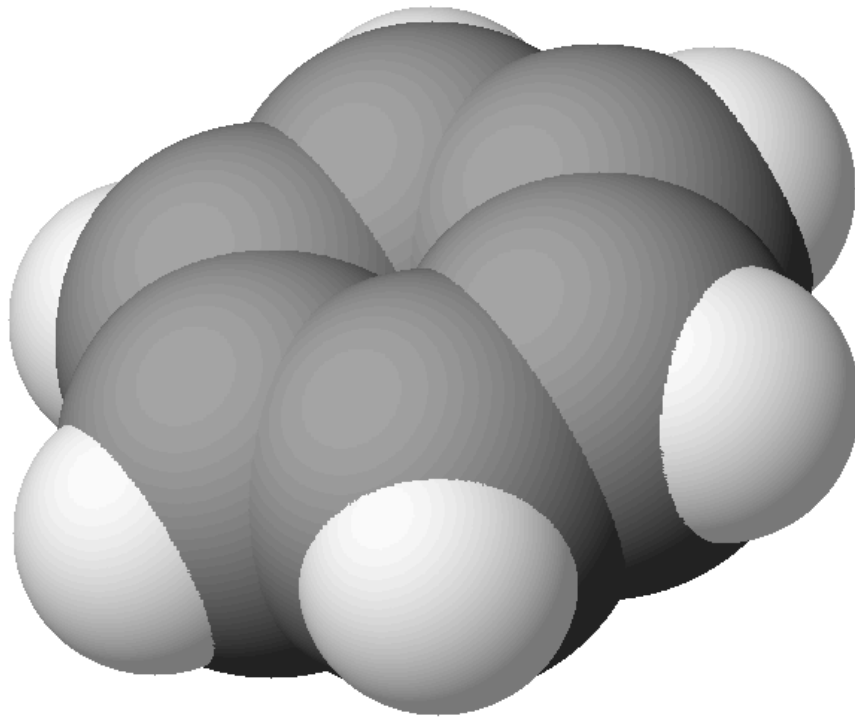


Chemie Vordiplomsprüfung -
Lernskriptum
erstellt von Christoph Tornau

Habt Glauben an Gott! Markus 11,22

Erstellungsdatum dieser Version: 9. Juli 2002





Bedeutet: Noch einmal anschauen oder nicht verstanden



Bedeutet: Absolut wichtig



Bedeutet: Hier gibt es Beispiele zum üben

Inhaltsverzeichnis

I	Allgemeines	12
1	Atombau	12
1.1	Daltons Atomtheorie und allgemeine Gesetze	12
1.1.1	Daltons Atomtheorie...	12
1.1.2	... und die daraus resultierenden Gesetze	12
1.2	Elementarteilchen des Atoms	12
1.2.1	Rutherford: Atome haben einen kleinen massiven Kern mit einer großen Hülle	12
1.2.2	Aufbau	12
1.2.3	Notation	13
1.2.4	Definitionen	13
1.2.5	Masse	13
1.3	Atommodelle	13
1.3.1	Planetenmodell von Rutherford	13
1.3.2	Schalenmodell von Bor	14
1.3.3	Erklärung des Spektrums der Wasserstoffatome mit der Borschen Theorie	15
1.3.4	Wellenmechanisches Atommodell	16
1.3.5	Die vier Quantenzahlen	17
1.3.6	Schrödingergleichung	18
2	Das Periodensystem	21
2.1	Schematische Darstellung der Schalen von Atomen	21
2.2	Regeln zum Auffüllen der Elektronenschalen	22
2.2.1	Pauli-Prinzip	22
2.2.2	Hundsche Regel	22
2.3	Aufbau des Periodensystems	22
3	Chemische Bindungen	24
3.1	Ionisierungsenergie	24
3.2	Elektronenaffinität	24
3.3	Elektronegativität	24
3.4	Elektronegativitätswerte im Periodensystem	24
3.5	Elektronegativitätsdifferenz als Kriterium der Art der Verbindung	25
3.6	Ionenbindungen	25
3.6.1	Ladung und Namen von Ionen	25
3.6.2	Kräfte zwischen Ionen	25
3.6.3	Verschiedene Kristallstrukturen	26
3.6.4	Andere Kristalle	26
3.6.5	Gitterenergie	26
3.6.6	Born-Haber-Zyklus	27
3.6.7	Solvatationsenergie (Hydratationsenergie) und Dissoziationsenergie	27
3.6.8	Lösungsenthalpie	27
3.6.9	Salze sind Elektrolyte	27
3.7	Atombindungen	27
3.7.1	Lewisformeln	27
3.7.2	Oktettregel	28

3.7.3	Ausnahmen von der Oktettregel	28
3.7.4	Bestimmung der Bindungsordnung mit Hilfe der Lewisformeln	28
3.7.5	Formale Ladungen	28
3.7.6	Partielle Ladungen	28
3.7.7	Mesomere Grenzformeln	29
3.7.8	VB-Theorie (Valence Bond-Theorie)	29
3.7.9	LCAO-Methode (Linearkombination von Atomorbitalen)	30
3.7.10	Verschiedene Molekülorbitale	30
3.8	Metallbindungen	31
3.8.1	Eigenschaften von Metallen	31
3.8.2	Elektronengas	31
3.8.3	Leiter, Halbleiter, Isolator	31
3.8.4	Dotierte Halbleiter	32
3.9	Theorien und Modelle zur Erklärung der Struktur von Molekülen mit Atombindungen	32
3.9.1	Hybridisierung	32
3.9.2	Valenzschalen-Elektronenpaar-Abstoßungs-Modell (VSEPR)	33
3.9.3	Molekülorbital-Theorie (MO-Theorie)	34
4	Erscheinungsformen von Elementen oder Stoffen	36
4.1	Allotropie	36
4.2	Polymorphie	36
4.3	Monomer & polymer	36
II	Organische Chemie	37
1	Die organischen Stoffklassen und ihre Nomenklatur	37
1.1	Alkane	37
1.1.1	Aufbau	37
1.1.2	Homologe Reihe der Alkane	37
1.1.3	Nomenklaturregeln nach IUPAC	37
1.2	Alkene	38
1.2.1	Aufbau	38
1.2.2	Nomenklatur	38
1.3	Diene	39
1.3.1	Aufbau	39
1.3.2	Nomenklatur	39
1.3.3	Arten von Doppelbindungen	39
1.4	Alkine	39
1.4.1	Aufbau	40
1.4.2	Nomenklatur	40
1.5	Zyklische Alkane und Alkene	40
1.5.1	Beschaffenheit	40
1.5.2	Nomenklatur	40
1.6	Benzen und Aromaten	41
1.6.1	Beschaffenheit	41
1.6.2	Aromatizitätskriterien	41
1.6.3	Nichtbenzoide Aromaten	42
1.6.4	Benzenderivate	42
1.6.5	Nomenklatur der Benzenderivate	43

1.7	Halogenalkane	44
1.7.1	Beschaffenheit	44
1.7.2	Nomenklatur	44
1.8	Alkanole (Alkohole)	44
1.8.1	Beschaffenheit	44
1.8.2	Nomenklatur	44
1.9	Diole, Triole, Polyole	45
1.9.1	Beschaffenheit	45
1.9.2	Nomenklatur	45
1.10	Ether	45
1.10.1	Beschaffenheit	45
1.10.2	Nomenklatur	45
1.11	Ester	45
1.11.1	Beschaffenheit	46
1.11.2	Nomenklatur	46
1.12	Aldehyde	46
1.12.1	Beschaffenheit	46
1.12.2	Nomenklatur	46
1.13	Ketone	47
1.13.1	Beschaffenheit	47
1.13.2	Nomenklatur	47
1.14	Carbonsäuren	47
1.14.1	Beschaffenheit	47
1.14.2	Nomenklatur	47
1.15	Chinone	47
1.16	Amine	48
1.17	Organostickstoffverbindungen	48
2	Wichtige Eigenschaften der Stoffklassen	49
2.1	Konformere der Alkane	49
2.1.1	Unterschied zwischen Konformeren und Isomeren	49
2.1.2	Verschiedene Arten von Isomeren	49
2.1.3	Verschiedene Energien der Konformere der Alkane und ihre Bezeichnungen	50
2.2	Mesomeriestabilisierte Diene	50
2.3	Mesomere Grenzformeln und delokalisierte Elektronen des Benzens	51
2.4	Konformere der Cycloalkane	51
2.4.1	Cyclopropan	51
2.4.2	Cyclobutan	52
2.4.3	Cyclopentan	52
2.4.4	Cyclohexan	52
2.5	Mesomere Effekte (M-Effekte) von Substituenten am Benzen-Ring	53
2.6	Wasserstoffbrückenbindungen von Alkanolen	54
2.7	Wasserstoffbrückenbindungen bei Carbonsäuren (Carbonsäure-Dimere)	54
2.8	Chiralität	54
2.8.1	CIP-Konvention (Cahn-Ingold-Prelog-Konvention)	54
2.8.2	Fischer	55
3	Wichtige Reaktionsmechanismen	55
3.1	Radikalische Substitution	55
3.1.1	Allgemeine radikalische Substitution	55

3.1.2	Beispiel	56
3.1.3	Regioselektivität der radikalischen Substitution an Alkyl-Radikalen	56
3.1.4	Radikalische Substitution an den Seitenketten von Benzen - SSS .	56
3.2	Elektrophile Addition	56
3.3	Elektrophile Substitution	57
3.3.1	Elektrophile Substitution am Benzenring - KKK (aromatisch) . .	57
3.3.2	Elektrophile Substitution (aliphatisch)	58
3.4	Nukleophile Substitution	58
3.4.1	S_N2	58
3.4.2	S_N1	59
3.4.3	Bevorzugung	59
3.4.4	Enantioselektiv	59
3.5	Eliminierungen	59
3.5.1	E2-Mechanismus (bimolekulare β -Eliminierung)	59
3.5.2	E1-Mechanismus (monomolekulare β -Eliminierung)	60
4	Weitere Reaktionsmechanismen	60
4.1	Carbid-Prozeß zur Herstellung von Ethin	60
4.2	Veresterung / Verseifung	60
5	Wichtige Regeln	60
5.1	Brendtsche Regel	60
5.2	Bevorzugung des konjugierten Diens	60
5.3	Hofmann-Regel bei der E2-Eliminierung	60
5.4	Saytzeff-Regel bei der E1-Eliminierung	61
III	Anorganische Chemie	62
1	Allgemeine Gesetze	62
1.1	Gasgesetze	62
1.1.1	Ideales Gasgesetz	62
1.1.2	Boyle-Mariotttsches Gesetz	62
1.1.3	Gay-Lussacsche Gesetz	62
1.1.4	Allgemeines Gasgesetz	62
1.1.5	Avogadrogesetz	62
1.1.6	Normvolumen	62
1.2	Stöchiometrie	63
1.2.1	Mol	63
1.2.2	Molare Masse	63
1.2.3	Bestimmung von Mengen in Reaktionsgleichungen	63
2	Physik	64
2.1	Zustandsdiagramme	64
2.1.1	Trippelpunkt, Kritischer Punkt, Kurven	64
2.1.2	Gibbsche Phasenregel	64
2.1.3	Beispiel: Wasser	64
2.1.4	Zustandsdiagramm von Kohlenstoffdioxid	65
2.1.5	Zustandsdiagramm von Wasser	65
2.2	Lösungen	65

2.2.1	Gleichgewicht zwischen Verdampfung und Kondensation bei Lösungen	65
2.2.2	Azeotropes Gemisch	65
2.2.3	Siedepunkterhöhung / Gefrierpunktserniedrigung	65
2.3	Hauptsätze der Thermodynamik	66
2.3.1	Erster Hauptsatz	66
2.3.2	Zweiter Hauptsatz	66
2.3.3	Dritter Hauptsatz	66
2.4	Reaktionsenthalpie ΔH	66
2.4.1	Endotherm	66
2.4.2	Exotherm	66
2.5	Standardbildungsenthalpie ΔH_B^0	66
2.6	Berechnung von Reaktionsenthalpien	67
2.7	Satz von Heß	67
2.8	Freie Enthalpie	67
2.8.1	Aussagen der freien Enthalpie über den Prozess	67
2.8.2	Gibbs-Helmholtzsche Gleichung	67
2.8.3	Beispiele für die Gibbs-Helmholtzsche Gleichung	67
2.9	Freie Energie	68
3	Das chemische Gleichgewicht	68
3.1	Hin und Rückreaktionen	68
3.2	Massenwirkungsgesetz	68
3.2.1	Formulierung des Massenwirkungsgesetzes	68
3.2.2	Homogene und heterogene Gleichgewichte	68
3.2.3	Zusammenhang zwischen den beiden Gleichgewichtskonstanten K_c und K_p	68
3.2.4	Bedeutung großer und kleiner und nahe bei 1 liegender Gleichgewichtskonstanten	69
3.2.5	Verhalten der Gleichgewichtskonstanten gegenüber unterschiedlichen Temperaturen	69
3.2.6	Prinzip von Le Chatelier	69
4	Redoxreaktionen	69
4.1	Definition	69
4.1.1	Oxidation	70
4.1.2	Reduktion	70
4.1.3	Disproportionierung und Komproportionierung	70
4.2	Oxidationszahlen (Oxidationsstufe)	70
4.3	Bestimmung der Oxidationszahlen	70
4.3.1	Regeln	70
4.3.2	Tabelle der wichtigsten Oxidationszahlen	71
4.3.3	Bestimmung der übrigen Oxidationszahlen	71
4.4	Ausgleichen von chemischen Reaktionsgleichungen	71
5	Säure/Base-Reaktionen	71
5.1	Definition Säure/Base nach Brönsted	71
5.2	Typische Eigenschaften von wässrigen Lösungen von Säuren	72
5.3	Aktivität	72
5.4	pH-Wert	72
5.5	Normalität	72

5.6	Autoprotolyse des Wassers	72
5.7	pH-Wert Berechnungen von starken Säuren	73
5.8	pH-Wert Berechnungen von schwachen Säuren	73
5.9	Neutralisation	73
5.10	Puffersysteme	74
6	Elektrolyse/Galvanisches Element	75
6.1	Allgemeines	75
6.1.1	Wanderrichtungen der Ionen	75
6.2	Elektrolyse	75
6.2.1	Schaubild	75
6.2.2	Zersetzungsspannung	75
6.2.3	Überspannung	76
6.2.4	Abscheiden mehrerer gelöster unterschiedlicher Ionen	76
6.3	Galvanisches Element	76
6.3.1	Schaubild	76
6.3.2	Batterie/Akkumulator	77
6.3.3	Normalwasserstoffhalbzelle	77
6.3.4	Spannungsreihe	77
6.3.5	Berechnung von Redoxpotentialen mit Hilfe der Nernstschen Gleichung	77
IV	Hauptelemente	79
1	Alkalimetalle und Wasserstoff (1.Hauptgruppe)	79
1.1	Reihe	79
1.2	Wasserstoff	79
1.2.1	Wasserstoff, Deuterium, Tritium	79
1.2.2	Ortho und Parawasserstoff	79
1.2.3	Instatu nascendi	79
1.2.4	Hohe Diffusionsgeschwindigkeit	79
1.2.5	Hohe Löslichkeit in Palladium	79
1.2.6	Darstellung	80
1.2.7	Verwendungen	80
1.3	Alkalimetalle	80
1.3.1	Vorkommen	80
1.3.2	Darstellung	80
1.3.3	Verwendung	81
1.3.4	Chemische Eigenschaften	81
1.3.5	Alkalimetalle in Ammoniak	81
1.3.6	Flammenfärbung	82
1.3.7	Oxidationen	82
1.3.8	Oxide	82
2	Edelgase (8. Hauptgruppe)	82
2.1	Reihe	82
2.2	Gruppeneigenschaften	83
2.3	Darstellung	83
2.4	Edelgashalogenide	83
2.5	Xenonoxide	83

2.6	Bindungsstruktur	83
3	Halogene (7. Hauptgruppe)	83
3.1	Reihe	83
3.2	Eigenschaften	83
3.3	Vorkommen	84
3.3.1	Fluor	84
3.3.2	Chlor	84
3.3.3	Brom	84
3.3.4	Iod	84
3.4	Darstellung	84
3.4.1	Fluor	84
3.4.2	Chlor	84
3.4.3	Brom	85
3.5	Hohe Reaktivität von Fluor	85
3.6	Interhalogenverbindungen	85
3.6.1	Zwei Bindungspartner	85
3.6.2	Mehrere Bindungspartner	86
3.7	Halogenide (HX)	86
3.7.1	Tendenzen	86
3.7.2	Hydrogenfluorid	86
3.7.3	Hydrogenchlorid	86
3.7.4	Hydrogenbromid, Hydrogeniodid	87
3.8	Sauerstoffsäuren des Chlors	87
3.8.1	Hypochlorige Säure	87
3.8.2	Chlorige Säure	87
3.8.3	Chlorsäure	88
3.8.4	Perchlorsäure	88
3.9	Zunahme der Säurestärke der Sauerstoffsäuren	88
3.10	Sauerstoffverbindungen	88
3.10.1	Chlor(I)-Oxid	88
3.10.2	Chlordioxid	89
3.10.3	Dichlorheptaoxid	89
3.11	Pseudohalogene	89
4	Calkogene (6. Hauptgruppe)	90
4.1	Reihe	90
4.2	Sauerstoff	90
4.2.1	Darstellung: Lindeverfahren	90
4.2.2	Darstellung: BaO	90
4.2.3	Darstellung: Elektrolyse von Kalilauge	91
4.2.4	Singulett und Tripletsauerstoff	91
4.2.5	Herstellung von Singuletsauerstoff	91
4.2.6	Länge der Doppelbindung bei Sauerstoff in Ionen	91
4.2.7	Ozon	91
4.3	Schwefel	92
4.3.1	Vorkommen	92
4.3.2	Darstellung: Claus-Prozess	92
4.3.3	Darstellung: Frasch-Verfahren	92
4.3.4	Modifikationen des Schwefels	92
4.3.5	Herstellung von S_6 -Ringern	93

4.3.6	Oxide des Schwefels	93
4.3.7	Sauerstoffsäuren des Schwefels	94
4.4	Selen	94
5	Elemente der 5. Hauptgruppe	94
5.1	Reihe	94
5.2	Stickstoff	94
5.2.1	Darstellung: Linde-Verfahren	94
5.2.2	Darstellung: Labor	95
5.2.3	Ammoniak im Haber-Bosch-Verfahren	95
5.2.4	Hydrazin N_2H_4	95
5.2.5	Stickstoffwasserstoffsäure HN_3	95
5.2.6	Stickstoffmonoxid	96
5.2.7	Stickstoffdioxid	96
5.2.8	Salpetrige Säure	96
5.2.9	Salpetersäure	96
5.2.10	Halogenverbindungen des Stickstoffs	97
5.3	Phosphor	97
5.3.1	Darstellung	97
5.3.2	Modifikationen	97
5.3.3	Leuchten von weißem Phosphor an Luftsauerstoff	98
5.3.4	Oxide	98
5.3.5	Phosphorsäuren	99
5.3.6	Grund der Bildung von Polymeren beim Phosphor	100
5.3.7	Phosphathaltiger Dünger	100
5.3.8	Halogenverbindungen des Phosphors	101
6	Kohlenstoffgruppe (4. Hauptgruppe)	101
6.1	Reihe	101
6.2	Kohlenstoff	101
6.2.1	Vorkommen	101
6.2.2	Polymorphe Modifikationen	101
6.2.3	Allotrope Modifikationen	101
6.2.4	^{14}C -Altersbestimmung	102
6.2.5	Kohlenmonoxid	102
6.2.6	Kohlendioxid	103
6.2.7	Kohlensäure	103
6.2.8	Derivate der Kohlensäure	103
6.2.9	Carbonate	103
6.2.10	Wasserhärte	103
6.2.11	Solvay-Verfahren zur Sodaherstellung	103
6.3	Silizium	104
6.3.1	Silizium als der Träger des anorganischen Lebens	104
6.3.2	Vorkommen	104
6.3.3	Modifikationen	104
6.3.4	Siliziummonoxid	104
6.3.5	Siliziumdioxid	105
6.3.6	Färben von Gläsern	105
6.3.7	Silicate	106
6.3.8	Kieselsäure	107
6.3.9	Wasserstoffverbindungen	108

6.3.10	Silicone	108
7	3. Hauptgruppe	108
7.1	Reihe	108
8	Erdalkalimetalle	108
8.1	Reihe	108

Teil I

Allgemeines

1 Atombau

1.1 Daltons Atomtheorie und allgemeine Gesetze

1.1.1 Daltons Atomtheorie...

Jedes Element besteht aus kleinen, nicht weiter zerlegbaren, Teilchen, den Atomen. Alle Atome ein und desselben Elementes sind einander gleich. Sie besitzen die gleichen Eigenschaften, wie Masse und Gestalt. *Was Dalton noch nicht wußte: Maßgebend sind die chemischen Eigenschaften, die ein Element hat. Es gibt verschiedene Isotope eines Elementes, die sich in der Neutronenanzahl im Kern unterscheiden. Sie haben jedoch die gleichen chemischen Eigenschaften.*

1.1.2 ... und die daraus resultierenden Gesetze

Gesetz der Erhaltung der Masse: Bei allen chemischen Reaktionen bleibt die Gesamtmasse der beteiligten Stoffe konstant. *Durch eine chemische Reaktion kann keine Masse erzeugt oder vernichtet werden. Dies gilt im Bereich des Messbaren. Der Massedefekt macht Moleküle leichter, je mehr Energie sie bei der Reaktion abgeben.* $E = mc^2$

Gesetz der konstanten Proportionen: Eine chemische Verbindung bildet sich immer aus konstanten Masseverhältnissen.



Gesetz der multiplen Proportionen: Bilden zwei Stoffe mehrere Verbindungen untereinander, so stehen die Massezahlen der Ausgangsstoffe der einen Verbindung zu der anderen Verbindung in kleinen multiplen Proportionen zueinander.

1.2 Elementarteilchen des Atoms

1.2.1 Rutherford: Atome haben einen kleinen massiven Kern mit einer großen Hülle

Rutherford bestrahlte dünne Goldfolie mit α -Teilchen¹. Dabei gingen die meisten Teilchen durch die Folie. Nur einige wenige wurden abgelenkt. Rutherford schloß daraus, daß es einen massiven kleinen Kern im Atom gibt, sowie eine große durchlässige Hülle.



1.2.2 Aufbau

Atome sind aus den Elementarteilchen Protonen, Neutronen und Elektronen aufgebaut. Dabei sitzen Protonen und Neutronen im Kern. Elektronen in der Hülle. Elektronen sind negativ geladen. Protonen positiv. Neutronen haben keine Ladung. Der Oberbegriff für Neutronen und Protonen ist Nukleonen.

	Teilchen	Ort	Ladung
Nukleon	Proton	massiver Kern	+1
	Neutron	massiver Kern	± 0
	Elektron	durchlässige Hülle	-1

¹ α -Teilchen sind Heliumkerne und bestehen aus 2 Neutronen und 2 Protonen

1.2.3 Notation

$$\frac{\text{Nukleonenanzahl}}{\text{Protonenanzahl}} E^{\text{Ladung}}_{\text{Anzahl im Molekül}}$$

Die Neutronenanzahl läßt sich errechnen:

$$\text{Neutronenanzahl} = \text{Nukleonenanzahl} - \text{Protonenanzahl}$$

Die Elektronenanzahl eines Atoms (nicht eines Ions) ist genau so groß wie die Protonenanzahl:

$$\text{Elektronenanzahl} = \text{Protonenanzahl}$$

oder für Ionen

$$\text{Elektronenanzahl} = \text{Protonenanzahl} - \text{Ladung}$$



1.2.4 Definitionen

Nuklid: Die durch Protonenanzahl und Nuklidanzahl (und somit auch Neutronenanzahl) klar definierte Atomsorte, nennt sich Nuklid.

Isotop: Ein Nuklid ist ein Isotop zu einem anderen Nuklid, wenn die Protonenzahl gleich ist. *Es gibt des weiteren Isobare. Ein Nuklid ist ein Isobar zu einem anderen Nuklid, wenn die Neutronenzahl gleich ist.*

Element: Zu einem Element gehören alle Nuklide mit den gleichen (oder fast gleichen) chemischen Eigenschaften. Das sind alle Isotope. Somit ist ein Element eine Mischung der verschiedenen Isotope, die es bilden kann, wobei auch nur ein Isotop vorhanden sein kann.

Reinelement: Reinelemente sind solche Elemente, die nur aus einem Isotop bestehen.

Mischelement: Mischelemente bestehen aus mehreren Isotopen.

1.2.5 Masse

Die Atommasse wird im Bezug zu der Atommasse von dem Nuklid ^{12}C angegeben².

$$\frac{1}{12} ^{12}\text{C} \text{ sind } 1u.$$

1.3 Atommodelle

1.3.1 Planetenmodell von Rutherford

Das Elektron befindet sich wie ein Planet auf einer konstanten Kreisbahn um den Kern. Die elektrische Anziehungskraft (Zentralkraft) muß somit die Zentrifugalkraft genau aufheben (**Kräftegleichgewicht**). Mit der Zentrifugalkraft wird das Elektron vom Kern weggetrieben:

$$\text{Zentrifugalkraft} = -\text{elektrische Anziehungskraft}$$

$$F_Z = -F_{el}$$

Die elektrostatische Anziehungskraft wird mit Hilfe des **Coulombschen Gesetzes** beschrieben:

$$F = f \cdot \frac{Q_1 \cdot Q_2}{r^2},$$

Wir setzen ein:

²Wiederholung: 12 Nukleonen im Kern, das macht bei Kohlenstoff 6 Protonen, 6 Neutronen

- Proportionalitätsfaktor f :

$$f = \frac{1}{4\pi \cdot \epsilon_0}$$

- Q_1, Q_2 die Energie des Protons und des Elektrons, wobei das Elektron negativ ist, das Proton positiv
- Die elektrische Feldkonstante ϵ_0 ist

$$\epsilon_0 = 8,854 \cdot 10^{-12} A^2 s^4 kg^{-1} m^{-3}$$

Somit folgt die Gleichung

$$F_{el} = \frac{1}{4\pi\epsilon_0} \cdot \frac{e \cdot -e}{r^2} = \frac{-e^2}{4\pi \cdot \epsilon_0 \cdot r^2}$$

Die Zentrifugalkraft ist

$$F_Z = \frac{mv^2}{r}$$

Somit folgt:

$$F_Z = -F_{el} \Leftrightarrow \frac{mv^2}{r} = -\frac{-e^2}{4\pi \cdot \epsilon_0 \cdot r^2} \Leftrightarrow mv^2 = \frac{e^2}{4\pi \cdot \epsilon_0 \cdot r}$$

1.3.2 Schalenmodell von Bor

Verschiedene Versuche ließen sich nicht mit dem von Rutherford entwickelten Atommodell erklären. Zum Beispiel sind die Spektren von Wasserstoffatomen und von anderen Atomen nicht erklärbar. Weiterhin war auch dieses Atommodell nur im Einklang zur klassischen Mechanik, aber im Widerspruch zur klassischen Elektrodynamik, da das Elektron laufend Energie verlieren müßte und in den Kern spiralförmig stürzen müßte, was es aber nicht tut.

Bor postulierte, daß sich das Elektron nur auf bestimmten Bahnen im Atom bewegen kann. Er postulierte, daß auf diesen Bahnen das Elektron keine Energie verliert. Diese Bahnen sind solche bei denen die Energie des Elektrons ein ganzzahliges Vielfaches des **Bahndrehimpulses** ist:

$$mvr = n \cdot \frac{h}{2\pi},$$

wobei n ganzzahlig und positiv ist³. h ist das **planksche Wirkungsquantum**. Es ist ein fester Wert und beträgt:

$$h = 6,626 \cdot 10^{-34} kg m^3 s^{-1}$$

Nun formt man diese Gleichung nach v um und erhält:

$$v = \frac{nh}{2\pi mr}$$

Setzt man nun diese Gleichung in die Balance-Gleichung zwischen Zentrifugalkraft und elektrischer Anziehungskraft ein und löst nach r auf, so erhält man den Borschen Atomradius und kann berechnen auf welchen Bahnen sich die Elektronen um den Kern nach dem Modell bewegen müssen:

$$r = \frac{h^2 \epsilon_0}{\pi m e^2} \cdot n^2 = n^2 \cdot 0,53 \cdot 10^{-10} m$$

³ n ist die erste Quantenzahl

1.3.3 Erklärung des Spektrums der Wasserstoffatome mit der Borschen Theorie

Mit Hilfe des Schalenmodells gelingt es uns, die Wellenspektren des Wasserstoffatoms zu erklären. Hierfür berechnen wir zunächst die Energie eines Elektrons. Diese setzt sich zusammen aus **potenzieller Energie** und **kinetischer Energie**



$$E = E_{kin} + E_{pot}$$

Die kinetische Energie ist die Energie, die durch die Bewegung des Elektrons zustande kommt

$$E_{kin} = \frac{mv^2}{2}$$

Die potenzielle Energie ist die Energie, die durch die elektrische Anziehung zustande kommt

$$E_{pot} = \int_{\infty}^r \frac{e^2}{4\pi\epsilon_0 r^2} = -\frac{e^2}{4\pi\epsilon_0 r}$$

Man erhält

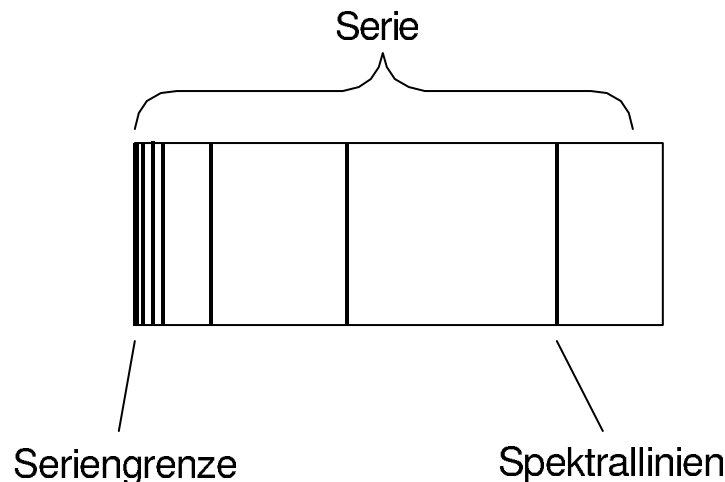
$$E = E_{kin} + E_{pot} = \frac{mv^2}{2} - \frac{e^2}{4\pi\epsilon_0 r} = \frac{1}{2} \frac{e^2}{4\pi\epsilon_0 r} - \frac{e^2}{4\pi\epsilon_0 r} = -\frac{e^2}{8\pi\epsilon_0 r}$$

Wir setzen $r = \frac{h^2\epsilon_0}{\pi me^2} \cdot n^2$ für den Borschen Radius in die Gleichung ein und erhalten

$$E = -\frac{e^2}{8\pi\epsilon_0 \cdot \frac{h^2\epsilon_0}{\pi me^2} \cdot n^2} = -\frac{me^4}{8\epsilon_0^2 h^2} \cdot \frac{1}{n^2}$$

für die möglichen Energiewerte des Elektrons.

Regt man Wasserstoffatome an, so strahlen sie Licht aus. Dieses Licht hat jedoch nicht das gesamte Spektrum, sondern es besteht aus Spektrallinien:



In diesem Schaubild wird die Energie nach links hin immer höher. Dies schlägt sich in einer kürzeren Wellenlänge aus. Nach rechts hin wird die Energie immer geringer, die Wellen werden länger.



Es gibt verschiedene Serien: Die **Balmerserie im sichtbaren Bereich**, die Lyman-

Serie im ultravioletten Bereich, sowie die Paschen und Bracket Serien im infraroten Bereich:

$$\underbrace{\text{Lyman}}_{\text{ultraviolett}} \quad \dots \quad \underbrace{\text{Balmer}}_{\text{sichtbar}} \quad \dots \quad \underbrace{\text{Paschen} \quad \dots \quad \text{Bracket}}_{\text{infrarot}}$$

Schon früh hatte Rydberg die Beziehung

$$\frac{1}{\lambda} = R_{\infty} \left(\frac{1}{n^2} - \frac{1}{m^2} \right)$$

aufgestellt, wobei R_{∞} die Rydbergkonstante $R_{\infty} = 109678 \text{cm}^{-1}$ und λ die Wellenlänge des Lichtes ist.

Die Rydbergkonstante läßt sich nun nicht nur wie von Rydberg experimentell bestimmen, sondern sie läßt sich berechnen:



$$E = E_2 - E_1 = \left(-\frac{me^4}{8\epsilon_0^2 h^2} \cdot \frac{1}{m^2} \right) - \left(-\frac{me^4}{8\epsilon_0^2 h^2} \cdot \frac{1}{n^2} \right) = \frac{me^4}{8\epsilon_0^2 h^2} \left(\frac{1}{n^2} - \frac{1}{m^2} \right)$$

Durch Einsetzen der Planckschen Gleichung

$$E = hc \cdot \frac{1}{\lambda}$$

für E erhält man für $m > n$

$$hc \cdot \frac{1}{\lambda} = \frac{me^4}{8\epsilon_0^2 h^2} \left(\frac{1}{n^2} - \frac{1}{m^2} \right) \Leftrightarrow \frac{1}{\lambda} = \frac{me^4}{8\epsilon_0^2 h^3 c} \left(\frac{1}{n^2} - \frac{1}{m^2} \right).$$

Mit Hilfe der Bohrschen Theorie ist es uns gelungen eine Erklärung für die Spektren der Wasserstoffatome zu finden. Die Elektronen der Wasserstoffatome können nur in ganz bestimmten Energiezuständen sich befinden. Wechseln sie von einem höheren Energiezustand zu einem niederen Energiezustand, so tun sie dies sprunghaft und strahlen dabei einen Lichtquanten mit einer bestimmten Wellenlänge ab, welche man dann im Spektrum sehen kann.

1.3.4 Wellenmechanisches Atommodell

Mit dem Bohrschen Atommodell waren zwar einfache Wasserstoffatome erklärbar geworden, aber Atome mit mehr Elektronen waren nicht erklärbar. **Broglie, Heisenberg, Schrödinger u.a.** schufen deshalb ein leistungsfähigeres Atommodell: Das Wellenmechanische Atommodell.

