen folgt einigen wenigen grundlegenden Regeln. Die Namen von anorganischen Verbindungen aus zwei Elementen werden aus den Namen der beiden enthaltenen Elemente gebildet, wobei der Name des elektropositiveren Elementes zuerst genannt wird.

Daran wird der vom lateinischen Wortstamm abgeleitete Name des elektronegativeren Elementes mit der Endung **–id** versehen und an den Namen des elektropositiveren Elementes angefügt. Die Verbindung aus aus Magnesium und Sauerstoff heißt demnach Magnesiumoxid (MgO).

Abb. 29 zeigt die wichtigsten Bezeichnungen von elektronegativen Verbindungsbestandteilen mit Beispielen. Die stöchiometrischen Mengenverhältnisse der beiden Elemente werden im Namen mit griechischen Zahlwörtern angegeben, wenn mehrere Verbindungen der beiden Elemente existieren (z.B. Schwefeldioxid [SO_2] und Schwefeltrioxid [SO_3] oder Stickstoffmonoxid [NO] und Stickstoffdioxid [NO_2].

Element	**Bezeichnung**	**Verbindung (Beispiel)**	**Formel**
Wasserstoff	Hydrid	Natriumhydrid	NaH
Fluor	Fluorid	Kaliumfluorid	KF
Chlor	Chlorid	Calciumchlorid	$CaCl_2$
Brom	Bromid	Silberbromid	AgBr
Iod	Iodid	Ammoniumiodid	NH_4I
Sauerstoff	Oxid	Schwefeldioxid	SO_2
Schwefel	Sulfid	Eisensulfid	FeS
Stickstoff	Nitrid	Bornitrid	BN
Kohlenstoff	Carbid	Calciumcarbid	CaC_2
Sauerstoff/Wasserstoff	Hydroxid	Natriumhydroxid	NaOH

Abb. 29: Elektronegative Verbindungsbestandteile

Bei Verbindungen aus Metall und Nichtmetall wird, falls dies zur Klarheit notwendig ist, die Wertigkeit des Metalles als römische Ziffern in Klammern gesetzt und mit einem Bindestrich versehen. Beispiele: Mangan(III)-oxid [Mn_2O_3] und Mangan(IV)-oxid [MnO_2] oder Eisen(II)-hydroxid [$Fe(OH)_2$] und Eisen(III)-hydroxid [$Fe(OH)_3$].

Salze, die neben dem elektronegativen Element (z.B. S, N oder Cl) noch zusätzliche Sauerstoff-Atome enthalten, werden durch die Endung **–it** (weniger Sauerstoff) oder **–at** (Mehr Sauerstoff) kenntlich gemacht. Beispiele: Natriumsulf**id** [Na_2S], Natriumsulf**it** [Na_2SO_3], Natriumsulf**at** [Na_2SO_4] oder Natriumnitr**id** [Na_3N], Natriumnitr**it** [$NaNO_2$], Natriumnitr**at** [$NaNO_3$] oder Natriumchlor**id** [NaCl], Natriumchlor**it** [$NaClO_2$], Natriumchlor**at** [$NaClO_3$].

4.6 Fragen zum Kapitel 4 "Chemische Bindung"

1. Welche beiden Kräfte sind maßgeblich an der Ausbildung einer chemischen Bindung beteiligt?

2. Formulieren Sie unter Berücksichtigung der Stellung der beteiligten Atome im PSE die Reaktionsgleichungen, die zur Bildung von Magnesiumchlorid ($MgCl_2$) aus Magnesium (Mg) und Chlor (Cl_2) sowie zur Bildung von Natriumoxid (Na_2O) aus Natrium (Na) und Sauerstoff (O_2) führen.

3. Ist zu erwarten, dass das Salz Cäsiumfluorid (CsF) in einer ähnlichen Gittersymmetrie vorliegen wird, wie das Salz Natriumchlorid (NaCl)? Berücksichtigen Sie bei Ihrer Antwort die Größe der Ionenradien von Cs^+ und F^- (Abb. 17).

4. Weisen Sie durch Zeichnung der Elektronenstrukturen von Wasser (H_2O), Methan (CH_4), Stickstoffmonoxid (NO) und Stickstoffdioxid (NO_2) nach, dass für die ersten beiden die Oktettregel gilt, für die letzten beiden allerdings nicht.

5. Zeichnen Sie die Elektronenstrukturen der Moleküle Ammoniak (NH_3), Schwefelkohlenstoff (CS_2), Litiumbromid (LiBr) und Chloroform (CH_3Cl). Welche dieser Moleküle sind Dipole?

6. Erklären Sie, warum Metalle den elektrischen Strom besonders gut leiten, warum sie eine hohe Dichte besitzen und warum sie verformbar sind.

7. Wie lauten die chemischen Formeln der Verbindungen Kaliumsulfid, Kaliumsulfit, Kaliumsulfat?

8. Benennen Sie die Verbindung Lachgas (N_2O) mit dem Nomenklaturnamen.

5 Chemische Reaktionen

Chemische Reaktionen sind Prozesse, die von stofflichen Änderungen begleitet sind und durch chemische Gleichungen versinnbildlicht werden können. Beispiele für wichtige Stoffveränderungen in Natur und Technik sind: Atmung, Assimilation, Gärung, Verdauung, Rosten von Eisen, Metallveredelung, Kunststoffherstellung, Schmelzen von Glas, Abfallverbrennung.

Stoffveränderung

Einige wichtige Typen von chemischen Reaktionen aus dem Bereich der Anorganischen Chemie werden in diesem Kapitel erörtert: Säure/Base-Reaktionen, Lösungs- und Fällungsreaktionen sowie Redoxreaktionen.

5.1 Säure/Base-Reaktionen

5.1.1 Grundlagen

Stoffe, die in wässriger Lösung in geladene Teilchen (Kationen und Anionen) zerfallen, nennt man Elektrolyte, da diese den elektrischen Strom leiten. Den Vorgang des Zerfalls nennt man elektrolytische Dissoziation. Beispiele von Elektrolyten sind Säuren, Basen und Salze.

Elektrolyt

Säuren sind Stoffe, bei deren Dissoziation H^+ - Ionen entstehen; man erkennt die Säuren daran, dass die entstandenen H^+ - Ionen einen Lackmus-Indikator rot färben (Säure-Reaktion). Basen sind Stoffe, bei deren Dissoziation OH^- - Ionen entstehen; man erkennt die Basen daran, dass die entstandenen OH^- - Ionen einen Lackmus-Indikator blau färben (Base-Reaktion).

Dissoziation

Eine Säure ist nach der historisch ältesten aber ungenauen Definition des Chemikers Svante Arrhenius ein Stoff, der beim Lösen in Wasser Protonen (H^+ - Ionen) freisetzt. Auf die genauere Definition des Chemikers Bröndstedt kann an dieser Stelle verzichtet werden. So z.B. dissoziiert Chlorwasserstoff (HCl) in H^+ - Kationen und Cl^- - Anionen bzw. Essigsäure (CH_3COOH) in H^+ - Kationen und CH_3COO^- - Anionen (**Abb. 29**).

Freisetzung von H^+-Ionen

$$HCl \rightleftharpoons H^+ + Cl^-$$

$$CH_3COOH \rightleftharpoons H^+ + CH_3COO^-$$

Abb. 29: Dissoziation von HCl und CH_3COOH

Sofern diese Dissoziation nahezu vollständig stattfindet (d.h. es liegen fast ausschließlich H^+ - und Cl^- - Ionen vor, aber kaum undissoziierte HCl-Moleküle), handelt es sich bei der wässrigen Lösung von HCl um eine starke Säure (Salzsäure). Liegen jedoch, wie im Fall der CH_3COOH nur ein kleiner Teil der Moleküle in dissoziierter Form (als H^+ und CH_3COO^- - Ionen), der überwiegende Teil jedoch undissoziert (als CH_3COOH) vor, handelt es sich um eine schwache Säure (siehe hierzu auch den **Praktikumsteil** des Lehrbriefes). Ob es sich bei einer Säure um eine starke oder schwache Säure handelt, macht man häufig in der Art der Reaktionspfeil-Darstellung deutlich (Doppelpfeil mit längerem Teilpfeil in der Richtung, in der die Reaktion überwiegend abläuft).

Starke Säure

Schwache Säure

Eine Base ist demnach ein Stoff, der beim Lösen in Wasser OH^- - Anionen freisetzt. So z.B. dissoziiert Natriumhydroxid (NaOH) in Na^+ - Kationen und OH^- - Anionen bzw. Ammoniumhydroxid (NH_4OH) in Ammonium-Kationen (NH_4^+) und OH^- - Anionen (**Abb. 30**).

Freisetzung von OH^--Ionen

$$NaOH \rightleftharpoons Na^+ + OH^-$$

$$NH_4OH \rightleftharpoons NH_4^+ + OH^-$$

Abb. 30: Dissoziation von NaOH und NH_4OH

Sofern diese Dissoziation nahezu vollständig stattfindet (d.h. es liegen fast ausschließlich Na^+ - und OH^- - Ionen vor, aber kaum undissoziierte NaOH-Moleküle), handelt es sich bei der wässrigen Lösung von NaOH um eine starke Base. Liegen jedoch, wie im Fall der NH_4OH nur ein kleiner Teil der Moleküle in dissoziierter Form (als NH_4^+ und OH^- - Ionen), der überwiegende Teil jedoch undissoziiert (als NH_4OH) vor, handelt es sich um eine schwache Base.

Starke Base

Schwache Base

5.1.2 pH-Wert von Lösungen

Reines Wasser dissoziiert ebenfalls gemäß der Gleichung der **Abb. 31**.

$$H_2O \rightleftharpoons H^+ + OH^-$$

Abb. 31: Dissoziation von H_2O

Allerdings ist die Dissoziation von H_2O zu H^+ und OH^- sehr schwach ausgeprägt. In reinem Wasser beträgt die Konzentration an H^+ - Ionen genau 10^{-7} mol/L, die Konzentration an OH^- - Ionen ebenfalls 10^{-7} mol/L (Eigendissoziation von Wasser). Reines Wasser ist weder Säure noch Base, die Konzentration an H^+ - und OH^- - Ionen ist gleich. Gibt man jedoch eine Säure in reines Wasser, steigt die H^+ - Ionenkonzentration stark an. Gibt man dagegen eine Base in reines Wasser, steigt die OH^- - Ionenkonzentration stark an.

Eigendissoziation von Wasser

Die Stärke einer Säure oder Base wird von der Anzahl der dissoziierten H^+ - bzw. OH^- - Ionen in einer Lösung bestimmt. Ist die H^+ - Ionenkonzentration in einer Lösung = 10^{-7} mol/L, handelt es sich um eine neutrale Verbindung (weder sauer noch basisch). Ist die H^+ - Ionenkonzentration in einer Lösung > 10^{-7} mol/L, handelt es sich bei dieser Lösung um eine Säure. Ist die H^+ - Ionenkonzentration in einer Lösung < 10^{-7} mol/L, handelt es sich bei dieser Lösung um eine Base. Die o.g. Grenzkonzentration der H^+ - Ionen, die darüber Auskunft gibt, ob eine Lösung sauer, neutral oder basisch ist, ist mit 10^{-7} extrem kleinen und damit recht unhandlich. Daher hat man sich darauf geeinigt, diesen Wert durch eine mathematische Operation handhabbarer zu machen. Nimmt man von der H^+-Ionenkonzentration den negativen dekadischen Logarithmus, erhält man den sog. pH-Wert einer Lösung (**Abb. 32**).

pH-Wert

$$\mathbf{pH = -\log [H^+] \qquad \text{oder besser} \quad pH = -\log [H_3O^+]}$$

Abb. 32: Definition des pH-Wertes

In der zweiten Gleichung wird zum Ausdruck gebracht, dass H^+ - Ionen allein in wässriger Lösung nicht existent sind; sie lagern sich an ein vorhandenes H_2O-Molekül an und bilden damit H_3O^+ - Ionen.

Damit besitzt eine neutrale Lösung einen pH-Wert = 7, eine saure Lösung einen pH-Wert < 7 und eine basische Lösung einen pH-Wert > 7. Die nachfolgende **Abb. 33** zeigt die pH-Werte einiger Lösungen.

Die pH-Wert-Skala beruht auf einer logarithmischen Darstellung, das heißt ein Unterschied im pH-Wert von einer Einheit bedeutet eine Differenz in der H^+ - Ionenkonzentration um einen Faktor 10. Salzsäure mit einem pH-Wert von 1 besitzt damit 1.000.000 mal mehr H^+ - Ionen als reines Wasser (siehe hierzu den **Praktikumsteil** des Lehrbriefes).

Material	pH-Wert	Reaktion
Natronlauge (NaOH)	10 – 14 *	basisch
Seifenwasser	10	basisch
Ammoniumhydroxid (NH_4OH)	8 – 10 *	basisch
Blut	7,4	leicht basisch
Meerwasser	7 – 7,5	neutral - basisch
Reines Wasser	7,0	neutral
Milch	6	leicht sauer
Essigsäure (CH_3COOH)	3 – 5 *	sauer
Orangensaft	3,2	sauer
Cola	2,5	sauer
Zitronensaft	2,3	sauer
Salzsäure (HCl)	0 – 4 *	sauer

Abb. 33: **pH-Werte einiger Stoffe**
* in Abhängigkeit von der vorliegenden Konzentration

5.1.3 Neutralisation

Säuren und Basen sind auch dadurch charakterisiert, dass sie bei einer Reaktion miteinander Salz sowie Wasser bilden. Dieser Vorgang wird als Neutralisation bezeichnet. Die **Abb. 34** zeigt einige Neutralisationsreaktionen im Überblick.

Neutralisations-reaktion

$$HCl + NaOH \longrightarrow NaCl + H_2O$$

$$HCl + NH_4OH \longrightarrow NH_4Cl + H_2O$$

$$CH_3COOH + NaOH \longrightarrow CH_3COONa + H_2O$$

$$CH_3COOH + NH_4OH \longrightarrow CH_3COONH_4 + H_2O$$

Abb. 34: **Reaktionen von Säure und Base zu Salz und Wasser**

Alle Neutralisationsreaktionen sind mit einer beträchtlichen Wärmeentwicklung verbunden (**Praktikumsteil** des Lehrbriefes). Diese Neutralisationswärme, die im Zuge einer jeden Säure/Base-Reaktion frei wird und durch die Bildung von H_2O aus H^+ und OH^- verursacht wird, führt zur Erwärmung der Reaktionslösung.

Neutraslisations-wärme

5.1.4 pH-Indikatoren

Den pH-Wert einer Lösung kann man näherungsweise durch Indikatoren bestimmen. Indikatoren sind schwache organische Säuren, bei denen sich die freie Säure und das Säureanion in der Farbe unterscheiden. Diese Indikatoren gibt man entweder als Flüssigkeit in die Lösung, deren pH-Wert man bestimmen will, oder man gibt einen Tropfen der Lösung auf einen Papierstreifen, der mit der Indikatorsubstanz beschichtet ist. Der einfachste aber auch relativ ungenaue Indikator ist Lackmus. Ist die Testlösung sauer, färbt sich der Lackmus-Indikator rot, ist die Testlösung basisch, färbst sich der Lackmus-Indikator blau.

Lackmus

Genauere Indikatoren sind z.B. Phenolphthalein oder Methylrot: Die freie Säure des Phenolphthaleins ist farblos, während die Farbe des Säureanions rot ist. Der Umschlagsbereich dieses Indikators liegt bei einem pH-Wert von 8 – 10. Die freie Säure des Indikators Methylrot ist rot, während die Farbe des Säureanions gelb ist. Der Umschlagsbereich von Methylrot liegt bei einem pH-Wert von 4 – 6. Es gibt eine Vielzahl solcher Indikatoren, die alle einen definierten Umschlagsbereich von einem oder zwei pH-Einheiten anzeigen. Universalindikatorpapier ist mit einer Mischung verschiedener Indikatoren getränkt. Diese Mischung ist so gewählt, dass sich je nach pH-Wert in der Lösung unterschiedliche Farben auf dem Indikatorpapier zeigen. **Abb. 35** zeigt die Farben des Indikatorpapieres bei verschiedenen pH-Werten.

Phenolphthalein

Methylrot

Universalindikator

Farbe	pH-Bereich
Rot	0-2
Orange	3-4
Gelb	5-6
Grün	7-8
Blau	9-10

Abb. 35: Farben des Universalindikatorpapieres

Der Universalindikator ist in der Analytischen Chemie ein wichtiges Hilfsmittel, um schnell und kostengünstig erste Informationen über den pH-Wert einer Lösung zu erhalten.

5.2 Lösungs- und Fällungsreaktionen

Bringt man einen aus Ionen zusammengesetzten Elektrolyten wie Kochsalz in Wasser, beginnen die Wassermoleküle das Kristallgitter aufzulösen, indem die Dipole Wasser in den Kristallverband eindringen, sowohl die Kationen (Na^+) als auch die Anionen (Cl^-) mit der jeweils entgegengesetzt geladenen Dipolseite umhüllen und damit den Feststoff auflösen (Lösungsreaktion). Diesen Vorgang nennt man Solvatation (Auflösen) bzw. wenn man das in unserer Welt wichtigste Lösemittel nämlich Wasser betrachtet, nennt man den Vorgang Hydratation. Der umgekehrte Vorgang, nämlich das Zusammentreten von Kationen und Anionen in einer Lösung zu einer regelmäßigen Anordnung in Form eines Ionengitters und damit zur Bildung eines Feststoffes in einer Lösung, ist ebenfalls möglich (Fällungsreaktion).

Kristallverband

Solvatation

Hydratation

Lösungs- und Fällungsreaktionen hängen damit zusammen, wie fest die Kationen und Anionen eines Elektrolyten im Ionengitter zusammenhalten und ob oder wie leicht es den Wassermolekülen gelingt, sich als Dipol in das Ionengitter hinein zu drängen, um sowohl Kationen als auch Anionen mit einer Hydrathülle zu umgeben (**Abb. 36**).

Hydrathülle

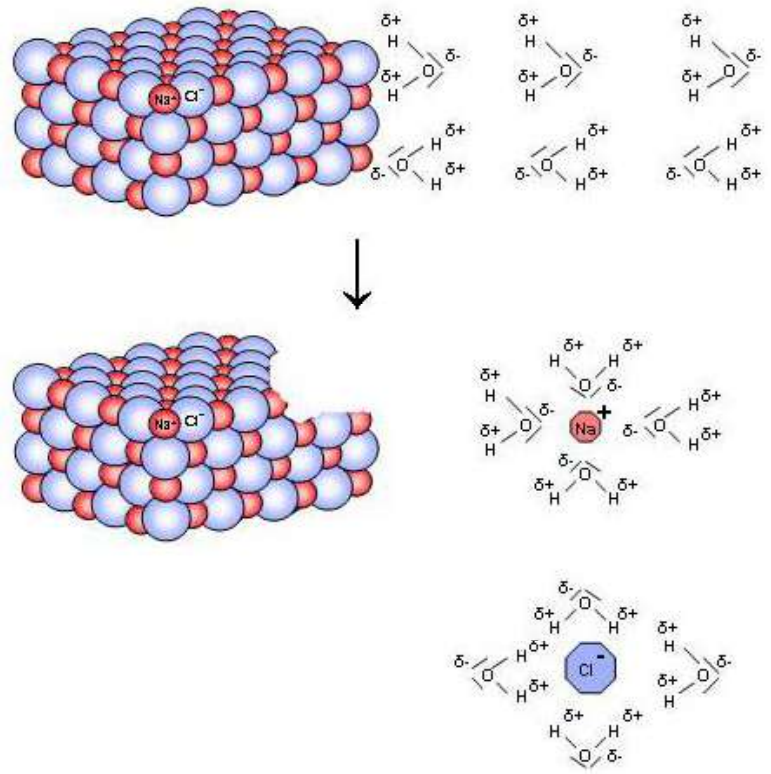


Abb. 36: Hydratation des NaCl-Kristalls

Die Dipolmoleküle H_2O umhüllen das positiv geladene Na^+ - Kation mit ihrem negativen Ende bzw. das negativ geladene Cl^- - Anion mit ihrem positiven Ende. Daher ist der Elektrolyt NaCl in Wasser leicht löslich. Viele andere Metallchloride (z.B. KCl, $MgCl_2$, $CaCl_2$) sind ebenfalls in Wasser leichtlöslich.

Die Sulfate der Alkalielemente Na und K sind ebenfalls leichtlöslich, die der Erdalkalielemente Ca und Ba jedoch schwerlöslich. Gibt man in eine klare Lösung von Natriumsulfat (Na_2SO_4) einige Tropfen einer ebenfalls klaren Lösung von Calciumchlorid ($CaCl_2$), bildet sich sofort ein weißer Niederschlag aus $CaSO_4$, der sich am Boden des Reaktionsgefäßes absetzt (**Praktikumsteil**). Die in der Na_2SO_4-Lösung leicht löslichen SO_4^{2-} - Anionen treffen in der $CaCl_2$-Lösung auf Ca^{2+} - Kationen und bilden sofort ein relativ stabiles Ionengitter, in dem die beteiligten Ionen (Ca^{2+} und SO_4^{2-}) nur noch sehr schlecht durch die Dipolmoleküle des Wassers hydratisiert werden. Folglich bildet sich ein Niederschlag aus $CaSO_4$, der sich durch Abfiltrieren von der überstehenden Lösung aus NaCl abtrennen lässt (**Abb. 37**).

Niederschlag

Abfiltrieren

$$Na_2SO_4 + CaCl_2 \longrightarrow \underbrace{CaSO_4}_{\text{weißer Niederschlag}} + 2NaCl$$

Abb. 37: Fällung von $CaSO_4$ aus $NaSO_4$ und $CaCl_2$

In schwerlöslichen Salzen (z.B. $CaSO_4$) sind die Gitterkräfte zwischen Ca^{2+} und SO_4^{2-} so groß, der Zusammenhalt der Ionen damit so stark, dass die Dipolwirkung des H_2O-Moleküls nicht ausreicht, einzelne Ionen aus dem Verband heraus zu brechen.

