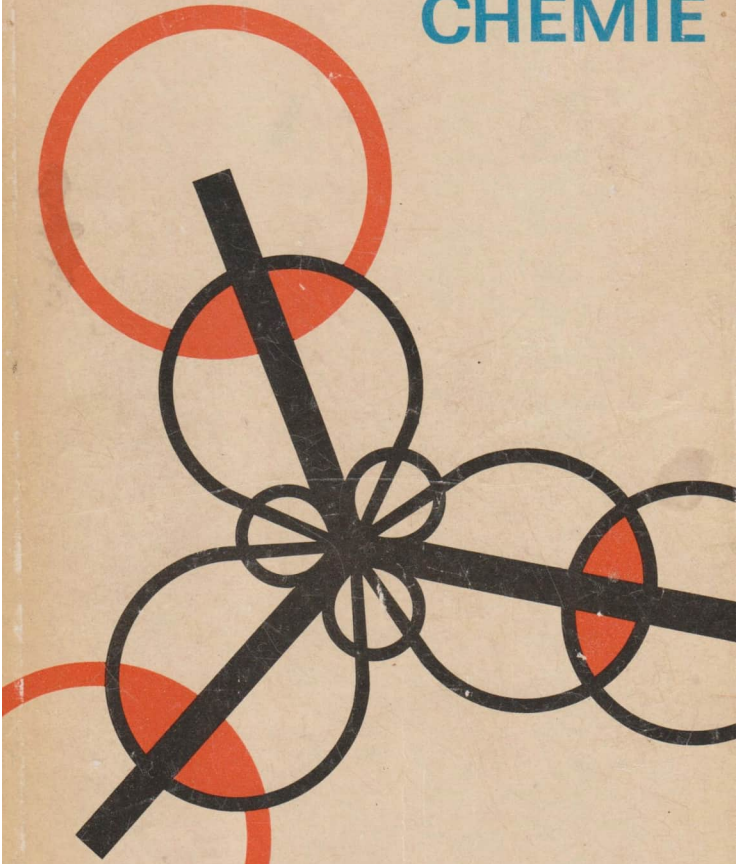
WISSENSSPEICHER CHEMIE



N 201

KLAUS SOMMER

Wo finde ich was

Chemische Grundbegriffe · Seite 7 1

Bau der Stoffe - Periodensystem · Seite 35 2

Grundlagen chemischer Reaktionen · Seite 71 3

Chemisches Rechnen · Seite 99 4

Elemente und anorganische Verbindungen · Seite 109 5

Organische Verbindungen · Seite 145 6

Chemische Experimente · Seite 171 7

Chemische Technologie · Seite 199 8

Stichwortregister · Seite 245 R

Klaus Sommer

Wissensspeicher Chemie

Das Wichtigste bis zum Abitur
in Stichworten und Übersichten

Volk und Wissen
Volkseigener Verlag Berlin · 1968

4. Auflage
Ausgabe 1965
Lizenz Nr. 203 · 1000/67 (DN) · ES 18 C1 (11 H)
Redaktionelle Bearbeitung: Edward Gutmacher · Wolfgang Eisenhuth
Einband: Herbert Lemme
Typographie: Günter Wolff · Gerhard Neitzke
Zeichnungen: Heinrich Linkwitz
Fotos: Eckhard Grieshammer (S. 34, 70, 98, 144, 170, 198) · Zentralbild (S. 6, 108)
Satz: VEB Druckerei „Thomas Müntzer" Bad Langensalza (V/12/6)
Druck: (140) Druckerei Neues Deutschland, Berlin
Gesetzt aus der Gill-Grotesk
Redaktionsschluß: 10. November 1967
Bestell-Nr. 031701-4 · Preis 7,—
(Fotomechanischer Nachdruck)

Zur Einführung

Das vorliegende Buch faßt alle wichtigen Kenntnisse, die im Chemieunterricht bis zum Abitur vermittelt werden, in knapper und übersichtlicher Form zusammen. Es enthält außerdem Zahlenwerte und Angaben, die häufig gebraucht werden.
Das Wissen ist, unabhängig von der Reihenfolge der Behandlung im Unterricht, nach Sachgebieten zusammengefaßt und zahlreichen Stichworten zugeordnet. Alle Stichworte sind durch einen grünen Balken hervorgehoben und werden erläutert. Beispiele sind durch ein schwarzes Quadrat (■) gekennzeichnet.
Bei der Benutzung des Buches ist eine schnelle Orientierung wichtig. Dazu dient eine besondere Leiteinrichtung. Einen Überblick über die Hauptabschnitte 1 bis 8 erhält man auf dem vorderen Innendeckel des Buches. Zu jedem Hauptabschnitt gehört eine grüne Marke, die am Rand der Buchseiten in gleicher Höhe wiederkehrt. Dadurch lassen sich die Hauptabschnitte leicht auffinden. Die weitere Untergliederung ist jeweils auf der ersten Seite jedes Hauptabschnittes angegeben.
Will man sich umfassend über ein bestimmtes Sachgebiet informieren, so sind dazu oftmals mehrere Stichworte erforderlich. Auf entsprechende Seiten wird bei solchen Stichworten durch einen schräg stehenden Pfeil (↗) hingewiesen.
Außer der Leiteinrichtung enthält das Buch ein alphabetisch geordnetes Stichwortregister, nach dem man sich ebenfalls schnell orientieren kann.