Heisenberg stellte die **Unbestimmtheitsbeziehung**

$$\Delta q \cdot \Delta(m \cdot v) \geq \frac{h}{4\pi}$$

auf, die sagt, daß es unmöglich ist, **Ort und Drehimpuls des Elektrons gleichzeitig zu bestimmen**. Es ist in dem modernen Atommodell hinfort unmöglich genau zu sagen, wo sich ein Elektron befindet. Das Elektron umkreist nicht mehr in vorher genau festgelegten Bahnen den Atomkern, sondern es ist in einem (kleinen) Bereich der Elektronenhülle mit einer bestimmten Wahrscheinlichkeit anzutreffen. Die Aufenthaltswahrscheinlichkeit eines Elektrons in der Kugel vom Radius r ist beispielsweise



$$\int_{r=0}^r \Psi^2 4\pi r^2 dr.$$

Hierbei sinkt die Wahrscheinlichkeit des Antreffens mit der Entfernung vom Kern laufend ab, wird aber nicht 0. Somit ist ein Atom auch ein nie endendes Gebilde. Man kann aber trotzdem Grenzen zeichnen, indem man die einen Atomkern umgebende **Elektronenwolke** nur bis zu einer bestimmten Wahrscheinlichkeit zeichnet.

Zusätzlich zu der Unbestimmtheitsbeziehung kommt noch der **Wellencharakter** des Elektrons. Ein Elektron kann eine Welle oder ein Teilchen sein, je nachdem aus welcher Sichtweise man es betrachtet. Das Elektron legt sich als eine **dreidimensional stehende Welle** um den Atomkern. Hierbei können nur solche Wellen „stehen“, welche sich nicht selbst zerstören, d.h. wenn die Welle um den Atomkern einmal „rum“ ist, dann muß sie die selben Schwingungen haben, wie das andere Ende der Welle, um sich am Anfang der Welle nicht auszugleichen. Zwischen Wellenlänge und Impuls eines Teilchens besteht die Beziehung (**de Broglie-Beziehung**)



$$\lambda = \frac{h}{mv}$$

Ein ganzes Vielfaches der Wellenlänge muß exakt die Kreisbahn ergeben:

$$n\lambda = 2\pi r$$

Setzt man die erste Formel in die letzte ein, so erhält man wieder die von Bohr willkürlich postulierte Quantelung des Drehimpulses:

$$n \cdot \frac{h}{mv} = 2\pi r \Leftrightarrow n \cdot \frac{h}{2\pi} = mvr$$



1.3.5 Die vier Quantenzahlen

Schrödinger stellt die berühmte Wellengleichung auf, welche die dreidimensionalen Wellen eines Atoms berechnen kann. Bei dem lösen dieser Schrödingergleichung ergeben sich vier Quantenzahlen:

Quantenzahl	Werte	Beschreibung
Hauptquantenzahl (n)	$1 \dots \infty$	Bestimmt die Größe der Orbitale. Ist gleichzusetzen mit der Energie des Elektrons $E_n = -\frac{me^4}{8\epsilon_0^2 h^2} \frac{1}{n^2}$
Nebenquantenzahl (l)	$0 \dots n - 1$	Bestimmt die Geometrie der Orbitale. 0=s (Kugel) 1=p (Hantel) 2=d (zwei Hanteln nahezu senkrecht) 3=f (noch eine dritte dazu)
Magnetquantenzahl (m_l)	$-l \dots +l$	Gibt an wieviele Orbitale von dem durch die Nebenquantenzahl bestimmten Typ vorhanden sind. s: 1 p: 3 d: 5 f: 7
Spinquantenzahl (m_s)	$-\frac{1}{2}, +\frac{1}{2}$	Gibt den Eigendreh-Spin des Elektrons an. Jedes Elektron kann entweder „linksherum“ oder „rechtsherum“ sich drehen.

1.3.6 Schrödingergleichung

Die Schrödingergleichung sieht folgendermaßen aus:



$$\begin{aligned}
 & \frac{\sigma^2\Psi}{\sigma x^2} + \frac{\sigma^2\Psi}{\sigma y^2} + \frac{\sigma^2\Psi}{\sigma z^2} + \frac{8\pi^2m}{h^2}(E - V)\Psi = 0 \\
 \Leftrightarrow & \frac{\sigma^2\Psi}{\sigma x^2} + \frac{\sigma^2\Psi}{\sigma y^2} + \frac{\sigma^2\Psi}{\sigma z^2} = -\frac{8\pi^2m}{h^2}(E - V)\Psi \\
 \Leftrightarrow & -\frac{h^2}{8\pi^2m} \left(\frac{\sigma^2\Psi}{\sigma x^2} + \frac{\sigma^2\Psi}{\sigma y^2} + \frac{\sigma^2\Psi}{\sigma z^2} \right) = (E - V)\Psi \\
 \Leftrightarrow & \underbrace{-\frac{h^2}{8\pi^2m} \left(\frac{\sigma^2\Psi}{\sigma x^2} + \frac{\sigma^2\Psi}{\sigma y^2} + \frac{\sigma^2\Psi}{\sigma z^2} \right)}_{\text{kinetische Energie } E_{kin}} + \underbrace{V\Psi}_{\text{pot. Energie } E_{pot}} = \underbrace{E\Psi}_{\text{Gesamten. } E}
 \end{aligned}$$

wobei

- V : potentielle Energie des Elektrons
- m : Masse des Elektrons
- h : Plankkonstante
- E : Elektronenergie
- und Ψ : die Wellenfunktion.

Einfacher schreibt man

$$H\Psi = E\Psi$$

wobei

- H : der Hamiltonoperator
- E : Elektronenergie
- und Ψ : die Wellenfunktion.

Die durch die Lösung der Schrödingergleichung entstehenden Wellenfunktionen Ψ werden Eigenfunktionen genannt. Um diese Wellenfunktion besser anschaulich zu machen, wird sie in Kugelkoordinaten⁴ dargestellt und besteht anschließend aus einer Radialfunktion und einer Winkelfunktion, welche mit einer Normierungskonstante normiert werden.

$$\Psi_{n,l,m_l} = \underbrace{N}_{\text{Normierungskonst.}} \cdot \underbrace{R_{n,l}(r)}_{\text{Radiusabh. Anteil}} \cdot \underbrace{\chi_{l,m_l}(\vartheta, \varphi)}_{\text{Winkelabh. Anteil}}$$



Ein Beispiel für eine solche Funktion ist die Winkelfunktion für das 2s-Orbital. Hier ist der normierte Radialanteil⁵

$$\frac{1}{2\sqrt{2a_0^3}} \left(2 - \frac{r}{a_0} \right) e^{-\frac{r}{2a_0}}$$

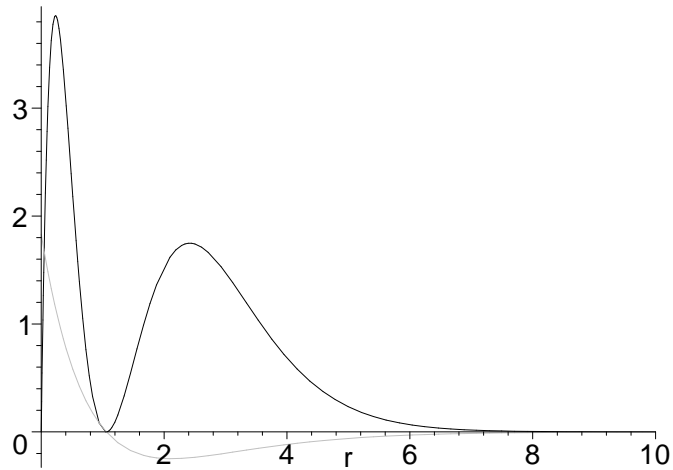
und der normierte Winkelanteil

$$\frac{1}{2\sqrt{\pi}}$$

⁴Das Kugelkoordinatensystem gibt nicht wie das kartesische Koordinatensystem eine Koordinate an, indem x,y und z-Werte gegeben werden, sondern es wird ein Radius und zwei Winkel gegeben, womit der Punkt im Raum genau bestimmt werden kann.

⁵ a_0 ist hierbei der Borsche Radius

Der radiale Anteil zusammen mit der Dichte⁶ gezeichnet. Die Nullpunkte sind die Knotenflächen des Orbitals⁷:

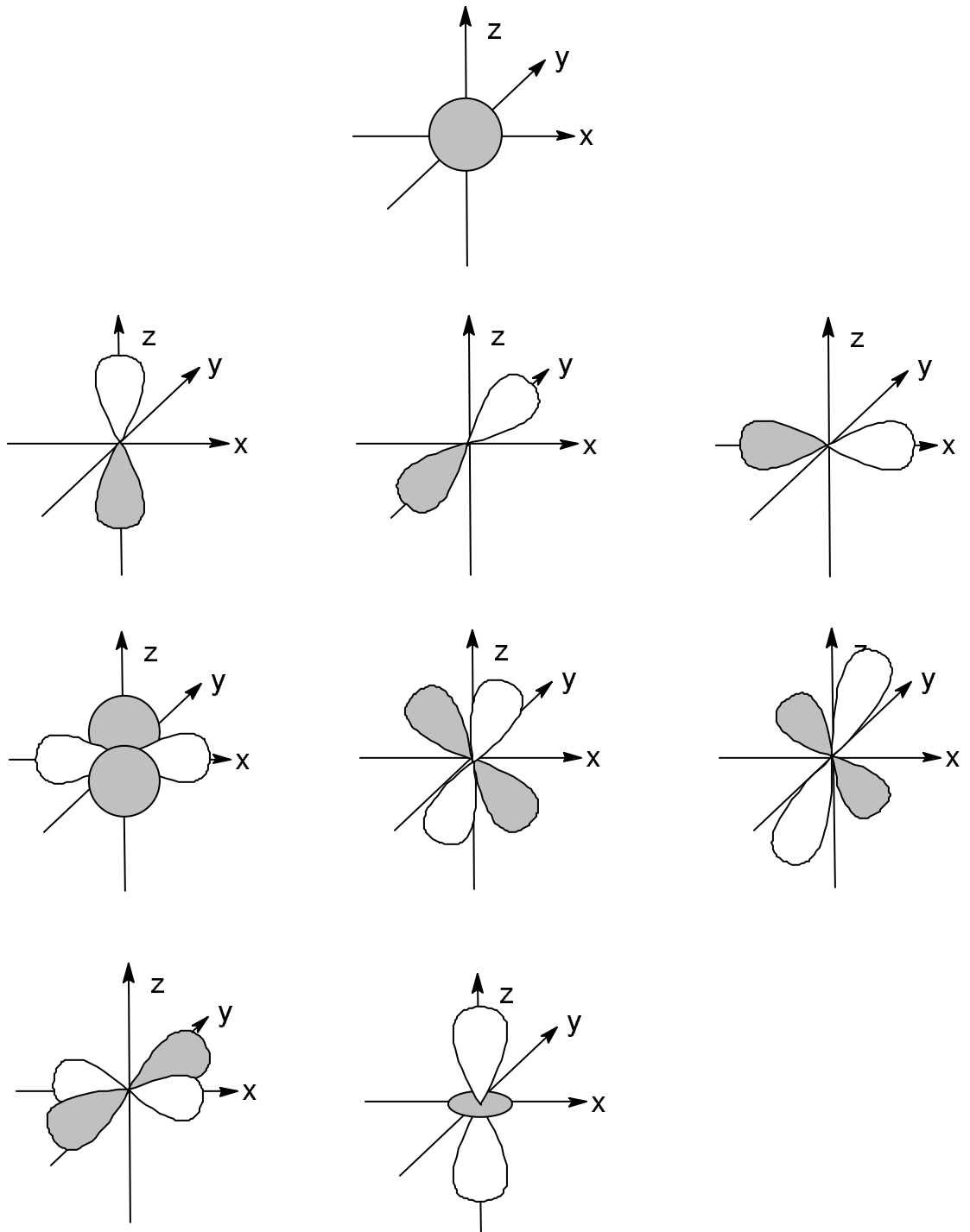


⁶Die Dichtefunktion wird gezeichnet, indem der radiusabhängige Anteil $R_{2,0}(r)$ quadriert wird und mit $4\pi r^2$ multipliziert wird

$$Dichte = R_{2,0}(r)^2 4\pi r^2$$

⁷Es kann sein das dieser Graph falsch ist und die falsche Funktion für die radiale Dichte gezeichnet ist. Im Riedel ist der erste Berg kleiner als der zweite. Dies kann aber auch nur mit der Darstellung zu tun haben.

Aus den unterschiedlichen Eigenfunktionen ergeben sich die Atomorbitale. Einige Atomorbitale sind unten in der Grafik aufgezeichnet.



Von links nach rechts, von oben nach unten:
s-Orbital,
p_z-Orbital, *p_y*-Orbital, *p_x*-Orbital,
d_{xy}-Orbital, *d_{xz}*-Orbital, *d_{yz}*-Orbital, *d_{x²-y²}*-Orbital, *d_{z²}*-Orbital.

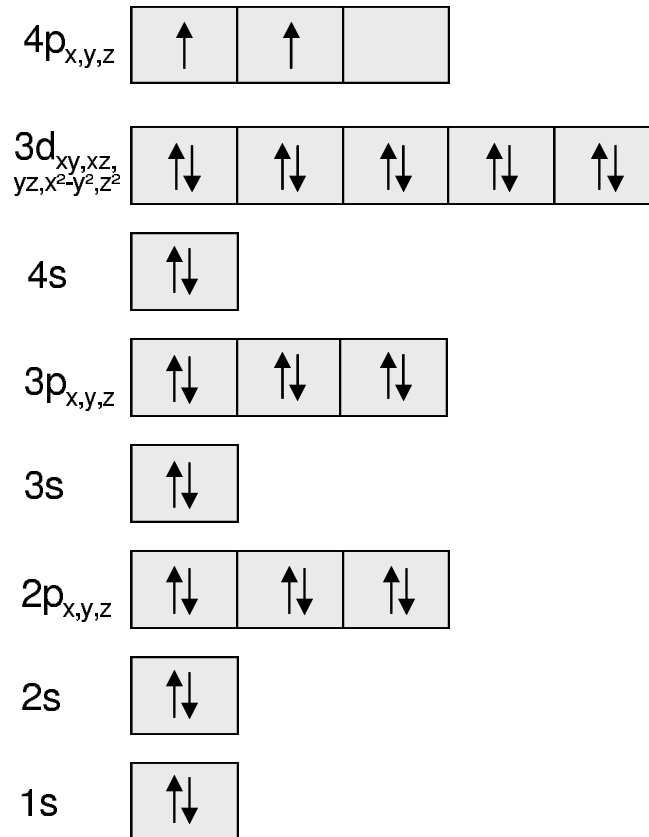
2 Das Periodensystem

2.1 Schematische Darstellung der Schalen von Atomen

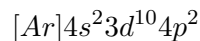
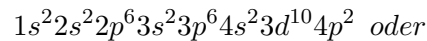
Der Übersichtlichkeit halber gibt es eine skizzenhafte Darstellung der „Schalen“ (also Orbitale) von Atomen sowie Ionen, in denen die einzelnen Orbitale als Kästen eingezeichnet werden, die entweder von einem oder von zwei Elektronen, die als entgegengesetzte Pfeile dargestellt werden, besetzt sind.

B

Als Beispiel sei das Germaniumatom (Ge) dargestellt:



Die Formelschreibweise dieser **Elektronenkonfiguration** lautet



Dabei steht s , p und d für die Art der Orbitale, die Zahl davor für das Energieniveau der Orbitale, wobei 1 die kleinste Energie ist und die Potenzzahlen für die Anzahl der Elektronen, die dieses Orbital besetzen. Man kann die Elektronenkonfiguration abkürzend aufschreiben, indem man für die vollbesetzten Orbitale der Periode davor das Element der Edelgase dieser Periode in eckigen Klammern schreibt. In der oben angegebenen Konfiguration ist es das Element Argon. $[Ar]$ meint, daß die Konfiguration des Argons plus der danach aufgeschriebenen Konfiguration besteht.

Die Energien der einzelnen Orbitale einer Schale sind nicht gleich. Demzufolge wird nicht eine Schale ganz besetzt, bevor die nächste Schale angebrochen wird. Die Besetzung der Schalen kann man aus Schaubild unten entnehmen.

Q	7s	◀7p		
P	6s	6p	6d	
O	5s	5p	5d	5f
N	4s	4p	4d	4f
M	3s	3p	3d	
L	2s	2p		
K	1s			
	s	p	d	f

2.2 Regeln zum Auffüllen der Elektronenschalen

2.2.1 Pauli-Prinzip



Ein Atom darf keine Elektronen enthalten, die in allen vier Quantenzahlen übereinstimmen, weil sie sonst nicht mehr unterscheidbar sind. D.h. das ein Elektronenorbital nur von maximal zwei Elektronen besetzt sein darf.

2.2.2 Hundsche Regel



Es wird zuerst jedes Orbital einer Schale so besetzt, daß in jedem Orbital sich ein Elektron befindet. Danach wird mit den Elektronen entgegengesetzten Spins aufgefüllt. Zu dieser Regel gibt es Unregelmäßigkeiten in den Nebengruppen.

2.3 Aufbau des Periodensystems

Auf der nächsten Seite befinden sich die ersten vier Perioden des Periodensystems⁸.

⁸Die Abkürzung für Periodensystem ist **PSE**

3 Chemische Bindungen

3.1 Ionisierungsenergie

Die Ionisierungsenergie ist die Energie, die benötigt wird um ein Elektron eines Atoms oder Ions abzuspalten. Die Ionisierungsenergie steigt, je mehr Elektronen schon abgespalten sind. Sie steigt rapide an, wenn eine neue Schale angebrochen werden soll.

3.2 Elektronenaffinität

Die Elektronenaffinität ist das Gegenstück zur Ionisierungsenergie. Sie bezeichnet die Stärke des Bestrebens der Aufnahme eines Elektrons durch ein Atom oder Ion.

Ionisierungsenergie und Elektronenaffinität sind auf einzelne alleinstehende Atome oder Ionen bezogen. Die Elektronegativität ist hingegen auf eine Verbindung meistens zwischen zwei unterschiedlichen Atomen bezogen. Somit ist Ionisierungsenergie und Elektronegativität nicht das gleiche.

3.3 Elektronegativität

Elektronegativität ist das Maß für die Fähigkeit eines Atoms Elektronen einer (Atom-) Bindung anzuziehen. Sie ist nur sehr unscharf definiert, da sie nur aus empirischen Daten berechnet wurde. Elektronegativitätswerte gelten nur zwischen zwei Atomen. Elektronegativitätswerte für einzelne Atome gibt es nicht. Da die Elektronegativität eine Bezugsgröße ist, ist der Elektronegativitätswert von Fluor, dem Atom mit der stärksten Reduktionsfähigkeit, mit 4 festgelegt worden:

$$\chi_F = 4$$

Man kann den Elektronegativitätswert wie folgt abschätzen:

$$EN = \frac{I + EA}{2}$$

$$\frac{\chi_X}{\chi_F} = \frac{EN_X}{EN_F} \Leftrightarrow \chi_X = 4 \cdot \frac{EN_X}{EN_F}$$

EN ist hierbei der vorläufige Elektronegativitätswert, welcher noch bezüglich Fluor genormt wird. I ist die Ionisierungsenergie und EA die Elektronenaffinität.

Linus Pauling wählte folgende Berechnung der Elektronegativitätswerte anhand von Versuchen:

$$96(\chi_A - \chi_B)^2 = E_{Diss}(AB) - \frac{E_{Diss}(A_2) + E_{Diss}(B_2)}{2}$$

Dabei kommt der Faktor 96 aus der Umrechnung von kJ/mol in eV. Man berechnet den Elektronegativitätswert, indem man die Dissoziationsenergie der einzelnen „Atome“ von der Dissoziationsenergie der Verbindung abzieht. Man sieht klar, daß ein Elektronegativitätswert χ benötigt wird, um den anderen zu bestimmen.

3.4 Elektronegativitätswerte im Periodensystem

Wegen der Gleichung (Coulombgesetz)

$$F = \frac{Z_{eff}e^2}{r^2}$$

nimmt die Anziehungskraft mit der die Elektronen angezogen werden, mit wachsender Atomgröße ab. Somit sinken die Elektronegativitätswerte von oben nach unten in der Reihe. Die Elektronegativitätswerte in der Periode von links nach rechts jedoch nehmen zu, da es immer schwerer wird aus der immer mehr vollständigen und damit immer energiegeüngerigen Außenschale ein Elektron zu lösen und die Atome lieber ein Elektron anziehen.

3.5 Elektronegativitätsdifferenz als Kriterium der Art der Verbindung



Ist die Elektronegativitätsdifferenz zwischen zwei gebundenen Atomen

0 (d.h. es sind dieselben Atome) und $\chi_X > 1,7$	so ist die Bindung eine kovalente Bindung.
0 und $\chi_X < 1,5$	so liegen alle Atome in einer metallischen Bindung vor.
< 2	so ist die Bindung eine polare kovalente Bindung.
> 2	so ist die Bindung eine Ionenbindung.

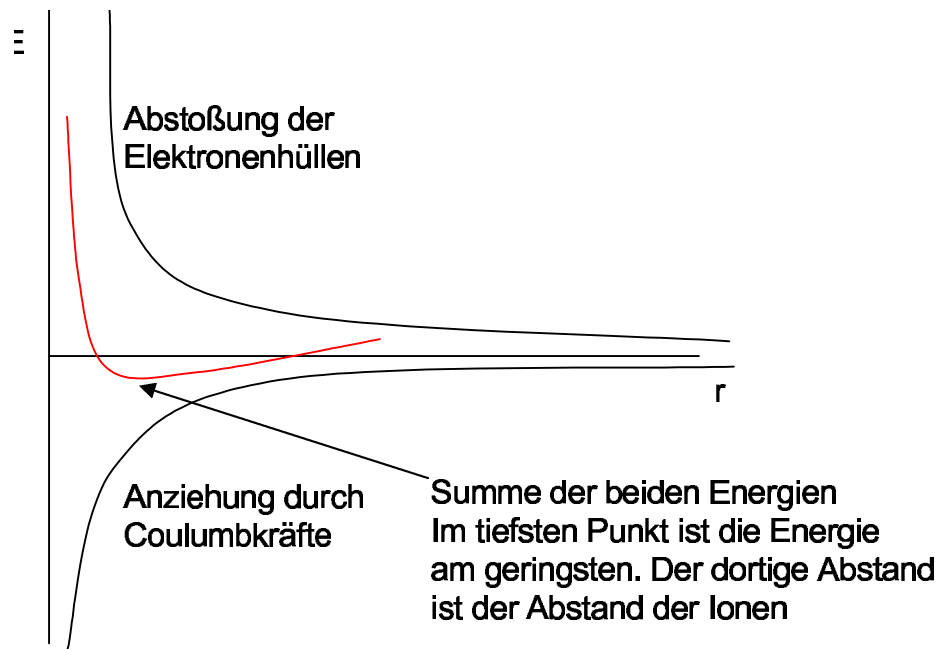
3.6 Ionenbindungen

3.6.1 Ladung und Namen von Ionen

Positiv geladene Ionen werden als Kationen bezeichnet. Negative als Anionen. Um die Ladung der Ionen zu kennzeichnen schreibt man meistens ein + oder - Zeichen als Exponenten hinter das Atomsymbol des Ions. Z.B.: Na^+ , Cl^- , Ca^{2+}

3.6.2 Kräfte zwischen Ionen

Ionen ziehen sich gegenseitig an. Hierbei ist die Anziehungskraft nicht in eine Richtung wirksam, sondern sie verteilt sich auf den gesamten Raum. Sie wird beschrieben durch das Coulombsche Gesetz (vgl. Borsches Atommodell) Es lagern sich möglichst viele andersgeladene Ionen um ein Ion. Die Anzahl der Ionen die sich um ein Ion herumlagern ist von der Größendifferenz beider Ionen abhängig und bestimmt die Kristallstruktur. Ionen stoßen sich jedoch auch gegenseitig ab, da sich die Elektronenhüllen beider Ionen abstoßen. Deshalb berühren sich die Ionen im Kristallgitter nicht, bilden aber trotzdem eine feste, schwer zu lösende Bindung, weshalb Kristalle spröde sind und einen hohen Schmelzpunkt haben.



3.6.3 Verschiedene Kristallstrukturen

Es gibt verschiedene Ionenkristallstrukturen. Da sich immer die gleiche Anzahl an andersgeladenen Ionen um ein Ion lagern kann, ergibt sich daraus eine Struktur, die sich in der eckigen Struktur von Kristallen niederschlägt.

3.6.4 Andere Kristalle

Neben Ionenkristallen gibt es jedoch auch noch andere Kristalle. Dies können

- Atomkristalle,
- Molekülkristalle
- oder Kovalentkristalle sein.

Atomkristalle und Molekülkristalle bilden sich, wenn verschiedene Atome oder Moleküle kristallisieren. Atomkristalle sind z.B. Metalle oder bei tiefen Temperaturen Edelgase. Molekülkristalle sind z.B. Methan oder Zucker. In Atom und Molekülkristallen wirken zwischenmolekulare Kräfte, welche für die Kristallisation verantwortlich sind. In Kovalentkristalle sind jedoch die Bindungen der Moleküle oder Atome untereinander für die Kristallstruktur verantwortlich. Z.B. ist Diamant, Quarz oder Silizium ein Kovalentkristall.

3.6.5 Gitterenergie

Nähern sich Ionen im Raum und nehmen sie ein Kristallgitter ein, so wird Gitterenergie frei. Haben Stoffe eine hohe Gitterenergie, so ist ihr Kristallgitter sehr fest. Al_2O_3 hat zum Beispiel eine unglaublich hohe Gitterenergie, weshalb es sehr fest ist und sogar zum Schleifen benutzt werden kann. Je höher die Gitterenergie ist, desto schlechter läßt sich das Salz auch in Wasser auflösen.



3.6.6 Born-Haber-Zyklus

Bei der Reaktion von z.B. Natrium mit Chlorid sind verschiedene Energien von Nöten, damit die Reaktion überhaupt abläuft. Im Born-Haber-Zyklus sind die Energien aufgelistet, die benötigt werden, um die einzelnen Atome in einem reaktionsfähigen Zustand zu bringen. Weiterhin sind hier auch die Energien enthalten, die bei der letztendlichen Reaktion wieder frei werden.

Reaktion	Energie	Abkürzung
$Na(s) + \frac{1}{2}Cl_2(g) \rightarrow Na(g) + \frac{1}{2}Cl_2(g)$	Sublimationsenthalpie von Na	ΔH_{Sub}
$\frac{1}{2}Cl_2 \rightarrow Cl$	Dissoziationsenthalpie von Cl	ΔH_{Diss}
$Na(g) + Cl(g) \rightarrow Na^+(g) + e^- + Cl(g)$	Ionisierungsenergie von Na	ΔH_{Ion}
$Na^+(g) + e^- + Cl(g) \rightarrow$ $Na^+(g) + Cl^-(g)$	Elektronenaffinität von Cl	ΔH_{Ea}
$Na^+(g) + Cl^-(g) \rightarrow NaCl$	Gitterenergie von NaCl	ΔH_{Gitter}
Alles zusammen:	Reaktionsenthalpie	ΔH_f

Alle freiwerdenden Energien sind negativ. Alle benötigten Energien positiv.

3.6.7 Solvatationsenergie (Hydratationsenergie) und Dissoziationsenergie

Die **Solvatationsenergie** ist diejenige Energie die freigesetzt wird (**negativer Wert**) wenn ein Stoff in Lösung geht. Stoffe können sich in unterschiedlichen Stoffen lösen. Speziell für Wasser heißt die Solvatationsenergie auch **Hydratationsenergie**.

Die **Dissoziationsenergie** ist die Energie, welche benötigt wird (**positiver Wert**) um das Kristallgitter zu trennen.

3.6.8 Lösungsenthalpie

Bei manchen Ionenkristallen wird Energie frei, wenn man sie auflöst, (d.h. die Lösungsenthalpie ist negativ). Hierbei überwiegt die Solvatationsenergie. Bei manchen Kristallen wird Energie dem umgebenden System entzogen, (d.h. die Lösungsenthalpie ist positiv) wenn man sie auflöst. Hierbei überwiegt die Dissoziationsenergie. Das dieser Vorgang überhaupt abläuft ist der Entropie zu verdanken. Da gelöste Ionen „unordentlicher“ angeordnet sind, wird dieser Zustand eingenommen.

Beim Auflösen kann die Lösung also entweder wärmer oder kälter werden.

3.6.9 Salze sind Elektrolyte

Elektrolyte sind Leiter von Elektronen. Salze in ungelöster Form leiten den elektrischen Strom nicht, da die Ionen fest im Kristallgitter sind. Salze in gelöster Form oder in geschmolzener Form jedoch leiten den Strom, da die Ionen beweglich sind.

3.7 Atombindungen

3.7.1 Lewisformeln

Atome haben eine äußere Elektronenschale, die **Valenzelektronenschale** genannt wird. In dieser befinden sich die Elektronen, die bei chemischen Reaktionen von Bedeutung sind. Diese Elektronen werden nun in Lewisformeln eingezeichnet und zwar verwendet man einen Punkt \cdot für einzelne Elektronen, einen Strich $-$ für ein Elektronenpaar. Lewis nahm an, daß sich Atome, die eine Bindung zueinander haben, sich Elektronen teilen. Man kann ein Elektronenpaar zwischen zwei Atome zeichnen, als

Zeichen das es ein bindendes Elektronenpaar ist. Man erhält so die **Lewisformeln** auch **Valenzstrichformeln** genannt.

3.7.2 Oktettregel

Atome versuchen ihre Elektronen so zu teilen, daß sie **möglichst 8 Elektronen** in der Außenschale haben. Dies ist zwingend notwendig für die Elemente Fluor, Sauerstoff, Stickstoff und Kohlenstoff in der ersten Achterperiode. Diese Elemente haben als **Bindungsordnung** die **Anzahl der Elektronen**, die ihnen **fehlen**.

3.7.3 Ausnahmen von der Oktettregel

Elemente, die schon Edelgaskonfiguration haben, können (meistens) keine Bindungen zu anderen Elementen eingehen.

Lithium kann 1 Elektron aufnehmen. Beryllium 2, da ein p-Orbital mit besetzt wird. Bor kann 3 Elektronen aufnehmen, da zwei p-Orbitale mit besetzt werden. Die Bindigkeit ist jeweils 1,2 und 3.

Atome die aus höheren Perioden stammen (wie z.B. Schwefel oder Phosphor können auch d-Orbitale einfach mit Elektronen auffüllen, weshalb diese auch mehr als 8 Elektronen in der Valenzelektronenschale haben können.

3.7.4 Bestimmung der Bindungsordnung mit Hilfe der Lewisformeln

Um die Oktettregel zu erfüllen, müssen manche Atome mehrere Bindungen zu anderen Atomen eingehen. So hat zum Beispiel CO_2 zwei Doppelbindungen, da ansonsten weder das Kohlenstoffatom die Oktettregel erfüllt noch die beiden Sauerstoffatome. CO hat sogar eine Dreifachbindung. Ein freies Elektronenpaar des Sauerstoffatoms wird noch als Bindungspaar herangezogen, da ansonsten Kohlenstoff nicht die Oktettregel erfüllt (Dative Bindung). So kann man mit Hilfe der vier Elemente der ersten Achterperiode, die streng die Oktettregel erfüllen, die Bindungsordnung bestimmen.

3.7.5 Formale Ladungen

Formale Ladungen sind rein fiktive Ladungen und haben praktisch keine Bedeutung. Ladungen befinden sich in einem Molekül (außer bei Ionen) nicht auf einer Seite des Moleküls, sondern Elektronen werden nur in eine Richtung etwas „gezogen“ (siehe Partielle Ladungen).

Die Formale Ladung wird bestimmt, in dem alle Bindungen einfach in der Mitte geschnitten werden, so daß von jedem bindenen Elektronenpaar jeweils ein Elektron dem einen und das andere dem anderen Atom zufällt. Dann werden die Elektronen gezählt. Hat das Atom mehr Elektronen als im Urzustand, so ist es negativ. Hat es weniger positiv.

Man schreibt

+ oder - .

Es kann passieren, daß formale Ladungen in einem Molekül nicht wieder ausgeglichen werden. Dieses Molekül ist dann ein Ion wie zum Beispiel das Carbonat-Ion oder das NO_3 -Ion.

3.7.6 Partielle Ladungen

Partielle Ladungen sind tatsächliche Ladungen. Zieht ein Atom des Moleküls wegen seiner höheren Elektronegativität die Bindungselektronen mehr an als andere Atome,

so ist es negativ geladen und die anderen Atome positiv. Man schreibt:

$$\delta^+ \text{ und } \delta^-$$

So ist zum Beispiel beim Wasser, das Sauerstoffatom partiell negativer geladen, als die Wasserstoffatome.

3.7.7 Mesomere Grenzformeln

Es gibt Moleküle und Ionen, bei welchen Doppelbindungen und freie Elektronenpaare auf verschiedene Art und Weise angebracht werden können. Diese Moleküle haben eine Mesomerie. Nicht eine Möglichkeit der Anordnung der Elektronenpaare wird gewählt, sondern alle gleichzeitig, wobei alle Möglichkeiten ineinander verwischt sind und die mit den Lewisformeln oben gezeichnete Formeln nur Grenzformeln sind, welche fast nie eintreten.

Verschiedene Mesomere Grenzformeln haben

- die gleiche Geometrie
- vergleichbare Energie der Strukturen
- die gleiche Summe an freien Elektronenpaaren, bindenen Elektronenpaaren und die gleiche Summe der formalen Ladungen
- immer negative partielle Ladungen an den elektronegativsten Elementen.

Bei mesomeren Grenzformeln dürfen die Elektronenpaare zwischen den gezeichneten Grenzstrukturen nicht über einen Zwischenzustand ohne diesen zu zeichnen, hüpfen.

3.7.8 VB-Theorie (Valence Bond-Theorie)

Die experimentell bestimmte Bindungsenergie von H_2 beläuft sich auf $-458 \frac{kJ}{mol}$. Die VB-Theorie beschreibt, wie diese Energie zustandekommt.