Eine einfache Merkregel ist hilfreich für die Beurteilung, ob ein Salz im Lösungsmittel Wasser leicht oder schwerlöslich ist: Gut löslich sind Salze der Hauptgruppenelemente dann, wenn sie <u>überwiegend</u> einfach geladene Ionen enthalten, da in solchen Kristallen die Gitterkräfte nicht besonders groß sind [z.B. NaCl, KBr, $CaCl_2$, $Mg(NO_3)_2$]. Schwerlöslich sind Salze dann, wenn sie <u>überwiegend</u> mehrfach geladene Ionen enthalten, da in solchen Kristallen die hohe Ladung starke Gitterkräfte verursacht [z.B. $CaSO_4$, $MgCO_3$, $AlPO_4$].

Einfach geladene Ionen

Mehrfach geladene Ionen

Aus der Kenntnis der unterschiedlichen Elektrolytlöslichkeiten können sowohl qualitative als auch quantitative Bestimmungsmöglichkeiten entwickelt werden, die in der Analytischen Chemie von großer Bedeutung sind.

5.3 Redoxreaktionen

5.3.1 Grundlagen

Gibt im Zuge einer chemischen Reaktion ein Stoff A seine Elektronen an einen anderen Stoff B ab, bezeichnet man diesen Vorgang als Oxidation. So ist z.B. die Abgabe von zwei Elektronen durch ein neutrales Magnesium-Atom (Mg), durch die dieses Atom in ein positiv geladenes Kation Mg^{2+} übergeht, eine Oxidation (**s. Abb. 15**). Aus der Sicht des Stoffes B handelt es sich aber um die Aufnahme von Elektronen aus dem Stoff A. Diesen Vorgang nennt man Reduktion. So ist die Aufnahme von zwei Elektronen durch ein neutrales Sauerstoff-Atom (O), durch die dieses Atom in ein negativ geladenes Anion O^{2-} übergeht, eine Reduktion (**s. Abb. 16**).

Oxidation

Reduktion

Die Vorgänge der Oxidation und Reduktion treten immer nur gemeinsam auf, da jedes von einem Atom A abgegebene Elektron von einem anderen Atom B wieder aufgenommen werden muss. Solche Elektronenübertragungs-Reaktionen, wie am Beispiel Mg und O gezeigt, werden Redox-Reaktionen genannt (**s. Abb. 18**).

Redox

Früher waren häufig auch andere Definitionen von Oxidation und Reduktion in Gebrauch, z.B.: Oxidation ist die Aufnahme von Sauerstoff oder die Abgabe von Wasserstoff bzw. Reduktion ist die Abgabe von Sauerstoff oder die Aufnahme von Wasserstoff. Diese Definitionen sind nicht ganz richtig und sollten daher heute auch nicht mehr verwendet werden. Schließlich kann man einen Redoxprozess auch ganz ohne die Beteiligung von Sauerstoff oder Wasserstoff durchführen (z.B. Reaktion zwischen Na und Cl_2 zu NaCl).

5.3.2 Galvanische Elemente

Mit den Begriffen Oxidation und Reduktion hängt auch das Verhalten von Metallen (Metallelektroden) zusammen, die in Salzlösungen eintauchen. Was geschieht mit einer Zinkelektrode (Zn), die in eine Kupfersulfat-Lösung ($CuSO_4$) eintaucht und was geschieht mit einer Kupferelektrode (Cu), die in eine Zinksulfat-Lösung ($ZnSO_4$) eintaucht? Im ersten Fall löst sich die Zn-Elektrode auf und die blaue Farbe des $CuSO_4$ verschwindet, im zweiten Fall passiert überhaupt nichts (Versuch im **Praktikumsteil** des Lehrbriefes). Warum ist das so?

Zinkelektrode

Kupferelektrode

Die Zinkelektrode lässt sich sehr leicht gemäß der Teilgleichung (**1**) oxidieren, weil die Ionisierungsenergie (**Kap. 3.4**) für die Bildung von Zn^{2+} relativ niedrig ist.

(**1**) $Zn \longrightarrow Zn^{2+} + 2e^-$

Oxidation

Die dabei abgegebenen Elektronen können andererseits sehr leicht durch die Kupfer-Ionen im $CuSO_4$ gemäß der Teilgleichung (**2**) aufgenommen werden, weil die Elektronenaffinität des Cu^{2+} relativ hoch ist (**Kap. 3.4**). Dabei werden die Cu^{2+} -Ionen zu elementarem Kupfer reduziert.

(**2**) $Cu^{2+} + 2e^- \longrightarrow Cu$

Reduktion

Die Gesamtgleichung (**3**) dieser Reaktion ergibt sich durch Addition der beiden Teilgleichungen:

(**3**) $Zn + Cu^{2+} \longrightarrow Zn^{2+} + Cu$

Redox

Dieser Gesamtprozess läuft in Summe unter Energiefreisetzung ab (niedrige Ionisierungsenergie muss aufgewendet werden, aber hohe Elektronenaffinität wird frei) und ist damit energetisch begünstigt.

Im zweiten Beispiel, in dem eine Kupfer-Elektrode in eine $ZnSO_4$-Lösung eintaucht, findet keine Reaktion statt, da die Ionisierungsenergie der Cu^{2+} - Bildung aus Cu relativ hoch ist und außerdem die Elektronenaffinität des Zn^{2+} relativ niedrig ist. D.h. der Gesamtprozess liefe in Summe nur unter Energieaufwand ab (hohe Ionisierungsenergie muss aufgewendet werden, aber niedrige Elektronenaffinität wird frei) und ist damit energetisch ungünstig.

Die freigesetzte Energie des Gesamtprozesses (**3**) kann als Spannungsdifferenz (1,1 V) messtechnisch erfasst werden, sofern man die beiden Teilprozesse (**1**) und (**2**) in Form des sog. Daniell-Elementes (**Abb. 38**) räumlich voneinander trennt.

Spannungsdifferenz

Das Daniell-Element, der Prototyp eines galvanischen Elementes, besteht aus einem U-Rohr, welches im Übergang der beiden Schenkel eine poröse Trennwand enthält. Im linken Schenkel befindet sich eine $ZnSO_4$-Lösung, in die eine Zn-Elektrode (Anode) eintaucht. Im rechten Schenkel befindet sich eine $CuSO_4$-Lösung, in die eine Cu-Elektrode (Kathode) eintauscht. Die beiden Elektroden sind über ein Spannungsmessgerät elektrisch leitend miteinander verbunden. An der Zn-Anode läuft der Oxidationsprozess ($Zn \rightarrow Zn^{2+} + 2e^-$) ab, d.h. die Zn-Elektrode beginnt sich aufzulösen, die dabei abgegebenen Elektronen fließen durch das Spannungsmessgerät zur Cu-Kathode.

Anode

Kathode

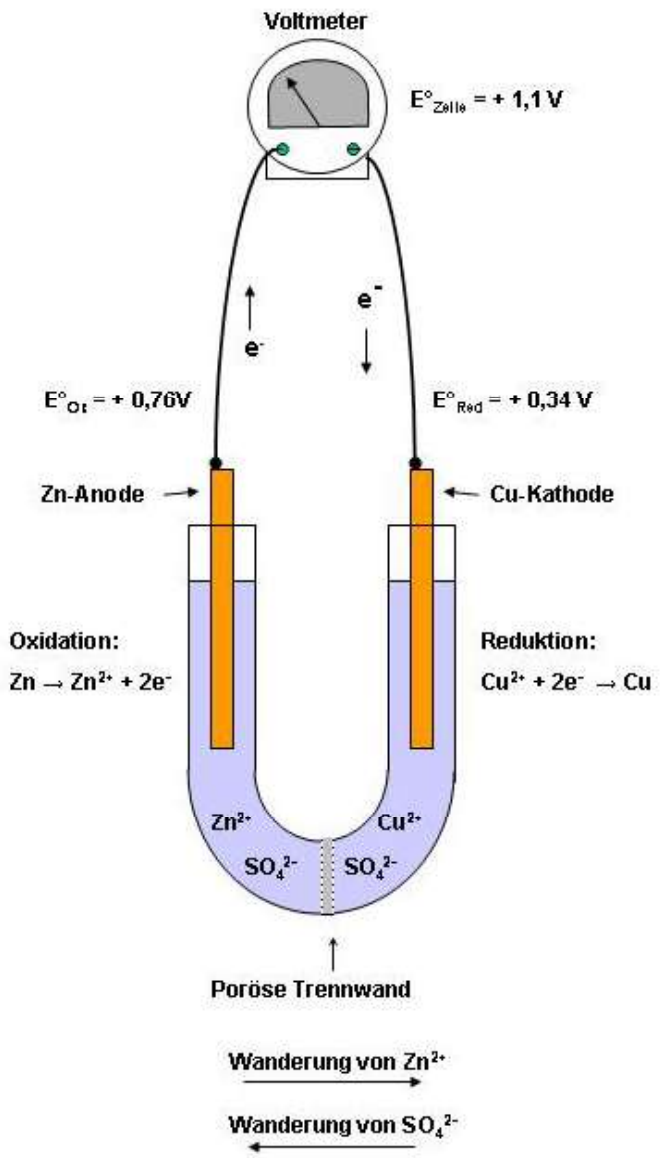


Abb. 38: Aufbau eines Daniell-Elements

An der Cu-Kathode läuft der Reduktionsprozess ($Cu^{2+} + 2e^- \rightarrow Cu$) ab, d.h. durch Aufnahme der Elektronen aus der Kathoden-Zuleitung wird eine zusätzliche Cu-Schicht auf der Kathodenoberfläche abgeschieden. Der Elektronenstrom von der Anode zur Kathode kann zur Erzeugung von elektrischem Strom genutzt werden. Die Trennwand in der Mitte der beiden Schenkel verhindert die Durchmischung der beiden Lösungen, erlaubt aber den Durchtritt von Ionen durch Diffusion. Und zwar diffundieren Zn^{2+} - Ionen von links nach rechts und SO_4^{2-} - Ionen von rechts nach links. Damit wird die Elektroneutralität innerhalb des Redoxsystems gewahrt. Sobald im System nicht mehr genügend Zn auf der linken Seite oder Cu^{2+} auf der rechten Seite zur Verfügung steht, kommt der Stromfluss zum Erliegen.

Diffusion

5.3.3 Elektrochemische Spannungsreihe

Halbzellen-element

Eine Entscheidung über die Reaktionsfähigkeit zweier Halbzellenelemente wie Zn^{2+}/Zn und Cu^{2+}/Cu (Metallelektrode, die in eine Salzlösung des gleichen Metalls eintaucht) zu einem galvanischen Element, kann über die elektrochemische Spannungsreihe der Metalle getroffen werden (**Abb. 39**). In dieser Spannungsreihe ist es üblich, die Triebkraft für den jeweiligen Prozess (Oxidation oder Reduktion) in Form der Reduktionspotentiale ($E°_{Red}$) anzugeben. Der jeweils umgekehrte Prozess führt zum Oxidationspotential ($E°_{Ox}$), welches man aus $E°_{Red}$ durch Multiplikation mit -1 erhält, d.h. $E°_{Ox} = -1 \bullet E°_{Red}$.

Triebkraft

Reduktionsprozess		Standard-Normalpotential (V)
$Na^+ + e^-$	$\rightarrow Na$	$E°_{Red} = -2{,}71$
$Mn^{2+} + 2e^-$	$\rightarrow Mn$	$E°_{Red} = -1{,}18$
$Zn^{2+} + 2e^-$	$\rightarrow Zn$	$E°_{Red} = -0{,}76$
$Fe^{2+} + 2e^-$	$\rightarrow Fe$	$E°_{Red} = -0{,}44$
$2H^+ + 2e^-$	$\rightarrow H_2$	$E°_{Red} = \pm 0$
$Cu^{2+} + 2e^-$	$\rightarrow Cu$	$E°_{Red} = +0{,}34$
$Ag^+ + e^-$	$\rightarrow Ag$	$E°_{Red} = +0{,}80$

Abb. 39: Elektrochemische Spannungsreihe

In dieser elektrochemischen Spannungsreihe wird dem Halbzellenelement $2H^+/H_2$ per Definition das Halbzellenpotential 0 V zugewiesen. Alle Metalle, deren Reduktionspotential (Normalpotential) ein negatives Vorzeichen besitzt sind sog. „unedle“ Metalle (z.B. Na und Zn), d.h. der Oxidationsprozess läuft bevorzugt ab. Alle Metalle, deren Reduktionspotential ein positives Vorzeichen besitzt, sind sog. „edle“ Metalle (z.B. Cu und Ag), d.h. der Reduktionsprozess läuft bevorzugt ab.

Unedle Metalle

Edle Metalle

Aus den Normalpotentialen der elektrochemischen Spannungsreihe können für beliebige Halbzellenreaktionen die maximal erreichbaren Spannungsdifferenzen für das entsprechende galvanische Element errechnet werden. Dabei gilt::

$$\mathbf{EMK = E°_{Zelle} = E°_{Ox} + E°_{Red}}$$

Elektromotorische Kraft

EMK = Elektromotorische Kraft (Triebkraft der Reaktion)

$E°_{Zelle}$ = maximal erreichbare Spannungsdifferenz (V)

$E°_{Ox}$ = Standard-Normalpotential für den Oxidationsprozess

$E°_{Red}$ = Standard-Normalpotential für den Reduktionsprozess

Daher beträgt die Spannung des Daniell-Elementes

$$E°Zelle = E°_{Ox} + E°_{Red} = +0{,}76\ V + 0{,}34\ V = +\ 1{,}1\ V$$

bzw. die Spannung für ein galvanisches Element aus einem System Mn^{2+}/Mn und Ag^{+}/Ag

$$E°Zelle = E°_{Ox} + E°_{Red} = +1{,}18\ V + 0{,}80\ V = +\ 1{,}98\ V$$

5.3.4 Batterie und Akkumulator

Stromentnahme

Galvanischen Elemente, wie oben beschrieben, werden zur Erzeugung und Speicherung von elektrischem Strom verwendet und werden Batterie oder Akkumulator genannt. Die chemischen Prozesse, die in Batterien (Primärzellen) ablaufen, sind irreversibel (nicht umkehrbar); daher können diese Zellen nach Verbrauch nicht wieder aufgeladen werden. Beispiele hierfür sind die weit verbreiteten Taschenlampenbatterien (Kathode: Mangandioxid, Anode: Zink) oder die Lithiumbatterien (Kathode: Kupferoxid, Anode: Lithium) für Uhren und Herzschrittmacher.

Primärzelle

Sekundärrzelle

Die chemischen Prozesse, die in Akkumulatoren (Sekundärzellen) ablaufen, sind reversibel (umkehrbar); daher können diese Zellen nach Verbrauch wieder aufgeladen werden. Beispiele heirfür sind der Blei-Akkumulator (auch Kfz-Batterie genannt), dessen Kathode aus Bleidioxid und die Anode aus elementarem Blei besteht. Auch der Nickel-Cadmium-Akkumulator (Kathode: Nickeldioxid, Anode: Cadmium) und der Nickel-Metallhydrid-Akkumulator sind wiederaufladbar und können für eine Vielzahl elektronischer Geräte verwendet werden.

Blei-Akkumulator

Nickel-Cadmium-Akkumulator

Nickel-Metallhydrid-Akkumulator

Wieder aufladbare Akkumulatoren erhält man dann, wenn man dafür sorgt, dass die Reaktionsprodukte an Anode und Kathode nicht weg diffundieren können, sondern als Belag auf den Elektroden haften bleiben. Dann kann man nämlich, sobald der Akkumulator entladen ist, diesen durch Anlegen einer hohen Stromdichte aus dem Stromleitungsnetz wieder aufladen. Bei diesem Aufladeprozess werden die elektrochemischen Vorgänge an Anode und Kathode umgedreht, d.h. Vorgänge, die nach Lage der Standard-Normalpotentiale nicht freiwillig ablaufen, werden jetzt dem System aufgezwungen (siehe auch Elektrolyse).

Ladevorgang

Ein galvanisches Element, das in der Technik immer mehr an Bedeutung gewinnt, ist die Brennstoffzelle (**Abb. 40**).

Bei der Brennstoffzelle wird gemäß der Teilgleichung (**1**) an der Anode Wasserstoff (H_2) zu Wasser (H_2O) oxidiert.

Oxidation

(**1**) $2H_2 + 4OH^- \rightarrow 4H_2O + 4e^-$ $E°_{Ox} = + 0,83$ V

An der Kathode findet gemäß der Teilgleichung (**2**) die Reduktion von Sauerstoff (O_2) zu Wasser bzw. Hydroxid-Ionen (OH^-) statt.

Reduktion

(**2**) $O_2 + 2H_2O + 4e^- \rightarrow 4OH^-$ $E°_{Red} = + 0,40$ V

Die Gesamtgleichung der Reaktion (**3**) ergibt sich durch Summation der beiden Teilgleichungen sowie dem „Kürzen“ von zwei Wassermolekülen und vier Elektronen:

Redox

(**3**) $2H_2 + O_2 \rightarrow 2H_2O$ $E°_{Zelle} = + 1,23$ V

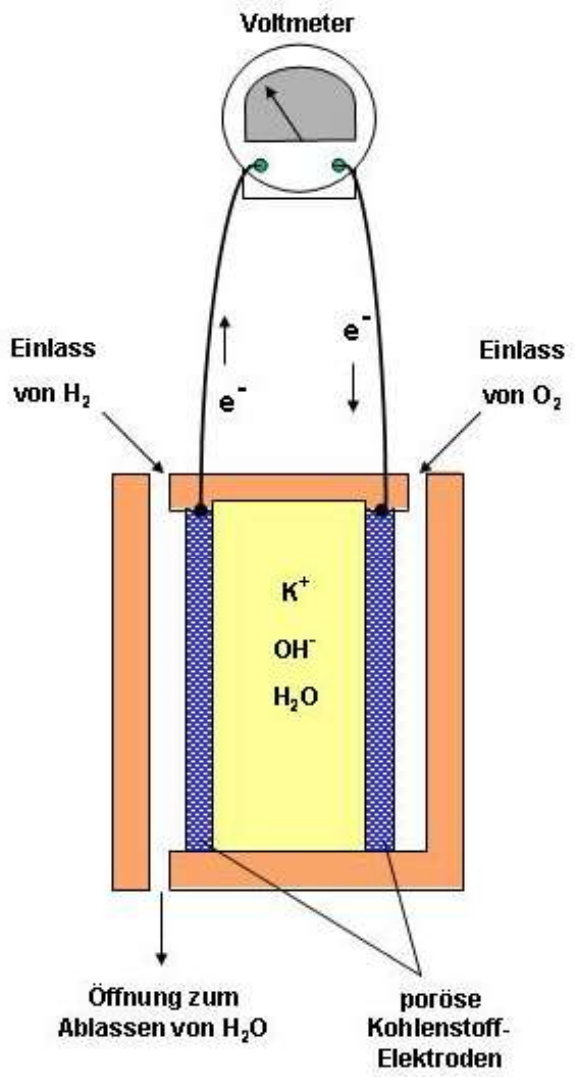


Abb. 40: Aufbau der Brennstoffzelle

Die Kalilauge (KOH) im Innern der Zelle dient als Elektrolyt, der zum Ladungsausgleich beiträgt. Die OH^- - Anionen wandern in Richtung zur Anode, die K^+ - Kationen wandern in Richtung zur Kathode. Als Elektrodenmaterial von Anode und Kathode dient chemisch inerter Graphit (C), damit keine anderen Redoxreaktionen ablaufen, als die gewünschten.

Ladungsausgleich

Die Gesamtgleichung (**3**) stellt die bekannte Knallgasreaktion (Bildung von H_2O aus H_2 und O_2) dar, die normalerweise unter großer Energiefreisetzung explosionsartig abläuft. In einer Brennstoffzelle wird dieser Prozess erheblich verlangsamt und kann damit zur Stromgewinnung verwendet werden.

Knallgasreaktion

5.3.5 Elektrolyse

Wenn man ein galvanisches Element nicht zur Stromgewinnung einsetzt, sondern ihm eine elektrische Spannung von außen aufprägt (siehe Ladevorgang eines Akkumulators) und außerdem chemisch inerte Elektroden (z.B. aus Graphit) verwendet, bezeichnet man den Vorgang als Elektrolyse. Mit Hilfe der Elektrolyse kann man gezielt je nach Lage der Standard-Normalpotentiale chemische Stoffe erzeugen. Die nachfolgende **Abb. 41** zeigt den Aufbau einer Elektrolyse-Anordnung zur Gewinnung von elementarem Chlor (Cl_2) und elementarem Natrium (Na) aus geschmolzenem Natriumchlorid (NaCl).

Erzeugung von chemischen Stoffen

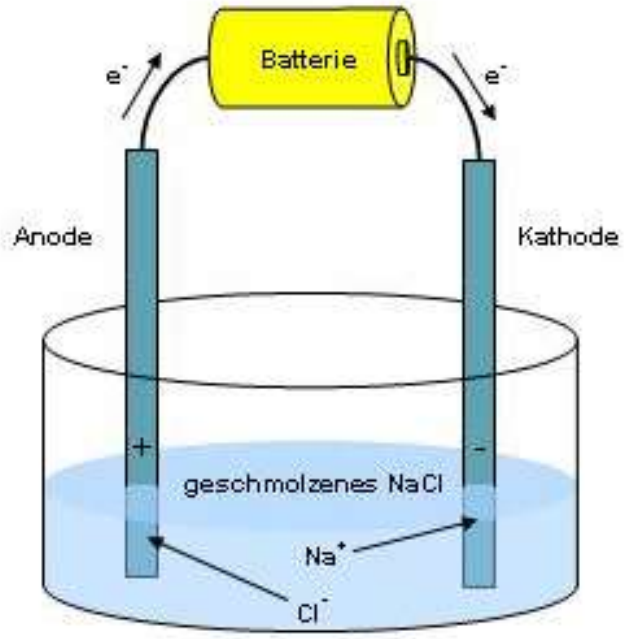


Abb. 41: Elektrolyse von geschmolzenem NaCl

An der Anode läuft nunmehr die Oxidation von Chlorid-Anionen zu Chlor gemäß Teilgleichung (**1**) ab:

(**1**) $2Cl^- \rightarrow Cl_2 + 2e^-$

Oxidation

An der Kathode findet die Reduktion von Na^+ - Kationen zu Natrium gemäß Teilgleichung (**2**) statt:

(**2**) $2Na^+ + 2e^- \rightarrow 2Na$

Reduktion

Die Gesamtgleichung (**3**) ergibt sich durch Addition der beiden Teilgleichungen:

(**3**) $2Na^+ + 2Cl^- \rightarrow 2Na + Cl_2$

Redox

Die Gesamtreaktion (**3**) ist die Umkehrung des Redoxprozesses, der zu Beginn des Kapitels 5.3 beschrieben wurde ($2Na + Cl_2 \rightarrow 2NaCl$). Mit Hilfe der Elektrolyse kann man also Reaktionen, die normalerweise aus energetischen Gründen nicht ablaufen, durch Aufprägen einer elektrischen Spannung erzwingen.