Seite 8	1.1.	Chemie und ihre Teilgebiete
Seite 9	1.2.	Einteilung der Stoffe
Seite 13	1.3.	Chemische Zeichensprache
Seite 18	1.4.	Nomenklatur anorganischer Verbindungen
Seite 25	1.5.	Einige Grundbegriffe der organischen Chemie
Seite 28	1.6.	Nomenklatur organischer Verbindungen

1.1. Chemie und ihre Teilgebiete

Chemie

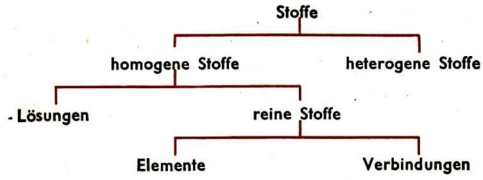
Wissenschaft von den Stoffen, ihrem Aufbau, ihren Eigenschaften und den Reaktionen, die zu anderen Stoffen führen.
Die Chemie wird in Teilgebiete untergliedert, die sich in ihrem Aufgabenbereich und ihren Arbeitsmethoden unterscheiden, zwischen denen es aber Übergänge und Grenzgebiete gibt.

Wichtige Teilgebiete

Teilgebiet	Aufgabenbereich
Anorganische Chemie	Elemente und ihre Verbindungen (mit Ausnahme der in der organischen Chemie erfaßten Kohlenstoffverbindungen)
Organische Chemie	Kohlenstoffverbindungen (mit Ausnahme der Oxide des Kohlenstoffs, der Kohlensäure und ihrer Salze sowie einiger anderer einfacher Kohlenstoffverbindungen)
Physikalische, theoretische und allgemeine Chemie	Aufbau, physikalische Erscheinungen und Gesetzmäßigkeiten der Stoffe und der chemischen Reaktionen
Chemische Technologie	Arbeitsmethoden zur Durchführung chemischer Reaktionen in technischem Maßstab und die chemisch-technischen Produkte
Analytische Chemie	Qualitative und quantitative Bestimmung der Stoffe
Präparative Chemie	Darstellung der Stoffe
Biochemie und physiologische Chemie	Chemische Vorgänge im lebenden Organismus, chemischer Mechanismus der Lebenstätigkeit

1.2. Einteilung der Stoffe

Übersicht über die Stoffe



Homogener Stoff

Stoff mit durch und durch gleichen Eigenschaften.

Man unterscheidet:

Lösungen (bestehen aus Teilchen verschiedener Stoffe)

- Natriumchlorid in Wasser, Äthanol–Wasser-Gemisch, Luft, Messing

↗ Seite 91 bis 94, 102 bis 106, 177, 235

Reine Stoffe (bestehen aus Teilchen eines einzigen Stoffes)

- Schwefel, Kohlendioxid, Kaliumsulfat

↗ Seite 109 ff., 145 ff.

Heterogener Stoff

Mischung homogener Stoffe, zwischen denen wahrnehmbare Abgrenzungen bestehen, und deren physikalische und chemische Eigenschaften unterschiedlich sind.

- Granit, Zucker–Sand-Gemenge, Holz

Element

Stoff, dessen sämtliche Atome gleiche Kernladung haben.

↗ Seite 38 bis 43, 54, 55, 109 ff.

Man unterscheidet:

Reinelemente (alle Atome haben gleiche Masse)

- Beryllium, Fluor, Gold, Kobalt

Mischelemente (die Atome haben unterschiedliche Masse)

- Kalzium, Sauerstoff, Eisen, Zinn

Verbindung

Stoff, der aus mindestens zwei Elementen in einem bestimmten Massenverhältnis zusammengesetzt ist.
Eine Verbindung entsteht durch eine chemische Reaktion und hat andere Eigenschaften als ihre Ausgangsstoffe.

↗ Seite 18 bis 24, 28 bis 33, 109 ff., 145 ff.

Wichtige Arten anorganischer Verbindungen

Art	■ Name	Formel
Oxid	Aluminiumoxid	Al_2O_3
Hydroxid	Kalziumhydroxid	$Ca(OH)_2$
Säure	Schwefelsäure	H_2SO_4
Salz	Natriumchlorid	NaCl

Wichtige Arten organischer Verbindungen

Art	■ Name	Formel
Kohlenwasserstoff	Äthan	C_2H_6
Alkohol	Methanol	$CH_3—OH$
Aldehyd	Äthanal	$CH_3—CHO$
Keton	Propanon	$CH_3—CO—CH_3$
Karbonsäure	Butansäure	$C_3H_7—COOH$

Metall

Element, das als charakteristische Eigenschaften hohe elektrische Leitfähigkeit, gute Wärmeleitfähigkeit, metallischen Glanz und hohe Siedetemperatur besitzt. Metalle lassen sich nach verschiedenen Gesichtspunkten einteilen:

Einteilungsprinzip	Einteilung	
Dichte	**Leichtmetalle** (Dichte $< 5\ g \cdot cm^{-3}$) ■ Natrium ($0{,}97\ g \cdot cm^{-3}$) Magnesium ($1{,}74\ g \cdot cm^{-3}$) Aluminium ($2{,}70\ g \cdot cm^{-3}$)	**Schwermetalle** (Dichte $> 5\ g \cdot cm^{-3}$) ■ Chrom ($7{,}19\ g \cdot cm^{-3}$) Eisen ($7{,}86\ g \cdot cm^{-3}$) Gold ($19{,}3\ g \cdot cm^{-3}$)
Schmelztemperatur	**leichtschmelzende Metalle** (Schmelztemperatur $< 1000\ °C$) ■ Kalium (63,5 °C) Zinn (232 °C) Blei (327 °C)	**schwerschmelzende Metalle** (Schmelztemperatur $> 1000\ °C$) ■ Kupfer (1083 °C) Eisen (1535 °C) Platin (1773 °C)
Eisengehalt	**Eisenmetalle** ■ Eisen und Eisenlegierungen	**Nichteisenmetalle** ■ alle Metalle außer Eisen und Eisenlegierungen
chemische Beständigkeit	**edle Metalle** (schwer oxydierbar) ■ Silber Gold Platin	**unedle Metalle** (leicht oxydierbar) ■ Natrium Kalium Kalzium

↗ Seite 55, 109 ff., 233 bis 235

Nichtmetall

Element, das keine metallischen Eigenschaften besitzt.

■ Chlor, Sauerstoff, Schwefel, Stickstoff, Phosphor, Kohlenstoff, Wasserstoff

↗ Seite 55, 109 ff.