A,B: Atomorbitale
1,2: Elektronen

Wellengleichung und Energie	Erklärung
$\Psi = \Psi_{A(1)} \cdot \Psi_{B(2)}$ $-24 \frac{kJ}{mol}$	Beide Atomorbitale werden multipliziert, um das Molekülorbital zu bekommen. Der einfache Multiplikative Ansatz liefert jedoch recht wenig Energie. Es muß mehr Energie entstehen.
$\Psi = \Psi_{A(1)} \cdot \Psi_{B(2)} + \Psi_{A(2)} \cdot \Psi_{B(1)}$ $-303 \frac{kJ}{mol}$	Der Multiplikative Ansatz mit Austauschenergie wurde von Heitler und London 1927 aufgestellt. Sie nahmen an, daß die Elektronen nicht nur in einem Atom im Molekül bleiben, sondern zwischen den einzelnen Atomen wandern können. Somit wird der Bereich, in welchem das Elektron anzutreffen ist, größer und das Molekül stabiler und demnach energieärmer.
verringert sich auf $-365 \frac{kJ}{mol}$	Durch das jeweils andere Elektron wird für das eine Elektron die Kernladung abgeschirmt . Dadurch kann das Elektron weitere Energie abgeben.
$\Psi = \Psi_{A(1)} \cdot \Psi_{B(2)} + \Psi_{A(2)} \cdot \Psi_{B(1)} + \lambda \Psi_{H^+H^-} + \lambda \Psi_{H^-H^+}$ weitere Verbesserung auf $-388 \frac{kJ}{mol}$ erreicht aber $-458 \frac{kJ}{mol}$ nicht	Durch die relativ geringe Wahrscheinlichkeit, daß beide Elektronen zugleich an einem Kern sein können, man spricht hierbei von Ionischen Strukturen , kann die Energie weiter verbessert werden.

3.7.9 LCAO-Methode (Linearkombination von Atomorbitalen)

Um eine Näherung des Molekülorbitals zu erstellen, werden bei der LCAO Methode zwei Atomorbitale als bindendes Molekülorbital addiert oder als antibindendes Molekülorbital subtrahiert. Betrachten wir die Molekülorbitale der beiden Moleküle A und B:

$$\Psi_b = \Psi_A + \Psi_B$$

$$\Psi_a = \Psi_A - \Psi_B$$

Um die Gesamtfunktion Ψ aller Molekülorbitale zu erhalten, werden alle besetzten Molekülorbitale miteinander multipliziert. Beim molekularem Wasserstoff H_2 sind zwei bindende Molekülorbitale vorhanden, welche jeweils von einem Elektron besetzt sind:

$$\Psi_{H_2} = \Psi_{b(1)} \cdot \Psi_{b(2)} = (\Psi_{A(1)} + \Psi_{B(1)}) \cdot (\Psi_{A(2)} + \Psi_{B(2)}) =$$

$$\underbrace{\Psi_{A(1)}\Psi_{B(2)} + \Psi_{B(1)}\Psi_{A(2)}}_{\text{Kovalent}} + \underbrace{\Psi_{A(1)}\Psi_{A(2)} + \Psi_{B(1)}\Psi_{B(2)}}_{\text{Ionisch}}$$

3.7.10 Verschiedene Molekülorbitale

Molekülorbitale bilden sich also folglich durch Überlappung von Atomorbitalen. Es gibt s,p,d usw. Atomorbitale. Nur positive Orbitalteile, die sich überlappen, können eine Bindung bilden. Überlappt ein positiver Teil gleichermaßen einen positiven Teil und einen negativen Teil eines anderen Atomorbitals, so gibt es keine Bindung. Es gibt zwei verschiedene Arten von Bindungen:

σ -Bindung	Die Atomorbitale überlappen sich, indem das eine Orbital an das andere am Ende angelegt wird. Eine σ -Bindung ist z.B. wenn ein p-Orbital an ein s-Orbital angefügt wird, indem das p-Orbital quer gelegt wird und das s-Orbital an einem Ende überlappt. Die Schreibweise für das gerade vorgestellte Orbital ist σsp . Genauso gibt es auch $\sigma 2p$ -Molekülorbitale.
π -Bindung	Diese Bindung wird erzeugt, indem sich zwei Atomorbitale längs aneinander legen. Zum Beispiel kann ein p-Orbital ein anderes p-Orbital längs überlappen, indem der positive Teil durch den positiven Teil und der negative durch den negativen Teil überlappt wird. Ein solches Orbital nennt man $\pi 2p$ -Orbital.

3.8 Metallbindungen

3.8.1 Eigenschaften von Metallen

- undurchsichtig
- gute elektrische und thermische Leiter
- gut verformbar
- all dies bleibt auch im flüssigen Zustand erhalten

3.8.2 Elektronengas

In Metallen gibt es ein Elektronengas. Jedes Metallatom gibt seine Elektronen aus der äußersten Schale an dieses Elektronengas ab. Das Elektronengas ist für die hohe elektrische Leitfähigkeit verantwortlich, da die Elektronen hoch beweglich sind und über den ganzen Metallkörper delokalisiert sind.

Metalle sind **Elektronenmangelsysteme**. Es gibt viel weniger Elektronen, als Molekülorbitale vorhanden sind, da jedes Atom ein ganzes Band an Molekülorbitalen hat, weil die Elektronen beliebigen Abstand von diesem Atom mit Hilfe der anderen Atome einnehmen können. Die Elektronen können sich quasi in einem **Energieband** bewegen.

3.8.3 Leiter, Halbleiter, Isolator

Die Leitfähigkeit eines Stoffes ist abhängig davon, ob es Elektronen in einem Leitungsband transportieren kann oder nicht.

- **Leiter**: Metalle sind gute Leiter, da ihr **Valenzband** das **Leitungsband** überschneidet⁹. Somit können Elektronen durch das Elektronengas transportiert werden. Wenn die Temperatur zunimmt, leiten diese Metalle immer schlechter. Die Elektronen fangen an, immer schneller zu werden und auch in die Atomrümpfe sich zu streuen, weshalb sie nicht mehr im Leitungsband vorhanden sind.

⁹So überschneidet bei Lithium beispielsweise das halbbesetzte 2s-Band das 2p-Band.

- **Eigenhalbleiter:** Bei Eigenhalbleitern ist das **Valenzband** zwar voll besetzt, doch es überlappt sich mit dem Leitungsband nicht. Es gibt eine kleine **Bandlücke**. Diese kann jedoch bei Hitze überbrückt werden, indem angeregte Elektronen in das Leitungsband springen und somit den Strom leiten.
- **Isolatoren:** Bei Isolatoren sind Valenzband und Leitungsband zu weit auseinander. Die Bandlücke ist zu groß, weshalb auch bei Anregung der elektrische Strom nicht geleitet wird.

3.8.4 Dotierte Halbleiter

Silizium wird für die Herstellung von Computerchips gebraucht. Dies ist deshalb so, weil Silizium ein Halbleiter ist. Silizium leitet den Strom im Urzustand nicht. Allerdings können in das Siliziumgitter (Silizium ist wie Kohlenstoff vierbindig) Fremdatome eingelassen werden:

- Man kann ein Arsenatom (As) einfügen. Dieses liegt eine Hauptgruppe höher als Silizium und ist somit eigentlich fünfbändig. Es kann ein Elektron an das Gitter abgeben¹⁰, da es relativ leicht aus der Schale zu entfernen ist. Dieses Elektron verursacht dann die Leitung. Man nennt ein solches Atom **Donatoratom** und den Halbleiter **n-Halbleiter**.
- Man kann auch ein Indiumatom (In) einfügen. Dieses hat ein Elektron weniger als Silizium und nimmt sich deshalb gerne vom Silizium ein Elektron¹¹. Es entstehen im Valenzband des Siliziums **Defektelektronen**, welche auch den elektrischen Strom leiten können. Einen solchen Halbleiter nennt man **p-Halbleiter**.

Zum herstellen von Computerchips benötigt man hochreines Silizium. Dieses erhält man, indem man das Silizium durch Reaktion chemisch von Verunreinigungen trennt:



$SiHCl_3$ ist **Silicchloroform**.

3.9 Theorien und Modelle zur Erklärung der Struktur von Molekülen mit Atombindungen

Es gibt verschiedene Theorien, nach welchen sich die Struktur der Moleküle bestimmen lassen. Auch mit den obigen Molekülorbitalen läßt sich schon einiges voraussagen.

3.9.1 Hybridisierung

Die Hybridisierung ist ein Modell, mit welchem sich die Geometrie von Molekülen erklären kann. Dabei mischt man die einzelnen vorhandenen Atomorbitale zu einem Orbital zusammen, welches dann andere geometrische Struktur hat.

Zur Bezeichnung des Mischorbitals nennt man alle Ausgangsorbitale mit ihren Kleinbuchstaben und schreibt an jedes Ausgangsorbital, wie oft Orbitale von diesem Typ in die Mischung mit einfließen. Als Beispiel ergibt die Mischung von einem s-Orbital und 3 p-Orbitalen das s^1p^3 -Orbital, wobei man die 1 auch weglassen kann.

Tabelle der häufigsten hybridisierten Orbitale, ihre geometrische Struktur, sowie einige Stoffe in denen sie vorkommen:

¹⁰Also wird aus $As As^+$.

¹¹Also wird aus $In In^-$.

Oribtal	Geometrie	Vorkommen
sp	linear	$CO_2, HCN, HgCl_2, BeCl_2$
dp	linear	$XeF_2, XeCl_2$
sp^2	triagonal planar	$SO_3, NO_3^-, CO_3^-, BCl_3$
sp^3	tetraedisch	$H_2O, NH_3, NH_4^+, CH_4, SO_4^{2-}, XeO_4$
sp^2d	quadratisch	
sp^3d	triagonal bipyramedial	$PCl_5, PF_5, SbCl_5$
sp^3d^2	oktaedisch	SF_6
sp^3d^3	pentagonal-bipyramedial	IF_7

Hinweis: Das d-Oribtal des sp^3d -Orbitals ist das d_{z^2} -Oribtal, also die Hantel mit dem Ring. Bei weiter steigender Anzahl von eingemischten d-Oribtalen werden „normale“ d-Orbitale mit hinzugemischt.

Bei organischen Molekülen treten auch Hybridisierungen auf. So ist das Methanmolekül CH_4 wie oben schon beschrieben sp^3 -hybridisiert und ein Tetraeder. Ist ein Kohlenstoffatom mit vier anderen Bindungspartnern versehen, so ist es sp^3 -hybridisiert. Mit der sp^3 -Hybridisierung läßt sich auch die gewinkelte Struktur einer Kohlenstoffkette beschreiben. Die Atome hängen nicht gerade, wie auf einer Perlenschnur aufgereiht, sondern sie sind zickzackförmig angereiht. Dies kommt zu stande, in dem ein weiteres C-Atom immer an einer Ecke des Tetraeders hängt und nicht an der Seite. Kommen in organischen Verbindungen Doppelbindungen an C-Atomen vor, so ist das C-Atom sp^2 -hybridisiert. An dieser Doppelbindung ist ein s-Orbital und ein p-Orbital beteiligt, während die beiden anderen Orbitale weiterhin zur Bindung von Substituenten zur Verfügung stehen. Doppelbindungen verursachen keine gewinkelte Struktur mehr. Weiterhin lassen sie das Atom starr werden, so daß es sich um die Doppelbindung nicht mehr drehen kann und planar ist. Eine Dreifachbindung wird durch ein s-Oribtal und zwei p-Orbitale eines sp -hybridisierten Orbitals gebildet. Hierbei ist das Molekül eine Gerade.

3.9.2 Valenzschalen-Elektronenpaar-Abstoßungs-Modell (VSEPR)

VSEPR = Valence shell electron pair repulsion

Regeln:

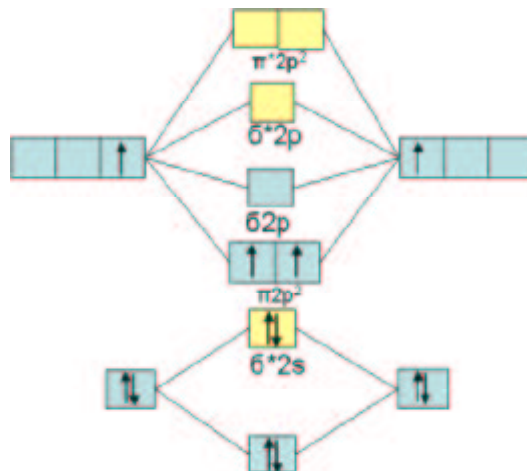
- Die Elektronen/Liganden ordnen sich mit maximalem Abstand auf der Kugeloberfläche um das Zentralatom zueinander an.
- Einsame Elektronenpaare beanspruchen mehr Raum als bindende Elektronenpaare (also Atome)
- Doppelbindungen beanspruchen mehr Raum als Einfachbindungen.
- Der Raumbedarf eines Liganden wird mit steigender Elektronegativität kleiner.

Tabelle der Strukturen:

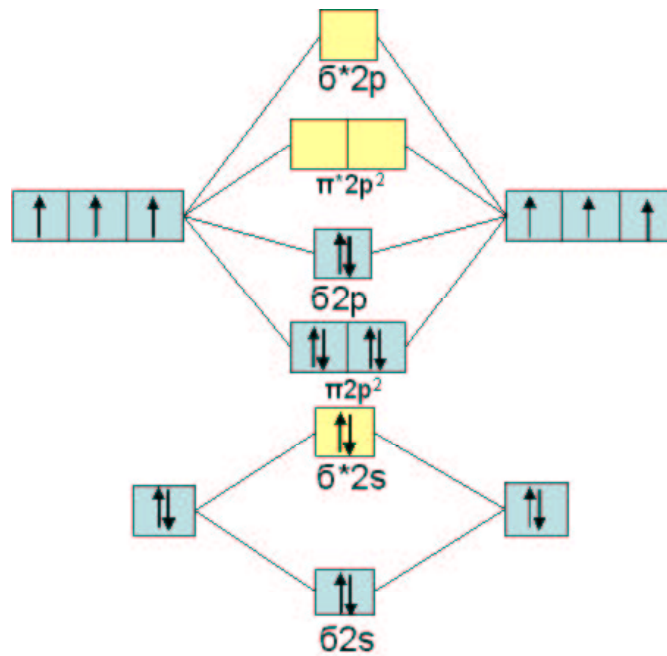
Elek.-paare	Geometrie der Elektronenpaare	Molekültyp	Molekülgestalt	Beispiele
2	linear	AB_2	linear	$HgX_2, ZnX_2, BeCl_2$
3	dreieckig-planar	AB_3 AB_2E	dreieckig-planar V-förmig	BX_3, GaI_3 $SnCl_2$
4	tetraedisch	AB_4 AB_3E AB_2E_2	tetraedisch trigonal-pyramedial V-förmig	CX_4, BeX_4^{2-}, NX_4^+ NX_3, H_3O^+, PX_3 H_2O, OX_2, SX_2
5	triagonal-bipyramedial (tetraedisch -bipyramedial)	AB_5 AB_4E AB_3E_2 AB_2E_3	triagonal-bipyram. tetraedisch-verzerrt T-förmig linear	PCl_5, PF_5, SbX_5 SF_4, SCl_4, SeF_4 ClF_3, BrF_3 XeF_2, ICl_2^-, I_3^-
6	oktaedrisch (quadratisch -bipyramedial)	AB_6 AB_5E AB_4E_2	oktaedrisch quadratisch-pyram. quadratisch-planar	$SF_6, SeF_6, PCl_6^-, PF_6$ ClF_5, BrF_5, IF_5 XeF_4
7	pentagonal-bipyramedial	AB_7	pentagonal-bipyram.	IF_7, TeF_7^-

3.9.3 Molekülorbital-Theorie (MO-Theorie)

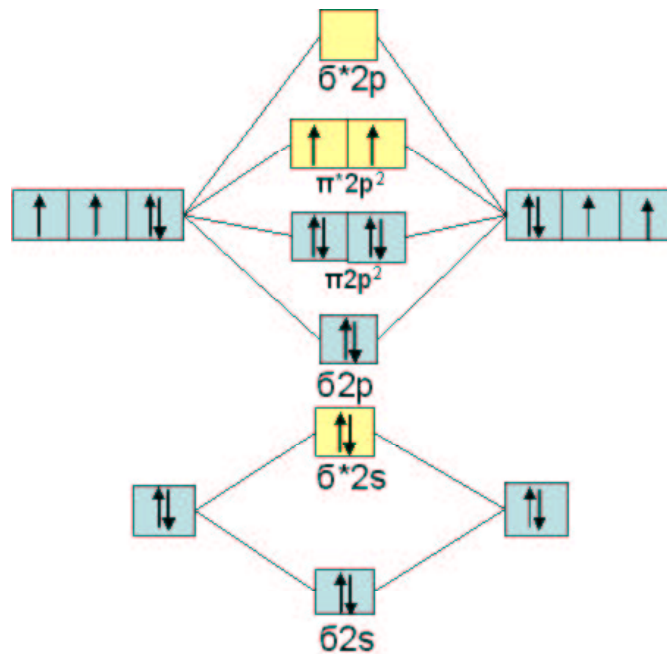
Mit der Molekülorbitaltheorie läßt sich nicht die Geometrie einer Verbindung voraussagen. Dafür kann man jedoch die Bindungsordnung aus der Besetzung der Molekülorbitale berechnen, sowie ersehen, ob ein Molekül **paramagnetisch** oder **diamagnetisch**. Das Standardmolekülorbitalschema für ein Molekül mit zwei gleichen Atomen am Beispiel von Dibor (B_2):



Bei Distickstoff (N_2) rutscht das antibindende σ^*2p über das antibindene π^*2p^2 -Orbital:

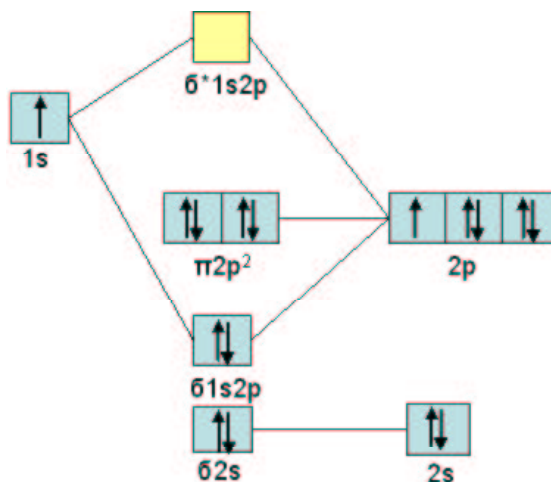


Bei Sauerstoff und Fluor rutscht dann das $\sigma2p$ -Orbital unter die beiden bindenden π -Orbitale. Im Folgenden das MO-Schema von Sauerstoff:



Sauerstoff hat die paramagnetische Eigenschaft. Dies ist daraus zu erkennen, daß das Molekül in den beiden antibindenden πp -Orbitale nur ein Elektron hat. Paramagnetisch heißt hier, daß das Molekül auf Magnetismus reagiert und selbst auch magnetisch ist.

Wenn ein Atom der Bindung eine höhere Elektronegativität hat als das andere, dann wirkt sich dies auf die Energie der Atomorbitale aus, indem die Atomorbitale des elektronegativeren Atoms geringe Energie haben. Als Beispiel sei das MO-Schema von HF gegeben:



Das Beispiel von Fluorwasserstoff ist das einfachste Beispiel. Verbindungen zwischen Elementen der zweiten Periode selbst sind auch noch verhältnismäßig einfach. Schwierig wird es bei Elementen aus unterschiedlichen Perioden.

Wenn zwei Verbindungen das selbe MO-Schema haben, dann nennt man diese beiden Verbindungen **isoelektronisch** zueinander.

Berechnung der Bindungsordnung:

(N_b : Anzahl der Elektronen in bindenden MO.

N_a : Anzahl der Elektronen in nichtbindenden MO.)

$$BO = \frac{N_b - N_a}{N_{\text{Bindungspartner}}}$$

4 Erscheinungsformen von Elementen oder Stoffen

4.1 Allotropie

Erscheinung, daß ein Element (d.h. es müssen alle Atome die gleichen sein) in mehreren verschiedenen Molekülgrößen existiert.

Beispiele:



4.2 Polymorphie

Erscheinung, daß ein Stoff (d.h. es können die Atome des Stoffes gleich sein, der Stoff kann aber auch aus anderen Einheiten aufgebaut sein (ein Molekül bildet eine Einheit)) auf mehrere Art und Weisen vorliegen kann. Bei Polymorphie werden keine einzelnen Moleküle betrachtet, sondern der Stoff als ganzes. Es kann sein, daß sich der ganze Stoff als ein Makromolekül darstellt.

Beispiele:



4.3 Monomer & polymer

Monomer bedeutet, daß jedes Molekül des Stoffes einzeln für sich besteht. **Polymer** bedeutet, daß mehrere Moleküle sich selbstständig zu größeren Molekülen zusammenfinden, bis man sogar riesige Makromoleküle hat, die man mit bloßem Auge sehen kann.

Teil II

Organische Chemie

1 Die organischen Stoffklassen und ihre Nomenklatur

1.1 Alkane

Endung	-an
Beispiel	Methan
Vorsilbe	-yl
Beispiel	2-Methyl-Propan

1.1.1 Aufbau

Alkane sind Stoffe, die aus C und H-Atomen bestehen. Zwischen den einzelnen Atomen bestehen nur Einfachbindungen.

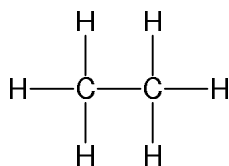
1.1.2 Homologe Reihe der Alkane

Die allgemeine Summenformel der nicht-verzweigten Alkane lautet:

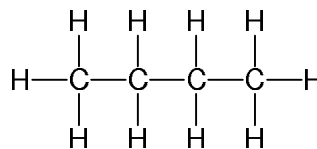
$$C_nH_{2n+2}$$

Summenformel	Name des Alkans	Alkyl-Gruppe	Name der Alkylgr.
CH_4	Methan	$-CH_3$	Methyl-
C_2H_6	Ethan	$-C_2H_5$	Ethyl-
C_3H_8	Propan	$-C_3H_7$	Propyl-
C_4H_{10}	Butan	$-C_4H_9$	Butyl-
C_5H_{12}	Pentan	$-C_5H_{11}$	Pentyl-
C_6H_{14}	Hexan	$-C_6H_{13}$	Hexyl-
C_7H_{16}	Heptan	$-C_7H_{15}$	Heptyl-
C_8H_{18}	Octan	$-C_8H_{17}$	Octyl-
C_9H_{20}	Nonan	$-C_9H_{19}$	Nonyl-
$C_{10}H_{22}$	Decan	$-C_{10}H_{21}$	Decyl-

Struktur zweier Alkane:



Ethan



Butan

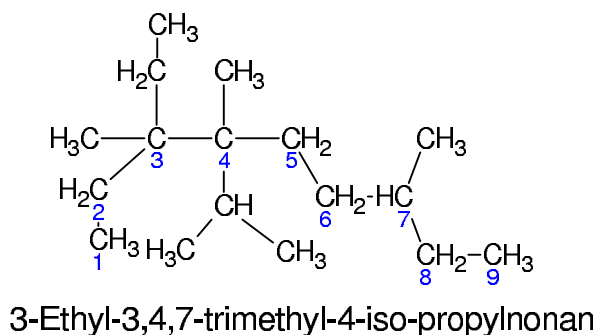
1.1.3 Nomenklaturregeln nach IUPAC

Die Bezeichnung komplizierter verzweigter Alkane und auch anderer organischer Stoffe lassen sich mittels der IUPAC-Regeln ableiten. Für viele Stoffe existieren jedoch immer noch Trivialnamen¹².

¹²Ein erstaunliches Beispiel ist zum Beispiel Wasser. Man kann zu Wasser auch Diwasserstoffoxid sagen.

1. Längste mögliche Kette an C-Atomen finden. Dabei muß man beachten, daß die Kette auch über „Eck“ gehen kann.
2. Kohlenstoffatome in der Kette durchnummerieren. Dabei die Nummerierung wählen, bei denen die Substituenten an den C-Atomen mit den kleinstmöglichen Ziffern hängen.
3. Substituenten benennen und die Benennung der Substituenten in alphabetische Reihenfolge bringen. Achtung: Die Vorsilbe wird bei der alphabetischen Sortierung nicht mit eingeschlossen.
4. *di*, *tri* oder *tetra* vor den Substituentennamen schreiben, wenn er mehrmals auftaucht.
5. Dann die Position vor jeden Substituentennamen schreiben. Taucht dieser Substituent mehrmals auf, alle Positionen mit Kommas getrennt davorschreiben, beginnend mit der kleinsten Ziffer.
6. Namen nach der schon erstellten alphabetischen Sortierung zusammensetzen.

Beispiel:



1.2 Alkene

Endung	-en
Beispiel	Ethen
Vorsilbe	
Beispiel	

1.2.1 Aufbau

Bei Alkenen gibt es im Molekül zwischen zwei C-Atomen **eine** Doppelbindung. Hierbei fallen an beiden an der Doppelbindung beteiligten C-Atomen ein H-Atom weg, so daß die allgemeine Summenformel

$$C_nH_{2n}$$

lautet.

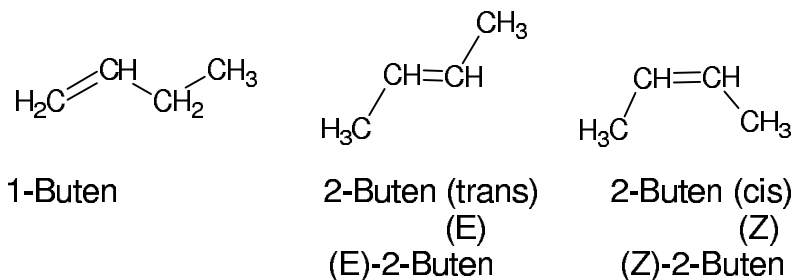
1.2.2 Nomenklatur

In der Bezeichnung der Stoffe wird in der homologen Reihe der **Alkane** das „an“ wegenommen und durch „en“ ersetzt (**Alkene**).

Bei Alkenen tritt ab Buten eine Besonderheit auf: Es gibt mehrere Möglichkeiten, die Doppelbindung im Molekül zu plazieren und somit ist der Name nicht eindeutig. Wir nehmen die Nummer des ersten C-Atoms, an welchem die Doppelbindung hängt, und

stellen diese Ziffer vor den Namen.

Die Doppelbindung des Alkens ist anders als die Einfachbindungen der Alkane nicht drehbar, da sie durch eine π -Bindung und eine σ -Bindung gebildet wird. Es gibt somit eine „cis“ und eine „trans“-Ausrichtung der Substituenten, welche als **Konfigurationsisomere**¹³ bezeichnet werden.



1.3 Diene

Endung	-dien
Beispiel	Das n des Alkannamens wird weggelassen 1-3-Propadien
Vorsilbe	
Beispiel	

1.3.1 Aufbau

Bei Dienen gibt es anders als bei Alkenen mehrere Doppelbindungen zwischen den C-Atomen.

1.3.2 Nomenklatur

Die Position der Doppelbindungen im Namen des Moleküls wird wiederum durch Voranstellen der Nummer des ersten C-Atoms der Doppelbindung gekennzeichnet.

1.3.3 Arten von Doppelbindungen

Es gibt

- kumulierte Diene: Die Reihe der Doppelbindungen wird von Einfachbindungen nicht unterbrochen
- konjugierte Diene: Doppelbindung und Einfachbindung abwechselnd
- isolierte Diene: Doppelbindungen treten nicht zusammen auf.

1.4 Alkine

Endung	-in
Beispiel	2-Propin
Vorsilbe	
Beispiel	

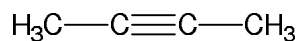
¹³Es gibt **Konforme** und **Isomere**. Zwischen Konformen kann man ohne Reaktion wechseln. Zwischen Isomeren nicht

1.4.1 Aufbau

Das C-Atom kann nicht nur eine Einfach oder Doppelbindung zu einem anderen C-Atom eingehen, sondern es gibt auch Dreifachbindungen. Alle Alkine haben eine Dreifachbindung.

1.4.2 Nomenklatur

Wenn wiederum nicht klar ist, wo die Dreifachbindung sich im Molekül befindet, wird die Ziffer des ersten C-Atoms an welchem die Dreifachbindung hängt vor den Namen geschrieben:

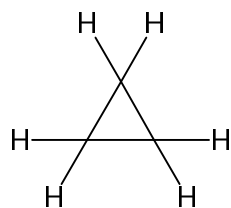


2-Butin

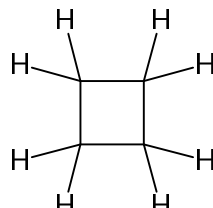
1.5 Zyklische Alkane und Alkene

1.5.1 Beschaffenheit

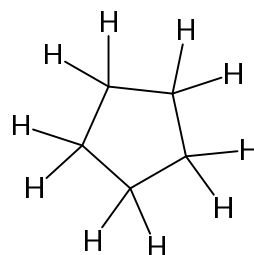
Alkane und Alkene können nicht nur kettenförmig sein, sondern sie können auch Zyklen bilden:



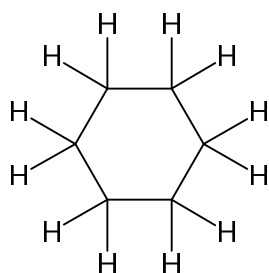
Cyclopropan



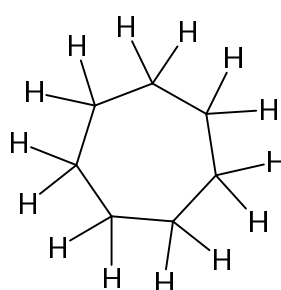
Cyclobutan



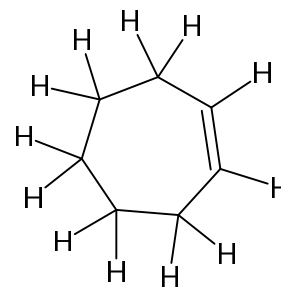
Cyclopentan



Cycloheptan



Cyclohexan



Cyclohexen

Ebenso ist nicht nur ein Zyklus möglich, sondern es sind auch mehrere Zyklen möglich.

1.5.2 Nomenklatur

Es gibt

verbundene (Bicylo)
verbrückte (Bicylo)
und spirozyklische (Spiro)

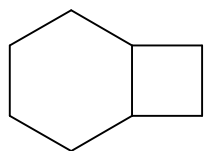
Verbindungen zwischen den beiden Zyklen.

Der Name für das Molekül wird zusammengesetzt aus

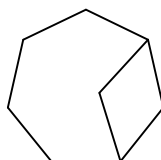
1. dem Namen der Verbindung zwischen den beiden Zyklen (siehe obige Tabelle in Klammern)
2. der Anzahl der freistehenden C-Atome des linken Ringes, der Anzahl der freistehenden C-Atome des rechten Ringes und außer bei spirocyclischen Alkanen die Anzahl der Atome in der Verbrückung. Hierbei werden außer bei spirozyklischen Alkanen immer genau 2 Atome vergessen. Die Schreibweise ist

[links,rechts,Brücke].

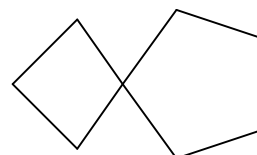
3. der Name des Alkens, der zustandekommt, wenn man die Anzahl aller C-Atome nimmt.



Bicyclo[4,2,0]octan



Bicyclo[4,1,1]octan



Spiro[3,4]octan

1.6 Benzen und Aromaten

1.6.1 Beschaffenheit

Benzen (alter Begriff: Benzol) ist eigentlich ein ringförmiges Molekül aus 6 C-Atomen, bei dem eine Doppelbindung und eine Einfachbindung immer abwechselnd gewählt wird. Jedoch enthält dieses Molekül delokalisierte Elektronen. Die Doppelbindungen sind nur Grenzfälle des Moleküls¹⁴. Da die delokalisierten Elektronen aus den π -Molekülorbitalen kommen, schwebt eine Elektronenwolke über und eine unter dem Molekül, welche dem Molekül spezielle Eigenschaften verleiht. Man nennt diese Eigenschaften „aromatisch“.

1.6.2 Aromatizitätskriterien

Vier Merkmale müssen für Moleküle zutreffen, damit sie die aromatischen Eigenschaften haben:

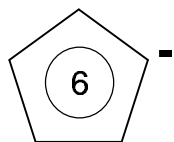
1. Die Atome des Moleküls müssen **koplanar** angeordnet sein, d.h. das Molekül ist eine Scheibe.
2. Die Doppelbindungen sind **zyklisch konjugiert**, d.h. eine Doppelbindung wechselt immer eine Einfachbindung ab und es geht im Kreis herum. Daraus folgt, daß die Elektronen delokalisiert sind.
3. Die **Mesomerieenergie** ist **hoch**, d.h. die mesomeren Grenzformeln haben alle eine höhere Energie als das Realmolekül.
4. Die **Hückel-Regel** wird nicht verletzt. Für die Anzahl x der π -Elektronen gilt:

$$x = 4n + 2 \text{ für } n = 1, 2, 3, \dots$$

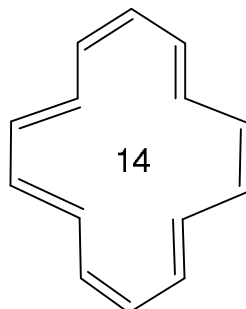
¹⁴Darüber später mehr unter „Wichtige Eigenschaften der Stoffklassen“.