Viele andere elektrolytische Prozesse spielen in der Technik eine wichtige Rolle, z.B. das Galvanisieren von metallischen Werkstücken (Vernickeln oder Verzinken zum Korrosionsschutz), die Raffination von Metallen (Gewinnung von hochreinem Kupfer für die Elektrotechnik) oder die Aluminium-Gewinnung durch Schmelzflusselektrolyse von Aluminiumoxid, das aus dem Rohstoff Bauxit erhalten wird. Weitergehende Ergänzungen hierzu können dem **Praktikumsteil** dieses Lehrbriefes, aber auch dem Lehrbrief **NATUR UND TECHNIK, Kapitel Werkstoffe und Korrosion** entnommen werden.

Galvanisierung

5.4 Fragen zum Kapitel 5 "Chemische Reaktionen"

1. Definieren Sie die Begriffe Säuren und Basen. Nennen Sie jeweils zwei Säuren und zwei Basen.

2. Wie reagiert Schwefelsäure [H_2SO_4] mit Calciumhydroxid [$Ca(OH)_2$]? Formulieren Sie die Reaktionsgleichung.

3. Definieren Sie den Begriff Hydratation.

4. Die Elemente Natrium (Na) und Chlor (Cl_2) reagieren miteinander in einem Redoxprozess und bilden das Salz Natriumchlorid (NaCl). Formulieren Sie die Reaktionsgleichung.

5. Was geschieht, wenn Sie einen Eisennagel (Fe ist ein unedles Metall) in eine $CuSO_4$-Lösung (Cu ist ein edles Metall) eintauchen? Erklären Sie den Vorgang mit der elektrochemischen Spannungsreihe.

6. Welche der nachfolgenden drei Reaktionen ist eine Säure/Base-Reaktion, welche eine Fällungsreaktion, welche eine Redoxreaktion?

   - $4Fe + 3O_2 \rightarrow 2Fe_2O_3$
   - $CH_3COOH + NH_4OH \rightarrow CH_3COONH_4 + H_2O$
   - $BaCl_2 + K_2SO_4 \rightarrow BaSO_4 + 2KCl$

6 Eigenschaften des Wassers

Wasser ist auf der Erde eine der wichtigsten Substanzen. Es ist ein Hauptbestandteil unseres eigenen Körpers und der gesamten Natur, die uns umgibt. Die physikalischen und chemischen Eigenschaften des Wassers unterscheiden sich auffällig von denen anderer Substanzen. Diese Unterschiede spielen für viele Prozesse in der Natur eine entscheidende Rolle.

6.1 Phasenumwandlungen und Anomalie des Wassers

Schmelzpunkt und Siedepunkt von Wasser

Das Phasendiagramm des Wassers ist in **Abb. 42** dargestellt. Demnach gefriert (erstarrt) flüssiges Wasser bei 0° C und siedet bei 100° C (sofern Normaldruck von 1.013 mbar herrscht). Bei sehr geringeren Druckverhältnissen (z.B. im Weltall) ist flüssiges Wasser nicht existent. In den Tiefen des Weltalls, weitab von einem Energie liefernden Stern, liegt Wasser daher bei Temperaturen von ca. -270 °C als Eis vor. Steigt jedoch die Temperatur in Sternennähe, wird direkt Wasserdampf gebildet (Sublimation). Bei höheren Druckverhältnissen (z.B. im Druckkochtopf) steigt der Siedepunkt des Wassers erheblich an; daher ist eine in einem solchen Topf bereitete Speise schneller gar, als in einem herkömmlichen offenen Kochtopf.

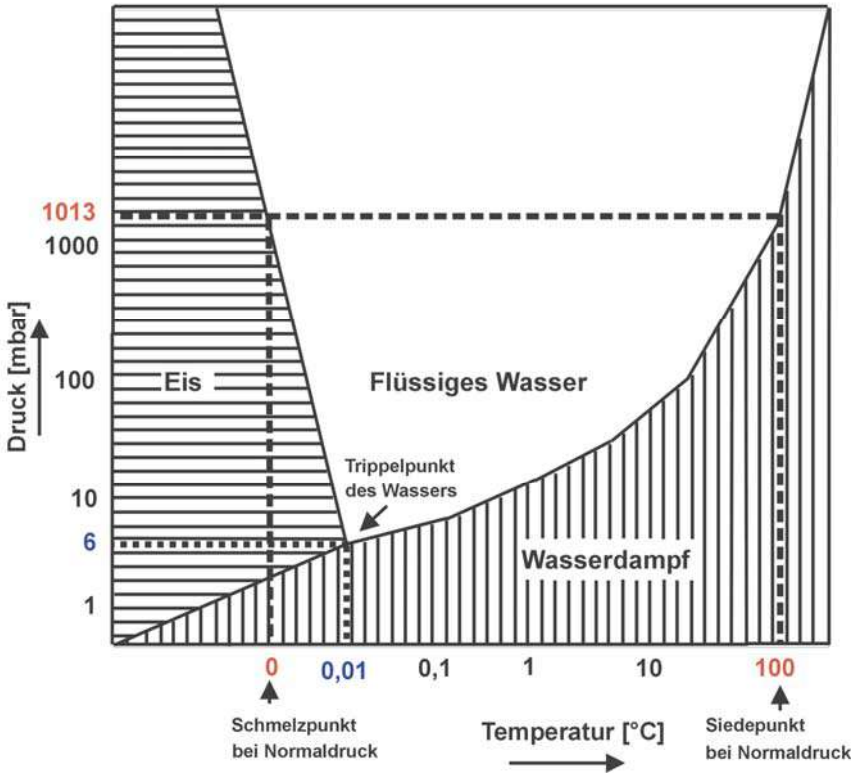


Abb. 42: **Phasenumwandlungen des Wassers**
(Doppelt-logarithmische Darstellung)

Am Trippelpunkt des Wassers (Druck: ca. 6 mbar, Temperatur: ca. +0,01 °C) liegen die drei Phasen (fest, flüssig, gasförmig) miteinander in einem Gleichgewicht vor.

An jedem anderen Punkt auf einer der drei Kurven des Diagramms, an dem ein Phasenübergang stattfindet, liegen nur zwei Phasen (fest/flüssig, flüssig/gasförmig oder fest/gasförmig) miteinander im Gleichgewicht. An allen anderen Punkten im Diagramm, die nicht auf eine Kurve fallen, gibt es überhaupt kein Gleichgewicht der Phasen; Wasser existiert damit nur in einem Aggregatzustand (fest, flüssig oder gasförmig).

Siedepunkte von Nichtmetall-Hydriden

Die Siedetemperatur des Wassers bei Atmosphärendruck ist mit 100° C ungewöhnlich hoch. Vergleicht man den Siedepunkt des H_2O-Moleküls mit den Siedepunkten der homologen Moleküle H_2S, H_2Se und H_2Te (die Elemente O, S, Se und Te nennt man Homologe, da sie im PSE untereinander stehen und damit die 6. Hauptgruppe bilden), würde man erwarten, dass dieser bei ca. – 80° C liegen sollte, da allgemein die Siedepunkte von Wasserstoff-Verbindungen von Nichtmetallen und Halbmetallen mit zunehmender molarer Masse der jeweiligen Verbindungen zunehmen (**Abb. 43**). Für die homologen Wasserstoff-Verbindungen der 6. Hauptgruppe sollten also ähnliche Verhältnisse gelten, wie für die homologen Wasserstoff-Verbindungen der 4. Hauptgruppe (CH_4, SiH_4, GeH_4 und SnH_4).

Tatsächlich beträgt der Siedepunkt von Wasser aber 100°C und ist damit ca. 180°C höher, als man allein anhand der Stellung der Elemente im PSE erwarten könnte. Ebenso verhält es sich mit dem Schmelzpunkt von Wasser. Gemäß der Stellung der Elemente O und H im PSE sollte dieser bei ca. – 120°C liegen; tatsächlich aber beträgt der Schmelzpunkt von Wasser O° C.

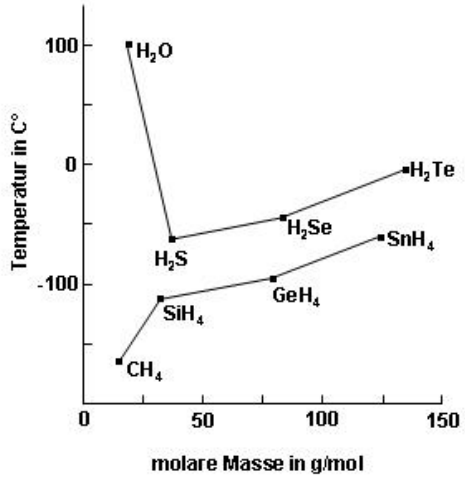


Abb. 43: Siedepunktsanomalie des Wassers

Dichtemaximum von Wasser

Ein weiteres ungewöhnliches Verhalten von Wasser ist die Tatsache, dass seine Dichte bei der Temperatur von + 4° C ein Maximum durchläuft. Fast alle Substanzen ziehen sich beim Abkühlen zusammen (**s. Abb. 6, Seite 16**), d.h. die Dichte wächst mit sinkender Temperatur; ein Dichtemaximum ist nicht vorhanden. Anders beim Wasser: Das Dichtemaximum bei + 4° C bedeutet, dass Eis eine geringere Dichte als kaltes Wasser besitzt (Eis ist spezifisch leichter als Wasser) und daher schwimmt ein Eisberg im Wasser.

Schichtungseffekt

Außerdem treten in natürlichen Gewässern Schichtungseffekte auf. Dichteres Wasser sinkt immer nach unten, weniger dichtes Wasser schwimmt oben auf. D.h. wenn im Winter ein natürliches Gewässer zufriert, geschieht das immer von oben nach unten, da das + 4° C kalte Wasser immer an die Gewässersohle absinkt und damit das vollständige Zufrieren in unseren geografischen Breiten zumeist nicht vorkommt. Damit erst haben Fische auch während starker Frostperioden Überlebenschancen.

Wasserstoff-Brückenbindung

Diese Anomalien des Wassers sind auf die sog. Wasserstoff-Brückenbindungen [▪▪▪] zurückzuführen. Bedingt durch die polare Eigenschaft des H_2O-Moleküls orientieren sich die Moleküle wie in **Abb. 44** dargestellt. Dabei ist jedes H_2O-Molekül von vier weiteren H_2O-Molekülen in gleicher Orientierung umgeben. In Eis oder Schneeflocken bilden sich daher sechseckige Hohlraumkanäle, in denen Luftmoleküle eingelagert sind (geringere Dichte). Neben dem Wasser-Molekül bilden auch Flusssäure-Moleküle (HF) aber auch die Moleküle Ammoniak und Wasser untereinander solche Wasserstoff-Brückenbindungen.

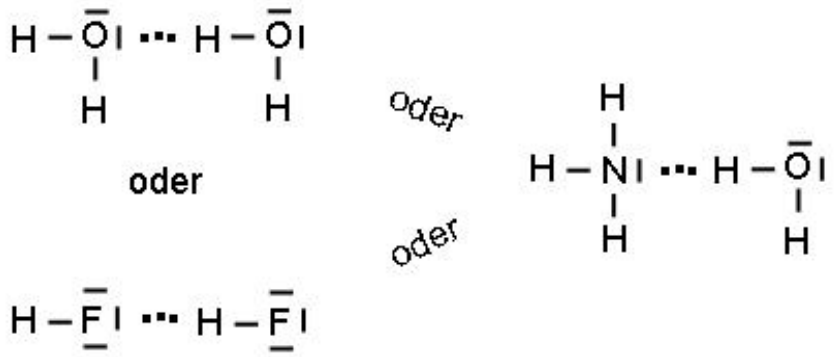


Abb. 44: Wasserstoff-Brückenbindung

Ohne die Existenz dieser Wasserstoff-Brückenbindungen wäre Leben auf der Erde, so wie wir es kennen, nicht vorstellbar.

6.2 Wasser als Lösungsmittel

Das Wassermolekül ist wegen seiner Dipol-Eigenschaften ein besonders gutes Lösungsmittel für andere polare Stoffe.

Polarität von Substanzen

Polare organische Substanzen wie z.B. Alkohole (Methanol – CH_3OH) oder Carbonsäuren (Essigsäure – CH_3COOH) sind besonders gut wasserlöslich, weil sich zwischen den polaren Molekülen und dem Dipol H_2O ausgedehnte Wasserstoff-Brückenbindungen ausbilden. Unpolare organische Moleküle wie z.B. Kohlenwasserstoffe (Methan – CH_4 oder Tetrachlorkohlenstoff – CCl_4) sind besonders schlecht wasserlöslich, weil sich wegen der unterschiedlichen Polaritäten keine Wasserstoff-Brückenbindungen ausbilden können.

Auflöseprozess

Salze lösen sich dann besonders gut im Dipol Wasser (z.B. NaCl), wenn die Gitterkräfte im Feststoff, die den Zusammenhalt in einem Salzkristall gewährleisten, nicht ausreichen, um die Umhüllung der Ionen des Kristalls durch die polaren H_2O-Moleküle zu verhindern. Die durch H_2O-Moleküle umhüllten Ionen werden aus dem Gitterverband heraus gebrochen und gehen damit in Lösung. Dabei geht der Auflöseprozess immer von den Ecken eines Kristalls aus, da hier die Umhüllung mit H_2O-Molekülen besser gegeben ist, als bei Kanten oder Flächen des Kristalls. Damit der Auflösevorgang weiter schreiten kann, müssen bereits umhüllte Ionen von der Phasengrenze Kristall/Wasser weggeführt und neue H_2O-Moleküle an die neu entstandenen Eck-Ionen herangeführt werden. Hierfür reicht gewöhnlich die natürliche Diffusion (= Durchmischung von Stoffen aufgrund der Eigenbewegung der Stoffteilchen) aus. Selbstverständlich kann das Wegtransportieren von umhüllten Teichen sowie das Heranbringen neuer H_2O-Moleküle durch Rühren aber auch durch eine Temperaturerhöhung stark gefördert werden. Daher führt Rühren sowie Temperaturerhöhung zu beschleunigtem Auflösen von Feststoffen.

Diffusion

Alle Metallnitrate [z.B. KNO_3, $Mg(NO_3)_2$, $Ca(NO_3)_2$, $Al(NO_3)_3$, $Fe(NO_3)_3$, $Ni(NO_3)_2$, $Zn(NO_3)_2$] sind in Wasser leicht löslich, schwerlösliche Spezies sind nicht bekannt.

Ebenfalls sind fast alle Metallchloride (bis auf AgCl, Hg_2Cl_2 und $PbCl_2$) in Wasser leichtlöslich.

Dagegen sind fast alle Metallcarbonate in Wasser schwerlöslich [$MgCO_3$, $CaCO_3$, $NiCO_3$, $ZnCO_3$]. Lediglich die Alkalicarbonate sind in Wasser leichtlöslich [Na_2CO_3, K_2CO_3].

Metallsulfate sind bis auf die Erdalkalisulfate $CaSO_4$, $SrSO_4$, $BaSO_4$ fast alle leichtlöslich.

6.3 Fragen zum Kapitel 6 "Eigenschaften des Wassers"

1. Schätzen Sie aus dem Phasendiagramm für Wasser (S. 63) ab, welchen Schmelzpunkt und welchen Siedepunkt Wasser auf der Marsoberfläche haben wird (Der Luftdruck der Marsatmosphäre beträgt ca. 10 mbar).

2. Die nachfolgenden drei Elemente Chlor (Cl_2), Zinn (Sn) und Quecksilber (Hg) besitzen die in Klammern angegebenen Schmelz- und Siedepunkte. Welche Zustandsform (fest, flüssig oder gasförmig) besitzen diese Elemente bei Raumtemperatur?

   Cl_2 (-101 °C/-35 °C); Sn (+232 °C/+2270 °C); Hg (-39 °C/+357 °C)

3. Welcher bereits im Kap. 5.1 behandelte Stoff entsteht, wenn in einer Lösung von Ammoniak (NH_3) in Wasser (H_2O) die Wasserstoff-Brückenbindung (Abb. 44) zwischen N und H in eine polare Atombindung übergeht?

4. Was würden Sie aus der einfachen Merkregel für die Löslichkeit von Ionenverbindungen (S. 53) für die Löslichkeit der beiden Salze Calciumhydrogencarbonat [$Ca(HCO_3)_2$] sowie Calciumcarbonat [$CaCO_3$] erwarten?

5. Formulieren Sie eine einfache Regel, mit deren Hilfe Sie entscheiden können, ob sich ein Stoff gut oder schlecht in polaren bzw. unpolaren Lösemitteln auflöst.

7 Bestandteile der Luft und des Bodens

Neben der besonderen Bedeutung, die das Wasser für das Leben auf der Erde besitzt, spielen die beiden anderen Umweltkompartimente Luft und Boden für die Biosphäre eine ebenso herausragende Rolle.

Umweltkompartiment

7.1 Die Atmosphäre

Im Gegensatz zu vielen anderen Himmelskörpern besitzt die Erde eine gasförmige Hülle. Die Lufthülle, die die Erde umschließt heißt Atmosphäre (griech. atmos, Dunst, Dampf). Die genaue Höhe der gesamten Atmosphäre ist relativ schwer zu messen und wird auf ungefähr 80.000 km geschätzt. Die **Abb. 45** zeigt den Aufbau der Atmosphäre.

Aufbau der Atmosphäre

Höhe in km	Bezeichnung	Charakterisierung
500 – 80.000	Exosphäre	Hauptsächlich ionisierte Teilchen
80 – 500	Thermosphäre	Extrem hohe Temperaturen (bis zu + 700 °C) nur noch sehr geringe Gasdichte
40 – 80	Mesosphäre	Extrem niedrige Temperaturen (bis zu – 80 °C)
10 – 40	Stratosphäre	Kein H_2O-Dampf, dafür aber Ozon-Schicht
0 – 10	Troposphäre	Luft mit ausreichendem O_2-Gehalt sowie viel H_2O-Dampf/Wettervorgänge

Abb. 45: Aufbau der Erdatmosphäre

Die trockene Atmosphäre – ohne Wasserdampf – ist ein Gasgemisch dessen Hauptkomponenten Stickstoff (N_2) mit 78,084 % und Sauerstoff (O_2) mit 20,946 % sind. Diese beiden Gase werden als Hauptbestandteile der Atmosphäre bezeichnet. Die restlichen Gase (Argon, Kohlendioxid, Neon) deren Anteil weniger als 1 % beträgt, werden als Spurengase bezeichnet (**Abb. 46**). Eine Vielzahl weiterer Gase (z.B. Methan, Wasserstoff, Ozon, Stickoxide, Schwefeloxide und Ammoniak) sind in der Atmosphäre im ppm- bzw. ppb-Konzentrationsbereich enthalten. Obwohl diese Gase nur in extrem kleinen Konzentrationen vorliegen, haben sie eine enorme Bedeutung für die gesamte Biosphäre.

Hauptbestandteile und Spurengase

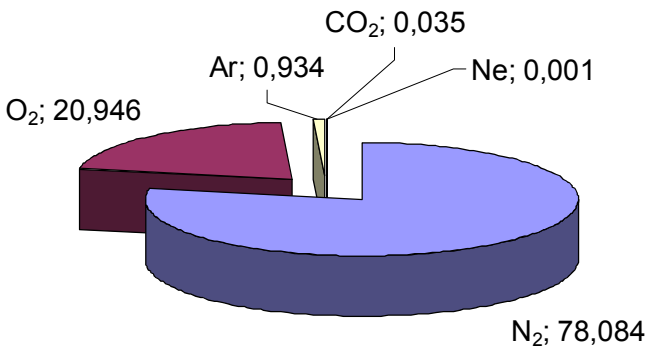


Abb. 46: Zusammensetzung der Atmosphäre (%)

Treibhauseffekt

So z.B. bewirken erhöhte CO_2- und CH_4- Konzentrationen in der Troposphäre (bedingt durch zunehmende industrielle und landwirtschaftliche Tätigkeiten), dass die mittlere Temperatur auf der Erdoberfläche immer mehr ansteigt (**Treibhauseffekt**). Außerdem führen zunehmende Konzentrationen an Stickoxiden und chlorierten Kohlenwasserstoffen (aus zunehmender Industrialisierung) in der Stratosphäre zu einem immer schnelleren Abbau von Ozon (O_3) und lassen damit das sog. „Ozonloch“ immer größer werden. Ozon in der Stratosphäre hat jedoch eine wichtige Filterfunktion für energiereiche UV-Strahlung von der Sonne. Ohne diese Filterfunktion des Ozons gegenüber der gesundheitsschädlichen UV-Strahlung wäre das Leben ausserhalb des Wassers (eine Wasserschicht von einigen cm Dicke ist ebenfalls in der Lage, UV-Strahlung zu filtern) nicht mehr möglich (**Ozon-Problematik**). Weitergehende Informationen zu den Themen Treibhauseffekt und Ozonproblematik können dem Lehrbrief **NATUR UND TECHNIK, Kapitel Luftqualität und Weltklima** entnommen werden.

Ozonabbau

7.2 Die Lithosphäre

Silicate

Die Lithosphäre (griech. lithos, Stein) umfasst die äußere Hülle der Erdkugel bis in eine Tiefe von einigen Tausend Kilometern und besteht hauptsächlich aus Silicaten. Die Dichte der Lithosphäre beträgt ca. 3,5 bis 5,5 g/cm^3. Während das sehr heiße Innere der Erdkugel überwiegend aus Eisen und Nickel (Dichte 9,5 bis 13 g/cm^3) besteht, enthält nur die äußerste sehr dünne Schicht (20 bis 60 km), die sog. Erdkruste eine größere Vielfalt an chemischen Elementen (**Abb. 47**). Jedoch besteht die Erdkruste überwiegend aus Silicaten (SiO_4^{4-}) sowie Quarz (SiO_2). Die Silicate bilden räumlich vernetzte Strukturen, in denen viele andere Elemente wie Aluminium, Eisen, Calcium, Natrium, Kalium und Magnesium eingelagert sind.