Halbmetall

Element, das sowohl Metall- als auch Nichtmetalleigenschaften besitzt.

■ Bor, Silizium, Arsen, Antimon, Tellur

↗ Seite 55, 109 ff.

Oxid

Verbindung eines Elements mit Sauerstoff.

↗ Seite 18 bis 20, 72, 109 ff.

Hydroxide

Verbindungen, die in wäßriger Lösung (bzw. in Schmelzen) in frei bewegliche positive Ionen und negative Hydroxid-Ionen dissoziieren (Definition nach Arrhenius).

■

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

$$Ca(OH)_2 \rightarrow Ca^{2+} + 2\,OH^-$$

Hydroxide werden auch als **Basen** bezeichnet.

↗ Seite 21, 54, 73, 109 ff.

Nach Brönstedt kann man Basen als Stoffe auffassen, die Wasserstoff-Ionen anlagern (Protonenakzeptoren).

Base + Wasserstoff-Ion ⇆ Säure

Säuren

Verbindungen, die in wäßriger Lösung (bzw. in Schmelzen) in frei bewegliche positive Wasserstoff-Ionen und negative Säurerest-Ionen dissoziieren (Definition nach Arrhenius).

■

$$H_2SO_4 \rightarrow 2\,H^+ + SO_4^{2-}$$

$$CH_3—COOH \rightarrow H^+ + CH_3—COO^-$$

↗ Seite 21 bis 23, 54, 73, 109 ff.

Nach Brönstedt kann man Säuren als Stoffe auffassen, die Wasserstoff-Ionen abspalten (Protonendonatoren).

Säure ⇆ Base + Wasserstoff-Ion

Salze

Verbindungen, die in wäßriger Lösung (bzw. in Schmelzen) in frei bewegliche positive Ionen und negative Säurerest-Ionen dissoziieren (Definition nach Arrhenius).

$$NaNO_3 \rightarrow Na^+ NO_3^-$$

$$CH_3—COONa \rightarrow Na^+ + CH_3—COO^-$$

↗ Seite 21 bis 23, 54, 74, 109 ff.

1.3. Chemische Zeichensprache

Symbole

Zeichen für chemische Elemente.

Aussage eines Symbols	■ S
▶ Ein chemisches Element	Das Element Schwefel
▶ 1 Atom eines chemischen Elements	1 Atom des Elements Schwefel
▶ 1 Grammatom eines chemischen Elements	1 Grammatom des Elements Schwefel (32 g)

↗ Seite 110 bis 112

Darstellungsformen

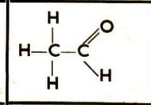
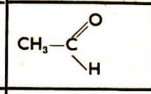
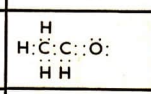
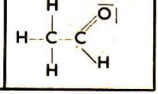
Darstellung	■ Schwefelatom	■ Sulfid-Ion
normale Schreibweise	S	S^{2-}
Elektronenschreibweise (Außenelektronen)		
Elektronenschreibweise (ungepaarte und gepaarte Außenelektronen)		

Formeln

Zeichen für chemische Verbindungen sowie für Elemente, deren Moleküle aus mindestens zwei Atomen bestehen.

Aussage einer Formel	■ Fe_2O_3
▶ Eine chemische Verbindung, unter Angabe der Elemente, aus denen sie besteht, oder ein Element	Die Verbindung Eisen(III)-oxid; besteht aus Eisen und Sauerstoff
▶ 1 Molekül einer chemischen Verbindung oder eines Elements unter Angabe der Anzahl von Atomen, die in diesem Molekül enthalten sind	1 Molekül der Verbindung Eisen(III)-oxid; besteht aus 2 Atomen Eisen und 3 Atomen Sauerstoff
▶ 1 Mol einer chemischen Verbindung oder eines Elements	1 Mol der Verbindung Eisen(III)-oxid (160 g); besteht aus 112 g Eisen und 48 g Sauerstoff

Darstellungsformen

Darstellung	■ Wasser	■ Natriumchlorid	■ Äthanal
Summenformel	H_2O	NaCl	C_2H_4O
Strukturformel		Na^+Cl^-	
vereinfachte Strukturformel	—	—	
Elektronenformel (Außenelektronen)			
Elektronenformel (ungepaarte und gepaarte Außenelektronen)			

Aufstellen von Formeln

(Für Verbindungen aus zwei Elementen, wenn alle Atome jedes der beiden Elemente in gleicher stöchiometrischer Wertigkeit vorliegen.)

Teilschritt	■ Aluminiumoxid
1. Ermittlung der Symbole der Elemente, aus denen die Verbindung besteht	Al O
2. Festellen der stöchiometrischen Wertigkeit der Elemente, aus denen die Verbindung besteht	Al^{III} O^{II}
3. Errechnen des kleinsten gemeinschaftlichen Vielfachen der stöchiometrischen Wertigkeiten	6
4. Feststellen, wie oft die stöchiometrischen Wertigkeiten im kleinsten gemeinschaftlichen Vielfachen enthalten sind Diese Zahlen geben an, aus wieviel Atomen des Elements ein Molekül der Verbindung besteht.	2 mal 3 mal 2 Atome Aluminium 3 Atome Sauerstoff
5. Aufstellen der Formel	Al_2O_3

Reaktionsgleichungen

Zeichen, die chemische Reaktionen veranschaulichen.