1.6.3 Nichtbenzoide Aromaten

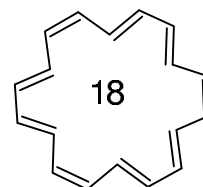
Das Benzen (Benzol) erfüllt die Hückelregel mit $n = 1$. Benzoide Aromaten sind Aromaten bei denen noch beliebige Substituenten an dem Benzen hängen. Nichtbenzoide Aromaten sind hingegen Aromaten, die die Hückelregel mit $n > 1$ erfüllen. Als Beispiel einige nichtbenzoide Aromaten:



Cyclopentadienid-
Anion



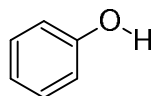
[14]-Annulen



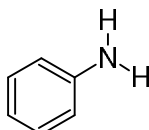
[18]-Annulen

1.6.4 Benzenderivate

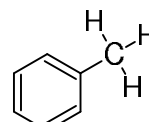
Abgebildet sind einige Benzenderivate mit den entsprechenden Namen. Die Namen sind Trivialnamen und kommen sehr häufig vor:



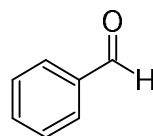
Phenol



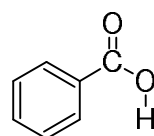
Anilin



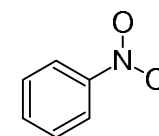
Toluen



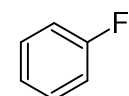
Benzaldehyd



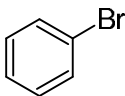
Benzoessäure



Nitrobenzen



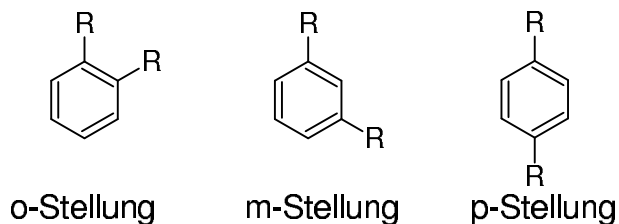
Fluorbenzen



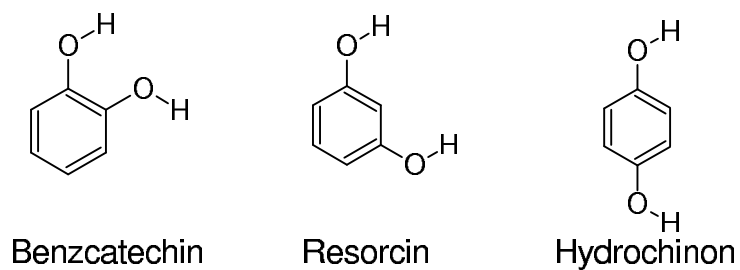
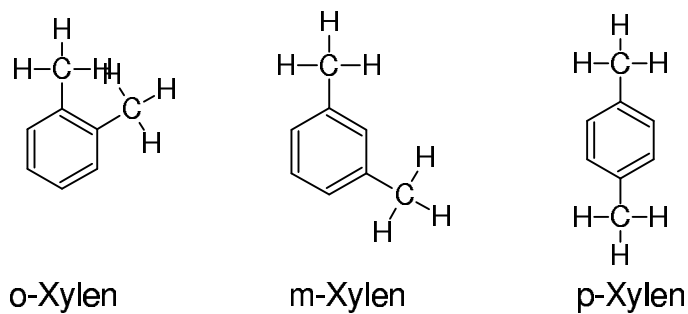
Brombenzen

1.6.5 Nomenklatur der Benzenderivate

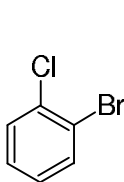
Hängen mehrere Substituenten an einem Benzolmolekül, so können diese mehrere Stellungen zueinander einnehmen. Bei zwei Substituenten gibt es drei mögliche Stellungen:



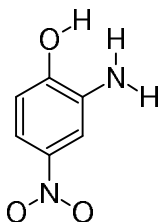
Für sehr häufige Substituentenkonfigurationen gibt es nun Trivialnamen:



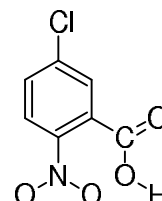
Gibt es keinen Trivialnamen oder sind mehr als 2 Substituenten an dem Benzolring, so wird ein Substituent als Hauptsubstituent selektiert und hierfür der Name des Ringes mit dem Substituenten genommen. Alle anderen Substituenten werden mit möglichst kleinen Nummern, welche an der Stelle mit dem Hauptsubstituenten mit 1 beginnen, nummeriert und vor den Namen gehängt. Hierbei kann es vorkommen, daß ein Substituent mehrmals vorkommt. Wie bei Alkanen muß dann die Vorsilbe „Di“, „Tri“ oder „Tetra“ vorgehängt werden.



1-Brom-2-Chlorbenzen



2-Amino-4-Nitrophenol



5-Chlor-2-Nitrobenzoesäure

1.7 Halogenalkane

1.7.1 Beschaffenheit

Halogenalkane sind Alkane bei denen ein Wasserstoffatom durch ein Halogenatom ersetzt worden ist. Man unterscheidet zwischen drei Typen von Halogenalkanen. Diese Typunterscheidung findet auch bei den Alkoholen Anwendung:



primär



secundär



tertiär

1.7.2 Nomenklatur

Die Nomenklatur der Halogenalkane ist genauso wie die Nomenklatur der Alkane. Der Halogenrest wird als ein Substituent betrachtet, bekommt die kleinste mögliche Nummer und wird in alphabetischer Reihenfolge mit den anderen möglichen Substituenten vor den Namen gehängt.

1.8 Alkanole (Alkohole)

Endung	-ol
Beispiel	3-Pentanol
Vorsilbe	Hydroxy-
Beispiel	1-Hydroxy-Ethanal

1.8.1 Beschaffenheit

Bei Alkoholen gibt es auch primäre, sekundäre und tertiäre Alkohole (s.o.). Statt des Halogens hängt hier eine OH-Gruppe als Substituent an dem C-Atom.

1.8.2 Nomenklatur

Alkohole haben dieselbe Nomenklatur wie Alkane. Falls die Position der OH-Gruppe nicht eindeutig ist, muß wiederum die Positionsbezeichnung vor den Namen gestellt werden.

Es gibt wie bei den Halogenalkanen primäre, sekundäre und tertiäre Alkohole. Die Bezeichnung macht jedoch keine große Mühe. Als längste Kette wird die Kette mit der OH-Gruppe verwendet und dann die anderen Substituenten in alphabetischer Reihenfolge vor den Namen gehängt.

Bei Cycloalkanolen tauchen cis und trans-Orientierungen auf, falls der Ring mehr als einen Substituenten besitzt.

1.9 Diole, Triole, Polyole

Endung	-diol, -triol, -polyol
Beispiel	Ethandiol
Vorsilbe	
Beispiel	

1.9.1 Beschaffenheit

Alkanole mit 2 OH-Gruppen werden Diole genannt. Mit drei Triole und mit mehr Polyole.

1.9.2 Nomenklatur

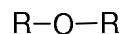
In der Nomenklatur wird „-diol“, „-triol“ oder „-polyol“ hinter den Namen gehängt. Vor den Namen kommt die Positionsbezeichnung aller OH-Gruppen. Diole, Triole oder Polyole haben in zyklischer Konfiguration cis und trans-Orientierungen.

1.10 Ether

Endung	-ether
Beispiel	Dimethylether
Vorsilbe	
Beispiel	

1.10.1 Beschaffenheit

Ether sind ähnlich aufgebaut wie Alkanole. Der Unterschied zu Alkanolen besteht darin, daß statt des Wasserstoffatoms an der OH-Gruppe ein weiterer Alkylrest hängt. Ether sind also C-Atomketten, entweder langkettig oder zyklisch, welche dazwischen O-Atome enthalten.



1.10.2 Nomenklatur

Der Name der Ether wird gebildet, indem man den linken und den rechten Namen des Alkylrestes bestimmt, diese beiden Namen aneinanderhängt und „-ether“ dahinterschreibt. *Ringförmige Ether haben kompliziertere Namen.*

1.11 Ester

Endung	-ester
Beispiel	Essigsäurepropylester
Vorsilbe	
Beispiel	

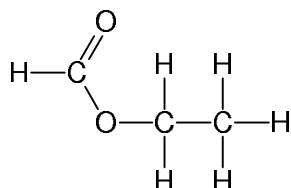
1.11.1 Beschaffenheit

Ester haben in der Kette ein C-Atom, an welchem sich ein Sauerstoffatom mit einer Doppelbindung und ein Sauerstoffatom mit einer Einfachbindung befindet:



1.11.2 Nomenklatur

Die Kette an dem die Estergruppe wie bei einer Carbonsäure hängt, wird als Säure betrachtet und taucht im Namen des Esters als solche auf. Danach wird der Rest, der statt des H-Atoms an der Säure hängt bestimmt und als letztes „-ester“ hinter den ganzen Namen gehängt. Beispiel:



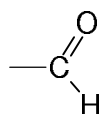
Metansäureethylester

1.12 Aldehyde

Endung	-al
Beispiel	Methanal
Vorsilbe	Formyl-
Beispiel	Formylethanol

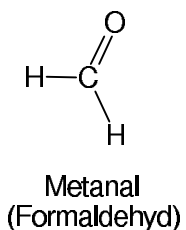
1.12.1 Beschaffenheit

Aldehyde haben eine COH-Gruppe:

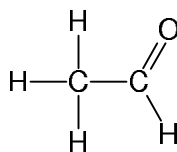


1.12.2 Nomenklatur

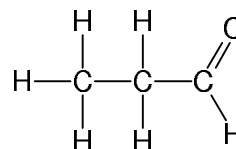
Bei der Namensgebung wird das C-Atom der Aldehydgruppe zur Kette gezählt. Es gelten somit folgende Namen. Die in Klammern angegebenen Namen sind die Trivialnamen, welche auch noch häufig in Verwendung sind:



Metanal
(Formaldehyd)

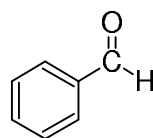


Ethanal
(Acetaldehyd)



Butanal

Für Aldehydgruppen an Benzenringen gilt folgende Nomenklatur



Benzaldehyd

1.13 Ketone

Endung	-ON
Beispiel	2-Propanon
Vorsilbe	
Beispiel	

1.13.1 Beschaffenheit

Ketone sind Alkane, bei denen an einem mittigen C-Atom statt zwei Wasserstoffatomen ein Sauerstoffatom hängt.

1.13.2 Nomenklatur

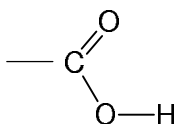
Die Nomenklatur geht wie die Nomenklatur der Alkane. Der Endsilbe „-an“ wird „-on“ angehängt. Ist es nicht klar, an welcher Stelle das Sauerstoffatom an einem C-Atom hängt, so wird die Stelle als Ziffer vor dem Namen angegeben.

1.14 Carbonsäuren

Endung	-säure
Beispiel	Propansäure
Vorsilbe	
Beispiel	

1.14.1 Beschaffenheit

An Carbonsäuren hängt eine COOH-Gruppe:



Sie werden deshalb Säure genannt, da sich das Wasserstoffatom als Proton abspaltet und sauer reagiert.

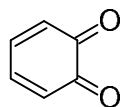
1.14.2 Nomenklatur

Wiederum wird das C-Atom der Carbonsäuregruppe mit zur Kette der Kettenförmigen Carbonsäuren gezählt.

Wichtige Trivialnamen: Ameisensäure, Essigsäure etc.

1.15 Chinone

Chinone sind Benzenringe an welchen an mehreren C-Atomen wie bei Ketonen statt zwei Wasserstoffatomen ein Sauerstoffatom hängt:



o-Benzochinon

1.16 Amine

Endung	-amin
Beispiel	Ethylamin
Vorsilbe	Amino-
Beispiel	Aminobenzen (Anilin)

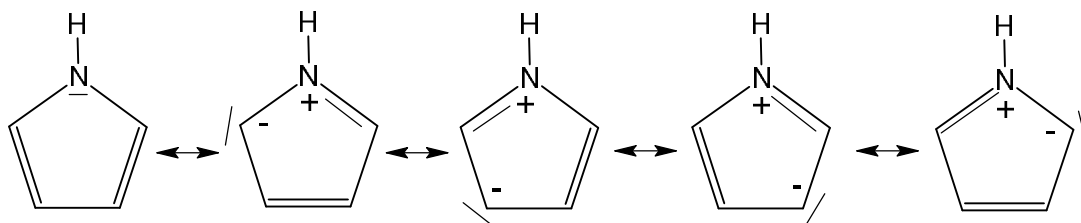
Amine sind dem Ammoniak ähnlich. Trennt man ein Wasserstoffatom vom Ammoniak ab und hängt statt dessen ein Alkylrest dran, so erhält man ein Amin. Amine mit einem Alkylrest nennt man „primäre Amine“, mit zwei „sekundäre Amine“ und mit drei „tertiäre Amine“. Weiterhin kann in Ionenform auch noch ein vierter Alkylrest vorhanden sein. Man nennt das ganze Gebilde mit dem zugehörigen Gegenion, ein Halogen, dann „quartäres“ Ammoniumsalz.

1.17 Organostickstoffverbindungen

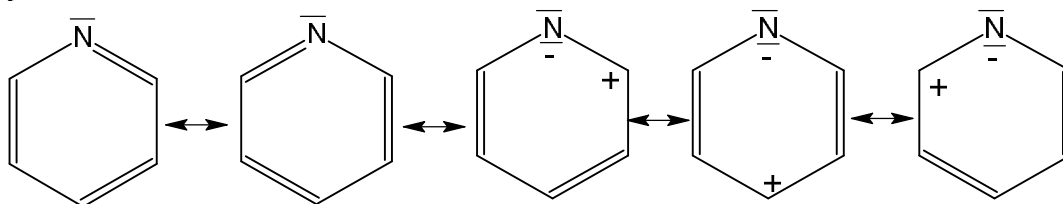
Organostickstoffverbindungen spielen eine wichtige Rolle in der Biologie. Proteine sind aus Aminosäuren aufgebaut. Letztendlich ist auch die DNA aus Aminosäuren aufgebaut.

Organostickstoffverbindungen sind des weiteren noch Drogen oder auch Farbstoffe. Zu den Organostickstoffverbindungen gehören auch noch die beiden Heteroautomaten Pyrrol und Pyridin. Sie sind Heteroaromaten, weil einige mesomere Grenzformeln die Aromatizitätsbedinugungen erfüllen, andere wiederum nicht. Pyrrol hat am Stickstoffatom eine positive Ladung. Pyridin eine negative. Die entgegengesetzte Ladung wandert in den mesomeren Grenzformeln im Ring.

Pyrrol:



Pyridin:



2 Wichtige Eigenschaften der Stoffklassen

2.1 Konformere der Alkane

2.1.1 Unterschied zwischen Konformeren und Isomeren

In **Konformeren** z.B. den Alkanen befindet sich eine Einfachbindung, welche drehbar ist. Dadurch kann man das ganze Molekül in der Mitte verdrehen, so daß bestimmte Konfigurationen der Substituenten an den Enden ohne Zwischenreaktionen erreicht werden können.

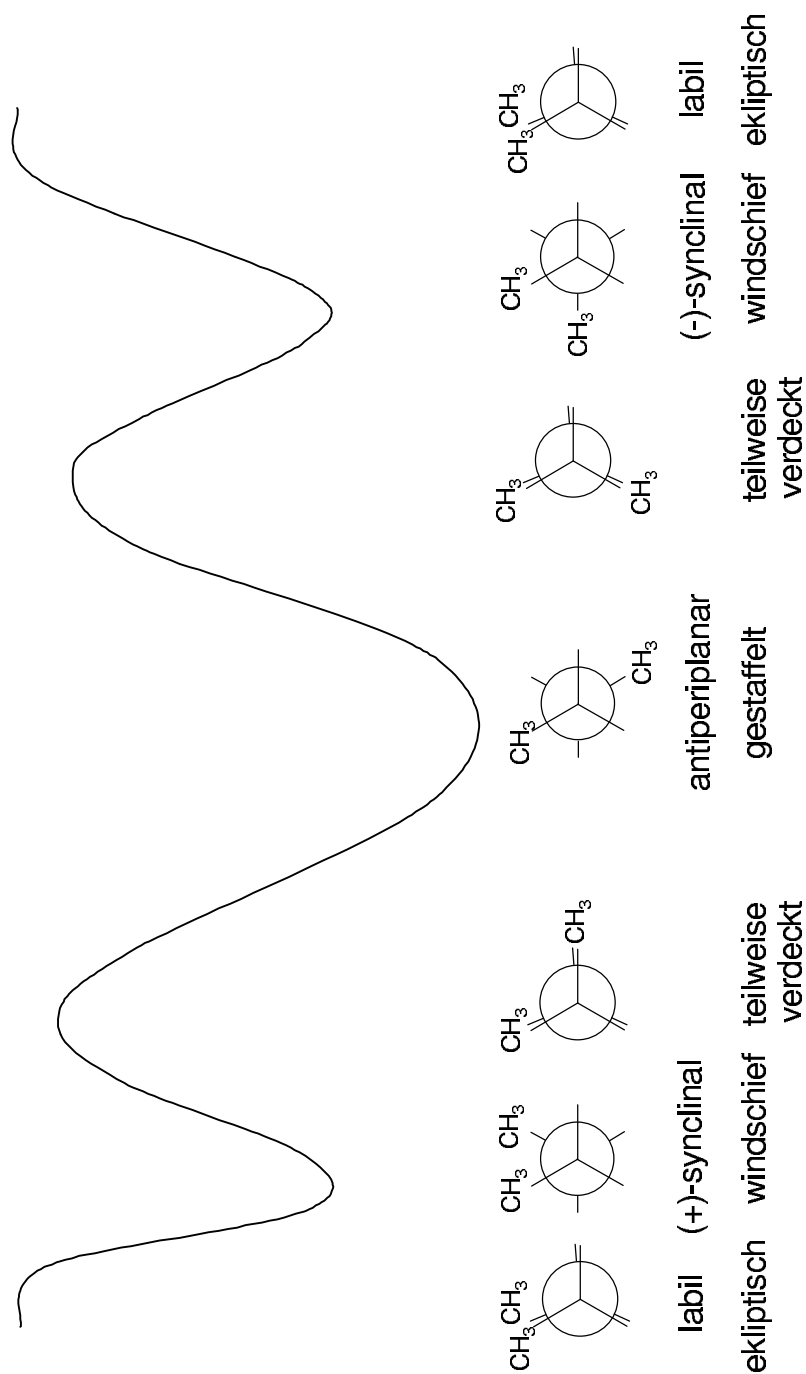
Bei **Konstitutions-Isomeren** wie z.B. Alkenen besteht in der Mitte nicht nur eine σ -Bindung, sondern auch eine π -Bindung, was es unmöglich macht, dort zu drehen. Isomere stehen fest und man kann ohne eine chemische Reaktion nicht zwischen einzelnen Isomeren wechseln.

2.1.2 Verschiedene Arten von Isomeren

Es gibt verschiedene Isomerien.

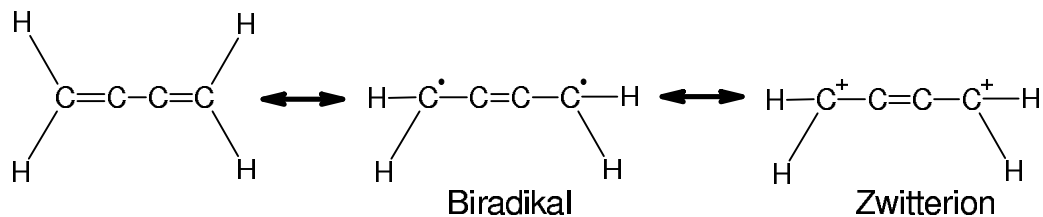
- **Isomere** sind allgemein Moleküle, deren Summenformel gleich ist, die sich aber in ihrem Aufbau unterscheiden.
- **Konfiguartionssisomere** haben dieselbe Summenformel, weisen aber unterschiedliche Abfolgen der Moleküle auf wie z.B. Ethanol und 2-Dimethylether
- **Konstitutionsisomere** unterscheiden sich untereinander nur durch Drehung der Substituenten. Bei Konformationsisomeren kann man diese aber aufgrund einer festen Doppel oder Dreifachbindung nicht drehen, weshalb beide Moleküle unterschiedlich sind. *cis und trans, Z und E*
- **Stereoisomere** sind Isomere, die sich wie Bild und Spiegelbild verhalten und nicht zur Deckung gebracht werden können.

2.1.3 Verschiedene Energien der Konformere der Alkane und ihre Bezeichnungen

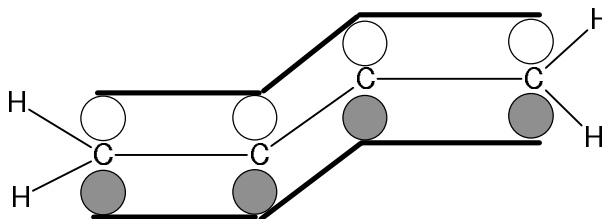


2.2 Mesomeriestabilisierte Diene

In 1-3-Butadien (als Beispiel) sind die π -Bindungen, die die Doppelbindungen ausmachen auf das ganze Molekül verteilt. Es gibt drei mesomere Grenzformeln:



Keine dieser mesomeren Grenzformeln wird jedoch angenommen, sondern das Molekül teilt die π -Bindungen unter allen C-Atomen auf, so daß das Molekül eine niedrigere Energie hat¹⁵:

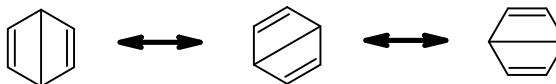


2.3 Mesomere Grenzformeln und delokalisierte Elektronen des Benzens

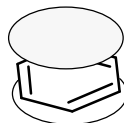
Benzen ist ein 6-er-Ring aus C-Atomen bei dem theoretisch jede zweite Bindung eine Doppelbindung gebildet aus einer σ -Bindung und einer π -Bindung ist. Kekulé hat zwei Grenzformeln aufgestellt, welche aber energetisch über der Energie des Benzenmoleküls liegen:



Dewar stellte noch drei andere Grenzformeln auf, welche aber noch weiter über der Energie der Grenzformeln von Kekulé liegen:



Im Realmolekül sind alle Elektronen der π -Bindungen delokalisiert, so daß sich über und unter dem Molekül eine „Scheibe“ bildet:



2.4 Konformere der Cycloalkane

2.4.1 Cyclopropan

Cyclopropan ist ein Ring aus drei C-Atomen. Er ist planar (mit Ausnahme der H-Atome, die von dem Ring nach oben und nach unten abstehen). Da die Winkelspannung sehr hoch ist, bilden sich „Bananenbindungen“. Diese Bindungen liegen nicht zwischen den beiden Bindungspartnern, sondern bananenförmig etwas außerhalb. Wegen der hohen Winkelspannung neigt der Ring zu Ringöffnungen.

¹⁵Moleküle, in denen nicht alle C-Atome die π -Bindungen teilen können gezeichnet werden, indem man die p -Orbitale der benachbarten C-Atome falsch dreht, so daß nicht mehr der positive Teil des Orbitals den positiven Teil des anderen p -Orbitales überlappen kann. (Siehe Bindungstheorie)

2.4.2 Cyclobutan

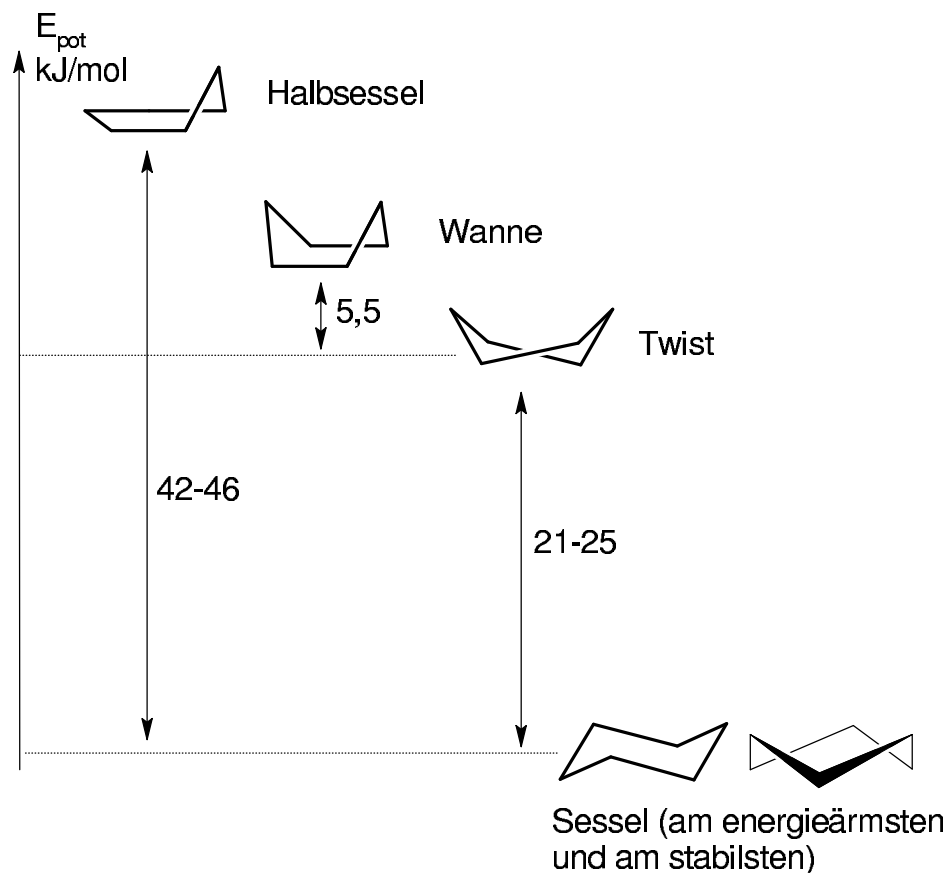
Cyclobutan ist ein Vierer-Ring. Die Winkelspannung wird abgeschwächt, indem es zwei rasch aufeinander wechselnde Konformere gibt, bei denen der Ring gefaltet wird. Eigentlich denkt man sich, daß der Ring ein Rechteck ist. Aber eine Ecke faltet sich immer in das Molekül hinein, so daß der Ring ein Dreieck darstellt, bei dem eine Seite einen Knick nach innen hat. Das Molekül ist nicht planar. Die gefaltete Ecke steht etwas über dem Ring.

2.4.3 Cyclopentan

Cyclopentan ist ein Fünfer-Ring. Er kommt in der Briefumschlag-Konformation vor, d.h. ein Kohlenstoffatom erhebt sich wie die Lasche eines Briefumschlags über den gesamten Ring. Das Kohlenstoffatom, welches sich erhebt, wechselt schnell.

2.4.4 Cyclohexan

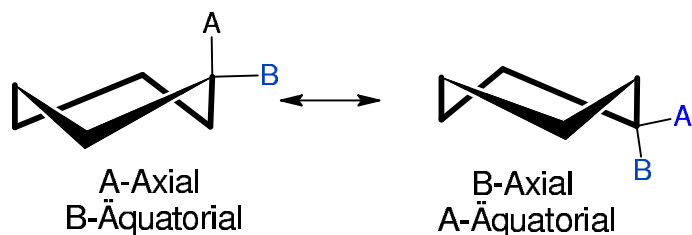
Cyclohexan kann vier verschiedene Konformere einnehmen. Die energieärmste und damit die stabilste Form ist jedoch die Sesselform. Das Energieschema der einzelnen Konformere sieht wie folgt aus:



Beim Cyclohexan gibt es eine **äquatoriale** und eine **axiale** Stellung der Substituenten, der statt der H-Atome an dem Molekülring existieren können. Äquatorial meint dabei, daß der Substituent parallel zur Ebene des Moleküls liegt. Axial, daß er senkrecht zur Ebene des Moleküls liegt.

Bei Raumtemperatur erfolgt dauernd eine Ringinversion des Cyclohexans. Das bedeutet, daß die beiden C-Atome in der Mitte ihre Positionen tauschen, indem der Ring um

ein C-Atom weiter gedreht wird. Aus axialen Substituenten werden dabei äquatoriale und umgekehrt:



2.5 Mesomere Effekte (M-Effekte) von Substituenten am Benzen-Ring

Substituenten am Benzenring können entweder ein Elektronenpaar aus dem Benzenring ziehen oder ein Elektronenpaar in den Benzenring hineinschieben. Bekommt der Substituent eine positive Ladung so nennt man dies einen (+)-M-Effekt. Bekommt er eine negative Ladung, so nennt man dies einen (-)-M-Effekt¹⁶. Eine Nitrogruppe (NO_2) zieht ein Elektronenpaar aus dem Ring. Die Nitrogruppe ist also ein (-)-M-Substituent. Die Aminogruppe (NH_2) drückt ihr Elektronenpaar in den Ring. Sie ist ein (+)-M-Substituent. Aus folgender Tabelle lassen sich die einzelnen Orientierungen der Substituenten entnehmen:

(+)-M-Substituenten
Stärke nimmt ab
<i>OH</i>
<i>NH₂</i>
<i>CH₃</i>
(-)-M-Substituenten
Stärke nimmt zu
<i>COOH</i>
<i>I</i>
<i>Br</i>
<i>Cl</i>
<i>CHO</i>
<i>CN</i>
<i>NO₂</i>

Die einzelnen Ladungen im Ring sind nur an bestimmten Stellen anzutreffen, nämlich in o und p-Stellung nicht aber in m-Stellung (ähnlich dem Pyridin). Zum Substituenten wird eine Doppelbindung aufgebaut. Zweitsubstituenten können an den Stellen an den Ring substituiert werden, wo es Elektronen gibt. Somit substituieren bei (+)-M-Erstsubstituenten die Zweitsubstituenten in o und p-Stellung. Bei einem (-)-M-Erstsubstituenten aber in m-Stellung.

Ist eine Hydroxygruppe am Benzenring kann sich das Wasserstoffatom von der OH-Gruppe leichter ablösen und Phenol und ähnliche Stoffe reagieren als Säuren. Hierbei reagiert Phenol wegen des ausgleichenden Benzenringes sogar noch stärker als Säure als „normale“ Alkohole.

Befindet sich im Ring eine negative Ladung, so wirkt das Molekül als Protonenakzeptor, also als Base im wässrigen.

¹⁶Es gibt auch (+)-I-Effekte und (-)-I-Effekte. Ein (+)-I-Effekt bewirkt auch, daß der Substituent positiver wird. Ein (-)-I-Effekt bewirkt, daß er negativer wird. Jedoch wirken die I-Effekte nur zwischen benachbarten Substituenten und dort auch wenig und nehmen mit der Entfernung schnell ab, so daß eigentlich nur die M-Effekte eine Rolle spielen.

2.6 Wasserstoffbrückenbindungen von Alkanolen

In Alkoholen treten Wasserstoffbrückenbindungen zwischen den OH-Gruppen auf. Dabei wird eine Brücke zwischen einem H-Atom des einen Alkoholmoleküls zu dem O-Atom des anderen Alkoholmoleküls gebildet.

2.7 Wasserstoffbrückenbindungen bei Carbonsäuren (Carbonsäure-Dimere)

Genauso treten auch Wasserstoffbrückenbindungen in Carbonsäuren auf. Zwei Carbonsäuremoleküle schließen sich zu einem „Dimer“ zusammen, indem das Wasserstoff der OH-Gruppe des ersten Moleküls eine Wasserstoffbrückenbindung zu dem alleinstehenden O-Atom des zweiten Moleküls ausbildet und wiederum das Wasserstoffatom des zweiten Moleküls eine Wasserstoffbrückenbindung zu dem O-Atom des ersten Moleküls bildet.

2.8 Chiralität

Es gibt Moleküle, die genau Spiegelverkehrt zueinander sind und nicht durch Drehen zur Deckung gebracht werden können. Solche Moleküle sind **chiral**. Beide Moleküle nennt man zueinander **Enantiomere**. **Achiral** sind hingegen solche Moleküle, die eine oder mehrere Symmetrieachsen haben.

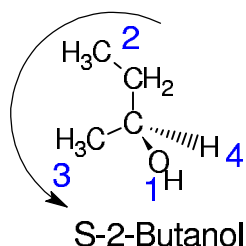
Ein chirales Molekül hat häufig ein **asymmetrisches C-Atom** (oder auch **Chiralitätszentrum** genannt). Ein asymmetrisches C-Atom hat immer vier unterschiedliche Substituenten. Existiert ein solches Zentrum so sind die Enantiomere des Stoffes **optisch aktiv**. Die **spezifische Drehung** $[\alpha]$ wird mit einem **Polarimeter** und anschließender Rechnung bestimmt. Jedoch kann diese Drehung auch so gering sein, daß sie nicht meßbar ist. Optisch aktive Moleküle müssen auch nicht immer ein Chiralitätszentrum haben. Auch andere Eigenschaften können sie optisch aktiv machen. Eine 50:50-Mischung von zwei Enantiomeren ist nicht mehr aktiv und wird **racemische Mischung** oder **Racemat** genannt.

2.8.1 CIP-Konvention (Cahn-Ingold-Prelog-Konvention)

Mit Hilfe der CIP-Konvention lassen sich Enantiomere benennen. Enantiomere sind in der Priorität der Substituenten der chiralen Zentren entweder rechts oder linksdrehend. Zur Bestimmung des Namens wird wie folgt vorgegangen:

1. Man bestimmt das chirale Zentrum. Dies ist ein C-Atom mit vier unterschiedlichen Substituenten. An ein solches C-Atom schreibt man gerne ein Sternchen \star zur Kennzeichnung, daß es ein chirales Zentrum ist.
2. Man bestimmt die Priorität der einzelnen Substituenten wie folgt:
 - Je höher die Ordnungszahl des bindenden Atoms des Substituenten im Periodensystem, desto höher ist dessen Priorität. Somit bekommt das Atom mit der höchsten Ordnungszahl die kleinste Prioritätsnummer zugewiesen und das Atom mit der niedrigsten Ordnungszahl (meistens Wasserstoff) die höchste Prioritätsnummer.
 - Sind die Erstatome identisch, so wird die Priorität der Zweitatome genommen. Der Substituent, dessen Zweitatom die höchste Ordnungszahl im Periodensystem zwischen den anderen Substituenten mit gleichem Erstatom hat, bekommt unter den Substituenten mit den gleichen Erstatomen die niedrigste Prioritätsnummer.

- Doppelbindungen zu den Zweitatomen zählen doppelt, Dreifachbindungen dreifach. Somit hat ein doppelt gebundenes Sauerstoffatom einer Aldehydgruppe die Ordnungszahl $2 \cdot 8 = 16$.
3. Von der niedrigsten Priorität aufsteigend bis zur höchsten umkreist man das Molekül. Macht man dabei eine Linksdrehung, so liegt eine S-Konfiguration vor. Macht man eine Rechtsdrehung so liegt eine R-Konfiguration vor. Dies ist jedoch nur eine Namensgebung. Sie sagt nichts darüber aus, ob die Ebene des polarisierten Lichtes tatsächlich durch dieses Enantiomer nach links oder nach rechts gedreht wird.