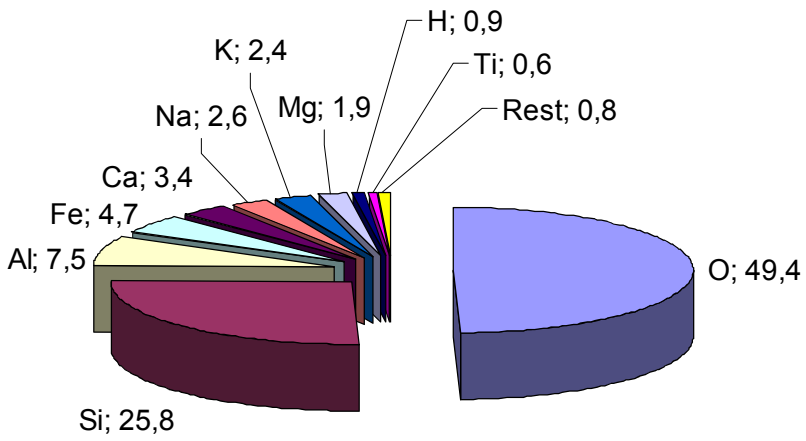


Abb. 47: Element-Häufigkeit in der Erdkruste (%)

Silicium ist in den Industriegesellschaften ein wichtiger Rohstoff für die Halbleiter-Technik (elektronische Bauteile). Auch andere Werkstoffe des täglichen Lebens wie Glas, Zement, Klinker, Ton, Ziegel, Steinzeug, Porzellan und Silicone werden aus Silicaten oder Quarz hergestellt. Viele Edelsteine und Halbedelsteine bestehen ebenfalls aus Silicaten oder Quarz, in die andere Elemente, vor allem Schwermetalle eingelagert sind, die für die außergewöhnlichen Farberscheinungen dieser natürlichen Mineralien verantwortlich sind..

Werkstoffe

Edelsteine

Innerhalb der Erdkruste wird die oberste Schicht als Pedosphäre (griech. pedon, Boden) bezeichnet. Böden verdanken ihre Entstehung natürlichen Vorgängen wie Gesteinsverwitterung, Mineralneubildung, Zersetzung organischer Substanz, Humusbildung, Gefügebildung und Stoffverlagerungen. Böden wiesen charakteristische Horizonte auf, die oben locker sind und mit zunehmender Tiefe dem Ausgangsgestein ähnlicher werden (**Abb. 48**).

Pedosphäre

Bodenhorizonte

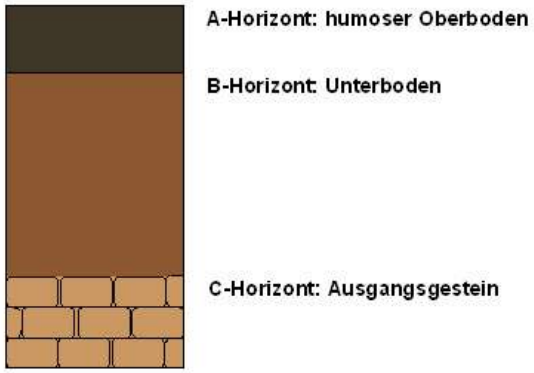


Abb. 48: Beispiel eines Bodenhorizonts

Der Boden ist Lebensraum für zahlreiche Bodenorganismen. Diese lassen sich in zwei Gruppen einteilen: Bodenflora (Bakterien, Pilze, Algen, Flechten) und Bodenfauna (Fadenwürmer, Milben, Regenwürmer, Schnecken, Asseln etc.). Eine der wichtigsten Aufgaben des Bodens ist die Umwandlung des organischen Materials aus Flora und Fauna in Humus.

Bodenflora und Bodenfauna

In der Biosphäre nehmen die Böden eine besondere Stellung ein. Die enorme Bedeutung der Pedosphäre für den Menschen und das Ökosystem Erde liegt in den Bodenfunktionen begründet.

Lebensraumfunktion: Boden stellt Lebensgrundlage und Lebensraum für Menschen, Tiere, Pflanzen und Mikroorganismen dar. Der Boden bietet für die höheren Pflanzen einen Standort, in dem diese wurzeln können. Durch die Nährstoffe und das Wasser aus dem Boden sowie das Sonnenlicht und Kohlendioxid der Atmosphäre können die Pflanzen unter Abgabe von Sauerstoff organische Produkte (z.B. Kohlenhydrate) aufbauen, die für Tiere und Menschen die Nahrungsgrundlage bilden (Photosynthese).

Lebensraumfunktion

Photosynthese

Filter-, Puffer- und Transformationsfunktion: Der Boden ist aufgrund der Speicherkapazität fähig, Niederschlagswasser aufzunehmen und zeitverzögert an das Grundwasser, Pflanzen und Atmosphäre wieder abzugeben.
Dabei fungiert der Boden als eine Art Filter, da er dem Wasser die gelösten Stoffe entzieht und an seine festen Bestandteile bindet. Durch die Pufferung können gasförmige und gelöste Stoffe chemisch gefällt und dadurch immobilisiert werden. Die Transformation ermöglicht Umwandlung und Abbau organischer und anorganischer Substanzen durch die Mikroorganismen.

Filter-, Puffer- und Transformationsfunktion

Produktionsfunktion: Boden bietet die Grundlage für die Erzeugung der Nahrungs- und Futtermittel und dient als Rohstofflieferant (Holz, Lehm, Kies etc.).

Produktionsfunktion

Infrastrukturfunktion: Für den Bau von Siedlungen, Straßen, Industriegebieten, Freizeit- und Erholungseinrichtungen sowie Entsorgung von Abfällen werden Bodenflächen verbraucht.

Infrastrukturfunktion

Aufgrund der genannten Funktionen und sich daraus ableitenden Bedeutung der Pedosphäre für den Menschen und die Biosphäre, gehören Böden zu den kostbaren und schützenswürdigsten Gütern der Erde.
Weitergehende Informationen zu dem Thema Boden können dem Lehrbrief **NATUR UND TECHNIK, Kapitel Bodenqualität** entnommen werden.

7.3 Fragen zum Kapitel 7 "Bestandteile der Luft und des Bodens"

1. Wie hoch sind in etwa die Konzentrationen der beiden Gase Stickstoff (N_2) und Sauerstoff (O_2) in der Erdatmosphäre?

2. Wie heißt die unterste Atmosphärenschicht, die allein ausreichende Sauerstoffmengen für die menschliche Atmung bereit hält?

3. Welches sind die beiden Häufigsten Elemente in der Erdkruste?

4. Wie lauten die chemischen Formeln für Natriumsilicat sowie für Quarz?

5. Wie verändert sich in den Bodenhorizonten (A-, B- und C-Horizont) die mittlere Dichte des jeweiligen Materials?

6. Welche zwei wichtigsten chemischen Stoffe nehmen die Pflanzen aus dem Boden bzw. aus der Luft auf? Welche beiden anderen Stoffe werden dabei gebildet, die für Menschen und Tiere lebensnotwendig sind?

8 Musterlösungen

8.1 Kapitel 1 „Einleitung“

1. Der Begriff „atomos“ kommt aus dem Griechischen und bedeutet „unteilbar“ oder „unteilbarer Urstoff“. Gemeint ist heute damit, dass ein Atom ein elektrisch neutrales Teilchen ist, das die kleinste, mit chemischen Mitteln nicht, wohl aber mit physikalischen Mitteln noch weiter zerlegbare Einheit eines chemischen Elementes ist und dessen Struktur die chemischen und physikalischen Eigenschaften des Elements bestimmen.

2. Atomkern: Nucleonen (Protonen + Neutronen);
   Atomhülle: Elektronen;
   Im Atomkern konzentriert sich fast die gesamte Masse des Atoms.

3. Lavoisier´sche Gesetz von der Erhaltung der Masse: Bei einer chemischen Reaktion ist die Masse der Ausgangsstoffe gleich der Masse der Endstoffe. Die Bildung von 28 g Kohlenmonoxid (CO) aus 8 g Kohlenstoff (C) und 20 g Sauerstoff (O) wäre demnach möglich.

4. Proust´sche Gesetz der konstanten Proportionen: Chemische Elemente vereinigen sich immer in einem konstanten Massenverhältnis z.B. C + O im Massenverhältnis 3/4 ergibt CO. Die Bildung von 28 g Kohlenmonoxid (CO) aus 8 g Kohlenstoff (C) und 20 g Sauerstoff (O) wäre demnach **nicht** möglich, da die Ausgangsmassen im Verhältnis 8/20 = 2/5, und nicht im Verhältnis 3/4 stehen. Die Bildung von 14 g Kohlenmonoxid (CO) aus 6 g Kohlenstoff (C) und 8 g Sauerstoff (O) wäre demnach möglich, da die Ausgangsmassen im Verhältnis 6/8 = 3/4 stehen.

5. Dalton´sche Gesetz der multiplen Proportionen: Wenn sich zwei Elemente zu mehr als einer Verbindung vereinigen können, so stehen die Gewichtsmengen mit denen das eine Element sich mit einer gegebenen Gewichtsmenge des anderen verbindet, zueinander im Verhältnis kleiner ganzer Zahlen. Wenn in einem Fall 4,5 g C mit 6 g O zu einem Endprodukt reagieren, entspricht dies C/O = 4,5/6 = 3/4, d.h. es wird CO gebildet. Wenn im anderen Fall 4,5 g C mit 12 g O zu einem Endprodukt reagieren, entspricht dies C/O = 4,5/12 = 3/8. Das bedeutet die O-Massen, die sich in beiden Oxiden mit der gleichen C-Masse vereinigen, stehen also zueinander im Verhältnis 1/2. Daraus folgt das zweite Oxid muss die Formel CO_2 besitzen.

8.2 Kapitel 2 „Chemische Stoffe“

1. Reinstoffe: Kupfer, Natronlauge, Schwefelsäure, Gold
   Gemische: Abwasser, Zahnpasta, Beton, Keramik

2. 300.000 km/s entspr. 18.000.000 km/min, d.h. 18.000.000 km ● 8 = 144.000.000 km in 8 Minuten. Die Entfernung Sonne-Erde beträgt 144.000.000 km = 144.000 Mm = 144 Gm = 0,144 Tm.

3. Druck = Kraft/Fläche sowie Kraft = Masse ● Beschleunigung, d.h.:

   Druck = Masse ● Beschleunigung/Fläche

   Also: Druck = 10.000 ● 9,81/1 [(kg ● m)/(s^2 ● m^2)] = 98.100 [kg/(s^2 ● m)] = 98.100 Pa = 981 hPa

   Der Luftdruck beträgt 981 hPa.

4. 100 % entspr. 5 L, 1 % entspr. 0,05 L, 1 ‰ entspr. 0,005 L,
   0,5 ‰ entspr. 0,0025 L = 2,5 mL

   Ins Blut der Testperson sind 2,5 mL Alkohol übergegangen.

5. Bestimmen der Dichte einer Flüssigkeit:

   a) Messkolben leer wiegen

   b) den Messkolben bis zur Markierung blasenfrei mit der Flüssigkeit füllen, danach evtl. außen anhaftende Flüssigkeit abwischen

   c) Messkolben voll wiegen

   d) Differenz der beiden Wägungen ergibt die Masse der eingefüllten Flüssigkeit

   e) Die Division von errechneter Masse (g) und Nennvolumen des Messkolbens (mL) ergibt die Dichte in g/mL.

8.3 Kapitel 3 „Aufbau der Materie“

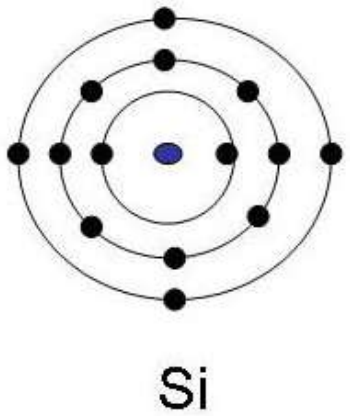
1. Uran-Isotope: Die Massenzahl A = Protonenzahl Z + Neutronenzahl N

   ^{234}U: Massenzahl A = 234, d.h. 92 Protonen + 142 Neutronen

   ^{235}U: Massenzahl A = 235, d.h. 92 Protonen + 143 Neutronen

   ^{238}U: Massenzahl A = 238, d.h. 92 Protonen + 146 Neutronen

2. Silicium: Ordnungszahl = 1, steht in der Hauptgruppe IV, d.h. besitzt 14 Elektronen, davon 4 Valenzelektronen



3. Gemeinsamkeit von Elementen innerhalb einer Gruppe des PSE:
   gleiche Zahl von Valenzelektronen, damit ähnliche chemische Eigenschaften

4. Gemeinsamkeit von Elementen innerhalb einer Periode des PSE:
   gleiche Zahl von inneren Elektronenschalen und auch gleiche Anordnung dieser Elektronen in den inneren Schalen

5. Metall: Ag, Na, Mn

   Nichtmetall: O, Ar, S

   Halbmetall: Si, As, B

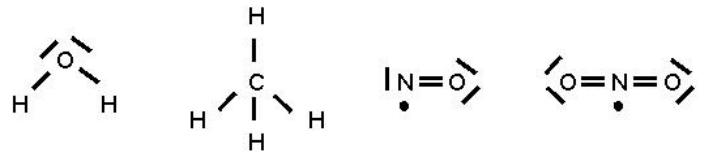
8.4 Kapitel 4 „Chemische Bindung“

1. Kräfte bei der Ausbildung der chemischen Bindung:
   Elektrostatische Anziehungs- und Abstoßungskräfte

2. Reaktionsgleichungen zur Bildung von $MgCl_2$ und Na_2O:
   $Mg + Cl_2 \rightarrow MgCl_2$
   $4Na + O_2 \rightarrow 2Na_2O$

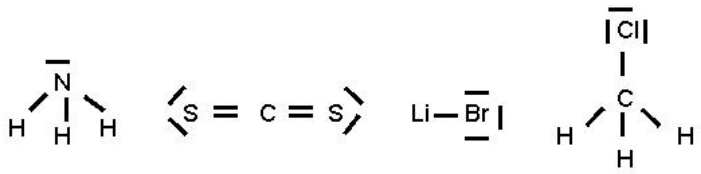
3. Gittersymmetrie von CsF:
   Die Gittersymmetrie des CsF wird vollständig anders im Vergleich zur Gittersymmetrie des NaCl sein, da der Ionenradius des Cs^+ sehr viel größer als der Ionenradius des Na^+ ist und andererseits der Ionenradius des F^- sehr viel kleiner als der Ionenradius des Cl^- ist.

4. Elektronenstrukturen H_2O, CH_4, NO und NO_2:



Das O-Atom ist von acht Elektronen umgeben | Das C-Atom ist von acht Elektronen umgeben | Das N-Atom ist von sieben Elektronen umgeben | Das N-Atom ist von neun Elektronen umgeben

5. Elektronenstrukturen NH_3, CS_2, LiBr, CH_3Cl:



Dipol | Kein Dipol | Dipol | Dipol

6. Gute Stromleitung wegen hoher Beweglichkeit der Valenzelektronen im "Elektronengas"; hohe Dichte wegen "platzsparender" Anordnung im Metallgitter; "Atomrümpfe" im Metallgitter lassen sich sehr leicht gegeneinander verschieben.

7. K_2S, K_2SO_3, K_2SO_4

8. Distickstoffmonoxid

8.5 Kapitel 5 "Chemische Reaktionen"

1. Säuren sind Stoffe, die bei der Dissoziation in H^+ - Ionen zerfallen. Beispiele sind: Salzsäure (HCl) und Essigsäure (CH_3COOH).

   Basen sind Stoffe, die bei der Dissoziation in OH^- - Ionen zerfallen. Beispiele sind: Natronlauge (NaOH) und Ammoniumhydroxid (NH_4OH).

2. $H_2SO_4 + Ca(OH)_2 \rightarrow CaSO_4 + 2H_2O$

3. Hydratation: Auflösevorgang einer festen Ionenverbindung in Wasser, indem das Dipolmolekül Wasser die Kationen und Anionen der Ionenverbindung entsprechend der Ladungsverhältnisse umhüllt und damit den Ionenkristall auflöst.

4. Redoxgleichung der Reaktion von Na und Cl_2:

   $2Na + Cl_2 \rightarrow 2NaCl$

5. Eisennagel in $CuSO_4$-Lösung:

   Das elementare Eisen des Eisennagels wird oxidiert und in Fe^{2+} überführt, weil Eisen ein unedles Metall ist (negatives Halbzellenpotential: -0,44V). Gleichzeitig werden die Cu^{2+} - Ionen in der $CuSO_4$-Lösung zu elementarem Kupfer reduziert, weil Kupfer ein edles Metall ist (positives Halbzellenpotential: +0,34V). D.h. der Eisennagel wird sich zunächst mit einer dünnen rotbraunen Kupferschicht überziehen. Nach einigen Stunden wird sich die hellblaue $CuSO_4$-Lösung entfärben, sobald alle Cu^{2+} - Ionen in elementares Cu überführt worden sind. Sofern der Eisennagel nicht zu groß gewählt worden ist, wird dieser schließlich zerbröselt oder sogar nahezu vollständig aufgelöst sein. Die EMK beträgt: $EMK = E°_{Ox} + E°_{Red} = +0{,}44V + 0{,}34V = +0{,}78V$

6. Die Reaktion

   $4Fe + 3O_2 \rightarrow 2Fe_2O_3$ ist eine Redoxreaktion

   $CH_3COOH + NH_4OH \rightarrow CH_3COONH_4 + H_2O$ ist eine Säure/Base-Reaktion

   $BaCl_2 + K_2SO_4 \rightarrow BaSO_4 + 2KCl$ ist eine Fällungsreaktion

8.6 Kapitel 6 "Eigenschaften des Wassers"

1. Schmelz- und Siedepunkt von Wasser auf der Marsoberfläche

   Schmelzpunkt: ca. + 0,009 °C

   Siedepunkt: ca. + 0,9 °C

2. Zustandsform der Elemente Cl_2, Sn und Hg bei Raumtemperatur:

   Cl_2: gasförmig

   Sn: fest

   Hg: flüssig

3. Es entsteht der Stoff Ammoniumhydroxid (NH_4OH).

   $NH_3 + H_2O \rightarrow NH_4^+ + OH^-$

4. Löslichkeit von $CaCO_3$ und $Ca(HCO_3)_2$:

   $CaCO_3$ enthält die Ionen Ca^{2+} und CO_3^{2-}, also zwei zweifach geladene Ionen. Daher ist $CaCO_3$ schwerlöslich.

   $Ca(HCO_3)_2$ enthält das zweifach geladene Kation Ca^{2+} und die beiden einfach geladenen Anionen HCO_3^{2-}. Daher sollte $Ca(HCO_3)_2$ leichtlöslich sein.

5. Ein polarer Stoff löst sich gut in einem polaren Lösemittel, aber schlecht in einem unpolaren Lösemittel. Ein unpolarer Stoff löst sich gut in einem unpolaren Lösemittel, aber schlecht in einem polaren Lösemittel (Merksatz: "Gleiches mit Gleichem").

8.7 Kapitel 7 "Bestandteile der Luft und des Bodens"

1. Konzentration von N_2 und O_2 in der Atmosphäre:

   N_2: 78 %

   O_2: 21 %

2. Die unterste Atmosphärenschicht heißt Troposphäre.

3. Die häufigsten Elemente in der Erdkruste sind Sauerstoff (ca. 49 %) und Silicium (ca. 26 %).

4. Die chemische Formel für Natriumsilicat lautet Na_4SiO_4, die chemische Formel für Quarz lautet SiO_2.

5. Die mittlere Dichte in den Bodenhorizonten wird von oben (A-Horizont) nach unten (C-Horizont) größer.

6. Pflanzen nehmen Wasser und Kohlendioxid aus dem Boden und der Luft auf. Im Zuge der Photosynthese produzieren sie daraus Kohlenhydrate und Sauerstoff.

9 Literaturverzeichnis

1. Wawra, E.; Dolznig, H.; Müllner, E.: Chemie verstehen, UTB-Verlag, 2001, ISBN 3-8252-8205-8

2. Arni, A.: Grundkurs Chemie I, Wiley-VCH, 1998,

ISBN 3-527-29542-9

3. Pfestorf, R.; Kadner, H.: Chemie, Verlag Harri Deutsch, 1997,

ISBN 3-8171-1512-1

4. Lindner, E.; Hoinkis, J.: Chemie für Ingenieure, Wiley-VCH, 1997,

ISBN 3-527-29483-X

5. Brown, T.L.; Le May, H.E.: Chemie, VCH, 1988,

ISBN 3-527-26241-5

6. Blaschette, A.: Allgemeine Chemie I und II, UTB-Verlag, 1993,

ISBN 3-8252-1712-4

Fachhochschule Weihenstephan
University of Applied Sciences
Fachbereich Umweltsicherung

Lehrbrief Chemie

Teil II: Organische Chemie

GEFÖRDERT VOM

Bundesministerium für Bildung und Forschung

sowie

EUROPEAN SOCIAL FUND: helping develop employment by promoting employability, the business spirit and equal opportunities and investing in human resources

Dieser Lehrbrief ist Bestandteil einer Fortbildung für Hauptschullehrer in Bayern und Baden-Württemberg für das Fach PCB (Physik, Chemie, Biologie, Natur & Technik). Neben den fachspezifischen Lehrbriefen **(Selbststudium)** beinhaltet die Fortbildung auch praktische Unterweisungen in den Laboratorien der Fachhochschule Weihenstephan, Abteilung Triesdorf **(Präsenzphase)**.

Die Entwicklung und Durchführung des Fortbildungsprgramms erfolgt im Rahmen der **„Lernende Region Schwäbisch Hall/Ansbach“** durch das

LernendeRegion Schwäbisch Hall – Ansbach

Umwelt-Kompetenzzentrum Triesdorf (UKT)

UKT

und die

Wirtschaftsförderungsgesellschaft Schwäbisch Hall

WFG SCHWÄBISCH HALL

Wir danken dem Bayerischen Staatsministerium für Wissenschaft und Kunst für die Überlassung von Räumen und Geräten der Fachhochschule Weihenstephan.