Aussage einer Reaktionsgleichung	■ $2\,Mg + O_2 \rightarrow 2\,MgO$
▶ Die Umsetzung von Ausgangsstoffen zu Reaktionsprodukten	Magnesium reagiert mit Sauerstoff zu Magnesiumoxid
▶ Die kleinstmögliche Anzahl von Atomen und Molekülen der Stoffe, die sich umsetzen und nach der Umsetzung vorliegen	2 Atome Magnesium reagieren mit 1 Molekül Sauerstoff zu 2 Molekülen Magnesiumoxid
▶ Die Grammatome und Mole der Stoffe, die sich umsetzen und nach der Umsetzung vorliegen	2 Grammatome Magnesium (48 g) reagieren mit 1 Mol Sauerstoff (32 g) zu 2 Molen Magnesiumoxid (80 g)

Darstellungsformen

Darstellung	■
Gleichung mit Summenformeln	$2\,NO + O_2 \rightarrow 2\,NO_2$
Gleichung mit Strukturformeln	$2\,N{=}O + O_2 \rightarrow 2\,O{=}N{=}O$
Gleichung mit Elektronenformeln (Außenelektronen)	$2:\dot{N}::\ddot{O}: + \cdot\ddot{O}: \rightarrow 2:\ddot{O}::\dot{N}::\ddot{O}:$ $:\ddot{O}\cdot$ $\cdot\cdot$
Gleichung mit Elektronenformeln (ungepaarte und gepaarte Außenelektronen)	$2\,\lvert\dot{N}{=}\bar{O}\rvert + \cdot\bar{O}\rvert \rightarrow 2\,\lvert\bar{O}{-}\dot{N}{=}\bar{O}\rvert$ $\lvert\underline{O}\cdot$
Gleichung mit Angabe von Oxydationszahlen	$2\overset{+2}{N}O + O_2 \rightarrow 2\overset{+4}{N}O_2$
Ionengleichung — ausführliche Form	$Ba^{2+} + 2\,Cl^- + 2\,H^+ + SO_4^{2-} \rightarrow BaSO_4\downarrow + 2\,H^+ + 2\,Cl^-$
Ionengleichung — gekürzte Form	$Ba^{2+} + SO_4^{2-} \rightarrow BaSO_4\downarrow$

Aufstellen von Reaktionsgleichungen

a) Errechnen durch Gleichungen mit mehreren Unbekannten. (Nur möglich, wenn die Anzahl der in den Reaktionsteilnehmern vorkommenden Elemente höchstens um 1 kleiner ist als die Anzahl der gesuchten Faktoren der Gleichung.)

Teilschritt	■ Rösten von Pyrit
1. Aufstellen der Symbole bzw. Formeln für die Ausgangsstoffe	$\mathbf{FeS_2 + O_2 \rightarrow}$
2. Aufstellen der Symbole bzw. Formeln für die Reaktionsprodukte	$FeS_2 + O_2 \rightarrow \mathbf{Fe_2O_3 + SO_2}$
3. Darstellung der unbekannten Faktoren durch allgemeine Zahlsymbole	$x\,FeS_2 + y\,O_2 \rightarrow u\,Fe_2O_3 + v\,SO_2$

4. Aufstellen der Beziehungen zwischen den Unbekannten durch Vergleich der vorkommenden Elemente	Fe $x = 2u$ S $2x = v$ O $2y = 3u + 2v$
5. Eine Unbekannte willkürlich gleich 1 setzen, wenn eine Beziehung fehlt	$x = 1$
6. Ausrechnen der Unbekannten nach den Regeln für das Lösen von Gleichungen mit mehreren Unbekannten	$x = 1$ $\quad v = 2$ $u = \frac{1}{2}$ $\quad y = \frac{11}{4}$
7. Gegebenenfalls multiplizieren, so daß ganzzahlige Werte entstehen	$x = 1$ $\quad x = 4$ $u = \frac{1}{2}$ $\quad u = 2$ $v = 2$ $\quad v = 8$ $y = \frac{11}{4}$ $\quad y = 11$ (mit 4)
8. Einsetzen der gefundenen Werte in die Gleichung	$4\,FeS_2 + 11\,O_2 \rightarrow 2\,Fe_2O_3 + 8\,SO_2$

b) Vergleichen der Oxydationszahlen

Teilschritt	■ Reaktion von Zink und Salzsäure
1. Aufstellen der Symbole bzw. Formeln für die Ausgangsstoffe	$Zn + HCl \rightarrow$
2. Aufstellen der Symbole bzw. Formeln für die Reaktionsprodukte	$Zn + HCl \rightarrow ZnCl_2 + H_2$
3. Eintragen der Oxydationszahlen über den Symbolen bzw. Formeln	$\overset{\pm0}{Zn} + \overset{+1\,-1}{HCl} \rightarrow \overset{+2\;2\cdot(-1)}{Zn\,Cl_2} + \overset{\pm0}{H_2}$
4. Bestimmen, in welcher Anzahl die Reaktionspartner vorhanden sein müssen, damit die Oxydationszahlen sich ausgleichen	$+1\;\;-1 \quad +2\;\;2\cdot(-1)$ Schlußfolgerung: $2\cdot(+1)\;\;2\cdot(-1)$
5. Eintragen der gefundenen Faktoren in die Gleichung	$Zn + 2\,HCl \rightarrow ZnCl_2 + H_2$

c) Vergleichen der Anzahl der Atome. (Nur möglich bei einfachen Gleichungen für Reaktionen, bei denen alle Atome jedes der beteiligten Elemente in gleicher stöchiometrischer Wertigkeit vorliegen.)

Teilschritt	■ Reduktion von Eisen(III)-oxid durch Aluminium
1. Aufstellen der Symbole bzw. Formeln für die Ausgangsstoffe	$Fe_2O_3 + Al \rightarrow$
2. Aufstellen der Symbole bzw. Formeln für die Reaktionsprodukte	$Fe_2O_3 + Al \rightarrow Fe + Al_2O_3$
3. Auffinden der kleinstmöglichen Anzahl Atome bzw. Moleküle der Stoffe, die an der Reaktion teilnehmen Die Anzahl der einzelnen Atomarten in den Ausgangsstoffen und Reaktionsprodukten muß gleich sein.	2 Fe 1 Fe Schlußfolgerung: + 1 Fe
	$Fe_2O_3 + Al \rightarrow 2Fe + Al_2O_3$
	1 Al 2 Al Schlußfolgerung: + 1 Al
	$Fe_2O_3 + 2Al \rightarrow 2Fe + Al_2O_3$
	3 O 3 O
4. Richtige Gleichung	$Fe_2O_3 + 2Al \rightarrow 2Fe + Al_2O_3$

1.4. Nomenklatur anorganischer Verbindungen

Verbindungen aus zwei Elementen

a) Allgemeine Regeln. Die Namen von anorganischen Verbindungen aus zwei Elementen werden aus den Namen der beiden enthaltenen Elemente gebildet.
Der Name des elektropositiveren Elements wird (meist unverändert) im Namen der Verbindung zuerst genannt. Der (vom lateinischen Wortstamm abgeleitete) Name des elektronegativeren Elements wird mit der Endung **-id** versehen und an den Namen des elektropositiveren Elements angefügt.