2.8.2 Fischer

Fischer schlug ein anderes Verfahren vor, die Enantiomere zu benennen.

- Bei Fischer wird der Tetraeder um des chirale C-Atom in die Ebene projiziert (**Fischer-Projektion**).
- Die längste C-Kette muß vertikal stehen.
- Das C-Atom mit der höchsten Priorität steht oben, also das C-Atom dessen Zweitatom die höchste Ordnungszahl hat, d.h. daß meistens die längere Kette oben zu finden ist.
- Zeigt die OH-Gruppe nach

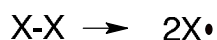
links so handelt es sich um das **L**- Enantiomer
rechts so handelt es sich um das **D**- Enantiomer

3 Wichtige Reaktionsmechanismen

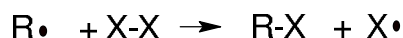
3.1 Radikalische Substitution

3.1.1 Allgemeine radikalische Substitution

Startreaktion:



Kettenreaktion:

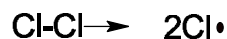


Kettenabbruchreaktionen:

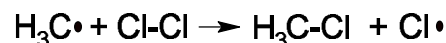
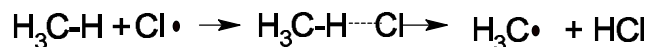


3.1.2 Beispiel

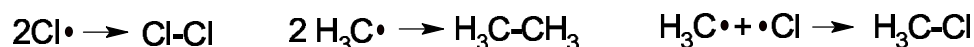
Startreaktion:



Kettenreaktion:



Kettenabbruchreaktionen:



3.1.3 Regioselektivität der radikalischen Substitution an Alkyl-Radikalen

Schon bei Propan gibt es zwei unterschiedliche Stellen, an welchen das Propanmolekül ein Radikal werden kann. Die radikalische Substitution erfolgt dabei über das stabilste Alkyl-Radikal. Alkylradikale sind stabiler, je geschützter das C-Atom ist, an welchem eine positive Ladung vorhanden ist. Ist keine Alkylgruppe vorhanden, so ist das geladene C-Atom quasi ungeschützt und somit ist dieses Radikal recht instabil. Befindet sich eine, zwei, drei, oder vier Alkylgruppen im Umkreis des Atoms, so wird das Radikal immer stabiler, weil die Ladung mehr geschützt wird. Der Schutz kommt zustande, indem das sp_3 Orbital des Nachbaralkylrestes den Aufenthaltsbereich des einsamen Elektrons überlappt und diesem dann mehr Aufenthaltsbereich gibt.

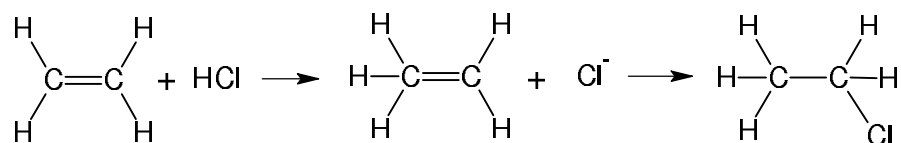
3.1.4 Radikalische Substitution an den Seitenketten von Benzen - SSS

Treffen Halogene mit Benzen mit Seitenketten bei Siedehitze und/oder Sonnenschein, d.h. UV-Licht, zusammen, so gibt es eine radikalische Substitution an der Seitenkette und nicht am Ring. Ein H-Atom wird durch die radikalische Substitution abgelöst und durch ein Halogenatom ersetzt.

3.2 Elektrophile Addition

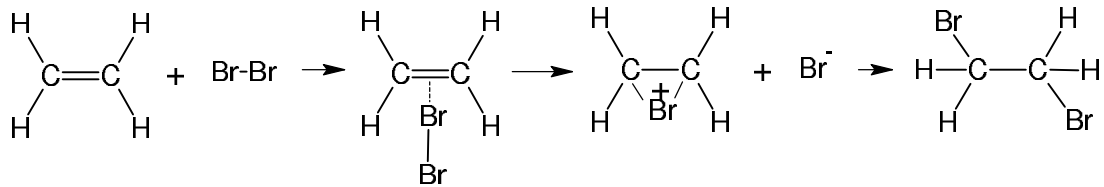
Bei der elektrophilen Addition wird über ein positiv geladenes Kation (meistens H^+) das Molekül zu einem Kation¹⁷ gemacht. Dann kann auch das Anion als Gegenstück an das Molekül angreifen, so daß sich Anion und Kation an das Molekül addieren. Die Reaktion wird elektrophil genannt, da nach dem aktivieren des Moleküls dieses Elektronen anzieht.

(1)

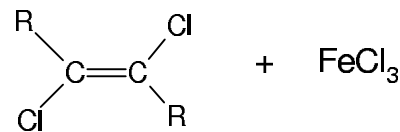
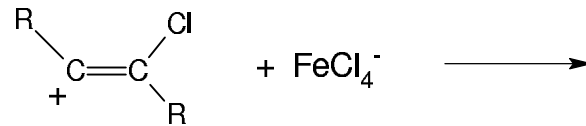
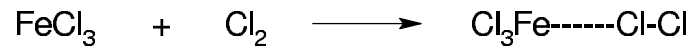


(2) Diese Reaktion steht nicht unter den elektrophilen Additionen. Sie ist eher unter Sonstiges zu stellen.

¹⁷Positive Ladung



(3)

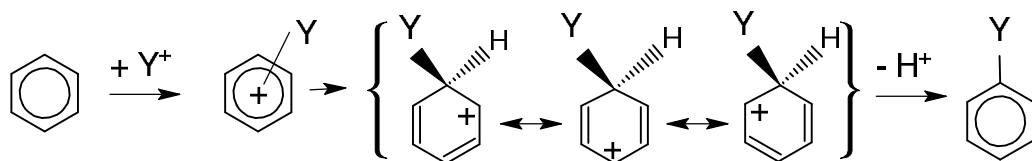


Andere mögliche Katalysatoren sind AlCl_3 und FeBr_3 .

3.3 Elektrophile Substitution

Elektrophile Substitutionen haben wir nur am Benzenring (KKK) gehabt. Es gibt jedoch auch aliphatische elektrophile Substitutionen. Die Reaktion wird Substitution genannt, da ein Atom ausgetauscht wird. Sie wird elektrophil genannt, weil der neue Substituent, der an den Benzenring kommt, ein Elektron aus dem Benzenring zieht.

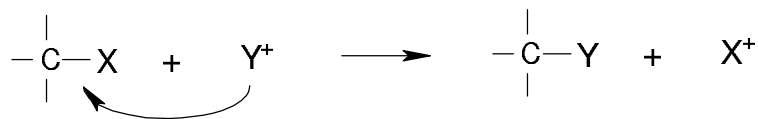
3.3.1 Elektrophile Substitution am Benzenring - KKK (aromatisch)



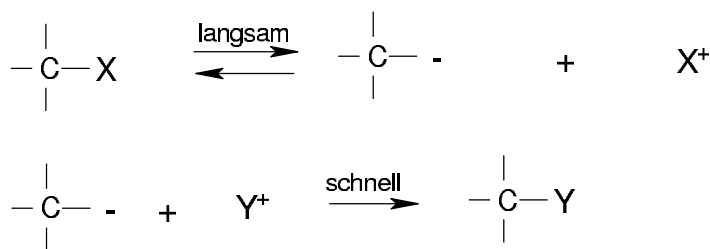
Um im konkreten Fall Brom oder Chlor an den Ring zu substituieren wird wieder wie bei der elektrophilen aliphatischen Addition ein Katalysator verwendet. Es wird Aluminiumchlorid (AlCl_3) für Chlor und Eisenbromid (FeBr_3) für Brom verwendet, welche ein Anion mit einem Kation werden, wobei das Kation entweder ein positiv geladenes Bromteilchen oder Chlorteilchen ist. Dies substituieren dann wie oben an den Ring als das Y-Ion.

3.3.2 Elektrophile Substitution (aliphatisch)

S_E2 : bimolekular



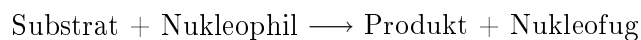
S_E1 : monomolekular



Das abgespaltene Y-Kation kann in diesem Fall beispielsweise ein Metallkation sein. Es wird mit Hilfe eines Protons (Y) aus einer Säure abgespalten.

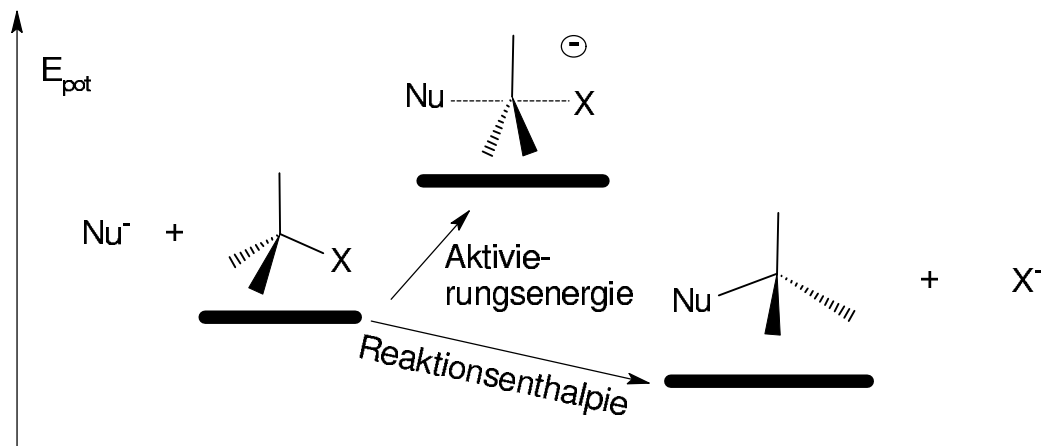
3.4 Nukleophile Substitution

Bei der nukleophilen Substitution kommt ein **Nukleophil** zum **Substrat**, dem Edukt hinzu. Daraus entsteht ein **Produkt** und es tritt ein **Nukleofug** aus:

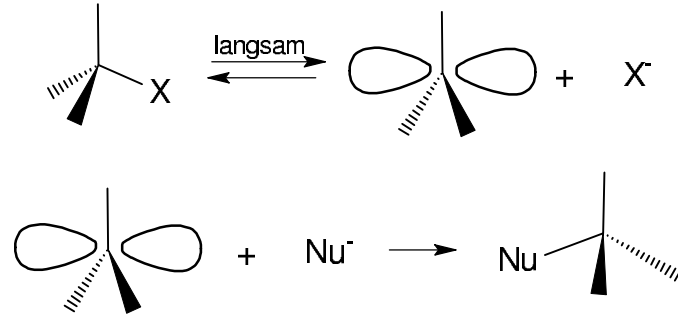


Nukleophile sind Anionen oder Moleküle mit nichtbindenden Elektronenpaaren, wie zum Beispiel Ammoniak.

3.4.1 S_N2



3.4.2 S_N1



3.4.3 Bevorzugung

S_N2 und S_N1 konkurrieren miteinander. S_N1 läuft bevorzugt ab, wenn das Carbokation besonders stabil ist. Ist es dies nicht so gibt es eine S_N2 Reaktion.

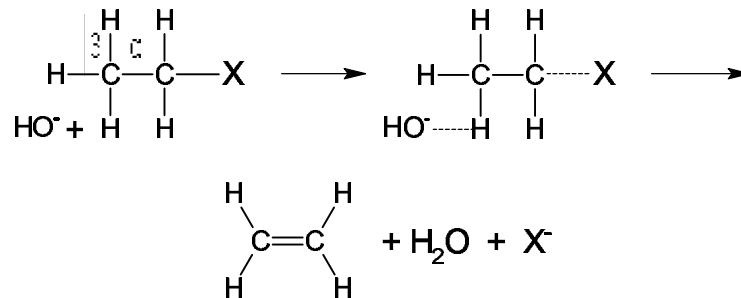
3.4.4 Enantioselektiv

Die nukleophile S_N2-Substitution erfolgt enantioselektiv. D.h., daß aus einem Enantiomer das entgegengesetzte Enantiomer entsteht. Aus R wird so S und aus S wird R. Es entsteht aber kein Racemat.

3.5 Eliminierungen

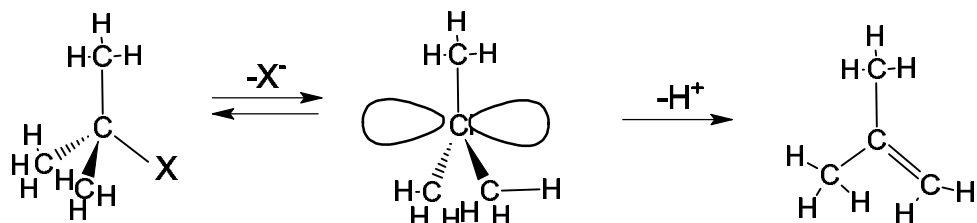
Eliminierungen sind die Konkurrenzreaktionen zu den nucleophilen Substitutionen bei den Halogenalkanen. Ob nun eine Substitution oder eine Eliminierung stattfindet hängt davon ab, wie stark das Nucleophil ist. Ist es stark, so findet eine Eliminierung statt. Ist es nicht so stark eine Substitution.

3.5.1 E2-Mechanismus (bimolekulare β-Eliminierung)



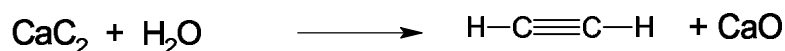
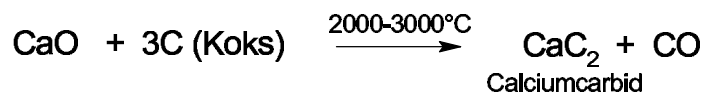
Anmerkung: Bei dieser Reaktion verläßt das Nucleophil sofort wieder das Substrat, da es mit einem Wasserstoffatom zu Wasser reagieren kann. Dies ist jedoch nicht normal. Es wird normalerweise das negativ geladene X-Kation herausgedrängt und mit ihm ein Proton (H^+).

3.5.2 E1-Mechanismus (monomolekulare β -Eliminierung)



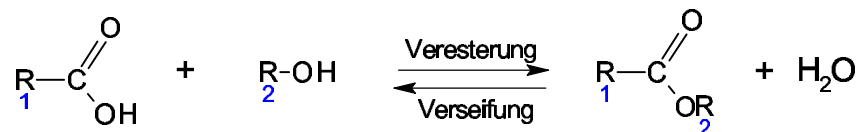
4 Weitere Reaktionsmechanismen

4.1 Carbid-Prozeß zur Herstellung von Ethin



Die erforderliche Wärme für die erste Reaktion wird durch das gleichzeitige Verbrennen von Koks erzeugt.

4.2 Veresterung / Verseifung



5 Wichtige Regeln

5.1 Brendtsche Regel

Die Brendtsche Regel besagt, daß an einem Brückenkopfkohlenstoffatom keine Doppelbindung vorhanden sein darf. D.h. gibt es im Ring eine Brücke, die durch den Ring führt, so dürfen die Kohlenstoffatome an der Seite keine Doppelbindungen haben.

5.2 Bevorzugung des konjugierten Diens

Gibt es bei dem Eliminationsedukt bereits eine Doppelbindung (ist es also schon ein Alken), so wird die zweite Doppelbindung bei dem Produkt konjugiert angelegt. D.h. das Stellungen bevorzugt werden, in welchen sich die Doppelbindungen mit den Einzelbindungen immer abwechseln, weil so die Elektronen besser verteilt werden können.

5.3 Hofmann-Regel bei der E2-Eliminierung

Wasserstoffatome an Alkanen u.ä. verlieren die Möglichkeit als Proton abgespalten zu werden (Acidität) je mehr Alkylgruppen mit an dem an das Wasserstoffatom gebundenen C-Atom hängen. Bei einer E2-Eleminierung wird das Produkt bevorzugt, bei welchem ein Wasserstoffatom hoher Acidität eliminiert wird.

5.4 Saytzeff-Regel bei der E1-Eliminierung

Bei E1-Eliminierungen entsteht bevorzugt das thermodynamisch stabilere höher alkylierte Alken.

Teil III

Anorganische Chemie

1 Allgemeine Gesetze

1.1 Gasgesetze

1.1.1 Ideales Gasgesetz

Ein Gas verhält sich ideal,

- wenn zwischen den Teilchen keine Kräfte wirken,
- wenn das Volumen der Teilchen vernachlässigbar klein gegenüber dem Gasraum ist.

Sobald ein Gas in die Nähe seines Kondensationspunktes (Siedepunktes) gerät, so verhält es sich **nicht mehr ideal**.

Das ideale Gasgesetz lautet

$$pV = nRT$$

wobei p der Druck, V das Volumen, n die Stoffmenge in mol , T die Temperatur in $^{\circ}K$ und R die **universelle Gaskonstante** mit $R = 0,0831 \text{ bar l K}^{-1} \text{ mol}^{-1}$.

1.1.2 Boyle-Mariottesches Gesetz

Bei konstanter Temperatur gilt für ideale Gase

$$pV = \text{const.}$$

1.1.3 Gay-Lussacsche Gesetz

Bei konstanten Volumen gilt für ideale Gase

$$p = \text{const} \cdot T$$

1.1.4 Allgemeines Gasgesetz

(abgeleitet von dem idealen Gasgesetz)

$$\frac{p \cdot V}{T} = \frac{p_0 \cdot V_0}{T_0}$$

$$p_0 = 1013 \text{ hPa}, T_0 = 0^{\circ}C = 273^{\circ}K, V_0 = 22,4 \text{ l.}$$

1.1.5 Avogadrogesetz

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

1.1.6 Normvolumen

Ein Mol eines idealen Gases nimmt bei 1013 hPa und $0^{\circ}C$ ein Volumen von $V_0 = 22,4 \text{ l}$ ein.

1.2 Stöchiometrie

1.2.1 Mol

Möchte man die Anzahl der Teilchen in einem Gramm einer Substanz angeben, muß man sehr große Zahlen angeben. Da große Zahlen unhandlich sind, hat man die Maßeinheit **Mol** eingeführt. Ein Mol einer Substanz beinhaltet

$$6,023 \cdot 10^{23}$$

Teilchen.

1.2.2 Molare Masse

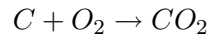
Die Molare Masse ist genau die Masse, die ein Mol Teilchen eines Stoffes einnehmen. Somit kann man die molare Masse mit folgender Formel berechnen:

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

1.2.3 Bestimmung von Mengen in Reaktionsgleichungen

In Reaktionsgleichungen sind nur die Mengen an Teilchen angegeben. Um auch Gewichte der Stoffe zu bestimmen, rechnet man mit Hilfe der Definition der Molaren Masse aus. Stoffmengen von Gasen kann man bestimmen, indem man zuerst das Gas auf Normbedingungen bringt, indem man das allgemeine Gasgesetz anwendet und anschließend das Normvolumen anwendet.

Beispiel: Wir haben 3 Liter Sauerstoff O_2 bei $300^\circ C$ und Normdruck, welches wir zur Erzeugung von CO_2 benutzen wollen. Wieviel Gramm Kohlenstoff benötigen wir? Wieviel Gramm CO_2 erhalten wir? Die Reaktionsgleichung ist die folgende:



1. Wir müssen zuerst die Stoffmenge an Sauerstoff bestimmen. Dies tun wir, indem wir zuerst das Volumen von Sauerstoff bestimmen, welches er unter Normbedingungen annimmt:

$$\frac{p \cdot V}{T} = \frac{p_0 \cdot V_0}{T_0} \Leftrightarrow V_0 = \frac{p \cdot V \cdot T_0}{T \cdot p_0}$$

Wir müssen zuvor die Temperatur in Celsius in Kelvin umwandeln:

$$T = 300^\circ C = (300 + 273)^\circ K = 573^\circ K$$

Nun setzen wir ein:

$$V_0 = \frac{p \cdot V \cdot T_0}{T \cdot p_0} = \frac{1013hPa \cdot 3l \cdot 273^\circ K}{573^\circ K \cdot 1013hPa} = 1,43l$$

Somit haben wir $\frac{1,43}{22,4} mol = 0,064 mol$ molekularen Sauerstoff.

2. Wir benötigen somit auch $0,064 mol$ Kohlenstoff zur Verbrennung. Nach der Formel $m = M \cdot n$ wiegt der Kohlenstoff $m_{Kohlenstoff} = 12 \frac{g}{mol} \cdot 0,064 mol = 0,77g$.
3. Es entstehen schließlich auch $0,064 mol CO_2$. Die molare Masse von Kohlenstoff ist die Summe aller molaren Massen der Einzelatome: $M_{CO_2} = M_C + 2 \cdot M_O = 12 \frac{g}{mol} + 2 \cdot 16 \frac{g}{mol} = 44 \frac{g}{mol}$. Nach der Formel $m = M \cdot n$ haben wir $2,87g$ Kohlenstoffdioxid.

2 Physik

2.1 Zustandsdiagramme

2.1.1 Tripelpunkt, Kritischer Punkt, Kurven

In einem Zustandsdiagramm mit drei unterschiedlichen Phasen gibt es zwei markante Punkte und drei Kurven.

- **Tripelpunkt:** Der Punkt, durch Druck und Temperatur (also ohne einen weiteren Freiheitsgrad festgelegt) an welchem Gas, Flüssigkeit und Feststoff gleichzeitig vorliegen, wird Tripelpunkt genannt.
- **kritischer Punkt:** Der Punkt, an welchem es keine flüssige Phase, sondern nur noch eine gasförmige mehr gibt wird kritischer Punkt genannt. Die flüssige Phase geht („wabert“) an diesem Punkt in eine einzige gasförmige Phase über. Auch bei hohen Drücken kann man jenseits des kritischen Punktes kein Gas mehr zur Flüssigkeit machen.
- *Auf jeder Kurve gibt es einen Freiheitsgrad. Man kann Temperatur ändern und den Druck anpassen und man bleibt auf der Kurve oder umgekehrt.*
- **Sublimationskurve:** Die Sublimationskurve ist die Kurve zwischen festem und gasförmigem Zustand.
- **Schmelzkurve:** Kurve zwischen festen und flüssigen Zustand
- **Dampfdruckkurve:** Kurve zwischen flüssigem und gasförmigem Zustand.

2.1.2 Gibbsche Phasenregel

$$F = K + 2 - P$$

F : Freiheitsgrade, K :Komponenten¹⁸, P :Phasen¹⁹

2.1.3 Beispiel: Wasser

Anzahl der maximalen Phasen 3, Anzahl der Komponenten 1

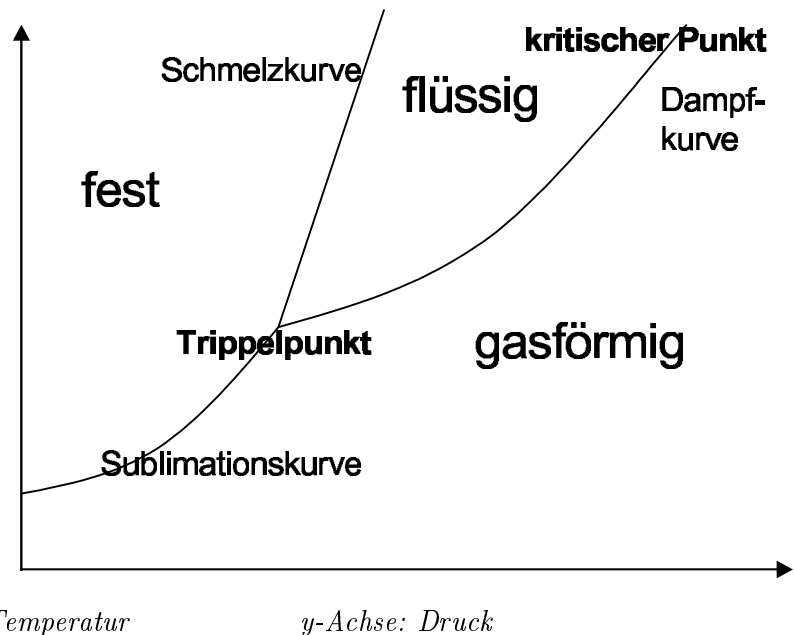
- Am Tripelpunkt ist die Anzahl der Phasen drei, folglich gilt $F_{\text{Tripelpunkt}} = 1 + 2 - 3 = 0$. Es gibt keine Freiheitsgrade. Weder Druck noch Temperatur darf variiert werden.
- Auf einer Kurve ist die Anzahl der Phasen zwei, folglich gilt $F_{\text{Kurve}} = 1 + 2 - 2 = 1$. Ein Wert darf variiert werden, während der andere angepaßt wird. (s.o.)
- In einer Phase ist die Anzahl der Phasen eine. Man kann in Druck und Temperatur in gewissem Maße variieren und bleibt immer noch in der Phase.
- In einer Lösung kommt eine Komponente hinzu, während es immer noch drei Phasen gibt. Die Anzahl der Freiheitsgrade kann dabei bis auf 3 steigen. Man bräuchte ein dreidimensionales Bild, um das Zustandsdiagramm komplett zu zeichnen.

¹⁸Reines Wasser ist zum Beispiel 1 Komponente. Eine Lösung besteht aus 2 Komponenten.

¹⁹Die Phasen die das System einnehmen kann. Für die einfachen Phasendiagramme fest, flüssig, gasförmig. Bei einigen Stoffen gibt es Modifikationen derselben, die man auch in ein Zustandsdiagramm eintragen kann. Es gibt dann mehr Phasen.

2.1.4 Zustandsdiagramm von Kohlenstoffdioxid

Dieses Zustandsdiagramm ist ein Standarddiagramm für viele Stoffe



2.1.5 Zustandsdiagramm von Wasser

Wasser hat eine Anomalie. Die Schmelzkurve kippt statt nach vorne nach hinten. Deshalb kann man auf Wasser Schlittschuhlaufen, da Wasser bei hohen Drücken flüssig wird. Auf CO_2 wäre dies nicht möglich. Diese Anomalie existiert wegen der Wasserstoffbrückenbindungen.

2.2 Lösungen

2.2.1 Gleichgewicht zwischen Verdampfung und Kondensation bei Lösungen

Auf den der Dampfdruckkurve stellt sich ein Gleichgewicht zwischen Verdampfung und Kondensation ein. Es verdampfen gleichviel Teilchen wie kondensieren. Makroskopisch liegt der Stoff in zwei festen Zuständen vor. Mikroskopisch jedoch verdampfen und kondensieren die Moleküle ununterbrochen.

2.2.2 Azeotropes Gemisch

Das azeotrope Gemisch geht mit unveränderter Zusammensetzung in die Dampfphase über.

HCl und H_2O bilden z.B. bei einer ganz bestimmten Konzentration ein azeotropes Gemisch. Der Dampf ist weder HCl -ärmer noch HCl -reicher als die Lösung.

2.2.3 Siedepunkterhöhung / Gefrierpunktserniedrigung

Durch Zugabe eines Salzes läßt sich der Dampfdruck eines Lösungsmittels erniedrigen. Dadurch kommt eine Siedepunkterhöhung und eine Gefrierpunktserniedrigung zustande. Dieser Effekt wird im Winter zum Schmelzen des Eises auf den Straßen ausgenutzt.

- Die Erniedrigung des Dampfdruckes ist **proportional** zu der Anzahl der gelösten Teilchen.

- Es ist egal, welche Teilchen in einem Lösungsmittel gelöst werden. Die Erniedrigung des Dampfdruckes ist nur abhängig von der Anzahl der gelösten Teilchen.

2.3 Hauptsätze der Thermodynamik

2.3.1 Erster Hauptsatz

Energie kann von der einen in die andere Form umgewandelt werden, sie kann aber weder erzeugt noch vernichtet werden.

Die von außen hinzugefügte Energie Q und Arbeit A ist gleich der Zunahme der inneren Energie ΔU :

$$\Delta U = Q + A$$

Es gibt keine Maschine, welche mehr Energie abgibt, als ihr zugeführt wird. Es gibt keine Maschine, welche Energie vernichten kann.

2.3.2 Zweiter Hauptsatz

Bei einer spontanen Zustandsänderung vergrößert sich die Entropie S (das Maß für die Unordnung):

$$\Delta S > 0$$

Es gibt keine Maschine, welche aus einem Energiereservoir laufend Energie entzieht und dabei Arbeit verrichtet.

2.3.3 Dritter Hauptsatz

Beim absoluten Nullpunkt ist die Entropie einer idealen, kristallinen Substanz null. Als Standardentropie wurde ein Mol einer reinen Phase bei 25°C und 1013hPa festgelegt.

2.4 Reaktionsenthalpie ΔH

2.4.1 Endotherm

Wenn einer Reaktion Energie in Form von Wärme oder anderer Art zugefügt werden muß, damit sie abläuft, ist die Reaktion endotherm.

$$\Delta H > 0$$

2.4.2 Exotherm

Wenn bei einer Reaktion Energie frei wird, ist sie exotherm.

$$\Delta H < 0$$

Solche Reaktionen können Startenergie benötigen. Die Startenergie ist jedoch geringer als die freiwerdende Energie.

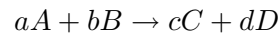
2.5 Standardbildungsenthalpie ΔH_B^0

Die Standardbildungsenthalpie ΔH_B^0 einer Verbindung ist die Reaktionsenthalpie, die bei der Bildung von 1 mol der Verbindung im Standardzustand aus den Elementen mit Standardzustand bei 25°C auftritt.



2.6 Berechnung von Reaktionsenthalpien

Mit Hilfe der Standardbildungsenthalpie aller an einer Verbindungen beteiligten Stoffe kann man die Reaktionsenthalpie der Reaktion bestimmen:



$$\Delta H_{298^\circ K}^0 = a\Delta H_B^0(A) + b\Delta H_B^0(B) - c\Delta H_B^0(C) - d\Delta H_B^0(D)$$

2.7 Satz von Heß

Egal auf welchem Weg eine Reaktion abläuft, die Summe der dabei umgesetzten Energien bleibt immer gleich.



Man kann zum Beispiel Kohlenstoff unter Sauerstoffmangel verbrennen und Kohlenstoffmonoxid erhalten. Verbrennt man Kohlenstoffmonoxid weiter, so ist dies wiederum eine exotherme Reaktion. Aber die Summe beider Energien ist dieselbe, als wenn man sofort Kohlenstoffdioxid herstellen würde.

2.8 Freie Enthalpie

2.8.1 Aussagen der freien Enthalpie über den Prozess

Die freie Enthalpie G ist das **Maß für die Triebkraft eines Prozesses**. Ist

- ΔG **negativ**, so findet eine Reaktion oder ein Zustandswechsel statt.
- ΔG **positiv**, so findet keine Reaktion statt.

Die Temperatur beeinflusst die freie Enthalpie. Ist sie hoch so verleiht sie der Enthalpie mehr Gewicht.

2.8.2 Gibbs-Helmholtzsche Gleichung

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

2.8.3 Beispiele für die Gibbs-Helmholtzsche Gleichung

Parameter	Effekt
$\Delta H < 0, \Delta S > 0$	Die Reaktion läuft ab. Je höher T ist, desto intensiver ist die Reaktion.
$\Delta H > 0, \Delta S > 0$	Läuft nur ab, wenn die Temperatur hoch ist. Beispiel ist das dissoziieren eines molekularen Gases bei hohen Temperaturen.
$\Delta H < 0, \Delta S < 0$	Temperatur muß möglichst gering sein, damit die Reaktion abläuft. Hierbei kann es wie bei der Synthese von NH_3 jedoch zu Problemen kommen, da die Reaktion nicht genügend Startenergie hat.
$\Delta H > 0, \Delta S < 0$	Hier läuft gar nichts ab. Eine Reaktion bei der die Entropie gestiegen ist und die auch noch exotherm war, kann nicht spontan rückwärts ablaufen.

2.9 Freie Energie

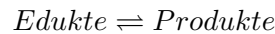
Die **freie Energie** ΔF entspricht der Arbeit, die ein System maximal erbringen kann. Sie setzt sich zusammen aus der inneren Energie ΔU und der Entropie ΔS :

$$\Delta F = \Delta U - T \cdot \Delta S$$

3 Das chemische Gleichgewicht

3.1 Hin und Rückreaktionen

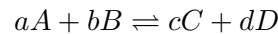
Bei allen Reaktionen gibt es eine Hin und Rückreaktion. Manche Rückreaktionen laufen jedoch bei moderaten Temperaturen fast gar nicht ab, weshalb man nur eine Hinreaktion sieht. Es gibt jedoch auch Reaktionen, die unter moderaten Bedingungen Hin- und Rückreaktion haben. Auffällig ist bei diesen Reaktionen, daß bei der gleichen Temperatur und dem gleichen Druck immer dasselbe prozentuale Verhältnis der Edukte und der Produkte auftritt. Man nennt diesen Zustand „**chemisches Gleichgewicht**“. Makroskopisch ist dieser Zustand ein Ruhezustand. Mikroskopisch reagieren jedoch laufend Eduktteilchen zu Produktteilchen und umgekehrt. Möchte man deutlich machen, daß es sich bei einer Reaktionsgleichung um ein chemisches Gleichgewicht handelt, so schreibt man:



3.2 Massenwirkungsgesetz

3.2.1 Formulierung des Massenwirkungsgesetzes

Das MWG für die Reaktionsformel



lautet

$$\frac{c(C)^c c(D)^d}{c(A)^a c(B)^b} = K_c \quad \text{oder} \quad \frac{p(C)^c p(D)^d}{p(A)^a p(B)^b} = K_p$$

wobei c die Konzentration und p der Partialdruck.

3.2.2 Homogene und heterogene Gleichgewichte

In homogenen Gleichgewichten muss die Konzentration oder der Druck eines jeden Stoffes mit in das MWG einfließen. Bei heterogenen Gleichgewichten ist jedoch ein Stoff fest. Feste Stoffe haben immer die Konzentration von $1 \frac{\text{mol}}{\text{l}}$.

3.2.3 Zusammenhang zwischen den beiden Gleichgewichtskonstanten K_c und K_p

Die Gleichgewichtskonstante K_c ist auf die Konzentration bezogen. Die Gleichgewichtskonstante K_p jedoch auf den Druck. Allerdings kann man mit Hilfe des allgemeinen Gasgesetzes den Druck recht einfach in die Konzentration umformen und umgekehrt. In Fällen, wo die Anzahl der Teilchen auf der Edukt und auf der Produktseite einer Reaktionsgleichung gleich ist, entfällt die Umrechnung sogar ganz.