Autor dieses Lehrbriefes: **Prof. Dr. Rainer Hartmann**
Lehrgebiet Chemie und Mikrobiologie
Tel.: 09826/654-215
e-mail: rainer.hartmann@fh-weihenstephan.de

© Prof. Dr. Rainer Hartmann
Alle Rechte, insbesondere die der Übersetzung in fremde Sprachen, vorbehalten. Kein Teil dieses Lehrbriefes darf ohne schriftliche Genehmigung des Autors in irgendeiner Form – durch Fotokopie, Mikroverfilmung oder irgendein anderes Verfahren – reproduziert oder in eine von Maschinen, insbesondere von Datenverarbeitungsmaschinen, verwendbare Sprache übertragen oder übersetzt werden.
Die Wiedergabe von Warenbezeichnungen, Handelsnamen oder sonstigen Kennzeichen in diesem Lehrbrief berechtigt nicht zu der Annahme, dass diese von jedermann frei benutzt werden dürfen. Vielmehr kann es sich auch dann um eingetragene Warenzeichen oder sonstige geschützte Kennzeichen handeln, wenn sie nicht eigens als solche markiert sind.

Inhalt

0 HINWEISE ZUR BEARBEITUNG 5

1 EINLEITUNG 6

1.1 Sonderstellung des Kohlenstoffs 6

1.2 Summen- und Strukturformel 7

1.3 Organische Chemie im täglichen Leben 8

1.4 Fragen zum Kapitel 1 "Einleitung" 9

2 KOHLENWASSERSTOFFE 10

2.1 Alkane 10

2.2 Alkene und Alkine 12

2.3 Aromaten 14

2.4 Erdgas, Erdöl und Kohle 15

2.5 Fragen zum Kapitel 2" Kohlenwasserstoffe" 17

3 ALKOHOLE, PHENOLE UND ETHER 18

3.1 Alkohole 18

3.2 Phenole 22

3.3 Ether 22

3.4 Fragen zum Kapitel 3 "Alkohole, Phenole, Ether 23

4 ALDEHYDE UND KETONE 24

4.1 Fragen zum Kapitel 4 "Aldehyde und Ketone 26

5 CARBONSÄUREN UND IHRE DERIVATE 27

5.1 Carbonsäuren 27

5.2 Salze der Carbonsäuren 28

5.3 Ester der Carbonsäuren 28

5.4 Fragen zu Kapitel 5 "Carbonsäuren und ihre Derivate" 29

6 AMINE UND AMIDE 30

6.1 Einfache Amine 30

6.2 Amide 31

6.3 Fragen zu Kapitel 6 "Amine und Amide" 32

7 KUNSTSTOFFE 33

7.1 Allgemeines 33

7.2 Polymerisationspolymere 34

7.3 Polyadditionspolymere 35

7.4 Polykondensationspolymere 36

7.5 Fragen zu Kapitel 7 "Kunststoffe" 37

8 ANTWORTEN ZU DEN FRAGEN VON KAPITEL 1 – 7 38

8.1 Antworten zu den Fragen von Kapitel 1 38

8.2 Antworten zu den Fragen von Kapitel 2 39

8.3 Antworten zu den Fragen von Kapitel 3 40

8.4 Antworten zu den Fragen von Kapitel 4 41

8.5 Antworten zu den Fragen von Kapitel 5 42

8.6 Antworten zu den Fragen von Kapitel 6 42

8.7 Antworten zu den Fragen von Kapitel 7 43

9 LITERATUR 44

0 Hinweise zur Bearbeitung

Der nachfolgende Lehrbrief Chemie gliedert sich in zwei Themenbereiche (Themenbereich I: Allgemeine und Anorganische Chemie sowie Themenbereich II: Organische Chemie und chemische Produkte im Alltag). Die beiden Themenbereiche bestehen aus 7 bzw. 10 Lehreinheiten. Am Ende einer jeden Lehreinheit finden Sie eine Auflistung von ca. 5 bis 7 Fragen, die einen engen Bezug zum vorausgegangenen Lehrinhalt aufweisen. Die Fragenserien zu jeder Lehreinheit sind bewusst nach zunehmendem Schwierigkeitsgrad geordnet.

Orientierungslektüre

Zur Bearbeitung dieses Lehrbriefes sollten Sie wie folgt vorgehen: Lesen Sie zunächst die erste Lehreinheit nur orientierend, d.h. versuchen Sie das Geschriebene so gut als möglich zu erfassen, bedienen Sie sich dabei aber **nicht** eines Textmarkers oder ähnlichem, um das vermeintlich Wichtige zu markieren. Danach beginnen Sie mit der Beantwortung der Fragen zum Text. Dabei sollten Sie Ihre Antworten unbedingt schriftlich in dem dafür vorgesehenen Antwortfeld festhalten. Fragen, die Sie überhaupt nicht beantworten können, markieren Sie bitte, damit Sie diese in der Präsenzveranstaltung zur Diskussion stellen können. Nachdem Sie alle Fragen bearbeitet haben, vergleichen Sie Ihre Antworten mit den Musterlösungen auf der nächsten Seite. Sollten im Abgleich Ihrer Antworten mit den Musterlösungen weitere Fragen offen bleiben, markieren Sie auch diese Fragen, damit Sie auch hier während der Präsenzveranstaltung Diskussionsbedarf anmelden können. Anschließend sollten Sie in einem DIN A 6-Heft einen „Spick-Zettel“ anlegen. Dies geschieht zweckmäßigerweise dadurch, dass Sie die zuvor bearbeitete Lehreinheit nochmals aufmerksam lesen und nun mit Hilfe eines Textmarkers die wichtigsten Textpassagen kennzeichnen. Da Sie zuvor den Text mit Hilfe von Fragen und Antworten erschlossen haben, wird es Ihnen nunmehr viel leichter fallen, das wirklich Wichtige zu erkennen. Die Schlagworte am rechten Rand des Textes sollen Ihnen hierzu eine weitere Hilfestellung bieten. Nachdem Sie alles Wichtige markiert haben, übertragen Sie dies bitte in Ihr „Spickerheft“, dabei aber sollten Sie nur maximal eine Seite pro Lerneinheit verwenden. Dies zwingt Sie dazu, in Ihrer Zusammenfassung wirklich nur das Wesentlichste der Lehreinheit aufzuschreiben. In dieser Art und Weise bearbeiten Sie bitte alle Lehreinheiten dieses Lehrbriefes. Am Ende werden Sie über ein ausgearbeitetes „Spickerheft“ verfügen, das Sie jederzeit zur Nacharbeit oder zur Wiederholung von Gelerntem heranziehen können.

Schriftliche Fragenbeantwortung

Markieren der Fragen für Präsenzveranstaltung

Vergleich mit Musterlösungen

Markieren der wichtigen Informationen

Anlegen eines „Spickerheftes“

Wiederholung des Gelernten anhand des „Spickerheftes“

Themenbereich II: Organische Chemie

1 Einleitung

Woher stammt der Begriff Organische Chemie?

Die Bezeichnung Organische Chemie ist historisch begründet. Noch bis ins frühe 19. Jahrhundert glaubte man, dass die kohlenstoffhaltigen Verbindungen, die man aus Tieren oder Pflanzen isolieren konnte, nur von Organismen hergestellt werden konnten. Nach damaliger Ansicht war dafür eine besondere Lebenskraft. eine "vis vitalis" nötig. Solche Verbindungen waren z.B. Zucker, Aminosäuren (Bausteine von Eiweiß) oder auch Harnstoff, das Hauptausscheidungsprodukt von stickstoffhaltigen Verbindungen bei Säugetieren.

Das entscheidende Experiment gegen die Theorie von der nötigen besonderen Lebenskraft für die Synthese (Aufbau) von organischen Verbindungen wurde von dem Chemiker Friedrich Wöhler im Jahre 1828 durchgeführt. Durch Erhitzen von einer anorganischen Verbindungen dem Ammoniumcyanat erhielt er überraschender Weise Harnstoff, also einer Verbindungen, die eindeutig ein Stoffwechselprodukt war und somit zur organischen Chemie gehörte.

Harnstoffsynthese Wöhler 1828

Im Laufe des 19. Jahrhunderts wurden dann viele weitere organische Verbindungen im Labor synthetisiert. Obwohl die Theorie, die zur Trennung von Anorganischer und Organischer Chemie führte, falsch war, wurde sie dennoch beibehalten. Heute versteht man unter der Organischen Chemie die Chemie der Kohlenstoffverbindungen mit einigen Ausnahmen, wie z.B. die Kohlensäure und ihre Salze die Carbonate, die in die anorganische Chemie gezählt werden. Warum ist die Beibehaltung der Trennung in Organische Chemie und Anorganische Chemie sinnvoll? Dies hängt mit der besonderen Fähigkeit des Kohlenstoffs zusammen, sehr viele Verbindungen bilden zu können.

Organische Chemie = Chemie des Kohlenstoffs

1.1 Sonderstellung des Kohlenstoffs

Kohlenstoff (C) ist in der Lage stabile Bindungen mit sich selbst einzugehen, wodurch lange Ketten oder auch Ringe entstehen können wie z.B. im Kunststoff Polyethen (PE). Darüber hinaus kann Kohlenstoff stabile Bindungen mit anderen Elementen eingehen. Dies sind hauptsächlich Wasserstoff (H), Sauerstoff (O) und Stickstoff (N).

C kann viele stabile Bindungen eingehen

Sind nur C und H in den Verbindungen vorhanden entstehen Kohlenwasserstoffe wie im Erdgas und Erdöl. Kommt in den Verbindungen zu C und H auch noch O hinzu, können Verbindungen wie Alkohol und Zucker entstehen. Tritt zu C und H noch N hinzu können sich z.B. Aminosäuren und damit Eiweiße bilden.

Darüber hinaus kann C - wenn auch seltener - stabile Bindungen mit weiteren Elementen wie z.B. Schwefel (S) oder Chlor (Cl) ausbilden. Mit S entstehen dabei sehr übel riechende Thioalkohole (Vorsilbe Thio bedeutet Schwefel), wie sie von Stinktieren als Waffe benutzt werden. Thioalkohole werden auch dem Erdgas in sehr geringen Konzentrationen beigemischt, um Leckagen entdecken zu können. Denn Erdgas selbst ist geruchlos. Mit Cl können Verbindungen wie Polyvinylchlorid (PVC) synthetisiert werden.

Neben der Eigenschaft des Kohlenstoffs viele stabile Bindungen mit sich selbst und anderen Elementen eingehen zu können, spielt noch die Ausbildung von Isomeren eine wichtige Rolle. Isomere sind Verbindungen, die die gleiche Summenformel jedoch eine unterschiedliche Strukturformel haben (s.1.2). So kann z. B. eine Kette von Kohlenwasserstoffen einmal unverzweigt aber auch mit Verzweigungen vorliegen. Haben diese Verbindungen alle die gleiche Anzahl von C und H Atomen, so handelt es sich um Isomere.

Isomere

Durch diese Fähigkeit des Kohlenstoffs zur Ausbildung von stabilen Bindungen mit sich selbst und anderen Elementen sowie der Möglichkeit Isomere zu bilden, kennt man mehr als 10 Millionen organische Verbindungen im Gegensatz zu einigen 100 Tausend anorganischen Verbindungen. Es gibt also wesentlich mehr Verbindungen des Kohlenstoff als von allen übrigen Verbindungen zusammen.

1.2 Summen- und Strukturformel

Die Summenformel gibt an aus welchen und wie vielen Atomen ein Molekül zusammengesetzt ist. Nehmen wir als Beispiel das für Koch- und Heizwecke eingesetzte Propan. Die Summenformel von Propan lautet C_3H_8. Das bedeutet das Molekül Propan besteht aus 3C Atomen und 8H Atomen. Aus der Summenfomel geht nicht hervor wie die Atome zueinander angeordnet sind.

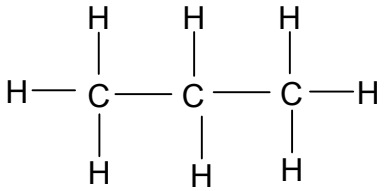
Summenformel

Die Strukturformel zeigt dagegen auch wie die Atome miteinander verbunden sind. Um eine Strukturformel zu zeichnen muss die Bindigkeit (Valenz) der beteiligten Atome bekannt sein. Da C 4 bindig ist d.h.4 Bindungsarme (Valenzelektronen) hat, und H einbindig ist, d.h.1 Bindungsarm (Valenzelektron) hat, kann man die Strukturformel wie folgt darstellen:

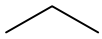
Strukturformel

Valenz

Valenz-elektronen



Dabei bedeuten die Striche zwischen den Atomen die Bindungen zwischen den Atomen. Häufig werden Strukturformel auch stärker zusammengefasst. So lässt sich die Strukturformel des Propans in kondensierter Form auch so wiedergeben:

CH_3-CH_2-CH_3 oder stärker vereinfacht: 

Die letztere Formel wird wie folgt gelesen: Sind keine Atome angegeben, so besteht die Verbindung nur aus C und H. An jedem Eck- bzw. Endpunkt sitzt ein C und jedes C ist von so vielen H umgeben, dass der Kohlenstoff 4 bindig ist.

Auch die Strukturformel gibt natürlich die 3-dimensionale Anordnung der Atome in einem Molekül nicht wieder, sondern stellt eine Projektion in die 2-dimensionale Ebene dar. Die räumliche Anordnung lässt sich am Besten durch Modelle zeigen.

1.3 Organische Chemie im täglichen Leben

Produkte der Organischen Chemie sind aus unserem täglichen Leben nicht mehr fort zu denken. Kunststoffe wie Nylon, Polyethen oder andere finden sich in jedem Haushalt. Gegen Kopfschmerzen nehmen wir Aspirin. Pflanzenschutzmittel sollen unsere Ernten schützen. Waschmittel reinigen unsere Wäsche. Wir freuen uns über die schönen Farben auf unseren Urlaubsphotos. Wir betreiben unsere Autos mit Benzin oder Diesel.

Organische Chemie berührt unser Leben aber auch ganz direkt. Nahezu alle Lebensvorgänge beruhen auf der Wirkung und Umwandlung von organisch-chemischen Verbindungen. Die materiellen Hauptbestandteile der Lebewesen sind Eiweiße, Kohlenhydrate, Fette und Nukleinsäuren. Das sind organisch-chemische Verbindungen, wenn auch sehr Große. Die im Stoffwechsel ablaufenden Reaktionen sind Reaktionen der organischen Chemie, die katalysiert werden durch besondere Eiweiße, die Enzyme. Mit dieser Chemie der Lebewesen beschäftigt sich die Biochemie genauer.

1.4 Fragen zum Kapitel 1 "Einleitung"

1. Woher stammt die Bezeichnung Organische Chemie und was versteht man heute darunter ?

2. Welches sind die 4 häufigsten Elemente in organischen Verbindungen? (Elementsymbole angeben)

3. Was versteht man unter der Summenformel?

4. Was bedeutet der Begriff Isomerie?

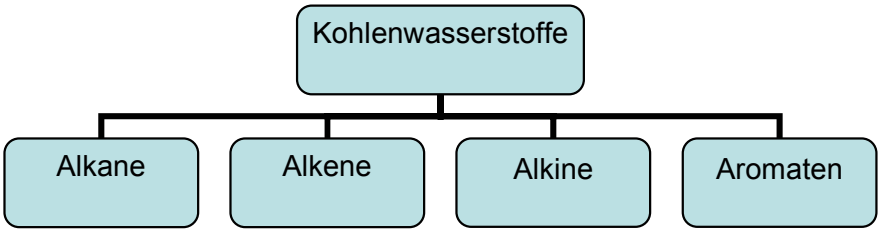
5. Welche Strukturformeln haben Kohlenwasserstoffe mit der Summenformel CH_4 bzw. C_2H_6 ?

6. Zeichnen Sie die Strukturformeln aller Isomere mit der Summenformel C_5H_{12}.

2 Kohlenwasserstoffe

Die Kohlenwasserstoffe umfassen alle organischen Verbindungen, die nur aus C und H bestehen. Da C auf der einen Seite nicht nur kettenförmige sondern auch ringförmige Verbindungen andererseits nicht nur Einfachbindungen sondern auch Doppel- und Dreifachbindungen ausbilden kann, lässt sich die "Familie" der Kohlenwasserstoffe in mehrere "Unterfamilien" aufteilen.

Überblick über die Kohlenwasserstoffe

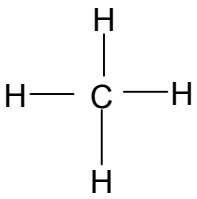


"Familie der Kohlenwasserstoffe"

2.1 Alkane

Alkane werden als gesättigte Kohlenwasserstoffe bezeichnet, da sie die maximal mögliche Zahl an Wasserstoff enthalten. Daher haben Alkane nur Einfachbindungen zwischen den C-Atomen. Der einfachste Vertreter ist das Methan CH_4. Die Strukturformel lautet:

Alkane sind gesättigte Kohlenwasserstoffe



Die räumliche Form des Methans entspricht einem Tetraeder, bei dem der Kohlenstoff die Mitte und die 4 Wasserstoffe die Ecken besetzen. Methan ist ein Gas und Hauptbestandteil des Erdgases, welches zum Heizen und Kochen aber auch zur Stromerzeugung eingesetzt wird. Es dient auch als Ausgangsstoff für wichtige Synthesen. So lässt sich durch Hitzespaltung Acetylen (Ethin) gewinnen, das zum Schweißen verwendet wird:

Tetraederform des Methan

Erdgas ist hauptsächlich Methan

$$2CH_4 \rightarrow C_2H_2 + 3H_2$$

In der Natur bildet sich Methan überall dort, wo organisches Material unter Ausschluss von Sauerstoff durch Bakterien zersetzt wird. Dies passiert z.B. in Sümpfen, Sedimenten von Seen oder Meeren aber auch im Pansen von Kühen, sowie in Faultürmen und Biogasanlagen. Methan gehört zu den Gasen die für den Treibhauseffekt der Erde verantwortlich sind (s. Teil Natur und Technik).

Bei der vollständigen Verbrennung von Methan entstehen Kohlendioxid und Wasser:

Verbrennung von Methan

$$CH_4 + 2O_2 \rightarrow CO_2 + 2H_2O$$

Da bei der Verbrennung von Methan auf den gleichen Heizwert[1] bezogen weniger Kohlendioxid (Treibhausgas) frei wird als bei höheren Kohlenwasserstoffen, wie sie im Heizöl vorliegen, gilt Erdgas als relativ umweltfreundlich.

Die Alkane bilden eine sogenannte homologe Reihe mit der allgemeinen Summenformel C_nH_{2n+2}. Die Alkane sind bis 4C bei Raumtemperatur gasförmig, zwischen 5C und 17C flüssig und die Alkane mit mehr als 18C sind fest.

Tabelle 1 : Übersicht über einige Alkane

Name	Formel	Vorkommen, Verwendung	Siedepunkte
Methan	CH_4	Erdgas	-161,5°C
Ethan	C_2H_6	Erdgas	- 88,6°C
Propan	C_3H_8	Erdölbegleiter	- 42,1°C
Butan	C_4H_{10}	Erdölbegleiter	- 0,5°C
Pentan	C_5H_{12}	Lösungsmittel	36,1°C
Hexan	C_6H_{14}	Lösungsmittel	68,7°C
Heptan	C_7H_{16}	Benzin	98,4°C
Oktan	C_8H_{18}	Benzin	125,7°C

Alkane sind unpolar

Alkane sind als unpolare Moleküle unlöslich in Wasser einem polaren Lösungsmittel. Dafür sind sie löslich in unpolaren Lösungsmitteln wie Salatöl. "Gleiches löst sich in Gleichem". Sie sind zwar gut brennbar aber sonst chemisch wenig reaktiv. So können ihnen bei Raumtemperatur z.B. weder konzentrierte Säuren noch Alkalimetalle etwas anhaben. Darauf deutet auch der alte Name Paraffine (parum affinis = gering Neigung chemische Bindungen einzugehen) für die Alkane hin.

[1] Wämemenge die pro Kilogramm des Brennstoffs frei wird

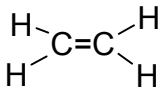
2.2 Alkene und Alkine

Alkene haben mindestens eine Doppelbindung

Die Alkene zeichnen sich dadurch aus, dass sie mindestens 1 Doppelbindung zwischen C Atomen aufweisen. Alkine haben mindestens eine Dreifachbindung zwischen C Atomen. Alkene und Alkine gehören zu den ungesättigten Kohlenwasserstoffen, weil sie nicht wie die Alkane, die maximal mögliche Anzahl von Wasserstoffen enthalten. Die allgemeine Summenformel lautet für die Alkene C_nH_{2n} und für de Alkine C_nH_{2n-2}.

Der einfachste Vertreter der Alkene ist das Ethen oder nach älterer Bezeichnung das Ethylen mit der Summenformel C_2H_4.

Die Strukturformel lautet:



Im Gegensatz zu Methan oder Ethan ist Ethen planar, d.h. alle Atome liegen in einer Ebene. Ethen ist wichtiger Ausgangsstoff für die Synthese von Polyethen auch als Polyethylen bezeichnet (s.7.2).

Alkine haben mindestens eine Dreifachbindung

Der einfachste Vertreter der Alkine ist das Ethin – auch Acetylen genannt – mit der Summenformel C_2H_2. Die Strukturformel lautet:

$$H - C \equiv C - H$$

Ethin ist ein lineares Molekül, d.h. alle Atome liegen auf einer Linie. Ethin (Acetylen) wird beim autogenen Schweißen eingesetzt.