■ Verbindung zwischen Kalzium und Schwefel; Formel CaS

1

Name des elektropositiveren Elements	Name des elektronegativeren Elements (abgeleitet)	Endung id
Kalzium	sulf	id
Kalziumsulfid		

Elektronegativitätsskala der Elemente (Auswahl)

K	Na	Ba	Li	Ca	Mg	Be	Al	Sn	Si	H	P	J	C	S	Br	N	Cl	O	F
0,8	0,9	0,9	1,0	1,0	1,2	1,5	1,5	1,7	1,8	2,1	2,1	2,4	2,5	2,5	2,8	3,0	3,0	3,5	4,0

Bezeichnungen der elektronegativeren Bestandteile (einschließlich Endung)

Element	Bezeichnung	■ Name	Formel
Wasserstoff	Hydrid	Lithiumhydrid	LiH
Fluor	Fluorid	Kalziumfluorid	CaF_2
Chlor	Chlorid	Kupfer(I)-chlorid	CuCl
Brom	Bromid	Silberbromid	AgBr
Jod	Jodid	Natriumjodid	NaJ
Sauerstoff	Oxid	Schwefeltrioxid	SO_3
Schwefel	Sulfid	Kohlendisulfid	CS_2
Stickstoff	Nitrid	Magnesiumnitrid	Mg_3N_2
Kohlenstoff	Karbid	Kalziumkarbid	CaC_2

Die stöchiometrischen Mengenverhältnisse der beiden Elemente werden im Namen der Verbindung gekennzeichnet, wenn mehrere Verbindungen der beiden Elemente existieren.

b) Verbindungen aus einem Metall und einem Nichtmetall. Die Namen dieser Verbindungen werden gebildet aus:

- dem Namen des elektropositiveren Elements;
- der Oxydationsstufe des elektropositiveren Elements, angegeben in römischen Ziffern, in Klammern gesetzt und mit einem Bindestrich versehen;
- dem (vom lateinischen Wortstamm abgeleiteten) Namen des elektronegativeren Elements;
- der Endung **id.**

■ Verbindung zwischen Eisen und Chlor; Formel $FeCl_3$

Name des elektropositiveren Elements	Oxydationsstufe des elektropositiveren Elements	Name des elektronegativeren Elements (abgeleitet)	Endung id
Eisen	(III)-	chlor	id
Eisen(III)-chlorid			

Wenn nur eine Verbindung zwischen beiden Elementen besteht, entfällt die Angabe der Oxydationsstufe.

c) Verbindungen zwischen zwei Nichtmetallen. Die Namen dieser Verbindungen werden gebildet aus:

- ▶ der Anzahl der Atome des elektropositiveren Elements (in einem Molekül) in griechischen Zahlwörtern;
- ▶ dem Namen des elektropositiveren Elements;
- ▶ der Anzahl der Atome des elektronegativeren Elements (in einem Molekül) in griechischen Zahlwörtern;
- ▶ dem (vom lateinischen Wortstamm abgeleiteten) Namen des elektronegativeren Elements;
- ▶ der Endung id.

■ Verbindung zwischen Stickstoff und Sauerstoff; Formel N_2O_5

Anzahl der Atome des elektropositiveren Elements	Name des elektropositiveren Elements	Anzahl der Atome des elektronegativeren Elements	Name des elektronegativeren Elements (abgeleitet)	Endung id
Di	stickstoff	tri	ox	id
Distickstofftrioxid				

Ist im Molekül nur ein Atom des elektropositiveren Elements enthalten, so entfällt die Angabe der Atomanzahl für dieses Element.

Angabe der Atomanzahl

1 mon(o) 2 di 3 tri 4 tetr(a) 5 pent(a) 6 hex(a) 7 hept(a)

Hydroxide

Die Namen der Hydroxide werden aus dem Namen des Metalls (oder der Ammoniumgruppe) und der Bezeichnung **Hydroxid** gebildet. Die Bezeichnung Hydroxid setzt sich zusammen aus dem (vom lateinischen Wortstamm) abgeleiteten Namen für den elektronegativeren Bestandteil der Verbindung (hydrox) und der Endung id.
Wenn mehrere Hydroxide eines Metalls existieren, wird die Oxydationsstufe des Metalls (in römischen Ziffern, in Klammern gesetzt und mit Bindestrich versehen) seinem Namen angefügt.

Formel des Hydroxids	Name des Metalls (oder der Ammoniumgruppe)	Oxydationsstufe des Metalls	Bezeichnung Hydroxid
$Fe(OH)_3$	Eisen	(III)-	hydroxid
	Eisen(III)-hydroxid		
NaOH	Natrium		hydroxid
	Natriumhydroxid		

Säuren und Salze

Für die anorganischen Säuren sind im allgemeinen Trivialnamen gebräuchlich. Eine einheitliche Nomenklatur ist nicht üblich.