Nach dem idealen Gasgesetz gilt

$$pV = nRT \Leftrightarrow p = \frac{n}{V}RT = c(RT)$$

Durch einsetzen in die Gleichung des MWG von $aA + bB \rightleftharpoons cC + dD$ erhalten wir

$$K_p = \frac{p(C)^c p(D)^d}{p(A)^a p(B)^b} = \frac{c(C)^c (RT)^c c(D)^d (RT)^d}{c(A)^a (RT)^a c(B)^b (RT)^b}$$

Wir sehen nun, daß, wenn links und rechts gleichviele Anzahl an Teilchen sind, sich alle RT s wegekürzen.

In folgendem Beispiel kürzt sich nicht alles weg: $H_2 \rightleftharpoons 2H$

$$K_p = \frac{p(H)^2}{p(H_2)} = \frac{c(H)^2 (RT)^2}{c(H_2) RT} = \frac{c(H)^2}{c(H_2)} RT$$

daraus folgt $K_p = RT \cdot K_c$

3.2.4 Bedeutung großer und kleiner und nahe bei 1 liegender Gleichgewichtskonstanten

K_c, K_p	Bedeutung
$\ll 1$	Die Reaktion läuft praktisch nicht ab. <i>Zähler klein, Nenner groß</i>
$\approx 1 \pm 100$	Die Reaktion ist im Gleichgewicht. <i>Zähler und Nenner etwa gleich</i>
$\gg 1$	Die Reaktion läuft fast vollständig ab. <i>Zähler groß, Nenner klein (Nenner kleiner 0 multiplizieren den Zähler)</i>

3.2.5 Verhalten der Gleichgewichtskonstanten gegenüber unterschiedlichen Temperaturen

Alle Gleichgewichtskonstanten sind temperaturabhängig. Bei Temperaturänderungen ändert sich die Gleichgewichtskonstante. *Es gibt auch eine Möglichkeit Gleichgewichtskonstanten anderer Temperaturen aus anderen Gleichgewichtskonstanten zu berechnen. Das haben wir jedoch nicht gemacht.*

3.2.6 Prinzip von Le Chatelier

Übt man auf ein im Gleichgewicht befindliches System durch Änderung der äußeren Bedingungen einen Zwang aus, so verschiebt sich das Gleichgewicht derart, daß es dem äußeren Zwang ausweicht.

Beispiele:

- **Temperaturerhöhung:** Gleichgewicht verschiebt sich dahin, wo mehr Energie verbraucht wird. Ist die Reaktion exotherm, so verschiebt sich das Gleichgewicht auf die Eduktseite.
- **Druckerhöhung:** Gleichgewicht verschiebt sich auf die Seite mit der geringsten Anzahl an Teilchen. Dies wird beim Haber-Bosch-Verfahren ausgenutzt.

4 Redoxreaktionen

4.1 Definition

Früher machte man die Oxidation und Reduktion an Sauerstoff fest. Wurde Sauerstoff aufgenommen, wurde ein Stoff oxidiert, bei Sauerstoffabgabe reduziert.

Die modere Definition ist allerdings, daß bei Redoxreaktionen einzelne Atome ihre Anzahl an Elektronen verändern. Hierbei müssen immer genausoviel Elektronen weggenommen werden, wie hinzugefügt werden, damit es keinen Elektronen-über-oder-unterschluß gibt.

4.1.1 Oxidation

Die **Abgabe** von Elektronen. Stoffe die andere Stoffe dazu anregen, Elektronen abzugeben, bezeichnet man als **Oxidationsmittel**. Sie werden dabei selbst reduziert.

4.1.2 Reduktion

Die **Aufnahme** von Elektronen. Stoffe die andere Stoffe dazu anregen, Elektronen aufzunehmen, bezeichnet man als **Reduktionsmittel**. Sie werden dabei selbst oxidiert.

4.1.3 Disproportionierung und Komproportionierung

Bei der **Disproportionierung** (Dis: auseinander) wird ein und dasselbe Element, welches sich auf einer Oxidationsstufe befindet, einmal in eine höhere und gleichzeitig in eine tiefere Oxidationsstufe oxidiert bzw. reduziert.

Bei der **Komproportionierung** (Kom (cum): zusammen) wird ein und dasselbe Element, welches sich in zwei verschiedenen Oxidationsstufen befindet, in eine mittlere Oxidationsstufe gebracht.

4.2 Oxidationszahlen (Oxidationsstufe)

Die Oxidationszahl ist bei Ionen die reale und bei Molekülen die imaginäre Ladungszahl eines Atoms in einer Verbindung.

4.3 Bestimmung der Oxidationszahlen

4.3.1 Regeln

- Die Oxidationszahl eines Elementes ist immer 0. Dies gilt sowohl für die aus zwei Atomen aufgebauten Stickstoff, Sauerstoff, Halogen oder Wasserstoffmoleküle wie auch für alleinstehende Atome.
- Die Oxidationszahlen in Ionen sind immer die Ionenladungen.
- Gedanklich werden kovalente Bindungen als Ionenbindungen behandelt. Hierbei werden Elektronen den jeweils elektronegativeren Partnern zugeschrieben, weshalb diese eine negativere Oxidationszahl bekommen.
- Die positive Oxidationszahl eines Elementes ist nicht größer als seine Gruppennummer. *Dies hat damit zu tun, daß die Elektronen aus der darunterliegenden Edelgasschale nur schwer herausgelöst werden können.*
- Die maximale negative Oxidationszahl beträgt

$$8 - \text{Gruppennummer}$$

- Erste Hauptgruppe außer Wasserstoff: **+1**
- Zweite Hauptgruppe: **+2**
- Dritte Hauptgruppe außer Tl (Thallium): **+3**

4.3.2 Tabelle der wichtigsten Oxidationszahlen

Die häufigeren Oxidationszahlen sind fett hervorgehoben

Atom	Oxidationszahlen
F	-1
H	1 , -1
O	-2 , -1
C	-4 , +4 , +2
Zn	+2
Pb	+2 , +4
S	+6 , +4, +2, -2
N	-3 , +5, +4, +3, +2
P	+5 , +3, -3
<hr/>	
F	-1
Cl	-1 , +1, +3, +5, +7
Br	-1 , +1, +3, +5, +7
I	-1 , +1, +3, +5, +7
At	-1 , +1, +3, +5, +7
<hr/>	
Kr	+2
Xe	+2 , +4, +6

4.3.3 Bestimmung der übrigen Oxidationszahlen

Die Bestimmung der übrigen Oxidationszahlen erfolgt, indem man die einzelnen Moleküle ausgleicht und die anderen enthaltenen Atome entsprechend anpaßt. Die Gesamtladungszahl eines Moleküls muß immer seiner Ladungszahl entsprechen. Neutrale Atome müssen somit 0 als Summe der Oxidationszahlen haben.

4.4 Ausgleichen von chemischen Reaktionsgleichungen



1. Elkektronenbilanz (Wo findet die Oxidation und wo findet die Reduktion statt.)
2. Ladungsbilanz (Rechte und linke Seite gleich stark geladen?)
3. Sauerstoffbilanz und ausgleich der übrigen Atome

5 Säure/Base-Reaktionen

5.1 Definition Säure/Base nach Brönsted

Säuren sind Stoffe die Protonen abspalten können, Basen sind Stoffe, die Protonen aufnehmen können.

Säure/Baseart	Beispiele
Neutralsäuren	HCl, H_3PO_4, HCO_3
Kationensäuren	NH_4^+
Anionensäuren	$HNO_3^-, H_2PO_4^-$
<hr/>	
Neutralbasen	$NaOH, NH_3$
Anionenbasen	HSO_4^-
Kationenbasen	$[Al(OH)(H_2O)_5]^{2+}$

5.2 Typische Eigenschaften von wässrigen Lösungen von Säuren

- Sie schmecken sauer.
- Sie reagieren mit Carbonaten zu CO_2 und einem Salz.
- Sie reagieren mit Metallen. Es entsteht H_2 .
- Das Wasser wird ein Elektrolyt.
- Sie neutralisieren Laugen.
- Indikatoren werden von ihnen gefärbt oder entfärbt.

5.3 Aktivität

Bei verdünnten idealen Lösungen nähert die Aktivität der Konzentration des Stoffes

$$a = c$$

Existiert ein fester Bodenkörper, so hat dieser die Aktivität von $1 \frac{mol}{l}$. Die Aktivität fließt in die Gleichung des MWG mit ein.

5.4 pH-Wert

Der PH-Wert ist der **negativ dekadische Logarithmus** der Konzentration der H_3O^+ -Ionen im Wasser. Somit ist bei einer Konzentration von $10^{-7} \frac{mol}{l}$ der PH-Wert 7. Liegt eine Konzentration von $1 \frac{mol}{l}$ vor, so ist der PH-Wert beispielsweise 0.

Der POH-Wert ist der negativ dekadische Logarithmus der Konzentration der OH^- -Ionen.

5.5 Normalität

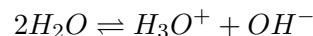
Die Normalität N ist

$$N = c \cdot \text{Wertigkeit}$$

Die Wertigkeit ist eine ganze Zahl und ist die Anzahl der Protonen, die eine Säure abgibt. Beispielsweise ist 0,1 molare HCl -Lösung 0,1 normal, da HCl nur ein Proton abgibt. 0,1 molare H_3PO_4 -Lösung ist hingegen 0,3 normal, da sie 3 Protonen abgibt.

5.6 Autoprotolyse des Wassers

In reinem Wasser ohne Säure oder Basezugabe findet eine Autoprotolyse statt. Das heißt, daß in reinem Wasser schon H_3O^+ -Kationen und OH^- -Anionen existieren:



Allerdings liegt dabei das Gleichgewicht stark auf der Eduktseite.

Wir können die Gleichgewichtsgleichung des MWG aufstellen:

$$K_c = 10^{-17,5} = \frac{c(H_3O^+) + c(OH^-)}{c(H_2O)^2}$$

Berechnen wir zunächst die Konzentration des Wassers. Wasser hat eine molare Masse von $18 \frac{g}{mol}$. Ein Liter Wasser sind exakt 1kg. Somit gilt

$$c(H_2O)^2 = \frac{1000 \frac{g}{l}}{18 \frac{g}{mol}} = \left(55,5 \frac{mol}{l}\right)^2$$

Wir können diesen Wert auf die linke Seite der obigen Gleichung bringen und erhalten

$$K_W = \frac{K_S}{(55,5 \frac{\text{mol}}{\text{l}})^2} = 10^{-14} \frac{\text{mol}}{\text{l}}$$

Da die Konzentration der Kationen gleich der Konzentration der Anionen sein muß, können wir folgendes sagen

$$10^{-14} \frac{\text{mol}}{\text{l}} = 2 \cdot c(\text{H}_3\text{O}^+) \Leftrightarrow c(\text{H}_3\text{O}^+) = 10^{-7} \frac{\text{mol}}{\text{l}}$$

Der negativ dekadische Logarithmus von 10^{-7} ist 7. Autoprotolysiertes Wasser hat den PH-Wert 7.

5.7 pH-Wert Berechnungen von starken Säuren

Die Berechnung des PH-Wertes starker Säuren oder des POH-Wertes starker Basen gestaltet sich sehr einfach. Da die Säure praktisch vollständig deprotolysiert, können wir die Konzentration der Säure als die Konzentration der H_3O^+ -Ionen nehmen. Somit gilt:

$$\text{pH} = -\lg(c(\text{H}_3\text{O}^+))$$

5.8 pH-Wert Berechnungen von schwachen Säuren

$$\text{p}K_s = -\lg(K_s)$$

Da schwache Säuren nicht vollständig deprotolysieren, müssen wir das MWG aufstellen. Als Beispiel für die PH-Wert Berechnung nehmen wir hier Essigsäure HAc oder auch CH_3COOH .

Das MWG lautet:

$$K_S = 10^{-4,75} = \frac{c(\text{H}_3\text{O}^+) + c(\text{CH}_3\text{COO}^-)}{c(\text{CH}_3\text{COOH})}$$

Da Essigsäure nur einwertig ist (siehe hier nicht extra aufgestellte Reaktionsgleichung) entsteht pro Essigsäuremolekül ein Essigsäureanion und ein H_3O^+ -Kation. Somit gilt:

$$c(\text{H}_3\text{O}^+) = c(\text{CH}_3\text{COO}^-)$$

und es gilt ferner

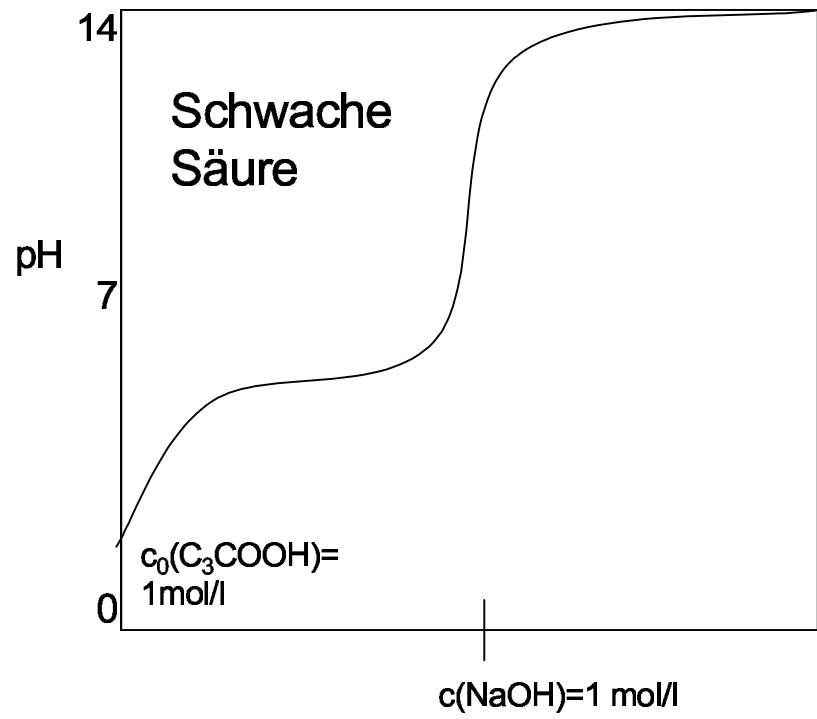
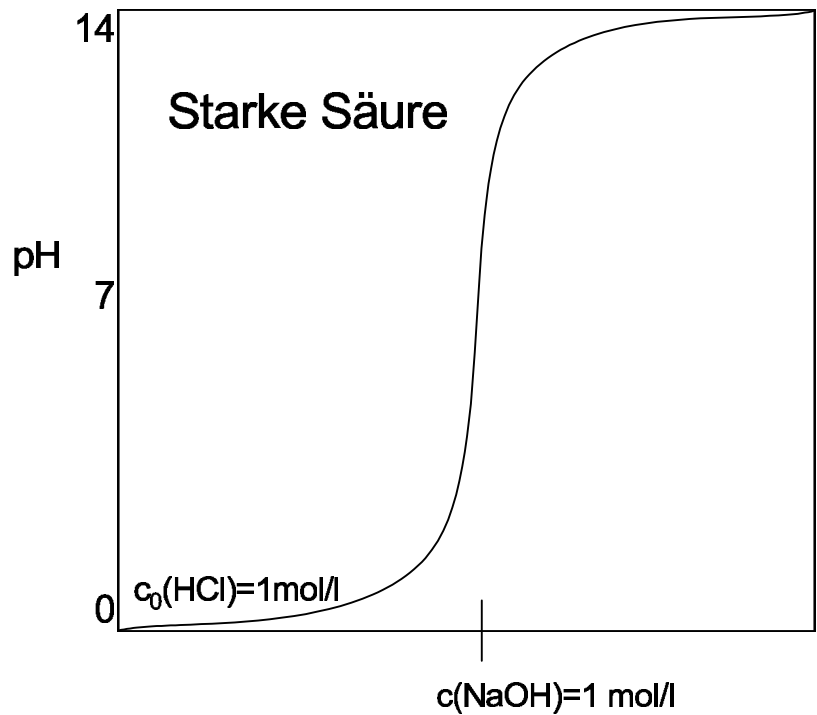
$$(c(\text{H}_3\text{O}^+))^2 = K_S \cdot c(\text{CH}_3\text{COOH}) \Leftrightarrow c(\text{H}_3\text{O}^+) = \sqrt{K_S \cdot c(\text{CH}_3\text{COOH})}$$

5.9 Neutralisation

Säuren kann man mit Basen neutralisieren. Es entsteht dabei ein Salz. Die Lösung hat am Neutralpunkt einen PH-Wert von 7.

Die **Titration** ist eine Möglichkeit die Stoffmenge einer Säure bzw. Base zu bestimmen. Bei dieser tropft man Tropfenweise eine Base bzw. Säure in die Lösung, deren Konzentration bekannt ist und mißt den PH-Wert. Hat man den Neutralpunkt erreicht, so kann man anhand der verwendeten Stoffmenge an Neutralisationsmittel errechnen, wieviel Mol Säure oder Base vorhanden waren.

Titrationen von starken Säuren/Basen und schwachen Säuren/Basen verlaufen nicht gleich:



Der Grund weshalb die Kurve für die Schwache Säure so gedellt ist, ist, daß sobald OH^- -Ionen hinzugefügt werden, diese mit den H_3O^+ -Ionen zu Wasser reagieren. Dann jedoch produzieren die restlichen Essigsäuremoleküle, die noch nicht protolysiert sind H_3O^+ -Ionen nach. Das Prinzip von Le-Chatelier gilt.

5.10 Puffersysteme

Puffersysteme haben die Eigenschaft in gewissem Maße hinzugegebene Säuren oder Basen wegzupuffern und den PH-Wert konstant zu halten. Sie bestehen aus einer schwachen Säure und dem dazugehörigen Salz wie zum Beispiel CH_3COOH und CH_3COONa .

Gibt man einer solchen Pufferlösung eine **starke Säure** hinzu, so reagiert diese mit den hauptsächlich aus dem Salz vorhandenen CH_3COO^- -Ionen zu CH_3COOH . Der PH-Wert bleibt gleich und verschiebt sich erst, wenn das Salz komplett verbraucht ist. Gibt man eine **starke Base** hinzu, dann ziehen die OH^- -Ionen aus CH_3COOH ein Proton heraus oder finden es schon in der Lösung vor und reagieren mit diesem zu Wasser. Der PH-Wert bleibt wieder gleich, bis alle CH_3COOH -Moleküle verbraucht sind.

6 Elektrolyse/Galvanisches Element

6.1 Allgemeines

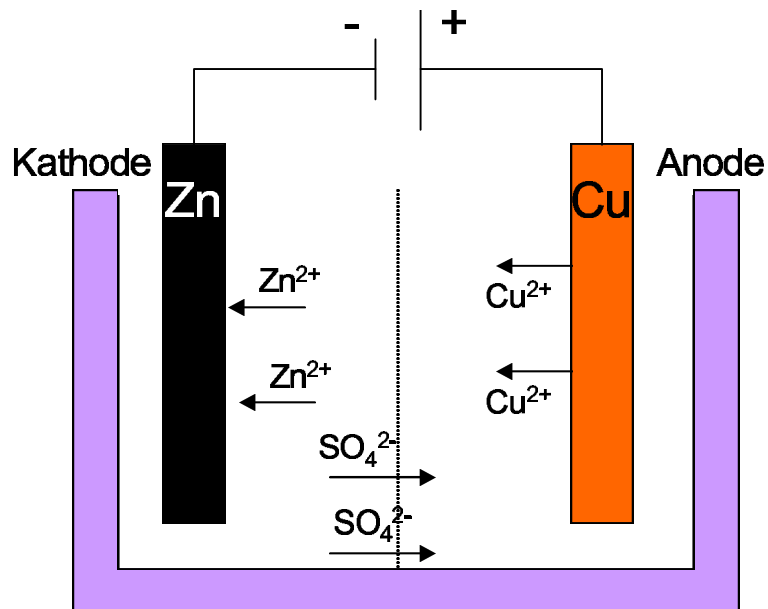
6.1.1 Wanderrichtungen der Ionen

Kationen sind positiv geladene Ionen und gehen immer zur Kathode. Anionen sind negativ geladene Ionen und gehen immer zur Anode.

6.2 Elektrolyse

6.2.1 Schaubild

Als Schaubild ist das Daniell-Element, ein galvanisches Element, gezeigt, welches zur Zeit jedoch elektrolysiert, d.h. geladen wird. Eine Elektrolyse zur Gewinnung von Zinn könnte man auch ohne Diaphragma machen. Normalerweise verläuft eine Elektrolyse ohne Diaphragma. Es entstehen an beiden Elektroden Elemente, die häufig gasförmig sind. So entsteht bei der Elektrolyse von HCl an der Anode Chlor, da dort den Chlorionen ein Elektron entzogen wird, und an der Kathode Wasserstoff, da den Wasserstoffprotonen ein Elektron hinzugefügt wird.



6.2.2 Zersetzungsspannung

Bei der Elektrolyse scheiden sich nicht sofort Stoffe an den Elektroden ab. Man muß zuerst eine gewisse Spannung überwinden, bevor die Elektrolyse in Gang kommt. Diese **Zersetzungsspannung** setzt sich zusammen aus der **Differenz der Redoxpotenziale** und der **Überspannung**.

Daß die Spannung der galvanischen Zelle einer Elektrolyse hinzugeführt werden muß, kommt dadurch zustande, daß zuerst, zum Beispiel bei der Elektrolyse von HCl , ein Wasserstoff und ein Chlorfilm an Kathode und Anode entsteht. Dieser Film wirkt als ein galvanisches Element und wirkt der Elektrolysespannung entgegen. Die Spannung des galvanischen Elementes ist abhängig vom Druck der beiden Gase an den Elektroden. Erst wenn dieser Druck höher als der Atmosphärendruck ist, können die Gase in Blasen entweichen und bilden kein galvanisches Element mehr. Somit ist die, um das galvanische Element zu überwinden, anzuwendende Spannung genau die Spannung eines galvanischen Elementes der beiden Gase unter Normalbedingungen.

6.2.3 Überspannung

Zusätzlich zur dieser Spannung kann eine Überspannung existieren. Die Überspannung muß noch einmal hinzuaddiert werden. Die Übergangsspannung ist abhängig von dem Material der Elektroden. An ein und demselben Elektrodenmaterial haben auch unterschiedliche Ionen unterschiedliche Überspannungen. Somit kann man durch eine geschickte Wahl der Elektroden das Redoxpotential zweier Stoffe austauschen, so daß man statt des einen Stoffes bei der Elektrolyse den anderen Stoff gewinnen kann. Dies wird zum Beispiel im Amalgam-Verfahren ausgenutzt, indem Natrium noch vor Wasserstoff an der Quecksilberelektrode abgeschieden wird.

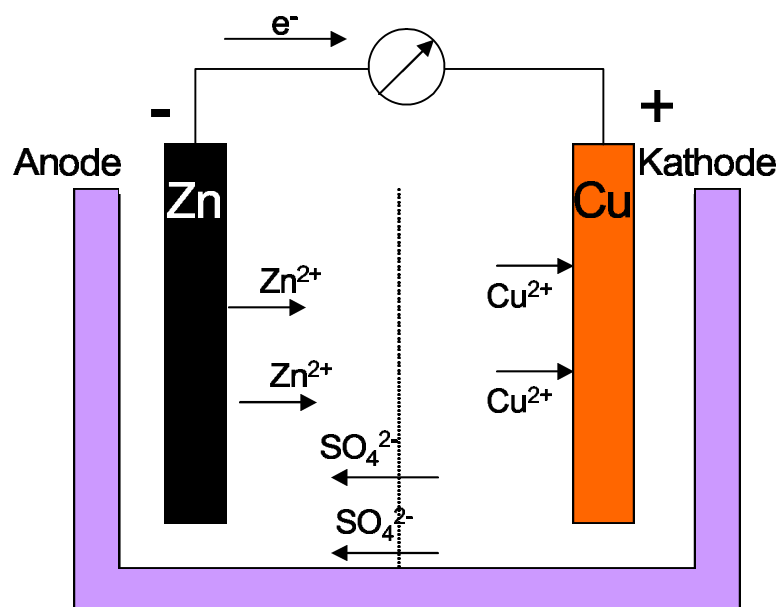
Platinierte Platinelektroden haben keine Überspannung. Deshalb kommt auch in der Normalwasserstoffhalbzelle eine platinierte Platinelektrode zum Einsatz.

6.2.4 Abscheiden mehrerer gelöster unterschiedlicher Ionen

Ionen, die ein vom Betrag her höheres Redoxpotential mit Einberechnung der Überspannung haben, werden zuerst abgeschieden. Gibt es keine dieser Ionen mehr, folgen die nächst niedrigeren.

6.3 Galvanisches Element

6.3.1 Schaubild



6.3.2 Batterie/Akkumulator

Eine Batterie ist ein galvanisches Element. Im Handel sind viele verschiedene Batterien. Eine Batterie kann jedoch nicht wieder geladen werden, während in einem Akkumulator auch eine Elektrolyse zum wiederbeladen desselben stattfinden kann. Somit kann man das System Galvanisches Element/Elektrolyseelement als Stromspeicher verwenden.

6.3.3 Normalwasserstoffhalbzelle

Die Normalwasserstoffhalbzelle besteht aus einer platinieren Platinelektrode über die in Wasser Wasserstoff mit einem Druck von $1013hPa$ geblasen wird. Die Zelle wird mit einer Salzbrücke, daß ist ein Glasrohr mit einer Salzlösung gefüllt und an beiden Enden mit einem Diaphragma verschlossen, mit einer anderen Halbzelle verbunden.

Nun kann der Strom fließen und zwar fließt er entweder **von der Normalwasserstoffhalbzelle in die andere Zelle**, dann ist die Normalwasserstoffhalbzelle die Anode und das Redoxpotential der anderen Zelle ist **positiv** oder der Strom fließt **von der anderen Zelle in die Normalwasserstoffhalbzelle**. Hierbei ist die Normalwasserstoffhalbzelle die Kathode und das Redoxpotential der anderen Zelle ist **negativ**.

6.3.4 Spannungsreihe

In der Spannungsreihe sind die Standardpotentiale der Normalwasserstoffhalbzelle gegenüber anderen Halbzellen aufgetragen. Aus dieser Gleichung kann man ablesen, wie die einzelnen Zellen unter Normalbedingungen miteinander reagieren. Die Spannung zwischen den einzelnen Zellen wird die Differenz der Standardpotentiale unter Normalbedingungen sein. Hier ein Ausschnitt aus der Tabelle:

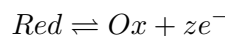
Reduzierte Form	Oxidierter Form	Standardpotential E^0 in V
<i>Na</i>	<i>Na</i> ⁺	-2,71
<i>Zn</i>	<i>Zn</i> ²⁺	-0,76
<i>Cd</i>	<i>Cd</i> ²⁺	-0,40
<i>H₂ + 2H₂O</i>	<i>2H₃O</i> ⁺	0
<i>Cu</i>	<i>Cu</i> ²⁺	+0,34
<i>2Cl</i> ⁻	<i>Cl</i> ₂	+1,36
<i>2F</i> ⁻	<i>F</i> ₂	+2,87

6.3.5 Berechnung von Redoxpotentialen mit Hilfe der Nernstschen Gleichung

Die Nernstsche Gleichung lautet

$$E = E_0 + \frac{RT}{zF} \lg \frac{c_{Ox}}{c_{Red}}$$

R ist dabei die Gaskonstante, T die Temperatur und F die Faradaykonstante. z ist die Anzahl der Elektronen, die bei der Redoxgleichung mitspielen:



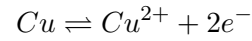
Nachdem man die Konstanten zusammenfaßt und auch die Temperatur auf die Normaltemperatur von $25^\circ C$ setzt erhält man

$$E = E_0 + \frac{0,059(V)}{z} \lg \frac{c_{Ox}}{c_{Red}}$$

Beim Einsetzen in die Nernstsche Gleichung muß man darauf achten, daß die Konzentrationen fester Reaktionspartner immer gleich 1 sind. Dies sind die Elektronen.

Beispiel:

Eine Kupferhalbzelle hat eine Konzentration von Kupfersulfid $CuSO_3$ von $2\frac{mol}{l}$ und die Redoxgleichung ist wie folgt:



Somit ist das Potential dieser Halbzelle

$$E = E_0 + \frac{0,059V}{2} \lg \frac{2mol/l}{1mol/l} = 0,34V + 0,0295V \cdot 0,30 = 0,3488V$$

Teil IV

Hauptelemente

1 Alkalimetalle und Wasserstoff (1.Hauptgruppe)

1.1 Reihe

H, Li, Na, K, Rb, Cs, Fr

1.2 Wasserstoff

1.2.1 Wasserstoff, Deuterium, Tritium

Wasserstoff kommt in drei Isotopen vor:

Anzahl der Neutronen im Kern	Name
1	Wasserstoff
2	Deuterium
3	Tritium

1.2.2 Ortho und Parawasserstoff

Im Wasserstoffmolekül H_2 gibt es zwei Elektronen. Wegen der geringen Größe des Moleküls ist es für die chemischen Eigenschaften von Bedeutung, wenn auch von geringer, ob sich die Elektronen parallel oder entgegengesetzt drehen.

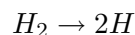
Beim **Parawasserstoff** sind die Spins **entgegengesetzt**.

Beim **Ortowasserstoff** sind die Spins **gleich**.

Ortho und Parawasserstoff kann man mit Hilfe gaschromatographischer Trennung trennen.

1.2.3 In statu nascendi

Dies ist der Zustand, in welchem sich die Wasserstoffatome noch nicht zu Molekülen zusammengesetzt haben. Er ist energiereicher als der molekulare Zustand. Er kann erreicht werden, indem man Wasserstoffmoleküle mit Mikrowellen anregt:



Man kann die Wasserstoffatome absaugen und einem Reaktionspartner zuführen. Die Zeit in der der In statu nascendi vorherrscht reicht dazu.

1.2.4 Hohe Diffusionsgeschwindigkeit

Wasserstoff besitzt eine sehr hohe Diffusionsgeschwindigkeit, weshalb es sehr schnell durch jedes Material wegdiffundiert. Die hohe Diffusionsgeschwindigkeit ist auf die geringe Molekülmasse zurückzuführen.

1.2.5 Hohe Löslichkeit in Palladium

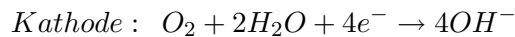
Wasserstoff löst sich sehr gut in dem Metall Palladium. Hier liegt es atomar gelöst vor. Das Verhältnis $Pd : H$ ist ca 1 : 100.

1.2.6 Darstellung

- Im Labor: $Zn + HCl \rightarrow ZnCl + \frac{1}{2}H_2$
- $Na + H_2O \rightarrow NaOH + \frac{1}{2}H_2$
- Elektrolyse von Wasser unter $NaOH$ -Zusatz, damit die Leitfähigkeit nicht verloren geht.
- ... and many more ...

1.2.7 Verwendungen

- **Schweißen:** Wasserstoff und Sauerstoff im richtigen stöchiometrischen Gemisch verbrannt ergeben eine sehr heiße Flamme, die sogar Stahl schmelzen kann. Diese Flamme wird deshalb zum Schweißen verwendet.
- **Herstellung von Ammoniak:** Stickstoff und Wasserstoff reagieren im Haber-Bosch-Verfahren zu Ammoniak, welches ein wichtiger chemischer Rohstoff ist.
- **Brennstoffzelle:** Wasserstoff kann mit Sauerstoff in einer Brennstoffzelle reagieren und dabei Strom erzeugen. Die Reaktion läuft dabei in $NaOH$ -Lösung ab. Folgende Reaktionen laufen an den Elektroden ab:



1.3 Alkalimetalle

1.3.1 Vorkommen

Alkalimetalle kommen sehr häufig auf der Erde vor. Sie sind aber nicht elementar vorhanden, sondern liegen als lösliche oder ungelöste Salze vor.

- **Lithium:** Silicatische Gesteine z.B. $Li(AlSi_4O_{10})$
- **Natrium:** $NaCl$ im Meerwasser und in Salzstöcken, Na_2CO_3 in Soda aus Meeres-Pflanzenasche
- **Kalium:** KCl (Sylvin), $K(AlSi_8O_8)$ (Kalifeldspat), Na_2CO_3 in Soda aus Land-Pflanzenasche
- **Rubidium und Cäsium** (selten): $RbCl$ und $CsCl$ in Bad Dürkheimer Mineralwasser
- **Fracium:** Zerfallsprodukt

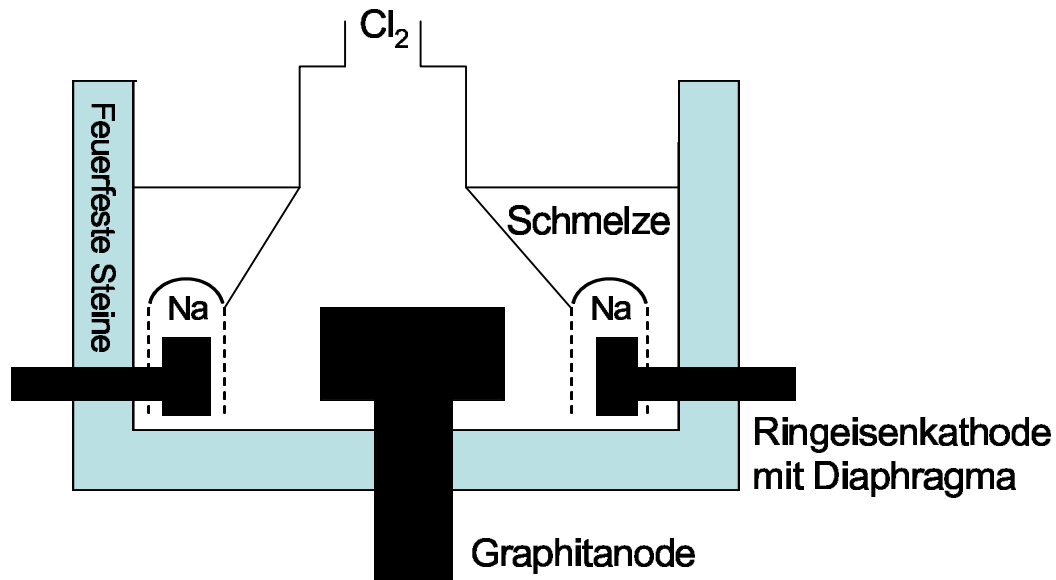
1.3.2 Darstellung

Natrium:

Natrium wird mit dem Castnerverfahren (alt) oder mit dem Downsverfahren hergestellt.