Tabelle 2 : Alkene und Alkine

Alkene		Alkine	
Name	Summenformel	Name	Summenformel
Ethen	C_2H_4	Ethin	C_2H_2
Propen	C_3H_6	Propin	C_3H_4
Buten	C_4H_8	Butin	C_4H_6
Penten	C_5H_{10}	Pentin	C_5H_8
Hexen	C_6H_{12}	Hexin	C_6H_{10}
Hepten	C_7H_{14}	Heptin	C_7H_{12}
Okten	C_8H_{16}	Oktin	C_8H_{14}

Während die Alkene und Alkine bei den physikalischen Eigenschaften wie Löslichkeit und Siede- bzw. Schmelzpunkten ähnliche Eigenschaften haben wie die Alkane, sind sie chemisch wesentlich reaktiver. Bei den Reaktionen wird meist die Doppelbindung aufgehoben. Diese Art der Reaktion wird Additionsreaktion genannt, da zu einem Molekül etwas addiert wird, ohne dass dafür ein anderes Atom oder eine andere Atomgruppe abgegeben wird. Hierfür einige Beispiele (für die Reaktionsgleichungen werden jeweils die kondensierten Strukturformeln verwendet):

Additionsreaktion → Aufhebung der Doppelbindung

1. Reaktion mit Wasserstoff (Hydrierung), findet bei erhöhtem Druck und Temperatur sowie einem geeigneten Katalysator statt:

Hydrierung ergibt Alkane

$$CH_2 = CH – CH_3 + H_2 \rightarrow CH_3 – CH_2 – CH_3$$

Propen Wasserstoff Propan

Diese Reaktionstyp spielt bei der Herstellung von Margarine aus pflanzlichen Ölen eine wichtige Rolle. Hierbei werden natürlich nicht Alkene sondern sogenannte ungesättigte Fettsäuren – enthalten ebenfalls Doppelbindungen - hydriert. Dabei entstehen mehr oder weniger gesättigte Fettsäuren, d.h. sie enthalten weniger Doppelbindungen. Durch diesen Vorgang wird ein Fett gehärtet und aus einem Öl entsteht eine streichfähige Margarine.

2. Reaktion mit Brom, findet bei Raumtemperatur ohne Katalysator statt:

Bromierung ergibt Alkanylbromide

$$CH_2 = CH – CH_3 + Br_2 \rightarrow CH_2Br - CHBr – CH_3$$

Propen Brom 1,2-Dibrompropan

Diese Reaktion ist geeignet auf einfache Weise Alkane und Alkene zu unterscheiden. Für die Reaktion kann man Bromwasser verwenden, welches braun gefärbt ist. Alkane reagieren bei Raumtemperatur nicht mit Brom, also wird das Bromwasser nicht entfärbt. Alkene dagegen reagieren unter den Bedingungen mit Brom, also wird das Bromwasser entfärbt.

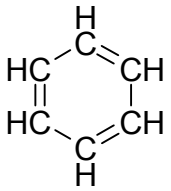
3. Reaktion mit Kaliumpermanganat:

Oxidation ergibt Diole

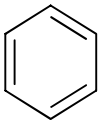
Alkene reagieren mit Kaliumpermanganat bei Raumtemperatur unter Bildung von Braunstein (Mangandioxid) und Diolen (Alkohole mit 2 Alkoholgruppen), Alkane dagegen nicht. Auch diese Reaktion lässt sich über eine Farbänderung verfolgen. Während Kaliumpermanganat lila ist, ist der gebildete Braunstein, wie der Name sagt, braun.

2.3 Aromaten

Aromatische Kohlenwasserstoffe enthalten einen 6 gliedrigen Ring aus Kohlenwasserstoffen und nur jeweils ein H pro C Atom. Der einfachste Vertreter ist das Benzol mit der Summenformel C_6H_6. Die Strukturformel lautet:



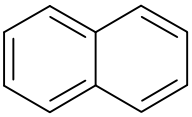
oder vereinfacht



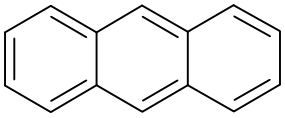
Für Aromaten wird meist die rechte vereinfachte Strukturformel angegeben (s.1.2.). Sie ist wie folgt zu lesen: Jede Ecke des Sechsecks ist mit C besetzt und jedes C ist mit so vielen H verbunden, wie es noch "Bindungsarme" (Valenzen) frei hat. Da Kohlenstoff 4 bindig ist, ist jeweils noch für ein H Platz.

Benzol kommt in geringen Mengen im Benzin vor und gilt als krebserregend. Neben Aromaten mit einem Ring wie dem Benzol gibt es auch solche mit mehreren Ringsystemen, sogenannte polyaromatische Kohlenwasserstoffe. Hierfür einige Beispiele:

Polyaromatische Kohlenwasserstoffe



Naphthalin

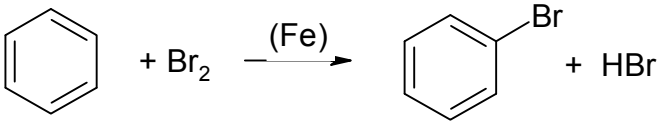


Anthracen

Solche polyaromatischen Kohlenwasserstoffe kommen z.B. im Steinkohlenteer vor.

Aromaten gehen bevorzugt Substitutionsreaktionen ein, da hierdurch das aromatische Ringsystem welches besonders stabil ist; erhalten bleibt. Bei Substitutionsreaktionen wird ein Atom durch ein anderes oder auch eine Atomgruppe durch eine andere ersetzt. Hierfür ein Beispiel:

Substitutionsreaktion



Bei dieser Reaktion reagiert Benzol mit Brom in Gegenwart von Eisen als Katalysator zu Brombenzol und Bromwasserstoff. Am Benzolring wird hierbei ein H durch Br ersetzt (substituiert).

2.4 Erdgas, Erdöl und Kohle

Erdgas besteht zum überwiegenden Teil aus Methan. Daneben können Ethan und in Abhängigkeit von den Lagerstätten einige weitere niedrige Kohlenwasserstoffe im Erdgas vorkommen.

Erdöl und Erdgas sind biologischen Ursprungs

Erdöl kommt (noch) in großen Mengen in verschienen geologischen Formationen der Natur vor. Erdöl ist ein Gemisch unterschiedlicher Kohlenwasserstoffe. Erdöl ist wahrscheinlich aus abgestorbenem, fettreichen tierischem und pflanzlichen Plankton durch Zersetzung unter anaeroben Bedingungen (Ausschluss von Sauerstoff) in Seen oder abgetrennten Meeresarmen entstanden. Die Bildung von Faulschlamm am Grunde von sehr nährstoffreichen Seen ist eine Vorstufe davon. Ein wichtiger Hinweis auf den biologischen Ursprung des Erdöls liefern Abbauprodukte von Chlorophyll (grüner Blattfarbstoff) und Hämin (Teil des roten Bluttfarbstoffs), die im Erdöl auftreten.

Fraktionierte Destillation von Erdöl

Rohöl ("rohes Erdöl") ist eine braune Flüssigkeit mit charakteristischem Geruch. In Raffinerien wird das rohe Erdöl in großen Türmen fraktioniert destilliert, wobei die unterschiedlichen Fraktionen für verschiedene Verwendungszwecke entstehen, wie das Beispiel in der Tabelle zeigt:

Tabelle 3 : Fraktionen des Erdöls

Siedebereich °C	Fraktion	Anzahl der C Atome	Verwendung
40-70	Petrolether	5-6	Lösungsmittel für Harze u. Fette
70-150	Benzin	6-10	Ottomotor
150-180	Schwerbenzin	9-12	Flugbenzin
180-250	Petroleum	12-20	leichtes Heizöl, Dieselmotoren
250-300	Gas- und Dieselöle	12-20	schweres Heizöl
>300	Paraffin	20-28	Kerzen, Bohnerwachs
	Rückstand: Bitumen	>28	Straßenbau

Cracken = Aufspalten langkettiger Kohlenwasserstof-

Da durch die Destillation des Erdöls der Bedarf für manche Verwendungen nicht ausreichend gedeckt werden kann. sind weitere Prozesse wie z.B. das "Cracken" nötig, um den Bedarf z.B. für Benzin aber auch für Ausgangsstoffe für Synthesen zu decken. Beim Cracken werden bei höherer Temperatur und höherem Druck in Gegenwart eines geeigneten Katalysators langkettige Kohlenwasserstoffe in kleinere Moleküle gespalten. Hierfür ein Beispiel:

$$C_{20}H_{42} \xrightarrow[\text{2 bar, Katalysator}]{500°C} 2\ C_8H_{18} + C_4H_6$$

In diesem Fall wurde der C-20 Kohlenwasserstoff Eikosan in Oktan und Butadien gespalten. Oktan ist Bestandteil von Benzin, Butadien ist Ausgangsstoff für Synthesen, wie z.B. künstliches Gummi.

Kohle hat sich durch Zersetzung von Pflanzen mit Hilfe von Hitze und Druck unter Luftabschluss gebildet. Die Tabelle zeigt die Entwicklungsstadien vom Torf bis zum Anthrazit.

Tabelle 4 : Zusammensetzung vom Torf und einigen Kohlen

Material	Zusammensetzung in %			Heizwert in kJ/kg
	C	H	O	
Torf	50	5,5-7	30-40	20 000-25 000
Braunkohle	55-65	5-6	20-30	25 000-29 000
Steinkohle	75-90	4-6	5-18	29 000-33 000
Anthrazit	> 90	2-3	2-3	33 000-37 000

"Christen Chemie" verändert

Fossile Rohstoffe

Erdgas, Erdöl und Kohle gehören zu den fossilen nicht nachwachsenden Rohstoffen. Sie dienen hauptsächlich der Energiegewinnung. Ihre Vorkommen sind begrenzt. Der Ersatz dieser Brennstoffe durch erneuerbare Energien ist ein wichtiges Problem unserer Zeit. Ein Ersatz dieser Stoffe ist aber vor allem auch wichtig, um dem wachsenden anthropogenen Treibhauseffekt durch Zunahme des bei der Verbrennung entstehenden CO_2 in der Atmosphäre entgegen zu wirken (s. Natur und Technik).

2.5 Fragen zum Kapitel 2" Kohlenwasserstoffe"

1. Wie unterscheiden sich Alkane, Alkene und Alkine. Geben Sie für jede Gruppe ein Beispiel an.

2. Warum sind Kohlenwasserstoffe praktisch nicht wasserlöslich?

3. Welche Hinweise gibt es, dass Erdöl biologischen Ursprungs ist?

4. Geben Sie für die Summenformel C_4H_8 eine 2 mögliche Strukturformeln ohne Verzweigungen an.

5. Was versteht man unter Additions- sowie Substitutionsreaktionen?

6. Formulieren Sie Reaktionsgleichung für die Hydrierung sowie Bromierung von Ethen.

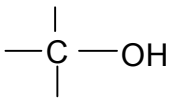
3 Alkohole, Phenole und Ether

Während die bisher behandelten organischen Verbindungen nur aus C und H bestehen, kommt bei Alkoholen, Phenolen und Ethern noch O hinzu.

3.1 Alkohole

Die charakteristische Gruppe (funktionelle Gruppe) der Alkohole ist die OH-Gruppe an einem gesättigten C-Atom, d.h. einem C-Atom von dem nur Einfachbindungen ausgehen.

Funktionelle Gruppe der Alkohole



Die alkoholische Gruppe ist in der Natur weit verbreitet. Sie kommt z.B. im Traubenzucker und anderen Zuckern sowie in manchen Vitaminen sowie in Proteinen (Eiweiß) vor. Die Bezeichnung der Alkohole erfolgt durch das Anhängen der Endung ol an den entsprechenden Alkan.

Der einfachste Vertreter der Alkohole ist Methanol oder Methylalkohol, CH_3-OH. Methanol wird technisch durch Hydrierung von Kohlenmonoxid hergestellt. Die Hauptmenge des Methanol wird zu Formaldehyd weiter verarbeitet, von dem der größte Teil in die Kunststoffindustrie geht. Methanol ist toxisch und kann schon in kleinen Mengen zu Erblindung und Tod führen.

Der bekannteste Alkohol ist Ethanol oder Ethylalkohol, CH_3-CH_2-OH. Ethanol entsteht durch alkoholische Gärung zuckerhaltigen Materials durch Hefen. z.B. aus Glucose (Traubenzucker)

Alkoholische Gärung

$$C_6H_{12}O_6 \longrightarrow 2\ CH_3CH_2\ OH + 2\ CO_2$$

Ethanol findet sich mehr oder weniger hochprozentig in allen alkoholischen Getränken, wie Bier, Wein oder auch Schnäpsen. Alkohol ist neben Nikotin die am häufigsten benutzte Droge. Alkoholmissbrauch führt zu Alkoholismus mit den bekannten Symptomen.

Ethanol kann wie Methanol als Zusatz für Benzin zur Verbesserung der Klopffestigkeit (Erhöhung der Octanzahl) eingesetzt werden.

Polyalkohole

Neben Verbindungen mit einer alkoholischen Gruppe gibt es auch Verbindungen mit mehreren OH-Gruppen. Verbindungen mit 2 OH-Gruppen heißen Diole oder auch Glycole (wegen ihres süßlichen Geschmacks). Da sie gut mit Wasser mischbar sind und hohe Siedepunkte und niedrige Schmelzpunkte haben, werden sie als Frostschutzmittel in der Kühlerflüssigkeit von Kraftfahrzeugen oder auch bei Wärmekollektoren von Solaranlagen eingesetzt, wie z.B. Ethylenglycol:

$$HO\text{-}CH_2\text{-}CH_2\text{-}OH.$$

Eine Verbindung mit 3 OH-Gruppen ist das Glycerin:

$$\begin{array}{ccc} CH_2 & -CH- & CH_2 \\ | & | & | \\ OH & OH & OH \end{array}$$

Es ist Bestandteil aller Fette und wird in Kosmetika z.B. Salben und Cremes verwendet.

Physikalische und chemische Eigenschaften von Alkoholen

OH-Gruppe gibt Polarität

Während Kohlenwasserstoffe unpolare Moleküle sind, sind Alkohole bedingt durch die OH-Gruppe polare Moleküle. Dies hat zur Folge, dass die niederen Alkohole (bis 3C) vollständig mit dem polaren Lösungsmittel Wasser mischbar sind. Mit steigender Kettenlänge des unpolaren Kohlenwasserstoffrests nimmt die Wasserlöslichkeit ab. So ist der C-8 Alkohol Octanol praktisch nicht mehr in Wasser löslich.

Wasserlölichkeit von Alkoholen

$$CH_3\text{-}CH_2\text{-}CH_2\text{-}CH_2\text{-}CH_2\text{-}CH_2\text{-}CH_2\text{-}CH_2\text{-}OH$$

< unpolarerer Rest >

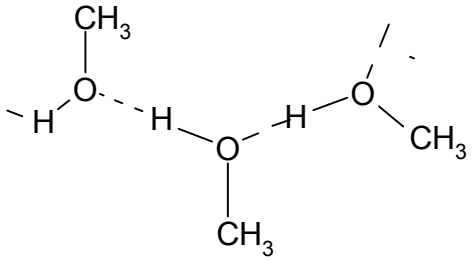
polare Gruppe

Ebenfalls bedingt durch die OH-Gruppe liegt der Siedepunkt von Alkoholen wesentlich höher als der von Alkanen mit vergleichbarer molarer Masse. Hierfür 2 Beispielpaare:

Name	Formel	Molare Masse	Siedepunkte
Methanol	CH_3-OH	32 g/mol	65°C
Ethan	CH_3-CH_3	30 g/mol	-89°C
Ethanol	CH_3-CH_2-OH	46 g/mol	78°C
Propan	CH_3-CH_2- CH_3	44 g/mol	-42°C

Die Höhe des Siedepunkts einer Verbindung hängt von der Stärke der zwischenmolekularen Kräfte ab. Der höhere Siedepunkt der Alkohole wird ähnlich wie beim Wasser durch die Ausbildung von Wasserstoffbrückenbindungen (stärkere zwischenmolekularen Kräfte) zwischen den Alkoholmolekülen verursacht, wie der Ausschnitt für Methanol zeigt.

Alkohole haben höhere Siedepunkte als Alkane



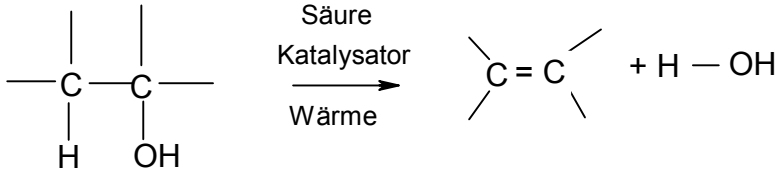
Wasserstoffbrücken zwischen Alkoholmolekülen

Chemische Eigenschaften von Alkoholen

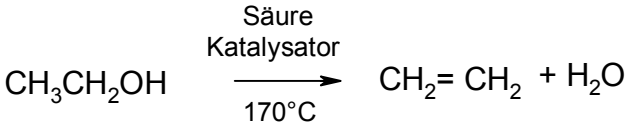
Wichtige chemische Eigenschaften sind die Abspaltung von Wasser sowie die Oxidation.

1. Abspaltung von Wasser (Dehydratisierung) allgemein:

Dehydratisierung = Abspaltung von Wasser



So lässt sich aus Ethanol durch Abspaltung von Wasser Ethen – Ausgangsstoff für Polyethen (Polyethylen) - herstellen:



2. Oxidation unter Erhalt des C-Skeletts

Die Oxidation der Alkohole erfolgt durch Wegnahme von Wasserstoff (Dehydrogenierung) vom O und vom benachbarten C. Das bedeutet, das nur solche Alkohole unter den Bedingungen oxidierbar sind, deren Nachbar C mindestens ein H gebunden hat. Als Oxidationsmittel eignen sich wässrige Lösungen von Kaliumpermanganat oder Kaliumdichromat. Wegen des unterschiedlichen Verhaltens bei der Oxidation kann man die Alkohole in 3 Untergruppen einteilen:

Dehydrogenierung = Abspaltung von Wasserstoff

Der Rest R steht hierbei für eine Alkylgruppe, z.B. Methyl: CH_3 -

primäre Alkohole: $R\text{-}CH_2OH$

Hierbei ist die OH-Gruppe an ein C gebunden, welches mit nur einem weiteren C verbunden ist.

sekundäre Alkohole: $R_2C\text{-}OH$

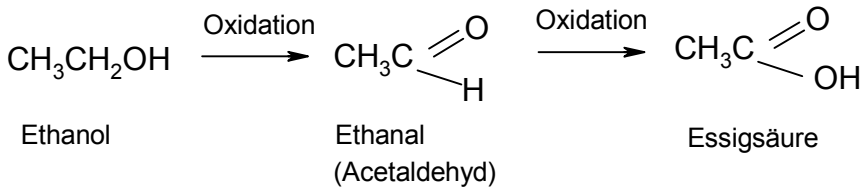
Hierbei ist die OH-Gruppe an ein C gebunden, welches mit zwei weiteren C verbunden ist.

tertiäre Alkohole: $R_3C\text{-}OH$

Hierbei ist die OH-Gruppe an ein C gebunden, welches mit drei weiteren C verbunden ist.

2.a) Oxidation primärer Alkohole z.B. Ethanol:

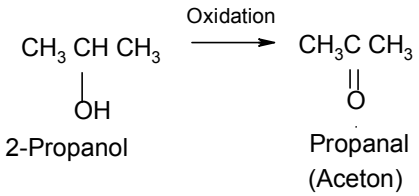
Oxidation primärer Alkohole zu Carbonsäuren



Bei einem primären Alkohol verläuft die Reaktion über die Stufe des Aldehyds bis zur Carbonsäure (s. 5.1). Verwendet man für die Oxidation Kaliumdichromat, so erfolgt während der Reaktion ein Farbwechsel. Das 6-wertige Crom im Chromat ist Orange, während das bei der Redoxreaktion entstehende 3-wertige Chrom grün ist. Je nach Alkoholmenge bilden sich da verschiedene Farben zwischen orange und grün. Diese Reaktion findet bzw. fand beim Alkoholnachweis in der Atemluft bei Verkehrskontrollen Verwendung.

2.b) Oxidation sekundärer Alkohole z.B. 2-Propanol:

Oxidation sekundärer Alkohole zu Ketonen



Sekundäre Alkohole werden durch Kaliumpermanganat oder Kaliumdichromat zu Ketonen (s. 4) oxidiert.

2.c) Oxidation tertiärer Alkohole

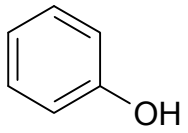
Bei tertiären Alkoholen findet wegen des fehlenden H an dem der OH-Gruppe benachbarten C-Atom unter den obigen Bedingungen keine Oxidation statt.

Tertiäre Alkohole sind nicht oxidierbar

3.2 Phenole

Phenole haben wie Alkohole eine OH-Gruppe. Diese OH-Gruppe ist jedoch nicht wie bei den Alkoholen mit einem gesättigten C sondern mit einem aromatischen C, wie z.B. Benzol verbunden. Dies hat zur Folge, dass Phenole andere chemische Eigenschaften als Alkohole haben. Der einfachste Vertreter ist das Phenol selber.

Phenole



Phenol war das erste Antiseptikum in der Chirurgie, da es Bakterien abtötet. Phenole sind wie Alkohole in der Natur weit verbreitet. So kommt die phenolische Gruppe im Vanilin, dem Aromastoff der Vanille und im Eugenol dem Aromastoff der Gewürznelke aber auch in Vitaminen und Proteinen vor. Eine Gruppe von Phenolen wird als Antioxidantien (Schützen vor Oxidation) z.B. in Gummi, Fetten und Ölen verwendet. Die Wirkung beruht auf der leichten Oxidierbarkeit von Phenolen. Sie werden schneller und leichter oxidiert als die zu schützenden Stoffe, und verhindern so deren Oxidation.

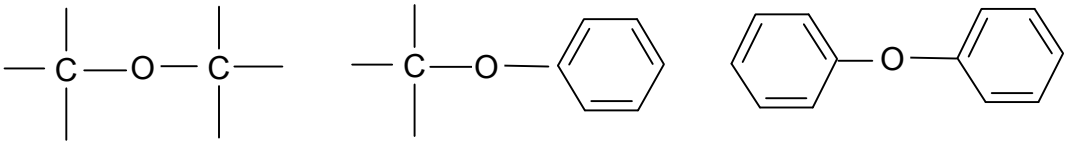
Phenole sind leicht oxidierbar → Einsatz als Antioxidantien

3.3 Ether

Ether enthalten eine Sauerstoffbrücken zwischen zwei C. Hierbei kann es sich um gesättigte C oder Benzolringe handeln.