Die Namen der Salze werden gebildet aus:

- dem Namen des Metalls oder der Ammoniumgruppe;
- der Oxydationsstufe des Metalls (wenn es in mehreren Oxydationsstufen auftritt), angegeben in römischen Ziffern, in Klammern gesetzt und mit einem Bindestrich versehen;
- dem (vom lateinischen Wortstamm) abgeleiteten Namen für den Säurerest, der dem elektronegativeren Bestandteil der Verbindung entspricht;
- der Endung **id** bei sauerstofffreien Säuren bzw.
  it bei Säuren der niedrigeren Oxydationsstufe bzw.
  at bei Säuren der höheren Oxydationsstufe.

Formel des Salzes	Name des Metalls oder der Ammoniumgruppe	Oxydationsstufe des Metalls	Name des Säurerests (abgeleitet)	Endung
FeS	Eisen	(II)-	sulf	id
	Eisen(II)-sulfid			
Na_2SO_3	Natrium		sulf	it
	Natriumsulfit			
$CuSO_4$	Kupfer	(II)-	sulf	at
	Kupfer(II)-sulfat			

Salze, die Säurewasserstoff enthalten, heißen **Hydrogensalze.**

Wichtige anorganische Säuren und ihre Salze

Säure			Salz
Name	Formel	Ionen	
Fluorwasserstoffsäure	HF	$H^+ F^-$	Fluorid
Chlorwasserstoffsäure	HCl	$H^+ Cl^-$	Chlorid
Chlorsäure	$HClO_3$	$H^+ ClO_3^-$	Chlorat
Bromwasserstoffsäure	HBr	$H^+ Br^-$	Bromid
Jodwasserstoffsäure	HJ	$H^+ J^-$	Jodid
Schwefelwasserstoffsäure	H_2S	$H^+ HS^-$ $2\,H^+ S^{2-}$	Hydrogensulfid Sulfid
schweflige Säure	H_2SO_3	$H^+ HSO_3^-$ $2\,H^+ SO_3^{2-}$	Hydrogensulfit Sulfit

Säure			Salz
Name	Formel	Ionen	
Schwefelsäure	H_2SO_4	$H^+ HSO_4^-$ $2\,H^+ SO_4^{2-}$	Hydrogensulfat Sulfat
salpetrige Säure	HNO_2	$H^+ NO_2^-$	Nitrit
Salpetersäure	HNO_3	$H^+ NO_3^-$	Nitrat
phosphorige Säure	H_3PO_3	$2\,H^+ HPO_3^{2-}$	Hydrogenphosphit
Phosphorsäure	H_3PO_4	$H^+ H_2PO_4^-$ $2\,H^+ HPO_4^{2-}$ $3\,H^+ PO_4^{3-}$	Dihydrogen-phosphat Hydrogen-phosphat Phosphat
Kohlensäure	H_2CO_3	$H^+ HCO_3^-$ $2\,H^+ CO_3^{2-}$	Hydrogen-karbonat Karbonat
Zyanwasserstoffsäure	HCN	$H^+ CN^-$	Zyanid[1]
Zyansäure	HOCN	$H^+ OCN^-$	Zyanat
Thiozyansäure	HSCN	$H^+ SCN^-$	Thiozyanat
Kieselsäure	H_2SiO_3	$(2\,H^+ SiO_3^{2-})$	Silikat

[1] Die Säurereste der sauerstofffreien Säuren werden im Namen durch die Endung „id" gekennzeichnet, auch wenn sie aus mehr als einem Atom bestehen.

Komplexverbindungen

Die Namen der Komplexverbindungen werden aus dem Namen für das Komplexion und dem Namen für das Gegenion gebildet. Der Name des Kations steht zuerst, dann folgt (mit einem Bindestrich) der Name des Anions.

Der Name des Komplexions enthält:

- die Anzahl der Liganden in griechischen Zahlwörtern;
- die Bezeichnung der Liganden, bestehend aus dem Namen des Ions bzw. Moleküls mit der Endung **o**;
- den Namen des Zentralions (beim Kation: unverändert; beim Anion: mit der Endung **at**);
- die Oxydationsstufe des Zentralions, angegeben in römischen Ziffern, in Klammern gesetzt.

■ Komplexverbindung mit komplexem Anion: $K_4[Fe(CN)_6]$

Gegenion	Komplexion			
	Anzahl der Liganden	Name des Liganden (Endung o)	Name des Zentralions (Endung at)	Oxydationsstufe des Zentralions
Kalium	hexa	zyano	ferrat	(II)
Kalium-hexazyanoferrat(II)				

■ Komplexverbindung mit komplexem Kation: $[Cr(H_2O)_6]Cl_3$

Komplexion				Gegenion
Anzahl der Liganden	Name des Liganden (Endung o)	Name des Zentralions	Oxydationsstufe des Zentralions	
Hex	aquo	chrom	(III)	chlorid
Hexaquochrom(III)-chlorid				

Bezeichnungen einiger wichtiger Liganden

H_2O	aquo	NH_3	ammin[1]	$S_2O_3^{2-}$	thiosulfato
OH^-	hydroxo	NO_2^-	nitrito	F^-	fluoro
CN^-	zyano	SO_4^{2-}	sulfato	Cl^-	chloro

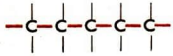
[1] Im Gegensatz zu den anderen Liganden hat der Name für Ammoniak als Ligand nicht die Endung o.

1.5. Einige Grundbegriffe der organischen Chemie

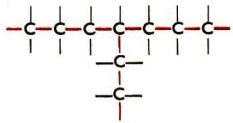
Kettenförmige Kohlenstoffverbindungen

Stoffe, in denen die Kohlenstoffatome in Form offener Ketten miteinander verbunden sind (azyklische Verbindungen):

unverzweigte Kette



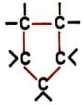
verzweigte Kette

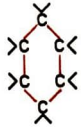


↗ Seite 28 bis 32, 145 ff.

Ringförmige Kohlenstoffverbindungen

Stoffe, in denen die Kohlenstoffatome ringförmig miteinander verbunden sind (zyklische Verbindungen):

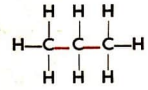




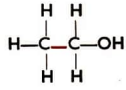
↗ Seite 30, 33, 145 ff.