Beim **Castnerverfahren** wird fest Natriumhydroxid $NaOH$ geschmolzen und elektrolysiert. Dabei entsteht Natrium und Sauerstoff.

Beim **Downsverfahren** wird $NaCl$ geschmolzen und elektrolysiert. Dabei wird $CaCl_2$ **hinzugesetzt** um den Schmelzpunkt des Natriumchlorids herabzusenken. Der schematische Aufbau der Downszelle ist wie folgt:



Kalium, Lithium:

Kalium und Lithium kann man ähnlich durch **Schmelzflußelektrolyse** gewinnen.

Rubidium und Cäsium:

Gewinnung im Labor unter Hochvakuum aus Rubidium und Cäsiumchlorid mit Calcium:



Durch das Abdestillieren wird das Gleichgewicht auf die Produktseite verschoben (Prinzip von Le Chatelier)

1.3.3 Verwendung

Lithium:

Schmierfett, Legierungen mit anderen Metallen als Leichtmetalle im Flugzeugbau, beim Panzerbau und in der Raumfahrt; Li_2CO_3 für Emaille und Porzellan, sowie Spezialgläser; $LiOH$ zur Adsorption von CO_2 .

Natrium:

Na_2CO_3 Waschmittel, Papierherstellung etc.; $NaHCO_3$ Backpulver und Feuerlöscher; $NaNO_3$ (Natriumnitrat) als Dünger.

Kalium:

KNO_3 Salpeter zur Herstellung von Schwarzpulver; KCl Kalidünger; KO_2 adsorbiert CO_2 unter O_2 -Bildung (Atemgeräte).

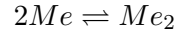
1.3.4 Chemische Eigenschaften

Alkalimetalle sind metallisch. Sie haben in der äußersten Elektronenschale ein Valenzelektron, welches sie bereitwillig abgeben. Sie sind stark elektropositiv und starke Reduktionsmittel. Wegen des Elektronengases leiten sie den Strom. Alkalimetall-Halogenverbindungen, sowie Alkalimetall-Oxid-Verbindungen sind Salze.

1.3.5 Alkalimetalle in Ammoniak

Alkalimetalle lassen sich in flüssigem Ammoniak lösen. Es werden dabei die Elektronen aufgenommen, welche eine blaue Färbung und eine hohe Volumenzunahme des Ammoniaks verursachen. Wird die Lösung gesättigt, so färbt sie sich bronzefarben, da die

Metallatome dimerisieren:



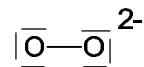
1.3.6 Flammenfärbung

Alkalimetalle in Verbindungen lassen sich über die Flammenfärbung nachweisen. In der Flamme strahlen sie eine bestimmte Farbe ab:

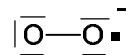
Metall	Farbe
Li	rot
Na	gelb
K	rotviolett
Rb	rot
Cs	blau

1.3.7 Oxidanionen

Peroxid-Anion: *farblos*



Hyperoxid-Radikalanion: *gelb*



Ozonoid-Radikalanion: *rot*



Eineinhalboxide: *schwarz - ungewöhnliche Farbe*

Eineinhalboxide sind eine Mischung aus Peroxid-Alkalimetallen und Hyperoxid-Alkalimetallen.

1.3.8 Oxide

Zu jedem Alkalimetall können das normal Oxid, das Hyperoxid, das Peroxid und das Ozonoid gebildet werden. Nur bei Lithium gibt es das Ozonoid und das Hyperoxid nicht. Die Alkalimetalle nehmen folgende Oxide vorrangig ein. Bei den \checkmark ist es möglich dieses Oxid auch zu bilden.

Ozonid	Hyperoxid	Peroxid	normale Wertigkeit
-	-	\checkmark	Li_2O
\checkmark	\checkmark	Na_2O_2	\checkmark
\checkmark	KO_2	\checkmark	\checkmark
\checkmark	RbO_2	\checkmark	\checkmark
\checkmark	CsO_2	\checkmark	\checkmark

2 Edelgase (8. Hauptgruppe)

2.1 Reihe

He, Ne, Ar, Kr, Xe, Rn (Radon)

2.2 Gruppeneigenschaften

Edelgase reagieren mit den meisten anderen Elementen nicht, da das p-Orbital dieser Atome voll besetzt ist. Ausnahmen davon sind stark elektronegative Elemente wie die Halogene oder auch Sauerstoff. Edelgase liegen bei moderaten Temperaturen gasförmig vor. Bei sehr tiefen Temperaturen bilden sie Atomkristalle. Sie sind ungiftig und geruchlos.

2.3 Darstellung

Edelgase kommen in der Luft vor und können aus dieser durch Destillation gewonnen werden. Helium kommt bis zu 8% in manchen Erdgasen vor und kann von dort gewonnen werden.

2.4 Edelgashalegonide

Fluor	Chlor	Brom
XeF_2	$XeCl_2$	$XeBr_2$
XeF_4	$XeCl_4$	
XeF_6		
KrF_2		
RnF_2		

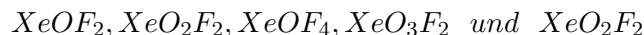
KrF_2 ist das stärkste bekannte Fluorierungsmittel, mit welchem man sogar AuF_5 herstellen kann. Alle Edelgasfluoride fluorieren meistens die anderen Stoffe bei ihrer Reaktion. Sie reagieren auch mit Wasser zu Flußsäure (HF), Sauerstoff und dem Edelgas.

2.5 Xenonoxide

Es existieren die Xenonoxide



sowie die Oxidfluoride



2.6 Bindungsstruktur

Edelgasverbindungen bestehen aus Molekülen mit polaren kovalenten Bindungen. Ein p-Elektron oder mehrere p-Elektronen des Edelgasatoms werden in das d-Orbital promoviert²⁰, damit eine Bindung zustande kommen kann.

Bei XeF_2 gibt es ein dp-Hybridorbital.

3 Halogene (7. Hauptgruppe)

3.1 Reihe



3.2 Eigenschaften

Halogene zeigen hohe Reaktionsfähigkeit. Ganz besonders Fluor ist das stärkste elementare Oxidationsmittel. Die Oxidationsfähigkeit nimmt von Fluor nach Iod ab. *Umgekehrt nimmt aber die Säurestärke von HF nach HI zu.*

²⁰d.h. angehoben

3.3 Vorkommen

Wegen ihrer hohen Reaktionsfähigkeit kommen die Halogene in der Natur nur in Verbindungen vor.

3.3.1 Fluor

Summenformel	Bezeichnung
CaF_2	Flußspat
Na_3AlF_6	Kryolith

3.3.2 Chlor

Summenformel	Bezeichnung
$NaCl$	Natriumchlorid(Kochsalz)
KCl	Sylvin

3.3.3 Brom

Brom ist Begleiter des Chlors z.B. in Meerwasser

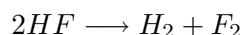
3.3.4 Iod

Ist wie Brom in geringer Konzentration in allen Gewässern enthalten. Reichert sich in Tang und Meeresalgen an, weshalb Küstenbewohner kein iodhaltiges Kochsalz zu sich nehmen müssen, da sie die Fische essen, welche wiederum Tang und Meeresalgen gefressen haben.

3.4 Darstellung

3.4.1 Fluor

Elektrolyse von HF :



Fluor wird an der Anode oxidiert, Wasserstoff an der Kathode reduziert.

3.4.2 Chlor

Mit dem **Weldon-Verfahren** im Labor:

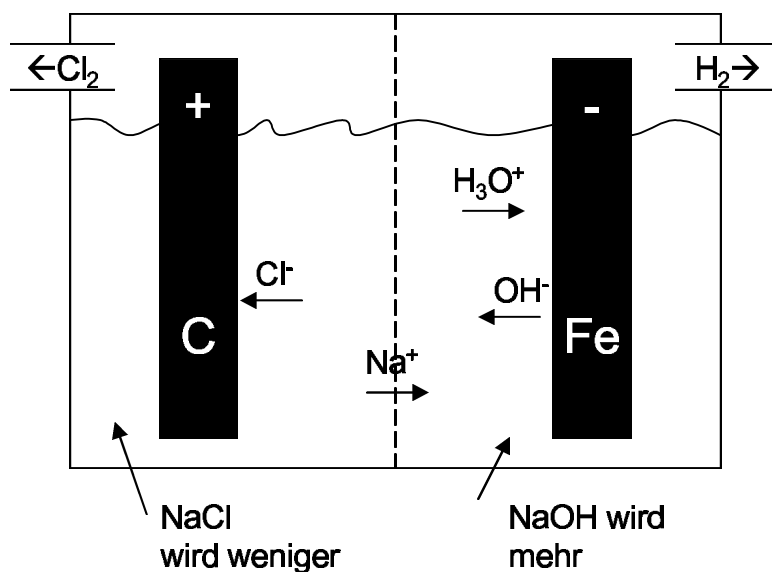


Mit dem **Amalgan-Verfahren**:

Das Verfahren hat zwei getrennte Zellen. In der einen Zelle wird NaCl-Lösung mit einer Quecksilberelektrode und beispielsweise einer Kohlelektrode elektlysiert. Die Quecksilberelektrode vertauscht die Potentialhöhe von Wasserstoff und Natrium, so daß die Quecksilberelektrode zu einer Amalgamelektrode wird, indem Natrium sich mit ihr vermischt. An der anderen Elektrode tritt Chlor aus.

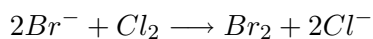
Mit dem **Diphagma-und Membran-Verfahren**:

Es wird NaCl in Wasser elektrolysiert. Es tritt Wasserstoff und Chlor aus.

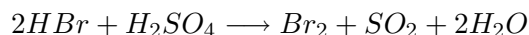


3.4.3 Brom

Lösungen die Brom-Anionen (Br^-) enthalten werden mit Chlorgas versetzt. Das Chlor wird zu Ionen und das Bromgas kann mit einem Luftstrom ausgetrieben werden:



Alternativ kann Wasserstoffbromid mit Schwefelsäure versetzt werden:



3.5 Hohe Reaktivität von Fluor

Fluor hat eine sehr hohe Reaktivität. Deshalb werden in Verbindungen mit Fluor höchste Reaktionszahlen erreicht. Fluor reagiert sogar mit Edelgasen. (s.o.) Wegen der hohen Reaktivität ist es nicht einfach Fluor aufzubewahren. Jedoch werden Ni, Cu, Stahl und Monel-Legierung (Cu-Ni) nur oberflächlich angegriffen, so daß es in Flaschen, aus solchen Legierungen aufbewahrt werden kann.

Fluorwasserstoff oder Fluor mit Wasser greifen Glas an, weshalb Fluorchemie nicht in Glasgefäßen betrieben werden kann, da schon die geringen Mengen Wasser in der Luft ausreichen, um den Reaktionsprozess zu unterhalten:



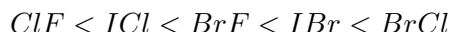
3.6 Interhalogenverbindungen

3.6.1 Zwei Bindungspartner

Es sind alle Interhalogenverbindungen der Form XY bekannt. Die Stoffeigenschaften sind in ungefähr eine Mischung der Stoffeigenschaften der beiden beteiligten Partner. Je weiter die beiden Partner voneinander im Periodensystem entfernt sind, desto stärker ist die Reaktionsfähigkeit und die **Disproportionierungsneigung**.

Summenformel	Farbe und Aggregatzustand/Form
ClF	farbloses Gas
BrF	hellrotes Gas
IF	braunes Pulver
BrCl	dunkelrote Flüssigkeit
ICl	rote Kristalle
IBr	rotbraune Kristalle

Die Disproportionierungsneigung steigt von ClF nach $BrCl$:



3.6.2 Mehrere Bindungspartner

Interhalogenverbindungen mit mehreren Bindungspartnern existieren außer bei ICl_3 nur zwischen Halogenen und mehreren Fluoratomen. Sie haben folgende Gestalt:

Anzahl der Bindungspartner	Geometrie
3	T-förmig
5	pyramidal
7	bipyramidal
<i>Existiert zu Cl und Br nicht</i>	

An Cl und Br passen keine 7 Fluoratome, wegen der geringeren Oberfläche der Br und Cl -Atome gegenüber Iod.

Die Bindung zwischen dem Zentralatom und den Liganden kommt hierbei zustande, indem die Elektronen in dem p-Orbital in das d-Orbital promoviert werden. Dabei werden für das dreibindige Zentralatom ein Elektron promoviert, für das fünfbindige zwei und für das siebenbindige drei.

3.7 Halogenide (HX)

3.7.1 Tendenzen



Von HCl nach HI nimmt die Säurestärke zu.
 Von HCl nach HI nimmt die Oxidationswirkung ab.

3.7.2 Hydrogenfluorid

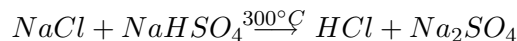
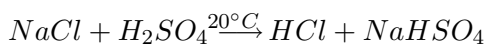
HF kann man durch Reaktion von Flußspat mit Schwefelsäure darstellen:



Hydrogenfluorid bildet mit Wasser Flußsäure. Flußsäure greift Stein und Glas an, weshalb es nicht in Glasflaschen oder Glasreaktionsgefäßen aufbewahrt werden kann.

3.7.3 Hydrogenchlorid

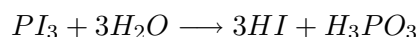
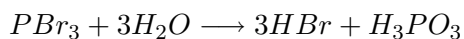
Darstellung durch Versetzen von Natriumchlorid mit Schwefelsäure:



HCl wird jedoch meistens bei der Chlorierung von Kohlenwasserstoffen gewonnen. Dort fällt es als Abfallprodukt ab.

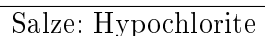
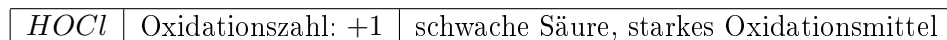
HCl in Wasser ist Salzsäure. Es ist eine starke nichtoxidierende Säure, welche keine edlen, sondern nur unedle Metalle löst.

3.7.4 Hydrogenbromid, Hydrogeniodid

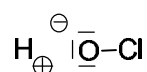


3.8 Sauerstoffsäuren des Chlors

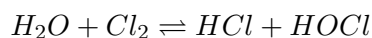
3.8.1 Hypochlorige Säure



Hypochlorige Säure sieht wie folgt aus:



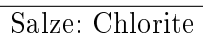
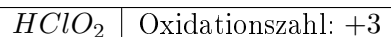
Sie entsteht durch Einleiten von Cl_2 in Wasser:



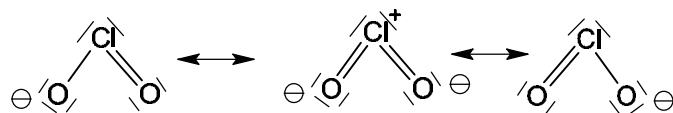
Die Reaktion ist ein chemisches Gleichgewicht. Nach dem Prinzip von Le Chatelier kann man jedoch HCl mit HgO fällen, womit man das System anregt HCl nachzuproduzieren, wobei auch $HOCl$ produziert wird.

Wenn man Hypochlorid und Salzsäure zusammenbringt, reagieren diese zu Wasser und Chlor. Das Chlor entweicht. Dieses Problem tritt bei Toilettenreinigungsmitteln auf, da chlorhaltige Mittel Hypochlorid enthalten und andere wieder Säure.

3.8.2 Chlorige Säure



Chlorige Säure ist instabil und hat deshalb keine praktische Bedeutung. Das Anion der Chlorigen Säure ist v-förmig gewinkelt. Es existieren drei mesomere Grenzstrukturen (Dies ist nicht nur bei dieser Säure so, sondern es ist auch bei der Chlorsäure und Perchlorsäure so. Dort existieren sogar noch mehr Grenzformeln):



Herstellung dieser Säure mit Hilfe von Barriumdichlorit:

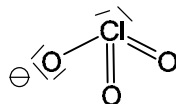


3.8.3 Chlorsäure

$HClO_3$	Oxidationszahl: +5	starke Säure, starkes Oxidationsmittel
----------	--------------------	--

Salze: Chlorate

Das Anion der Chlorsäure ist pyramidal. Es existieren 4 mesomere Grenzstrukturen:



Chlorsäure entsteht durch Übersäuern von Hypochloriger Säure:



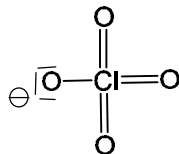
3.8.4 Perchlorsäure

$HClO_4$	Oxidationszahl: +7	stärkste Säure jedoch weniger oxidierend aus kinetischen Gründen
----------	--------------------	---

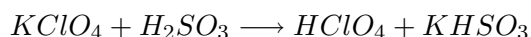
Salze: Perchlorate

Perchlorsäure ist als die einzige Säure rein darstellbar. D.h. sie existiert nicht nur im gelösten Zustand, sondern ist auch in fester Form vorhanden. Allerdings reagiert eingetrocknete Perchlorsäure schon auf Erschütterungen explosionsartig. Mit verdünnten Perchlorsäuren ist also äußerste Vorsicht geboten, daß diese nicht in Fugen tropfen, wo sie eintropfen und später explodieren können.

Das Anion der Perchlorsäure ist tetraedisch:



Darstellung ($HClO_4$ kann abdestilliert werden):



3.9 Zunahme der Säurestärke der Sauerstoffsäuren

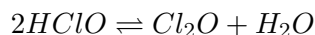
Die Säurestärke nimmt von der Hypochlorigen Säure bis zur Perchlorsäure zu. Die Oxidationswirkung bis auf Perchlorsäure auch. **Die Säurestärke wächst mit steigender Oxidationszahl.**

3.10 Sauerstoffverbindungen

3.10.1 Chlor(I)-Oxid



Anhydrid der hypochlorigen Säure:



Molekülstruktur ist gewinkelt, wie das Wasser.

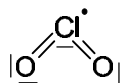
Die Bindungswinkel der einzelnen Moleküle:

Molekül	Winkel
H_2O	$104,5^\circ$
OF_2	130°
Cl_2O	111°

3.10.2 Chlordioxid

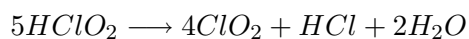
ClO_2 Gelbes Gas

Die Molekülstruktur ist wieder gewinkelt:

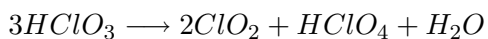


Dieses Molekül hat 19 Elektronen und ist somit wegen der ungeraden Elektronenzahl paramagnetisch.

Dieses Gas entsteht bei der Zersetzung von chloriger Säure



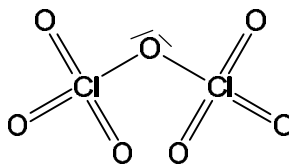
oder Chlorsäure



Es ist explosiv.

3.10.3 Dichlorheptaoxid

Cl_2O_7 farblose, ölige Flüssigkeit



Dichlorheptaoxid ist rein destillierbar und stabiler als andere Chloroxide. Es explodiert jedoch dennoch beim Erwärmen.

Es ist das Anhydrid der Perchlorsäure:



3.11 Pseudohalogene

Pseudohalogene sind nicht aus Atomen der Halogengruppe aufgebaut. Sie haben jedoch ähnliche Stoffeigenschaften.

Beispiele für Pseudohalogene:

Atomgruppe	Anion	Name
CN	CN^-	Cyanid
SCN	SCN^-	Thiocyanat (Rhodanid)
OCN	OCN^-	Cyanat
N_3	N_3^-	Azid

4 Chalkogene (6. Hauptgruppe)

4.1 Reihe

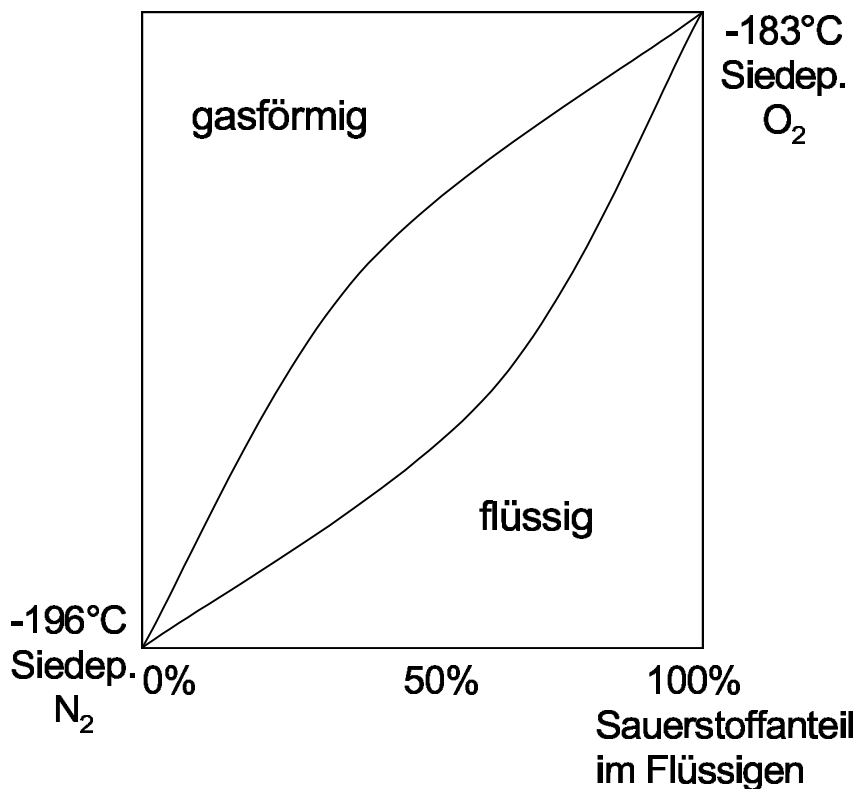
O,S,Se(Selen),Te(Tellur),Po(Polonium)

4.2 Sauerstoff

4.2.1 Darstellung: Lindeverfahren

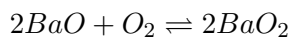
Im Lindeverfahren wird die Luft verflüssigt, indem sie auf niedrige Temperaturen gebracht wird, um sie danach zu destillieren. Dies geschieht mit dem Luftverflüssiger, indem zuerst Luft komprimiert wird. Dadurch wird Wärme frei, welche durch einen Kühler abgeleitet wird. Danach wird die Luft wieder expandiert und pro Bar um etwa $\frac{1}{4}^{\circ}C$ kälter. Ist sie dann noch nicht flüssig, wird sie wiederholt verdichtet, gekühlt und wieder entspannt.

Sauerstoff hat einen ähnlichen Siedepunkt wie Stickstoff. Der Siedepunkt von Stickstoff ist jedoch etwas geringer. Deshalb muß das Gemisch mehrfach destilliert werden, um reinen Sauerstoff zu erhalten.



4.2.2 Darstellung: BaO

Vor dem Lindeverfahren konnte man Sauerstoff nur mit Hilfe von BaO aus der Luft gewinnen, indem er zuerst durch BaO unter $500^{\circ}C$ aus der Luft entzogen wurde und später das Barrium unter $700^{\circ}C$ diesen wieder freigab:



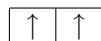
Des weiteren kann Sauerstoff auch mit HgO aus der Luft entfernt und wieder aus diesem zurückgewonnen werden.

4.2.3 Darstellung: Elektrolyse von Kalilauge

Sauerstoff kann man durch Elektrolyse von Kalilauge oder Natriumlauge gewinnen. Hierbei werden die OH^- -Ionen zu OH oxidiert, welches dann zu H_2O unter Sauerstoffabgabe reagiert. An der anderen Elektrode entsteht Wasserstoff.

4.2.4 Singulett und Tripletsauerstoff

Der normale Zustand des Sauerstoffmoleküls ist der Triplettzustand, auch Tripletsauerstoff genannt 3O_2 . Bei diesem stehen beide Elektronen in dem antibindenden π^*2p^2 -Orbitalen parallel



Stehen sie jedoch entgegengesetzt



oder sind sie sogar in demselben antibindenden π -Orbital

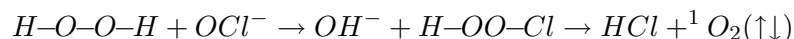


so handelt es sich um Singuletsauerstoff 1O_2 .

Tripletsauerstoff ist blau, Singuletsauerstoff rot. Singuletsauerstoff ist sehr reaktiv und ist die bleichende Reagenz beim Bleichen mit Sauerstoff. Durch Stöße von zwei Singuletsauerstoffmolekülen reagiert dieser jedoch wieder zu Tripletsauerstoff.

4.2.5 Herstellung von Singuletsauerstoff

Singuletsauerstoff 1O_2 wird aus Wasserstoffperoxid hergestellt:



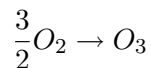
4.2.6 Länge der Doppelbindung bei Sauerstoff in Ionen

Sauerstoff kann einfach positiv wie bis zu zweifach negativ geladen sein. **Je mehr Ladung** das Sauerstoffmolekül oder Ion hat, **desto länger** ist die Bindung. Grund hierfür ist die Abstoßung der Elektronen.

Bei negativen Ionenladungen werden die zusätzlichen Elektronen in das antibindende Orbital mit aufgefüllt.

4.2.7 Ozon

Ozon stellt man mit einem siemensschen Ozonisator her



Ozon zersetzt sich wieder leicht. Es ist eine stark oxidierende Substanz und hat fast so eine große Oxidationswirkung wie Sauerstoff in atomarer Form. In der Atmosphäre wird Ozon dazu gebraucht, um die UV-Strahlung aus dem Weltall zu filtern. Es entsteht durch UV-Strahlung, filtert diese aber auch. Jedoch wird es durch Fluorchlorkohlenwasserstoffe zerstört, weil diese Radikale bilden, welche die O_3 Moleküle katalytisch wieder zu O_2 reagieren lassen.

Ozon verfügt über ein delokalisiertes Elektronenpaar in der π -Bindung. Es liegt in gewinkelter Struktur vor.

4.3 Schwefel

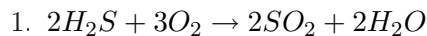
4.3.1 Vorkommen

Schwefel kommt sowohl elementar, als auch im sauren Erdgas als H_2S vor. Des weiteren findet man ihn auch in verschiedenen Sulfiden und Sulfaten in der Natur:

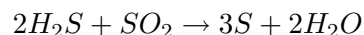
Sulfide	FeS_2 (Eisenkies, Pyrit) $CuFeS_2$ (Kupferkies) PbS (Bleiglanz)
Sulfite	$CaSO_3 \cdot X \cdot H_2O$ (Calciumsulfid)
Sulfate	$CaSO_4 \cdot 2H_2O$ (Gips) $MgSO_4 \cdot 7H_2O$ (Bittersalz)

4.3.2 Darstellung: Claus-Prozeß

Schwefelwasserstoff H_2S aus dem sauren Erdgas oder von einer anderen Quelle her gewonnen wird mit Sauerstoff verbrannt. Das entstehende Schwefeldioxid reagiert noch einmal mit Schwefelwasserstoff zu Schwefel und Wasser. Bei der Schwefelherstellung auf diese Weise ist darauf zu achten, daß in der Brennkammer nicht zuviel Sauerstoff ist. Sonst reagiert Schwefelwasserstoff mit diesem vollständig und es ist kein Schwefelwasserstoff mehr vorhanden, um die zweite Reaktion durchzuführen:



2. Bei $200 - 300^\circ C$:



4.3.3 Darstellung: Frasch-Verfahren

Beim Fraschverfahren wird elementarer Schwefel mit Hilfe von heißem Wasserdampf aus schwefelhaltigen Schichten geschmolzen und unter Druck zu Tage gefördert. Dies funktioniert, weil Schwefel einen relativ niedrigen Schmelzpunkt hat. Der geförderte Schwefel ist bereits sehr rein.

4.3.4 Modifikationen des Schwefels

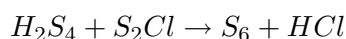
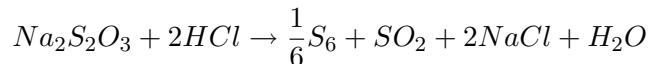
Schwefel besteht in vielen Modifikationen aus S_8 -Ringern. Diese sind besonders stabil. Diese Ringe haben eine Form wie eine Krone, welche durch die Hybridisierung der S -Atome zustande kommt.

Modifikation	Temperatur	Beschreibung
α -S	bis $95,6^\circ C$	rhombischer Schwefel (kristallin, gelb): Besteht aus 16 S_8 -Molekülen in der Elementarzelle
β -S	bis $119,6^\circ C$	monokliner Schwefel (kristallin, gelb): Besteht aus einzelnen S_8 -Molekülen
λ -S		leichtflüssiger Schwefel (gelb): Besteht aus S_8 -Molekülen
π -S		immer noch flüssig; Schwefel nimmt energiereichere Ringstrukturen mit $n = 6 \dots 26$ Atomen an
μ -S	$159 - 444^\circ C$ max bei $187^\circ C$	plastischer Schwefel in abgeschreckter Form. Plötzlich rotbraun und sehr zäh, so wie Kaugummi. Besteht aus S_x -Ketten
S_n	ab $444,6^\circ C$	In der Gasphase befinden sich hauptsächlich einzelne S-Atome

Alle Modifikationen sind reversibel. So zerfällt plastischer Schwefel mit der Zeit wieder zu monoklinen Schwefel, welcher dann auch wieder rhombisch wird.

4.3.5 Herstellung von S_6 -Ringen

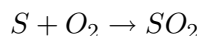
S_6 -Ringe entstehen bei der Zersetzung von Thiosulfaten mit Säuren:



4.3.6 Oxide des Schwefels

SO_2 :

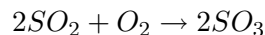
Schwefeldioxid wird durch Verbrennen von Schwefel erzeugt:



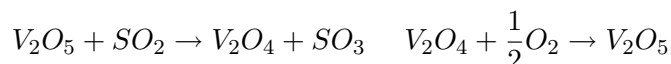
Es ist ein Molekül mit zwei Doppelbindungen am Schwefel und hat v-förmige Struktur. Es verfügt über ein sp^2 -Hybridorbital, sowie zwei π -Bindungen.

SO_3 :

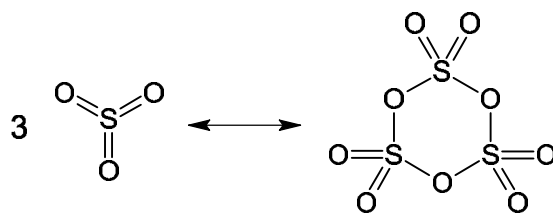
Schwefeltrioxid wird mit Hilfe des Kontaktverfahrens aus Schwefeldioxid und Sauerstoff hergestellt:



Bei Raumtemperatur liegt das Gleichgewicht auf der rechten Seite, jedoch läuft die Reaktion praktisch nicht ab. Bei hohen Temperaturen liegt das Gleichgewicht auf der linken Seite, da die Reaktion exotherm ist. Man benutzt deshalb V_2O_5 als Katalysator bei Temperaturen von $420 - 440^\circ C$:



Es gibt verschiedene Modifikationen des SO_3 -Moleküls. In der Gasphase liegt folgendes Gleichgewicht vor. Man nennt diese Modifikation γ - SO_3 :



Unterhalb der Raumtemperatur formt sich SO_3 in asbestartige Nadeln, die α bzw. β -Modifikation um. Diese Nadeln bestehen aus vielen hintereinandergereihten SO_3 Molekülen, bei denen eine Doppelbindung aufgespalten wird und jeweils ein O-Atom für eine Verbindung zum nächsten „Molekül“ sorgt.

4.3.7 Sauerstoffsäuren des Schwefels

H_2SO_3 :

Schweflige Säure wird durch Einleiten von SO_2 in Wasser hergestellt. SO_2 ist in Wasser gut löslich:



Schweflige Säure ist eine schwache Säure.

H_2SO_4 :

Schwefelsäure kann durch Einleiten von SO_3 in Wasser hergestellt werden. Jedoch ist es in Wasser nicht so gut löslich. Deshalb wird SO_3 eingeleitet, wo es zu Dischwefelsäure reagiert, welche wiederum mit Wasser zu Schwefelsäure reagiert:



Reine Schwefelsäure ist eine farblose, ölige Flüssigkeit, die Oleum genannt wird. Sie raucht, da sie verdunstet und an der Luft Wasser entzieht, welches zu Wassertröpfchen wird. Reine Schwefelsäure ist stark Wasserentziehend, weshalb es als Trocknungsmittel verwendet wird. Auf viele organische Stoffe wirkt Schwefelsäure verkohlend. **Schwefelsäure ist ein starkes Oxidationsmittel.**

4.4 Selen

Selen ist ein Begleiter des Schwefels. Da Selendioxid fest ist und Schwefeldioxid gasförmig, kann man das Gemisch verbrennen und man erhält einen Selendioxid-Rückstand, den man trennen kann.

5 Elemente der 5. Hauptgruppe

5.1 Reihe

N,P,As(Arsen),Sb(Antimon),Bi(Bismut)

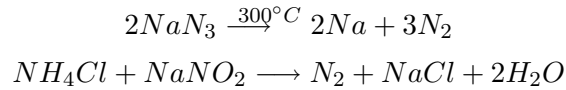
5.2 Stickstoff

5.2.1 Darstellung: Linde-Verfahren

Ähnlich wie Sauerstoff kann man Stickstoff durch **fraktionierende Destillation der Luft** isolieren. Stickstoff ist der Hauptbestandteil der Luft und kommt in ihr einen Anteil von 78% (Volumenprozent).