Allgemeine Struktur von Ethern:

Ether haben eine Sauerstoffbrücke



Auch Verbindungen mit der Ethergruppe sind in der Natur verbreitet. So kommt die Ethergruppe neben der phenolischen Gruppe im Vanilin dem Aromastoff der Vanille und im Eugenol dem Aromastoff der Gewürznelke vor. Auch in den chlorierten Dibenzodioxinen, die durch den Unfall in Seveso zu einer traurigen Berühmtheit gelangten, findet sich die Ethergruppe.

Der bekannteste Ether ist der Diethylether CH_3-CH_2-O- CH_2- CH_3

Diethylether wurde früher als Betäubungsmittel bei Operationen eingesetzt. Er ist ein ausgezeichnet Lösungsmittel für Fette und wird daher auch für die Extraktion von Fett eingesetzt. Diethylether hat einen sehr niedrigen Siedepunkt (35°C) und daher schon bei Raumtemperatur einen hohen Dampfdruck. Dadurch kann es leicht zur Bildung von hochexplosiven Ether – Luftgemischen kommen.

Ether-Luftgemische sind hochexplosiv

3.4 Fragen zum Kapitel 3 "Alkohole, Phenole, Ether

1. Was ist die funktionelle Gruppe von Alkoholen, Phenolen und Ethern?

2. Warum haben Alkohole einen höheren Siedepunkt als vergleichbare Alkane?

3. Warum sind kurzkettige Alkohole gut wasserlöslich, langkettige jedoch nicht?

4. Was versteht man unter primären, sekundären sowie tertiären Alkoholen?

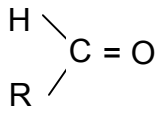
5. Welche Produkte entstehen bei der Oxidation von 1- Propanol (OH-Gruppe am 1. C)? Formulieren Sie die Reaktionsgleichung

6. Was entsteht bei Dehydratisierung von 2-Propanol? Formulieren Sie die Reaktionsgleichung

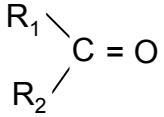
4 Aldehyde und Ketone

Aldehyde und Ketone entstehen durch die Oxidation von primären bzw. sekundären Alkoholen (s.3.1). Die funktionelle Gruppe der Aldehyde und Ketone ist eine Carbonyl-Gruppe. Bei den Aldehyden ist das C der Carbonyl-Gruppe noch mit einem H verbunden. Die Reste R, R1 bzw. R2 sind Alkylgruppen oder aromatische Gruppen wie z.B. Benzol. Im einfachsten Fall kann R bei den Aldehyden auch ein H sein. Die allgemeine Formel für Aldehyde und Ketone lautet:

Funktionelle Gruppe von Aldehyden und Ketonen



Aldehyd

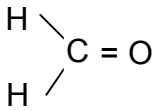


Keton

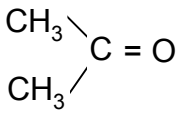
Die Aldehydgruppe sowie die Ketogruppe findet sich in der Natur in den Kohlenhydraten wie z.B. Traubenzucker. Einfache Zucker sind Polyhydroxyaldehyde, z.B. Glucose = Traubenzucker oder Polyhydroxyketone, z.B. Fructose = Fruchtzucker. Die Aldehyd- bzw. Ketogruppe kommt auch in Vitaminen (z.B. B_6) und Hormonen (z.B. Cortison) vor.

Wichtige Vertreter:

Zwei wichtige Vertreter der Aldehyde sind Formaldehyd und Aceton.



Formaldehyd



Aceton

Formaldehyd ist bei Raumtemperatur ein Gas. Eine wässrige Lösung wurde (wird) zur Konservierung von biologischem Material eingesetzt. Der größte Teil des Formaldehyds geht in die Kunststoffindustrie (Bakelit, Spanplatten). Da Formaldehyd ein Krebs erzeugendes Potential hat gibt es für in Innenräumen verwendete Spanplatten Grenzwerte für die Ausgasung von Formaldehyd.

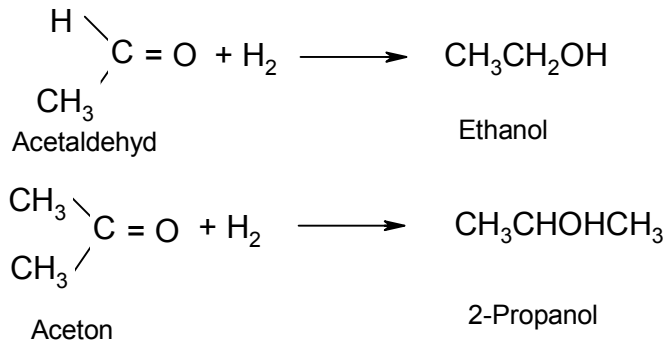
Aceton ist ein wichtiges Lösungsmittel und findet z.B. als Nagellackentferner Verwendung. Hilfreich ist es auch bei der "Befreiung" von durch Sekundenkleber zusammengeklebten Fingern.

Einige Eigenschaften von Aldehyden und Ketonen

Aldehyde und Ketone sind bedingt durch die Carbonylgruppe mäßig polare Verbindungen. Die niederen Vertreter wie z.B. Formaldehyd und Aceton sind sehr gut wasserlöslich.

Aldehyde und Ketone lassen sich durch Anlagerung von Wasserstoff wieder zu den entsprechenden Alkoholen reduzieren. So entstehen aus Aldehyde wieder primäre und aus Ketonen wieder sekundäre Alkohole (s.3.1), wie die Beispiele zeigen.

Reduktion von Aldehyden und Ketonen



Gegenüber milden Oxidationsmitteln verhalten sich Aldehyde und Ketone unterschiedlich. Aldehyde sind leicht zu Carbonsäure oxidierbar (s.3.1.), während Ketone hierdurch nicht oxidierbar sind. So lässt sich Acetaldehyd zu Essigsäure oxidieren:

Oxidation von Aldehyden ergibt Carbonssäuren

$$CH_3CHO \rightarrow CH_3COOH$$

Benutz man dabei einwertiges Silber als Oxidationsmittel, so entsteht ein Silberspiegel.

4.1 Fragen zum Kapitel 4 "Aldehyde und Ketone

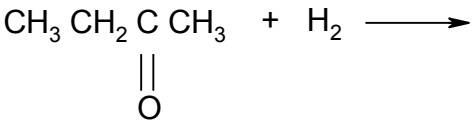
1. Was ist die charakteristische Gruppe von Aldehyden und Ketonen?

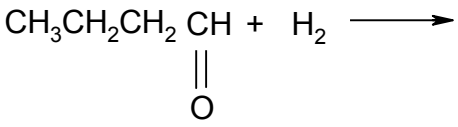
2. Wo kommen Aldehyde und Ketone in der Natur vor?

3. Was entsteht bei der Oxidation von Propionaldehyd (Propanal), einer Verbindung mit 3C, z.B. mit einwertigem Silber als Oxidationsmittel?

4. Was entsteht bei der Oxidation von Butanon, einem Keton mit 4C, z.B. mit einwertigem Silber als Oxidationsmittel?

5. Vervollständigen Sie folgende Reaktionsgleichungen:

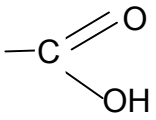




5 Carbonsäuren und ihre Derivate

5.1 Carbonsäuren

Die charakteristische Gruppe der Carbonsäuren ist die Carboxylgruppe:



oder —COOH

Funktionelle Gruppe der Carbonsäuren ist die Carboxylgruppe

Der Begriff Carboxyl setzt sich zusammen aus Carbonyl (C=O Gruppe) + Hydroxyl (OH-Gruppe) zusammen.

Carbonsäuren sind in Natur weit verbreitet, wie auch die folgende **Tabelle 5** zeigt:

Tabelle 5 : Carbonsäuren und ihr Vorkommen

Zahl der C-Atome	Formel	Name	Herkunft
1	HCOOH	Ameisensäure	Ameisen
2	CH_3COOH	Essigsäure	Essig
3	CH_3CH_2COOH	Propionsäure	Schweizer Käse
4	$CH_3CH_2CH_2COOH$	Buttersäure	Ranzige Butter
5	$CH_3CH_2CH_2CH_2COOH$	Valeriansäure	Baldrian
6	CH_3-$(CH_2)_4$-COOH	Capronsäure	Ziege*

*lateinisch Caper, die Ziege

Weitere Beispiele sind die Oxalsäure, die im Rhabarber vorkommt, die Milchsäure, die in Sauermilchprodukten oder Sauerkraut und die Citronensäure, die in Citrusfrüchten vorkommt.

Eigenschaften der Carbonsäuren

Durch die Carboxylgruppe sind die Carbonsäuren polar - ähnlich den Alkoholen durch die OH-Gruppe. Dadurch sind auch die niederen Carbonsäuren (bis 4C) sehr gut in Wasser löslich. Carbonsäuren können wie auch Alkohole Wasserstoffbrücken untereinander ausbilden, sodass sie sehr hohe Siedepunkte haben.

Carboxylgruppe ist eine polare Gruppe

Im Gegensatz zur OH-Gruppe der Alkohole reagiert die OH-Gruppe der Carbonsäuren als Säure, z.B. Essigsäure.

Carbonsäure sind Säuren

$$CH_3COOH + H_2O \rightleftharpoons H_3O^+ + CH_3COO^-$$

Das Gleichgewicht der Reaktion liegt allerdings auf der linken Seite, sodass die Carbonsäuren wesentlich schwächere Säuren sind als z.B. Salzsäure.

5.2 Salze der Carbonsäuren

Mit Laugen bilden die Carbonsäuren Salze, wie das Beispiel der Essigsäure zeigt:

Carbonsäuren bilden mit Laugen Salze

$$CH_3COOH + NaOH \rightarrow CH_3COO^-Na^+ + H_2O$$

Essigsäure + Natronlauge → Natriumacetat + Wasser

Die Salze der Carbonsäuren sind als sehr polare Verbindungen immer - auch bei längerem C-Rest – wasserlöslich:

$$CH_3(CH_2)_{14}COOH + NaOH \rightarrow CH_3(CH_2)_{14}COO^-Na^+ + H_2O$$

Palmitinsäure + Natronlauge → Natriumpalmitat + Wasser

wasserunlöslich wasserlöslich

Die Carboxylgruppe ist also wie auch die Aminogruppe ein "Löslichkeitsschalter " . Die Natriumsalze und Kaliumsalze der langkettigen Carbonsäuren = Fettsäuren (hauptsächlich C-16 bis C18) finden als Seife Verwendung. Wobei Natriumsalze Kernseife (z.B. Natriumpalmitat) und Kaliumsalze Schmierseife ergeben. Seifen werden durch alkalische Hydrolyse (Verseifung) von Fetten gewonnen.

Seifen sind Alkalisalze von langkettigen Fettsäuren

5.3 Ester der Carbonsäuren

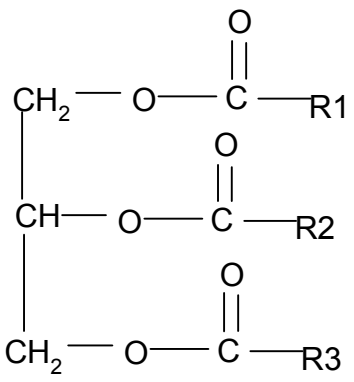
Mit Alkoholen bilden die Carbonsäuren Ester, wie das Beispiel der Essigsäure mit Ethanol zeigt:

Carbonsäuren bilden mit Alkoholen Ester

$$CH_3COOH + CH_3CH_2OH \underset{}{\overset{\text{Säure}}{\rightleftharpoons}} CH_3COOCH_2CH_3 + H_2O$$

Das Gleichgewicht der Reaktion liegt auf der linken Seite. Durch Abfangen von Wasser, kann es nach rechts verschoben werden.

Ester kommen in der Natur als Fette vor. Neutralfette wie sie in der Nahrung vorkommen sind Ester von Glycerin und langkettigen Fettsäuren (meist C16 bis C18). Die Abbildung zeigt die allgemeine Formel von Neutralfetten:



R1, R2, R3 sind die Reste unterschiedicher Fettsäuren

Fette sind Glycerinester von Fettsäuren

Außerdem kommen Ester in großer Vielfalt als Aromastoffe vor. Hierfür einige Beispiele:

Ester sind wichtige Aromastoffe

Tabelle 6 : Einige Ester und ihr Vorkommen

Name	Formel	Aromastoff von
Ameisensäureethylester	$HCOOCH_2CH_3$	Rum
Ameisensäureisobutylester	$HCOOCH_2CH(CH_3)_2$	Himbeere
Essigsäurepentylester	$CH_3COO(CH_2)_4CH_3$	Banane
Essigsäureoctylester	$CH_3COO(CH_2)_7CH_3$	Orange
Buttersäureethylester	$CH_3CH_2CH_2COOCH_2CH_3$	Ananas
Buttersäurepentylester	$CH_3CH_2CH_2COO(CH_2)_4CH_3$	Aprikose

5.4 Fragen zu Kapitel 5 "Carbonsäuren und ihre Derivate"

1. Was ist die funktionelle Gruppe der Carbonsäuren?

2. Woher kommt der Name Caboxylgruppe

3. Warum ist Essigsäure in Wasser löslich?

4. Was entsteht bei der Reaktion von Buttersäure mit Natronlauge (Reaktionsgleichung)?

5. Was entsteht bei Reaktion von Ameisensäure mit Ethanol unter geeigneten Bedingungen (Reaktionsgleichung)?

6. Wo kommt das bei Frage 5 entstehende Produkt vor?

6 Amine und Amide

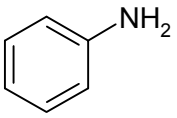
6.1 Einfache Amine

Einfache Amine sind Derivate des Ammoniaks

Einfache Amine kann man als Derivate vom Ammoniak auffassen, bei dem ein oder mehrere H durch eine Alkylgruppe oder einen Benzolring ersetzt sind. Die charakteristische Gruppe ist die Aminogruppe ($-NH_2$). Die Aminogruppe ist in der Natur weit verbreitet. Sie kommt in den Aminosäuren, den Bausteinen der Proteine (Eiweiße) , den Nukleinsäuren (Träger der Erbsubstanz) aber auch in Hormonen wie z.B. im Adrenalin vor. Zwei einfache Vertreter sind:

CH_3NH_2

Methylamin



Anilin

Es können auch alle H des Ammoniaks durch organische Reste ersetzt sein, wie z.B. im Trimethylamin: $(CH_3)_3N$

Amine treten auch als Abbauprodukte von verwesendem Fleisch mit entsprechendem Geruch auf, wie z.B. Putrescin und Cadaverin (2 Diamine):

$H_2NCH_2CH_2CH_2CH_2NH_2$
Putrescin

$H_2NCH_2CH_2CH_2CH_2CH_2NH_2$
Cadaverin

Amine sind - ähnlich wie Alkohole durch die OH-Gruppe – durch die NH_2-Gruppe polare Moleküle. Dies hat zur Folge, dass wie bei den Alkoholen die niederen Amine gut wasserlöslich sind. Mit steigender Kettenlänge des unpolaren Kohlenwasserstoffrests nimmt die Wasserlöslichkeit ab. Wie auch Ammoniak reagieren Amine mit Wasser als Base, z.B. Methylamin:

Amine sind Basen

$$\underset{\text{Methylamin}}{CH_3NH_2} + H_2O \rightleftharpoons \underset{\text{Methylammonium}}{CH_3NH_3^+} + OH^-$$

Mit Säuren bilden Amine Salze, die unabhängig von der Kettenlänge des Alkylrests wasserlöslich sind:

Aminogruppe als Löslichkeitsschalter

$$CH_3(CH_2)_9NH_2 + HCl \rightarrow CH_3(CH_2)_9NH_3^+ Cl^-$$

Decylamin + Salzsäure → Decylammoniumchlorid

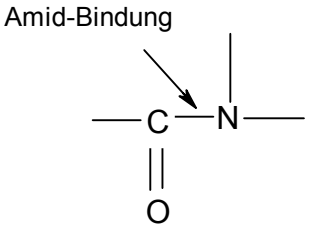
wasserunlöslich wasserlöslich

Die Aminogruppe wird daher auch ähnlich wie die Carboxylgruppe als "Löslichkeitsschalter " bezeichnet.

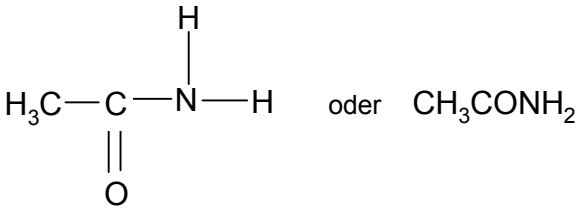
6.2 Amide

Amide sind Derivate von Carbonsäuren mit Ammoniak oder Aminen. Die funktionelle Gruppe der Amide ist eine Aminogruppe an einem Carbonyl C (C mit Doppelbindung zu einem O):

funktionelle Gruppe der Amide



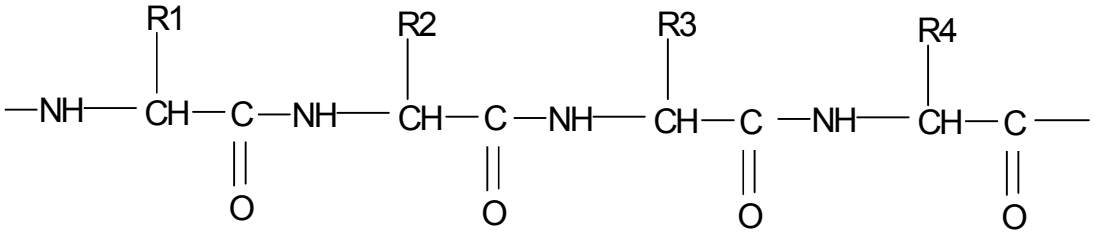
Ein einfacher Vertreter der Amide ist das Amid aus Essigsäure und Ammoniak, das Acetamid (2 Möglichkeiten die Strukturformel anzugeben):



Im Gegensatz zu den Aminen reagieren die Amide bedingt durch die benachbarte Carbonylgruppe nicht als Base sondern sind neutral. Die Amidbindung ist die kovalente Bindung die die Aminosäuren in Proteinen miteinander verknüpft. Proteine sind Polyamide wie der Ausschnitt aus dem "Rückgrat" eines Proteins zeigt:

Amide reagieren nicht als Basen

Proteine sind Polyamide



R1, R2, R3, R4 sind die Reste verschiedener Aminosäuren.

Auch manche Kunststoffe wie Nylon oder Perlon sind Polyamide (s.7.4).

6.3 Fragen zu Kapitel 6 "Amine und Amide"

1. Was ist die funktionelle Gruppe von einfachen Aminen?

2. Was unterscheidet Amide von Aminen?

3. Geben Sie Beispiele für das Vorkommen von Amiden und Aminen in der Natur an.

4. Formulieren Sie die Reaktionsgleichung von Dodecylamin, einem Amin mit 12C mit Salzsäure?

5. Wie ist die Wasserlöslichkeit des ursprünglichen Amins und des entstehenden Produktes?

7 Kunststoffe

7.1 Allgemeines

Kunststoffe sind synthetische Polymere

Kunststoffe sind synthetische Polymere, ohne die unser heutiges Leben in der jetzigen Form kaum vorstellbar ist. Wir benutzen Kleidung aus Polyacrylnitril, Trinkflaschen aus Polyethylen, Brillen aus Plexiglas, Gummistiefel aus Neopren, Seile aus Nylon, Bratpfannen mit Teflon beschichtet u.s.w. Die ersten Kunststoffe wurden vor etwa 100 durch Umwandlung hochmolekularer Naturstoffe entwickelt, wie Celluloid, Galalith, Kunstseiden. Baekeland schaffte 1905 die Bildung von Phenolharzen aus Formaldehyd und Phenol zu steuern. Nach dem zweiten Weltkrieg begann der gewaltige Aufschwung der Kunststoffproduktion. Heute lassen sich Kunststoffe für fast jeden Verwendungszweck und völlig verschiedenen Eigenschaften produzieren. Die massenhafte Verwendung von Kunststoffen besonders auch für nur sehr kurzfristig verwendete Artikel, wie z.B. Verpackungsmaterial hat natürlich auch ein starkes Anwachsen der Abfallmengen zur Folge gehabt. Als Ergebnis der "Verpackungsverordnung" wurde in Deutschland das "Duale System" gegründet mit dem Ziel der stofflichen Verwertung von Verpackungen, was zu einer Reduktion der Restmüllmenge geführt hat.

Material für alle Zwecke

Abfallprobleme durch Kunststoffe

Begriffe zur Kunststoffchemie.

Polymere: *Makromoleküle* mit einer Molekülmasse über 1000 u, die aus kleineren Untereinheiten, den *Monomeren* aufgebaut sind.

Homopolymer: Polymer aus einem Monomer.

Copolymer: Polymer aus 2 oder mehr Monomeren.

Initiator: macht den Kettenstart bei der Polymerisation.

Stabilisator: Schützt Monomere vor spontaner Polymerisation.

Weichmacher: Ölartige Ester, die das Produkt flexibler machen, z.B. Phthalsäureester.

<u>Typen von Polymeren</u>

Kunststoffe sind unterschiedlich stark quervernetzt

Thermoplaste: Polymere die beim Erwärmen erweichen, sind nicht quervernetzt (z.B. PE = Polyethylen).

Duroplaste: Polymere die beim Erwärmen nicht erweichen, sind quervernetzt (z.B. Aminoplaste: Harnstoff-Formaldehyd-Harze)

Elastomere: Polymere mit gummielastischen Verhalten (z.B. Kautschuk), geringe Quervernetzung.

Arten der Polyreaktion (Polymerbildung)

Die Polymerbildung kann auf unterschiedliche Art erfolgen

Polymerisation: Polyreaktion ohne Abspaltung kleinerer Moleküle oder Umlagerung (z.B. PE = Polyethylen).

Polyaddition: Polyreaktion ohne Abspaltung kleinerer Moleküle, aber unter Umlagerung, z.B. Verschiebung von H Atomen (z.B. Polyurethane für Schaumstoffe)

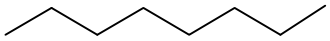
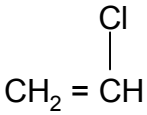
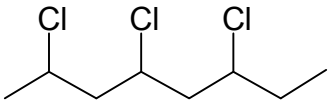
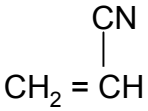
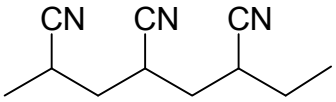
Polykondensation: Polyreaktion unter Abspaltung kleinerer Moleküle, wie z.B. Wasser (z.B. Polyamide wie Nylon).