Gesättigte Kohlenstoffverbindungen

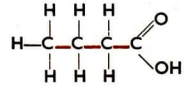
Verbindungen, bei denen einfache Bindungen zwischen den Kohlenstoffatomen bestehen.



Propan



Äthanol

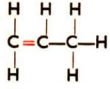


Butansäure

↗ Seite 145 ff.

Ungesättigte Kohlenstoffverbindungen

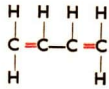
Verbindungen, bei denen Mehrfachbindungen (Doppelbindung, Dreifachbindung) zwischen Kohlenstoffatomen bestehen.



Propen



Äthin



Butadien-(1,3)

↗ Seite 145ff.

Homologe Reihe

Reihe chemisch ähnlicher Verbindungen, bei der zwischen zwei aufeinanderfolgenden Gliedern stets die gleiche Differenz von —CH_2— auftritt. Die Glieder einer homologen Reihe zeigen teils gleiche chemische, teils sich schrittweise ändernde physikalische (z. B. Schmelztemperatur, Siedetemperatur) und chemische Eigenschaften. Die Glieder einer homologen Reihe heißen **Homologe.**

Einige homologe Reihen

allgemeine Formel Reihe	erste Homologe		
	1 Kohlenstoffatom	2 Kohlenstoffatome	3 Kohlenstoffatome
C_nH_{2n+2} Alkane	CH_4 Methan	C_2H_6 Äthan	C_3H_8 Propan
$C_nH_{2n+1}OH$ Alkanole	CH_3—OH Methanol	C_2H_5—OH Äthanol	C_3H_7—OH Propanol
$C_nH_{2n+1}CHO$ Alkanale	HCHO Methanal	CH_3—CHO Äthanal	C_2H_5—CHO Propanal
$C_nH_{2n+1}COOH$ Alkansäuren	HCOOH Methansäure	CH_3—COOH Äthansäure	C_2H_5—COOH Propansäure
C_nH_{2n} Alkene	—	C_2H_4 Äthen	C_3H_6 Propen
C_nH_{2n-2} Alkine	—	C_2H_2 Äthin	C_3H_4 Propin

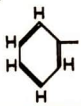
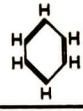
Derivate

Verbindungen, in denen Wasserstoffatome der Ausgangsverbindung durch andere Atome oder Atomgruppen ersetzt sind.

Ausgangsverbindung	Veränderungen gegenüber dem Molekül der Ausgangsverbindung		Derivate
	ausgeschiedene Atome	eingetretene Atome bzw. Atomgruppen	
CH_4 Methan	1 H	1 Cl	Chlorderivate des Methans CH_3Cl Monochlormethan
	2 H	2 Cl	CH_2Cl_2 Dichlormethan
	3 H	3 Cl	$CHCl_3$ Trichlormethan
	4 H	4 Cl	CCl_4 Tetrachlormethan
$CH_3—CH_3$ Äthan	1 H	1 OH	Hydroxylderivate des Äthans $CH_3—CH_2—OH$ Äthanol
	2 H	2 OH	$CH_2(OH)—CH_2OH$ Äthandiol

Radikale

Ein- oder mehrwertige Atomgruppen organischer Verbindungen, die häufig als Ganzes reagieren. Sie werden durch Spaltung von Elektronenpaaren gebildet und besitzen einsame Elektronen. Einwertige Radikale organischer Verbindungen werden im Namen durch die Endung yl gekennzeichnet.

Radikal		abgeleitet von der Verbindung	
Name	Formel	Name	Formel
Methyl	$CH_3—$	Methan	CH_4
Äthyl	$CH_3—CH_2—$	Äthan	$CH_3—CH_3$
Propyl	$CH_3—CH_2—CH_2—$	Propan	$CH_3—CH_2—CH_3$
Äthenyl	$CH_2=CH—$	Äthen	$CH_2=CH_2$
Propenyl	$CH_2=CH—CH_2—$	Propen	$CH_2=CH—CH_3$
Phenyl		Benzol	

Funktionelle Gruppen

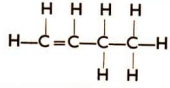
Radikale, die weitgehend das chemische Verhalten von Verbindungen bestimmen.

Name der funktionellen Gruppe	Zusammensetzung	Name der funktionellen Gruppe	Zusammensetzung
Hydroxylgruppe	—OH	Karboxylgruppe	—COOH
Aldehydgruppe	—CHO	Aminogruppe	—NH_2
Oxogruppe	=CO	Nitrogruppe	—NO_2

1.6. Nomenklatur organischer Verbindungen

Unverzweigte kettenförmige Kohlenwasserstoffe

Die wissenschaftlichen Namen unverzweigter kettenförmiger Kohlenwasserstoffe sind zusammengesetzt aus einem Wortstamm und einer Endung. Der Wortstamm gibt die Anzahl der Kohlenstoffatome im Molekül an. Die Endung charakterisiert die Bindungen zwischen den Kohlenstoffatomen. Die Stellung von Mehrfachbindungen wird durch nachgestellte, in Klammern gesetzte arabische Ziffern mit Bindestrich angegeben. (Die Kohlenstoffatome werden fortlaufend beziffert, beginnend an dem Ende der Kette, dem eine Mehrfachbindung am nächsten liegt.)

	Wortstamm (Anzahl der Kohlenstoffatome)	Endung	
		Art der Bindung	Stellung der Bindung
Name	But	en-	(1)
	Buten-(1)		
Bedeutung	unverzweigte Kette aus 4 Kohlenstoffatomen	ungesättigte Verbindung, 1 Doppelbindung	Doppelbindung am 1. Kohlenstoffatom
Formel			

Wortstämme

Anzahl der Kohlenstoffatome in der Kette	Wortstamm	Kohlenstoffatome	Wortstamm	Kohlenstoffatome	Wortstamm
1	Meth	8	Okt	15	Pentadek[1]
2	Äth	9	Non	16	Hexadek[1]
3	Prop	10	Dek[1]	17	Heptadek[1]
4	But	11	Undek[1]	18	Oktadek[1]
5	Pent	12	Dodek[1]	19	Nonadek[1]
6	Hex	13	Tridek[1]	20	Eikos
7	Hept	14	Tetradek[1]		

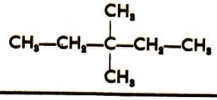
[1] bei Alkenen und Alkinen tritt der Buchstabe z an Stelle von k.