5.2.2 Darstellung: Labor

Stickstoff kann man im Labor auf verschiedene Weise herstellen. Hier einige Beispiele:

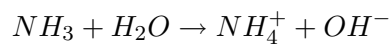


5.2.3 Ammoniak im Haber-Bosch-Verfahren

Ammoniak NH_3 ist ein farbloses und stechend riechendes Gas. Es lässt sich ähnlich wie Chlor leicht verflüssigen. Im Ammoniak gibt es ähnlich wie beim Wasser eine **Autoprotolyse**:



In Wasser reagiert Ammoniak leicht basisch:

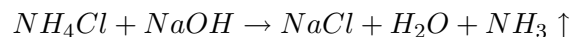


Versetzt man Calcium mit Ammoniak so bildet sich Calciumdiamid $\text{Ca}(\text{NH}_2)_2$ und Wasserstoff. Erwärmt man dieses, so bildet sich Calciumimid unter Freisetzung von Ammoniak und schließlich Calciumnitrid unter nochmaliger Freisetzung von Ammoniak. Versetzt man Amide, Imide oder Nitrile mit Wasser, so bildet sich sofort Ammoniak.

Im **Haber-Bosch-Verfahren** wird der Luftstickstoff mit Wasserstoff zur Reaktion gebracht. Dies funktioniert nur unter Druck, da das Gleichgewicht der Reaktion unter Raumtemperatur zwar auf der Produktseite liegt, die Reaktion aber zu langsam abläuft und bei höheren Temperaturen die Reaktion zwar abläuft, aber das Gleichgewicht auf die Eduktseite geht. Es wird mit Drücken um die 300bar und Temperaturen um $400 - 500^\circ\text{C}$ gearbeitet.

Dabei wird noch ein Kontaktkatalysator eingesetzt. Es ist Fe_3O_4 . Dieser wird bei den vorhandenen Temperaturen durch den vorhandenen Wasserstoff zu $\alpha - \text{Fe}$ reduziert. Zum Eisen gibt es auch noch einige Beigaben. Wasserstoff und Stickstoffatome lagern sich auf dem α -Eisen an und reagieren zu NH_3 .

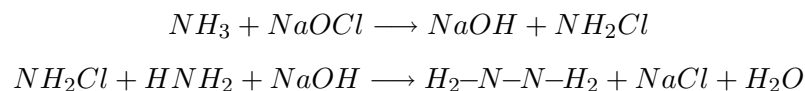
Im **Labor** kann man Ammoniak wie folgt darstellen:



5.2.4 Hydrazin N_2H_4

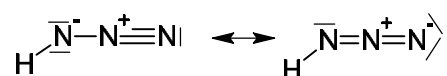
Hydrazin ist eine endotherme Verbindung. Beim Erwärmen zersetzt sich die Flüssigkeit explosiv. Es löst sich quasi unbegrenzt in Wasser. Wässrige Lösungen sind gefahrlos handhabbar. Verbrennt man sie mit Sauerstoff, entsteht viel Wärme, weshalb sie gerne als Raketentreibstoff verwendet wird.

Hydrazin kann man mit der **Rasching-Synthese** erzeugen:



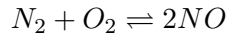
5.2.5 Stickstoffwasserstoffsäure HN_3

Ist wieder eine explosive Flüssigkeit. Die Salze heißen **Azide**. Schwermetallazide sind hochexplosiv. In gelöster Form jedoch nicht.



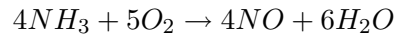
5.2.6 Stickstoffmonoxid

Stickstoffmonoxid ist ein farbloses und giftiges Gas. Es entsteht unter hohen Temperaturen aus Luftstickstoff und Luftsauerstoff:



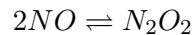
Man kann Stickstoffmonoxid abschrecken und es bleibt auch bei Raumtemperatur im metastabilen Zustand.

Großtechnisch läßt sich Stickstoffmonoxid mit dem **Ostwald-Verfahren** herstellen. Dabei wird Ammoniak und Sauerstoff über heißes Platinblech geleitet:



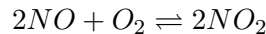
Die Kontaktzeit ist sehr gering. *NO* wird somit abgeschreckt und ist metastabil. Das Ostwald-Verfahren ist ein wichtiger Schritt in der Salpetersäuresynthese.

NO dimerisiert:



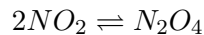
Auch Stickstoffmonoxid und Stickstoffdioxid können gemeinsam dimerisieren, wobei Distickstoffdioxid entsteht, welches eine blaue Flüssigkeit bei niedrigen Temperaturen ist.

Es reagiert spontan mit Sauerstoff (bei hohen Temperaturen liegt das Gleichgewicht auf der Eduktseite):



5.2.7 Stickstoffdioxid

Stickstoffdioxid neigt wieder zu Dimerisierung



Es ist ein Oxidationsmittel.

5.2.8 Salpetrige Säure

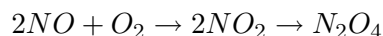
Salpetrige Säure ist nicht rein isolierbar und ist auch im wässrigen unbeständig. Sie disproportioniert:



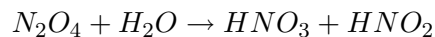
5.2.9 Salpetersäure

Salpetersäure ist beständiger als salpetrige Säure. Jedoch zersetzt sie sich auch bei Lichteinwirkung schon bei Raumtemperatur. Salpetersäure ist ein starkes Oxidationsmittel. Die Herstellung von Salpetersäure verläuft wie folgt:

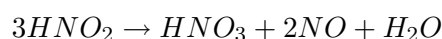
1. Wir erhalten N_2O_4 , indem wir das aus dem Ostwaldverfahren gewonnene *NO* oxidieren:



2. Dieses leiten wir in Wasser. Es passiert folgendes:



3. Salpetrige Säure zerfällt wieder (s.o.)



4. Mit dem entstandenen *NO* starten wir wieder bei 1.

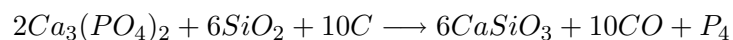
5.2.10 Halogenverbindungen des Stickstoffs

Struktur	Fluor	Chlor	Brom	Iod
NX_3 , tetraedisch	farbloses Gas	gelbes explosives Öl	rote explosive Kristalle	rotschwarze explosive Kristalle
N_2X_4 Struktur wie Hydrazin	N_2F_2 farbloses Gas	-	-	-
N_2X_2 Mittig zwei N-Atome, Halogenatome gewinkelt, es existiert eine cis und eine trans Struktur	farbloses Gas	-	-	-
N_3X , Struktur wie N_3H	grüngelbes Gas	farbloses Gas, explosiv	orangrote Flüssigkeit, explosiv	farbloser Feststoff, explosiv

5.3 Phosphor

5.3.1 Darstellung

Phosphor kann man aus Calciumphosphat gewinnen:



5.3.2 Modifikationen

Phosphor existiert in vielen unterschiedlichen Modifikationen:

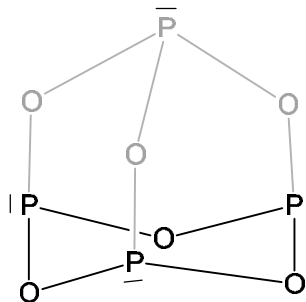
Modifikation	Beschreibung
weißer Phosphor	entsteht bei der Kondensation von Phosphordampf, er besteht aus P_4 -Molekülen, ist sehr reaktiv und giftig, weißer Phosphor ist wachweich und oxidiert spontan mit dem Luftsauerstoff (dazu später mehr)
roter Phosphor	entsteht beim Erhitzen von weißen Phosphor unter Luftabschluß auf $180 - 400^\circ C$. Ist ein unregelmäßiges dreidimensionales Netzwerk. Roter Phosphor ist luftstabil und ungiftig. Er wird in Zündhölzern verwendet. Es reagiert erst bei Temperaturen von $300^\circ C$.
violetter Phosphor	entsteht beim weiteren Erwärmen von rotem Phosphor auf $550^\circ C$ oder beim Erwärmen von schwarzem Phosphor auf $550^\circ C$. Kristallisiert in einer komplizierten Schichtstruktur
Phosphordampf	Bei $620^\circ C$ sublimiert Phosphor. Phosphordampf besteht aus P_4 -Molekülen, die hochreaktiv sind. Durch Abschrecken bekommt man weißen Phosphor.
schwarzer Phosphor	Ist die Hochdruckmodifikation. Herstellung bei $200^\circ C$ und 12kbar oder bei $380^\circ C$ unter Anwesenheit von Quecksilber. Er ist ein Halbleiter und stabil bis $550^\circ C$.
rhomboedrischer Phosphor	Entsteht aus schwarzem Phosphor unter 84kbar . Er kristallisiert rhomboedrisch.
kubischer Phosphor	Entsteht aus rhomboedrischen Phosphor bei 111kbar .

5.3.3 Leuchten von weißem Phosphor an Luftsauerstoff

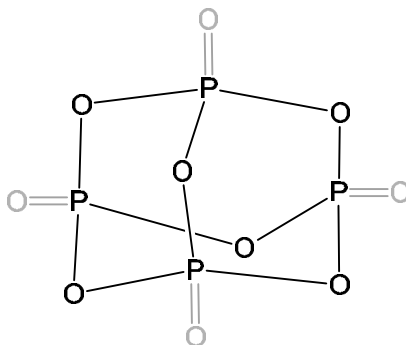
Im Dunkeln leuchtet weißer Phosphor. Er reagiert mit dem Luftsauerstoff zu P_4O_6 und sublimiert. Danach reagiert er weiter mit dem Luftsauerstoff zu P_4O_{10} . Die entstandene Energie wird nicht in Form von Wärme abgegeben, sondern in Form von Licht. Deshalb leuchtet weißer Phosphor im Dunkeln.

5.3.4 Oxide

P_4O_6 (Phosphor(III)-Oxid):



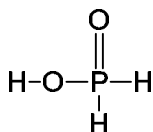
P_4O_{10} (Phosphor(V)-Oxid):



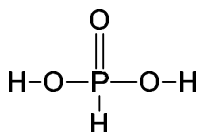
Phosphor(V)-Oxid wirkt stark wasserentziehend. Beim Erwärmen bildet es Polymere, die zuerst in Schichten vorhanden sind und danach eine dreidimensionale Struktur haben.

5.3.5 Phosphorsäuren

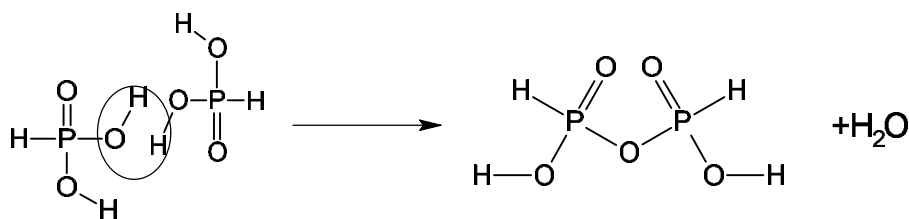
Phosphinsäure (HPH_2O_2): Oxidationszahl +1



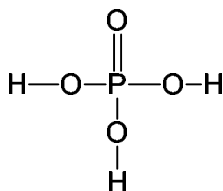
Phosphonsäure (H_2PHO_3): Oxidationszahl +3



Phosphonsäure kann unter Wasserabspaltung Polymere bilden, zum Beispiel die Diphosphonsäure ($H_2P_2H_2O_5$):



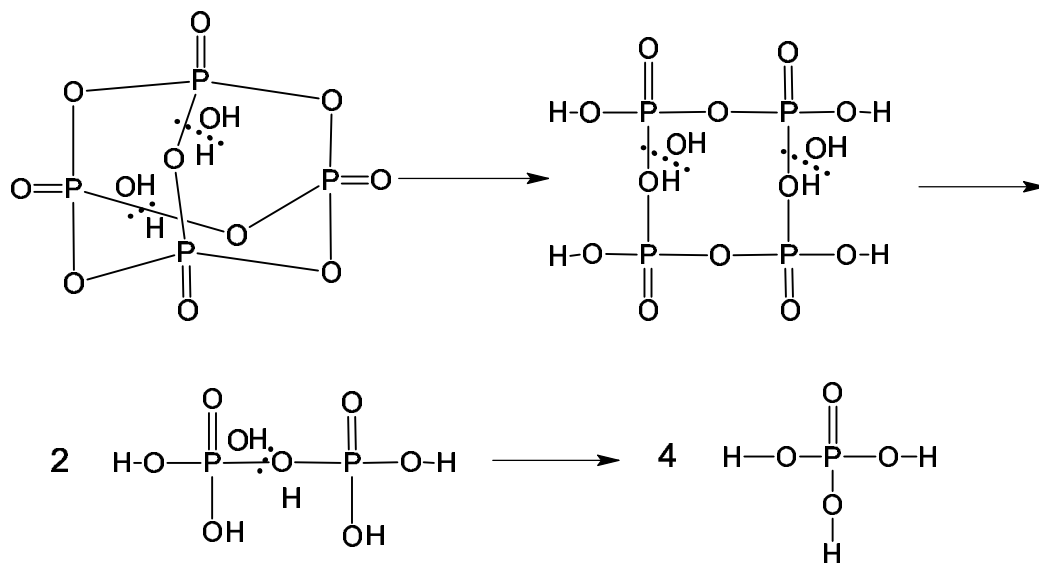
Ortho-Phosphorsäure (H_3PO_4): Oxidationszahl +5



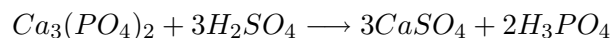
Das Phosphation PO_4^{3-} ist tetraedisch. Alle Bindungen sind gleichwertig. Dies lässt sich als ein sp^3 -Hybridorbital mit einer delokalisierten (d-p) π -Bindung deuten.

Orthophosphorsäure bildet wieder Polymere, so wie es die Phosphonsäure schon getan hat. Es entstehen Ketten, Verzweigungen und Gitter.

Darstellung: Orthophosphorsäure erhält man, indem man P_4O_{10} hydratisiert:



Darstellung auf nassem Wege:



Orthophosphorsäure bildet drei Reihen von Salzen, da sie dreiwertig ist:

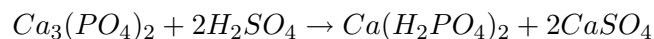
Anzahl der Metallatome	Name	Beispiel
1	Dihydrogenphosphate (primäre Phosphate)	NaH_2PO_4
2	Hydrogenphosphate (sekundäre Phosphate)	CaHPO_4
3	Orthophosphate (tertiäre Phosphate)	Na_3PO_4

5.3.6 Grund der Bildung von Polymeren beim Phosphor

Anders als Stickstoff verfügt Phosphor über d-Orbitale. Eine (p-d) π -Bindung wird vor einer (p-p) π -Bindung bevorzugt. Deshalb neigt Phosphor zur Bildung von Polymeren.

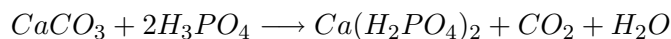
5.3.7 Phosphathaltiger Dünger

Zur Düngung wird häufig phosphathaltige Dünger eingesetzt. Natürliches $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$ ist unlöslich und muß in eine lösliche Verbindung umgewandelt werden. Dies geschieht mit Schwefelsäure:



Diesen Dünger nennt man „Superphosphat“.

Calciumcarbonat wird jedoch nicht umgewandelt. Man kann auch dieses Umwandeln, indem man H_3PO_4 als Säure verwendet:



5.3.8 Halogenverbindungen des Phosphors

6 Kohlenstoffgruppe (4. Hauptgruppe)

6.1 Reihe

C, Si, Ge, Sn (Zinn), Pb (Blei)

6.2 Kohlenstoff

6.2.1 Vorkommen

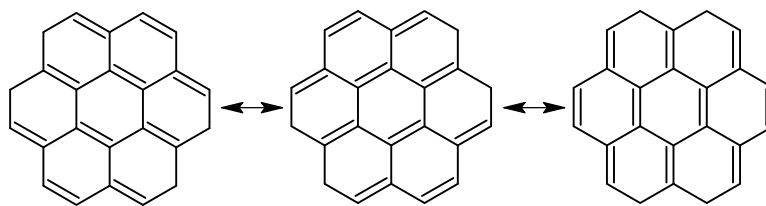
Kohlenstoff kommt in der Natur fast überall vor. Die größten vorkommen sind in Carbonaten z.B.



6.2.2 Polymorphe Modifikationen

Vom Kohlenstoff gibt es zwei polymorphe Modifikationen Graphit und Diamant. Dabei ist die Graphitmodifikation die unter Normalbedingungen stabilste Modifikation. Diamant entsteht, wenn man Graphit unter Druck setzt.

Im **Graphit** sind die Kohlenstoffatome sp^2 -hybridisiert. Deshalb ist Graphit aus Schichten aufgebaut. Jedes Kohlenstoffatom hat drei Kohlenstoffbindungspartner. Ein einzelnes p-Elektron bleibt an jedem C-Atom frei. 6 C Atome bilden im Graphit einen Ring. Mit dem freien Elektron bildet jedes C-Atom zu einem seiner Nachbarn eine weitere π -Bindung, so daß eine Doppelbindung vorhanden ist. Die Elektronen sind praktisch über das ganze Makromolekül delokalisiert, da zwischen drei mesomeren Grenzformeln gewechselt wird. :

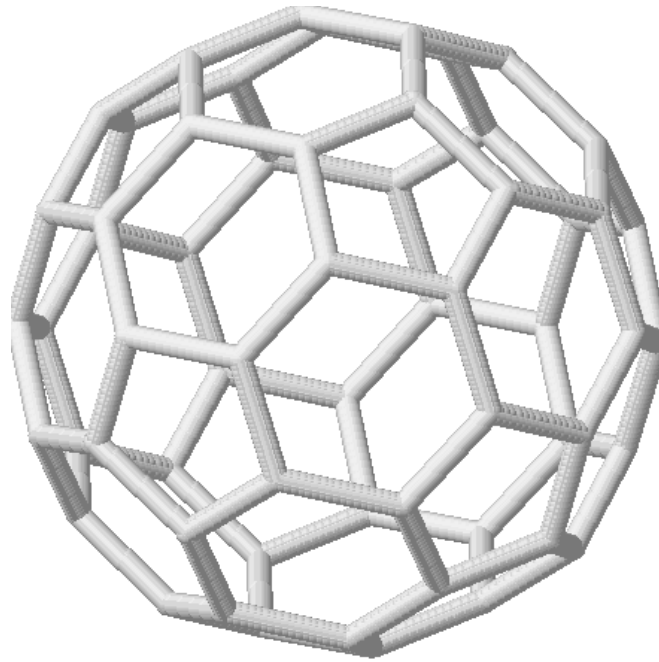


Im **Diamant** sind die C-Atome sp^3 -hybridisiert und tetraedisch von 4 anderen C-Atomen umgeben. Da keine freien Elektronen vorhanden sind, leitet Diamant den Strom nicht.

6.2.3 Allotrope Modifikationen

Kohlenstoff kommt auch in allotroper Modifikation vor, den **Fullerenen**. Das stabilste unter ihnen ist das C_{60} -Molekül, es besteht aus 20 6-Ecken und 12 5-Ecken, genau wie ein Fußball. Es gibt noch viele andere Fullerene, die andere Anzahlen an Kohlenstoffatomen haben²¹. Hier das C_{60} -Molekül:

²¹ $C_{60}, C_{70}, C_{74}, C_{76}, C_{78}, C_{82}, C_{84}, C_{86} \dots$



6.2.4 ^{14}C -Altersbestimmung

Durch kosmische Strahlung wird in der höheren Atmosphäre der Kohlenstoff des CO_2 zu dem radioaktiven Kohlenstoff ^{14}C aktiviert. Die Halbwertszeit dieses Kohlenstoffs beträgt 5730 Jahre. Nun wird dieser Kohlenstoff in die Pflanzen und Tiere eingebaut. Lebende Pflanzen und Tiere nehmen immer wieder neu diesen Kohlenstoff auf, so daß die Konzentration dieses Kohlenstoffs in ihnen gleich bleibt. Sterben sie jedoch ab, so sinkt die Konzentration an ^{14}C in ihnen. Mit Hilfe der Restkonzentration läßt sich das Alter der abgestorbenen organischen Materialien in Fossilien bestimmen.

Diese Methode setzt voraus, daß immer die gleiche kosmische Strahlung auf die Erde gestrahlt worden ist. Man nimmt an, daß die Konzentration von ^{14}C immer gleich gewesen ist. Diese Annahme kann man jedoch eigentlich nicht machen.

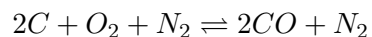
6.2.5 Kohlenmonoxid

Darstellung:

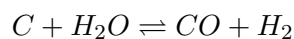
Man kann Kohlenmonoxid herstellen, indem man das Wasser aus der Ameisensäure mit Hilfe von H_2SO_4 entzieht. Schwefelsäure ist stark wasserentziehend:



Des weiteren ist im Generatorgas, welches aus Luft und Kohlenstoff unter Temperatur gebildet wird, CO enthalten:



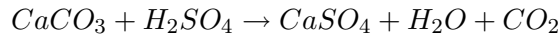
Auch im Wassergas ist CO enthalten:



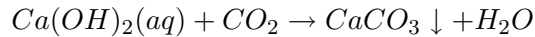
CO ist stark toxisch. Es bindet sich an die roten Blutkörperchen und verhindert den Sauerstofftransport im Körper.

6.2.6 Kohlendioxid

Darstellung im Labor: (alternativ kann man auch HCl verwenden)

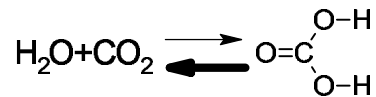


Nachweis mit Kalkwasser ($Ca(OH)_2$)

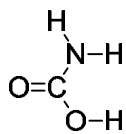


6.2.7 Kohlensäure

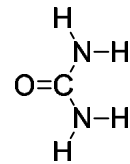
Kohlensäure entsteht beim Einleiten von CO_2 in Wasser. Sie ist jedoch sehr unbeständig und zerfällt sehr schnell wieder (glücklicherweise):



6.2.8 Derivate der Kohlensäure



Carbaminsäure



Hamstoff

6.2.9 Carbonate

Da Kohlensäure zweiwertig ist, gibt es zwei Salzreihen, da die Salze anders als die Kohlensäure selbst, doch beständig sind:

Anzahl der Metallatome	Salz
1	Hydrogencarbonat z.B. $NaHCO_3$ (saure Carbonate) gut wasserlöslich außer $NaHCO_3$
2	Carbonat z.B. $CaCO_3$ (neutrale Carbonate) nur Alkalicarbonate sind wasserlöslich

Das **Carbonation** CO_3^{2-} verfügt über eine delokalisierte π -Bindung. Es ist planar und die Bindungswinkel zwischen den C-Atomen betragen 120° .

6.2.10 Wasserhärte

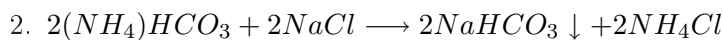
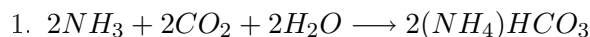
Wasser hat **temporäre** und **permanente** Härte. Die temporäre Härte wird durch Erhitzen entfernt. Sie bildet sich aus Carbonaten, welche unter Hitze zerfallen. Hauptsächlich ist dies $CaCO_3$. Permanente Härte kann nicht durch Erhitzen entfernt werden.

6.2.11 Solvay-Verfahren zur Sodaherstellung

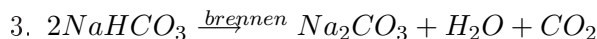
Soda (**Natriumcarbonat**) wird zur Herstellung von Wasserglas, Waschmitteln und Natriumsalzen gebraucht. Es wird in der Industrie in enormen Mengen benötigt.

Hergestellt wird es in dem Solvayverfahren aus Natriumchlorid und Calciumchlorid. Alle anderen Reaktionsteilnehmer sind im Kreislauf und verbrauchen sich nicht:

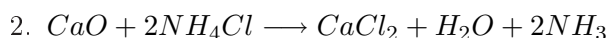
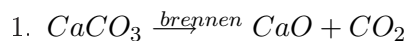
Hauptreaktionen:



Hier wird ausgenutzt, daß Natriumhydrogencarbonat schlecht löslich ist. Es fällt aus.



Zur **Rückgewinnung** von NH_3 aus NH_4Cl :



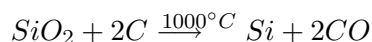
6.3 Silizium

6.3.1 Silizium als der Träger des anorganischen Lebens

Während man Kohlenstoff als den „Träger des organischen Lebens“ bezeichnen kann, da er in fast allen organischen Verbindungen eine entscheidende Rolle spielt und für das organische Leben nicht wegdenkbar ist, kann man Silizium als den „Träger des anorganischen Lebens“ bezeichnen, wobei anorganische Stoffe gar nicht leben.

6.3.2 Vorkommen

Silizium kommt vor allen in SiO_2 vor. Dies ist einfacher Sand und ist überall auf der Erde zu finden. Aber nicht nur in Sand, sondern auch in Slikaten ist Silizium eingebaut. Man kann Silizium mit folgender Reaktion **darstellen**:



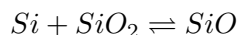
6.3.3 Modifikationen

α -Si ist die **normale Modifikation**. Sie kristallisiert wie Kohlenstoff in Diamantstruktur aus, weshalb Silizium spröde ist. Silizium ist ein Halbleiter, welcher durch Dotierung aktiviert werden kann.

β -Si ist die **Hochdruckmodifikation**.

6.3.4 Siliziummonoxid

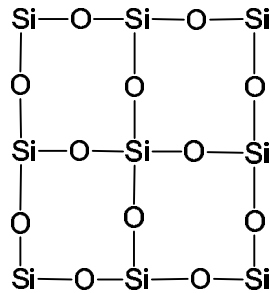
Ist von geringer Bedeutung. Es ist sehr kurzlebig und entsteht bei hohen Temperaturen durch Erhitzen von Si mit SiO_2 :



Durch Abschrecken erhält man polymeres $(SiO)_x$, welches man durch ein SiO_2 -Netz schützen kann.

6.3.5 Siliziumdioxid

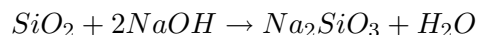
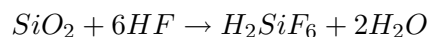
Anders als CO_2 ist Siliziumdioxid polymer. Es kristallisiert aus. Jedes Siliziumatom ist mit vier Sauerstoffatomen tetraedisch verbunden, von denen zwei von ihm selbst kommen. Planare Sicht:



Siliziumdioxid kommt außer dem noch in einigen anderen Modifikationen vor:

Modifikation	Temperatur
α -Quarz	bis $573^\circ C$
β -Quarz	bis $870^\circ C$
β -Tridymit α -Tridymit	bis $1470^\circ C$ β -Tridymit ist die Form, welche bei niedrigen Temperaturen bevorzugt vorliegt. Bei hohen Temperaturen trifft man α -Tridymit an. Kühlt man α -Tridymit ab, so wird es wieder zu β -Tridymit. Da bei diesem Wechsel nur interne Strukturen gerändert werden und keine Bindungen gespalten und neu gebildet werden müssen, verläuft die Rückführung sogar bei relativ niedrigen Temperaturen von $120^\circ C$. Wird diese Temperatur unterschritten, so bleibt α -Tridymit metastabil bestehen.
β -Cristobalit α -Cristobalit	bis $1725^\circ C$ Kann ähnlich wie α -Tridymit bei niedrigen Temperaturen von $270^\circ C$ in β -Cristobalit wechseln. Darunter metastabil.
Schmelze Glas	über $1725^\circ C$ Schreckt man die Schmelze ab, so hat SiO_2 keine Zeit zuerst zu Cristobalit zu werden und dann über Tridymit zu Quarz zu werden, sondern es kristallisiert teilweise aus und bildet Glas. Glas ist bei moderaten Temperaturen metastabil. Es besitzt eine Nahordnung aus SiO_4 -Tetraedern aber keine Fernordnung.

Siliziumdioxid ist sehr beständig. Es wird nur durch Flußsäure oder geschmolzene Alkalihydroxide angegriffen:



6.3.6 Färben von Gläsern

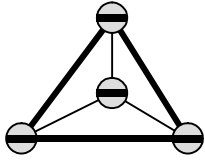
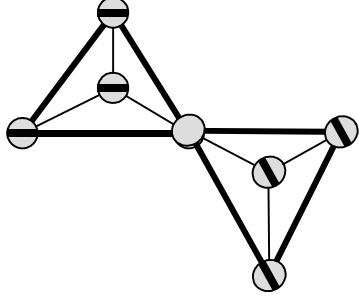
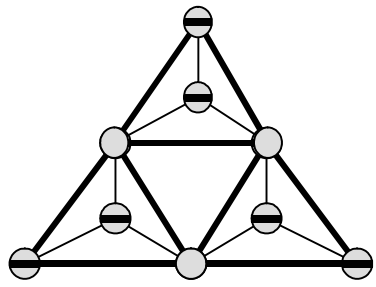
Gläser kann man färben, indem man bestimmte Zusatzstoffe beimischt. Man kann sie auch ganz blind machen, indem man wieder andere Stoffe beimischt.

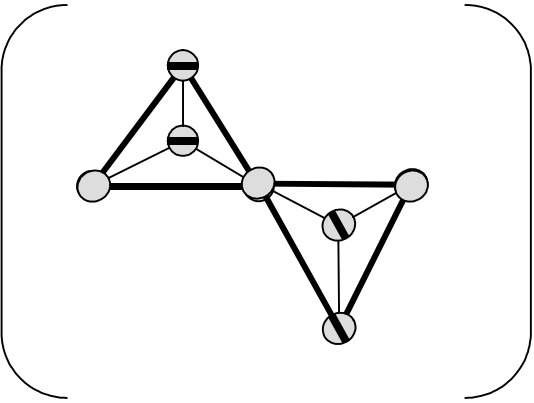
6.3.7 Silicate

Silicate sind aus SiO_4 -Tetraedern aufgebaut. Sie sind die Salze der Kieselsäure und treten sehr häufig auf der Erdkruste auf.

Jedes Eckensauerstoffatom, welches nur an ein einziges Siliziumatom gebunden ist, trägt eine negative Ladung. Deshalb sind Silicate Makroanionen. Dazu gehören Kationen, die sich manchmal auch in deren Lücken setzen.

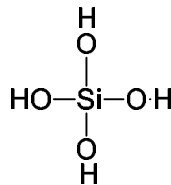
Einige Silicatgitter:

Struktur	Beschreibung
Insel	$[SiO_4]^{4-}$
	
Gruppen	z.B. $[Si_2O_7]^{6-}$
	
Ring	z.B. $[Si_3O_9]^{6-}$
	

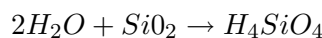
Ketten	$[[SiO_3]^{2-}]_n$ 
Band	Eindimensional (d.h. nur eine Kette) aneinandergekettete Ringsilikate
Schicht	Zweidimensional (d.h. eine Fläche) verbundene Ringsilikate oder Gruppensilikate
Gerüst	Gerüstsilikate haben eine dreidimensionale Struktur. Wie in SiO_2 sind die Tetraeder an allen vier Ecken verbunden. Ganz besonders interessant sind die Zeolithe . Es sind dreidimensionale Silicate mit Hohlräumen, welche durch Kanäle verbunden sind. Zeolithe werden wegen der hohen inneren Oberfläche gerne als Kathalysator verwendet. Außerdem haben sie eine enorme Bedeutung in Waschmitteln, da sie die permanente Wasserhärte durch Ionenaustausch verringern können.

6.3.8 Kieselsäure

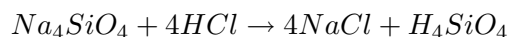
Monokieselsäure H_4SiO_4 ist eine schwache vierbasige Säure:



Sie neigt noch stärker als Phosphorsäure zur Wasserabspaltung, so daß sie nur in sehr geringen Konzentrationen beständig ist. Sie bildet sich automatisch, wenn in der Natur Wasser auf SiO_2 fällt



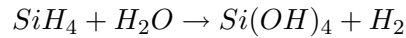
Sie kann aus Wasserglas unter Zusatz von Salzsäure hergestellt werden. Wasserglas ist eine Lösung eines Silikates z.B. Natriumsilikat Na_4SiO_4



Die Monokieselsäure spaltet sofort Wasser ab und wird zu Kieselgel, welches schnell fest wird und nach und nach zu SiO_2 wird.

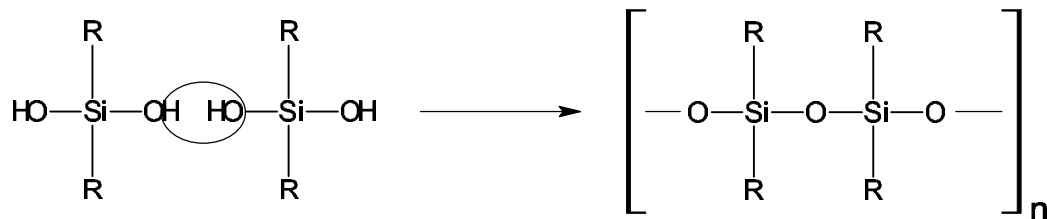
6.3.9 Wasserstoffverbindungen

Die Wasserstoffverbindungen des Siliziums ähneln den Wasserstoffverbindungen des Kohlenstoffs. Die **Alkane** mit Kohlenstoff sind mit Silizium **Catena-Silane**. **Methan** mit Silizium hat den Namen **Monosilan**. **Zykloalkane** sind **zyklische Silane**. Silane sind endotherme Verbindungen, in denen der Wasserstoff eine negative!! Partialladung hat. Sie reagieren heftig mit Wasser unter Bildung von Kieselsäuren:

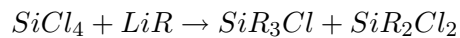


6.3.10 Silicone

Silicone bestehen aus Silanolverbindungen. Diese sind Derivate der Kieselsäure. In ihnen werden zwei oder drei OH-Gruppen durch Alkylreste ausgetauscht. Wird Wasser abgespalten, so bilden diese Silane Ketten, die man als Silicon kennt:



Zur Herstellung von Silanen wird zuerst Siliziumtetrachlorid mit Alkylresten gebunden z.B. an Lithium alkyliert



und danach zu SiR_3OH und $SiR_2(OH)_2$ hydrolysiert.

7 3. Hauptgruppe

7.1 Reihe

B,Al,Ga(Gallium),In (Indium), Tl (Thallium)

8 Erdalkalimetalle

8.1 Reihe

Be,Mg,Ca,Sr (Strontium), Ba (Barium)