7.2 Polymerisationspolymere

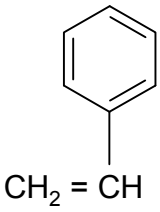
Polymerbildung ohne Umlagerung oder Abspaltung

Bei dieser Polyreaktion verbinden sich viele Monomere zu einem Polymer. Es handelt sich hierbei um eine Kettenreaktion, die zu Produkten mit hoher Molekülmasse führt. Die Monomeren sind in der Regel ungesättigt, wie z.B. Ethen (Ethylen) aus dem Polyethylen entsteht. Dabei werden die Doppelbindungen der Monomeren aufgehoben.

Einige Beispiele für Polymerisationspolymere:

Monomer	**Polymer (Ausschnitt)**
$CH_2 = CH_2$	
Ethen = Ethylen	Polyethylen
	
Vinylchlorid	Polyvinylchlorid (PVC)
	
Acrylnitril	Polyacrylnitril

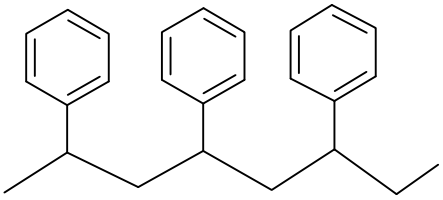
Monomer



$CH_2 = CH$

Styrol

Polymer (Ausschnitt)



Polystyrol

Beispiele für Verwendung von Polymerisationspolymeren zeigt die **Tabelle 7**

Tabelle 7 : Verwendung von Polymerisationspolymeren

Polyethylen	Folien und Filme, Behälter aller Art, Spielzeug und Haushaltsgegenstände, Drahtisolierungen, Verpackungsmaterial
Polyvinylchlorid (PVC)	Rohrleitungen, Folien, (Schallplatten), Werkstoffüberzüge
Polyacrylnitril	Kleidung z.B. Orlon
Polystyrol	Packmaterial, Behälter aller Art, Styropor zur Verpackung und Wärmedämmung

7.3 Polyadditionspolymere

Polymerbildung mit Umlagerung aber ohne Abspaltung

Hierbei addieren sich 2 unterschiedliche bifunktionelle Monomere z.B. ein Diol mit einem Diisocyanat zunächst zu einem Dimeren ("zwei Teile"). Aus den Dimeren entsteht dann ein Polymeres unter Verschiebung von H-Atomen. In diese Gruppe gehören die Polyurethane, die eine wichtige Kunststoffgruppe darstellen. Aus ihnen werden z.B. Beschichtungen, Lacke und Schaumstoffe hergestellt. Enthalten die Monomeren noch weitere funktionelle Gruppen können nicht nur lineare sondern auch quervernetzte Polymere entstehen.

Die Bildung eines Polyurethans aus einem Diisocyanat und einem Diol zeigt das untere Beispiel. R' und R'' sind Alkylgruppen oder aromatische Gruppen. Die kursiv markierten H–Atome wandern bei der Polyreaktion.

Monomere

$$\underset{\text{Diisocyanat}}{C(=O) = N - R' - N = C(=O)} + \underset{\text{Diol}}{\mathit{H}O - R'' - O\mathit{H}}$$

Polymer (Ausschnitt)

$$\underset{\text{Polyurethan}}{- C(=O) - N\mathit{H} - R' - N\mathit{H} - C(=O) - O - R'' - O -}$$

7.4 Polykondensationspolymere

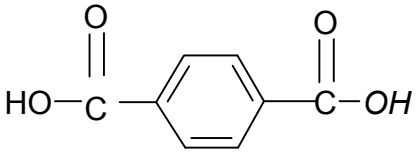
Polymerbildung mit Abspaltung kleiner Moleküle

Bei diesem Typ von Polymeren wird beim Zusammenschluss der Monomeren ein kleineres Molekül - häufig Wasser – abgespalten. Zu den Polykondensationspolymeren gehören Polyester und Polyamide.

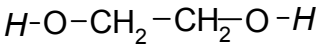
Ein Beispiel für einen Polyester ist PET (Polyethylenterephthalat). Hieraus werden z.B. Kunstfasern (Trevira®, Diolen®, Terylen®), Getränkeflaschen (besonders leicht), Tonbänder und Computerdisketten hergestellt.

Bei der Esterbildung wird in diesem Fall Wasser, gebildet aus der OH-Gruppe der Terephthalsäure und dem H des Ethylenglycols (kursiv gedruckt) abgespalten.

Monomere

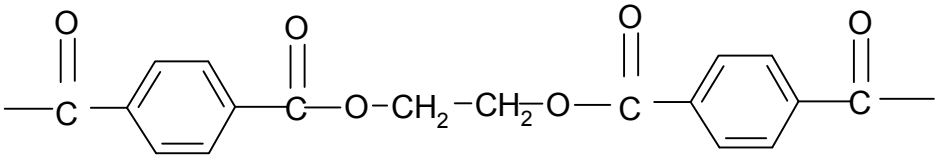


Terephthalsäute

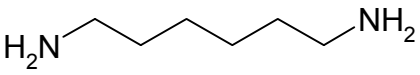


Ethylenglycol

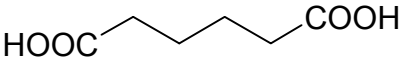
Polymer (Ausschnitt)



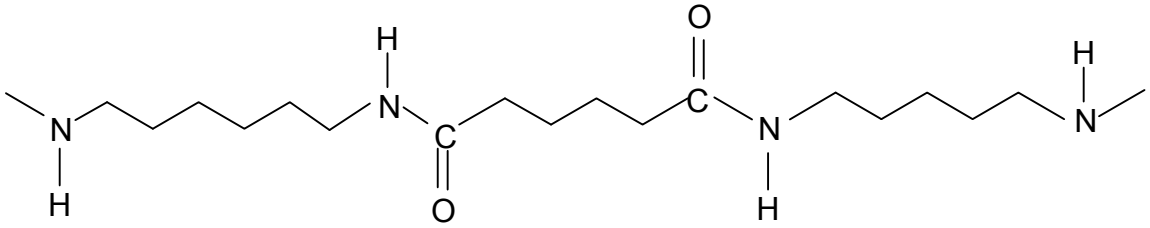
Ein Beispiel für Polyamide ist Nylon, das aus den Monomeren Adipinsäure und Hexamethylendiamin gebildet wird. Bei der Polymerbildung wird auch hier wieder Wasser abgespalten. Das Wasser entsteht aus den OH-Gruppen der Adipinsäure und einem H aus den NH_2-Gruppen des Hexamethylendiamin.



Hexamethylendiamin



Adipinsäure



Auschnitt aud dem Polymer Nylon

Manche Polyamide können es an Zugfestigkeit durchaus mit Stahl aufnehmen, bei nur 5% des Gewichts, wie das 1965 bei DuPont entdeckte Kevlar®. Es entsteht aus den Monomeren Terephthalsäure und p-Phenylendiamin. Dieser Kunststoff vereint hervorragende mechanische (hohe Zugfestigkeit) mit sehr guten thermischen Eigenschaften (flammfest). Verwendung findet Kevlar® bei PKW-Gürtelreifen zur Verstärkung, bei der Herstellung von kugelsicheren Westen und "Stahlhelmen", als Verbundwerkstoff im Schiffs- und Flugzeugbau.

7.5 Fragen zu Kapitel 7 "Kunststoffe"

1 Erklären Sie folgende Begriffe: Thermoplaste, Elastomere, Duroplaste.

2 Welche Arten der Polymerbildung gibt es, und wie unterscheiden sie sich?

3 Geben Sie Verwendungsmöglichkeiten für Kevlar® und Polyethylen an.

4 Welche der folgenden Kunststoffe sind Homo-, welche Copolymere?

a) Polyethylen b) PET c) Nylon d) Polystyrol

5 Welche Art der Polymerbildung liegt bei den Kunststoffen aus Frage 5 vor?

6 Was für ein Polymer kann aus einem bifunktionellen Alkohol (2 OH-Gruppen) und einer bifunktionellen Säure (2 Carboxylgruppen) entstehen?

8 Antworten zu den Fragen von Kapitel 1 – 7

8.1 Antworten zu den Fragen von Kapitel 1

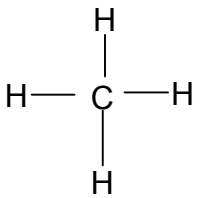
1. Die Bezeichnung Organische Chemie ist historisch begründet, da man früher (bis Anfang des 19. Jahrhunderts annahm), dass die als organisch bezeichneten Verbindungen nur in Organismen hergestellt werden können, und dass dafür eine besondere Lebenskraft nötig sei. Der Begriff wurde beibehalten und bezeichnet heute die Verbindungen des Kohlenstoffs mit einigen Ausnahmen, wie z.B. die Kohlensäure und ihre Salze.

2. Die häufigsten Verbindungen in organischen Verbindungen sind C, H, O und N.

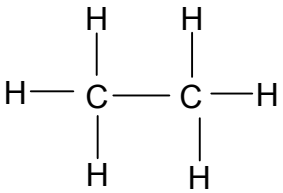
3. Die Summenformel gibt an aus welchen Elementen eine Verbindung zusammengesetzt ist. Sie gibt weiter die Anzahl der Atome von jeden Element in einem Molekül der Verbindung an. Sie gibt nicht die Struktur, d.h. wie die Elemente zueinander angeordnet sind an.

4. Erhält man bei Verbindungen mit gleicher Summenformel verschiedene Strukturformeln so spricht man von Isomerie. Die Verbindungen heißen Isomere.

5. Die Strukturformeln für Methan und Ethan lauten:



CH_4



oder CH_3CH_3

C_2H_6

6. Es gibt 3 Isomere mit der Summenformel C_5H_{12}

$CH_3CH_2CH_2CH_2CH_3$

$CH_3CH(CH_3)CH_2CH_3$

$CH_3C(CH_3)_2CH_3$

8.2 Antworten zu den Fragen von Kapitel 2

1. Alkane sind gesättigte Kohlenwasserstoffe, d.h. sie enthalten nur Einfachbindungen. Ein Beispiel ist Propan: $CH_3CH_2CH_3$.

   Alkene sind Kohlenwasserstoffe, die mindestens eine Doppelbindung enthalten . Ein Beispiel ist Propen: $CH_3CH{=}CH_2$.

   Alkine sind Kohlenwasserstoffe, die mindestens eine Dreifachbindung enthalten . Ein Beispiel ist Propin: $CH_3C{\equiv}CH$.

2. Kohlenwasserstoffe sind unpolare Moleküle. Wasser ist ein polares Lösungsmittel, indem sich nur polare Moleküle lösen ("Gleiches löst sich in Gleichem").

3. Im Erdöl findet man Abbauprodukte von Chlorophyll und Hämoglobin, die auf einen biologischen Urspung des Erdöls hinweisen.

4. Die allgemeine Summenformel von Alkenen lautet: C_nH_{2n}[2]. Also wird es sich bei einer Verbindung mit der Summenformel C_4H_8 um ein Alken handeln. Zwei mögliche Strukturformeln sind:

   $CH_2{=}CHCH_2CH_3$ 1-Buten und $CH_3CH{=}CHCH_3$ 2-Buten

5. Bei der Substitutionsreaktion wird ein Atom oder eine Atomgruppe durch ein anderes Atom oder eine andere Atomgruppe ersetzt, wie z.B. bei der Bromierung von Aromaten.

   Bei der der Additionsreaktion wird ein Molekül an eine Verbindung angelagert. Additionsreaktionen benötigen eine Doppel- oder Dreifachbindung an die etwas angelagert werden kann. Dabei werden aus Doppelbindungen Einfachbindungen und aus Dreifachbindungen Doppel- oder Einfachbindungen (Beispiel siehe Aufgabe 6).

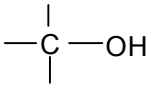
6. $CH_2{=}CH_2 + H_2 \rightarrow CH_3\text{-}CH_3$

   $CH_2{=}CH_2 + Br_2 \rightarrow BrCH_2\text{-}CH_2Br$

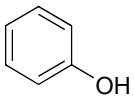
[2] Cycloakane haben die gleiche allgemeine Summenformel. Sie werden in diesem Lehrbrief nicht behandelt

8.3 Antworten zu den Fragen von Kapitel 3

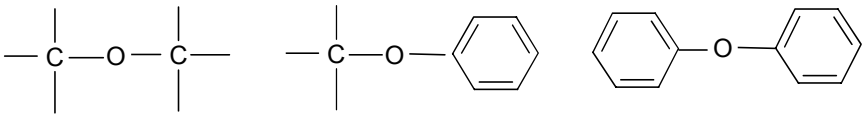
1. Die funktionelle Gruppe von Alkoholen ist eine OH-Gruppe an einem gesättigten C-Atom.



Bei Phenolen sitzt die OH-Gruppe an einem aromatischen Ring, wie z.B. am Benzol.



Ether enthalten eine Sauerstoffbrücke zwischen gesättigten oder aromatischen C-Atomen.

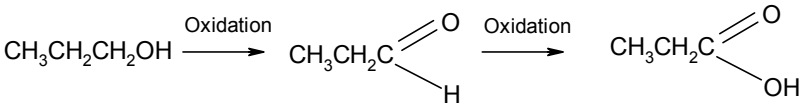


2. Die Höhe von Siedepunkten hängt von der Stärke der zwischenmolekularen Kräfte ab. Zwischen den OH-Gruppen der Alkohole bilden sich Wasserstoffbrücken aus, was zu einem stärkeren Zusammenhalt der Moleküle führt. Damit ist mehr Energie zum Verdampfen nötig.

3. Bei kurzkettigen Alkoholen über wiegt der polare Charakter der OH-Gruppe. Die Ausbildung von Wasserstoffbrücken zwischen Wasser- und Alkoholmolekülen ist möglich. Bei langkettigen Alkoholen über wiegt der unpolare Charakter der Alkylgruppe, daher sind sie nicht mehr wasserlöslich.

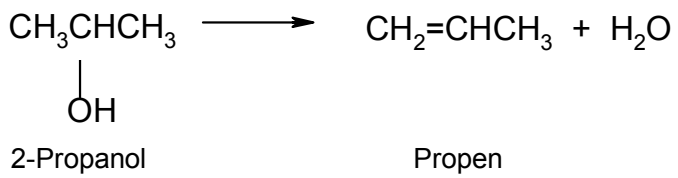
4. Bei primären Alkoholen sitzt die OH-Gruppe an einem C, das nur mit einem C verbunden ist. Bei sekundären Alkoholen sitzt die OH-Gruppe an einem C, das mit zwei C verbunden ist. Bei tertiären Alkoholen sitzt die OH-Gruppe an einem C, das mit drei C verbunden ist.

5. Oxidation von 1-Propanol:



1-Propanol Propionaldehyd Propionsäure

6. Dehydratisierung von 2-Propanol:



8.4 Antworten zu den Fragen von Kapitel 4

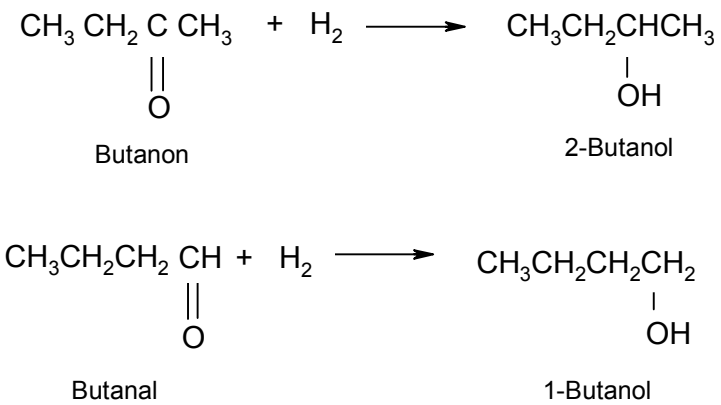
1. Die funktionelle Gruppe der Aldehyde und Ketone ist die Carbonyl-Gruppe. Bei den Aldehyden ist das C der Carbonyl-Gruppe noch mit einem H verbunden. Die Reste R, R1 bzw. R2 sind Alkylgruppen oder aromatische Gruppen wie z.B. Benzol. Im einfachsten Fall kann R bei den Aldehyden auch ein H sein. Die allgemeine Formel für Aldehyde und Ketone lautet:

2. Die Aldehydgruppe kommt in Kohlenhydraten wie z.B. im Traubenzucker, die Ketogruppe z.B im Fruchtzucker vor.

3. Bei der Oxidation von Propionaldehyd entsteht Propionsäure (s.8.3)

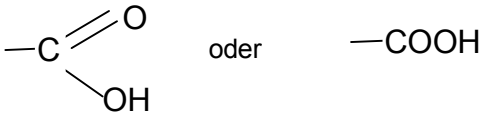
4. Es gibt keine Reaktion, da Ketone unter diesen Bedingungen nicht oxidierbar sind.

5.



8.5 Antworten zu den Fragen von Kapitel 5

1. Die funktionelle Gruppe der Carbonsäuren ist die Carboxylgruppe. Hierbei ist eine Hydroxylgruppe an das C einer Carbonylgruppe gebunden.



2. Der Begriff Carboxyl setzt sich zusammen aus Carbonyl (C=O Gruppe) + Hydroxyl (OH-Gruppe) zusammen.

3. Wasser ist ein polares Lösungsmittel. Essigsäure hat mit der Carboxylgruppe eine polare Gruppe. Die unpolare Alkylgruppe (hier Methyl) ist sehr klein, damit überwiegt der polare Charakter der Carboxylgruppe.

4.

$$CH_3CH_2CH_2COOH + NaOH \longrightarrow CH_3CH_2CH_2COONa + H_2O$$

Buttersäure — Natriumbutyrat

5.

$$HCOOH + CH_3CH_2OH \overset{\text{Säure}}{\rightleftharpoons} HCOOCH_2CH_3 + H_2O$$

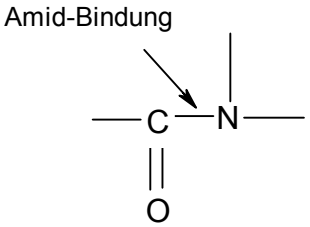
Ameisensäure — Ethanol — Ameisensäureeethylester

5. Ameisensäureethylester ist der Aromastoff von Rum.

8.6 Antworten zu den Fragen von Kapitel 6

1. Die charakteristische Gruppe der einfachen Amine ist die Aminogruppe ($-NH_2$), Die NH_2-Gruppe ist dabei mit einem gesättigten oder einem aromatischen C verbunden.

2. Bei den Amiden ist die NH_2-Gruppe mit dem C einer Carbonylgruppe verbunden.



3. Die Aminogruppe kommt z.B. in den Aminosäuren, den Bausteinen der Proteine (Eiweiße) , den Nukleinsäuren (Träger der Erbsubstanz) aber auch in Hormonen wie z.B. im Adrenalin vor.

   Die Amidbindung kommt in den Proteinen vor. Diese sind Polyamide, wie auch manche Kunststoffe, z.B. Nylon.

4.

$$\underset{\text{Dodecylamin}}{CH_3(CH_2)_{10}CH_2NH_2} + HCl \longrightarrow \underset{\text{Dodecylammoniumchlorid}}{CH_3(CH_2)_{10}CH_2NH_3Cl}$$

4. Dodecylamin ist nicht wasserlöslich, da der unpolare Alkylrest die polare Aminogruppe überwiegt. Beim Dodecylammoniumchlorid handellt es sich um ein echtes Salz, das aus Ionen aufgebaut ist und somit genügend polar ist, um wasserlöslich zu sein.

8.7 Antworten zu den Fragen von Kapitel 7

1. Thermoplaste sind Polymere die beim Erwärmen erweichen. Sie sind nicht quervernetzt (z.B. PE = Polyethylen).

   Duroplaste sind Polymere die beim Erwärmen nicht erweichen. Sie sind quervernetzt (z.B. Aminoplaste: Harnstoff-Formaldehyd-Harze).

   Elastomere sind Polymere mit gummiartigen Eigenschaften. Sie sind nur gering quervernetzt.

2. Es gibt drei Arten der Polymerbildung, Polymerisation, Polyaddition und Polykondensation. Die Polymerisation ist eine Polymerbildung ohne Abspaltung kleinerer Moleküle oder Umlagerung (z.B. PE = Polyethylen). Die Polyaddition ist eine Polymerbildung ohne Abspaltung kleinerer Moleküle, aber unter Umlagerung, z.B. Verschiebung von H Atomen (z.B. Polyurethane für Schaumstoffe). Die Polykondensation ist eine Polymerbildung unter Abspaltung kleinerer Moleküle, wie z.B. Wasser (z.B. Polyamide wie Nylon).

3. Kevlar® findet z.B.Verwendung bei PKW-Gürtelreifen zur Verstärkung, bei der Herstellung von kugelsicheren Westen und "Stahlhelmen", als Verbundwerkstoff im Schiffs- und Flugzeugbau.

   Polyethylen wird u.a. für Folien und Filme, für Behälter aller Art, fürSpielzeug und Haushaltsgegenstände, für Drahtisolierungen, und Verpackungsmaterial verwendet.

4. Polyethylen: Homopolymeres; PET: Copolymeres; Nylon: Copolymeres; Polystyrol: Homopolymeres.
5. Polyethylen: Polymerisation; PET: Polykondensation; Nylon: Polykondensation; Polystyrol: Polymerisation.
6. Aus einem bifunktionellen Alkohol (2 OH-Gruppen) und einer bifunktionellen Carbonsäure (2-Carboxylgruppen) kann ein ein Polyester, wie z.B. PET entstehen.

9 Literatur

Arni A., Grundkurs Chemie II, Organische Chemie, VCH, 2. Auflage (1998)

Dickerson R.E., Geis I., Chemie eine lebendige und anschauliche Einführung,VCH (1990)

Hart H, Organische Chemie, VCH (1999)

Jeromin G., Organische Chemie, Verlag Harri Deutsch (1996)

Schröter W. et al., Taschenbuch der Chemie, Harri Deutsch Verlag, 19.Auflage (2002)