Endungen

Endung	Kennzeichen	Name der Reihe	■
an	gesättigt, einfache Bindungen	Alkane	$CH_3—CH_2—CH_3$ Propan
en	ungesättigt, 1 Doppelbindung	Alkene	$CH_2=CH_2$ Äthen
(a)dien	ungesättigt, 2 Doppelbindungen	Alkadiene	$CH_2=CH—CH=CH_2$ Butadien-(1,3)
in	ungesättigt, 1 Dreifachbindung	Alkine	$C\equiv C—CH_2—CH_2—CH_3$ Pentin-(1)

Verzweigte kettenförmige Kohlenwasserstoffe

Verzweigte kettenförmige Kohlenwasserstoffe erhalten als Grundnamen die Bezeichnung des unverzweigten Kohlenwasserstoffes (Stammkohlenwasserstoff), der der längsten Kohlenstoffkette im Molekül entspricht.
Dem Namen des Stammkohlenwasserstoffs stellt man die Bezeichnungen der als Seitenketten enthaltenen Radikale voran, arabische Ziffern mit Bindestrich geben ihre Stellung an. Die Anzahl der Radikale wird mit griechischen Zahlwörtern bezeichnet.

	Stellung der Radikale	Anzahl der Radikale	Name des Radikals	Name des Stamm-kohlenwasserstoffs
Name	3,3-	Di	methyl	pentan
	3,3-Dimethylpentan			
Bedeutung	2 gleiche Radikale am 3. Kohlenstoff-atom	2	Methylradikal	5 Kohlenstoffatome bilden im Molekül die längste unverzweigte Kohlenstoff-kette
Formel				

Außer den rationellen Namen sind auch ältere Bezeichnungen gebräuchlich:

***n*-Verbindungen** (Normalverbindungen) bilden unverzweigte Ketten.

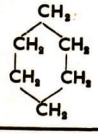
 Pentan (*n*-Pentan)

***i*-Verbindungen** (Isoverbindungen) bilden verzweigte Ketten.

 2-Methylbutan (*i*-Pentan)

Zykloalkane

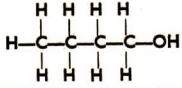
Die Namen der Zykloalkane sind zusammengesetzt aus der Vorsilbe **Zyklo** und dem Namen des kettenförmigen Kohlenwasserstoffs mit der gleichen Anzahl von Kohlenstoffatomen.

Formel	Name	
	Vorsilbe	Name des kettenförmigen Kohlenwasserstoffs mit der gleichen Anzahl Kohlenstoffatome
	Zyklo	hexan
	Zyklohexan	

Derivate kettenförmiger Kohlenwasserstoffe

1

Die wissenschaftlichen Namen der wichtigsten Derivate kettenförmiger Kohlenwasserstoffe sind zusammengesetzt aus dem Namen des Kohlenwasserstoffs mit der gleichen Anzahl von Kohlenstoffatomen (von dem sie abgeleitet sind) und einer Endung. Die Endung gibt die Art der funktionellen Gruppe an; nachgestellte, in Klammern gesetzte arabische Ziffern mit Bindestrich bezeichnen ihre Stellung.

	Name des Stammkohlenwasserstoffs	Art der funktionellen Gruppe	Stellung der funktionellen Gruppe
Name der Verbindung	Butan	ol	-(1)
	Butanol-(1)		
Bedeutung	unverzweigter, gesättigter Kohlenwasserstoff mit 4 Kohlenstoffatomen	1 Hydroxylgruppe	endständig
Formel			

Kommt dieselbe funktionelle Gruppe mehrmals im Molekül vor, so wird ihre Anzahl durch griechische Zahlwörter angegeben, die im Namen der Endung vorangestellt werden.

	Name des Kohlenwasserstoffs	Anzahl der funktionellen Gruppen	Art der funktionellen Gruppe	Stellung der funktionellen Gruppen
Name der Verbindung	Propan	tri	ol	-(1,2,3)
	Propantriol-(1,2,3)			
Bedeutung	unverzweigter, gesättigter Kohlenwasserstoff mit 3 Kohlenstoffatomen	3	Hydroxylgruppe	—
Formel	$CH_2(OH)—CH(OH)—CH_2OH$			

Enthält die Verbindung noch andere funktionelle Gruppen, so werden diese im Namen durch Vorsilben gekennzeichnet. Den Vorsilben vorangestellte arabische Ziffern mit Bindestrich geben die Stellung, griechische Zahlwörter die Anzahl dieser funktionellen Gruppen an.

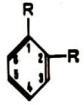
	weitere funktionelle Gruppen			Stammkohlenwasserstoff	charakteristische funktionelle Gruppe	
	Stellung	Anzahl	Art		Anzahl	Art
Name	2,3-	Di	hydroxy	butan	di	säure
	2,3-Dihydroxybutandisäure					
Bedeutung	am 2. und 3. Kohlenstoffatom	2	Hydroxylgruppen	unverzweigter, gesättigter Kohlenwasserstoff mit 4 Kohlenstoffatomen	2	Karboxylgruppen
Formel	HOOC—CH(OH)—CH(OH)—COOH					

Namen der funktionellen Gruppen in Verbindungen

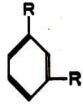
funktionelle Gruppe		Name als Vorsilbe	Name als Endung
Bezeichnung	Zusammensetzung		
Hydroxylgruppe	—OH	Hydroxy	ol
Aldehydgruppe	—C(=O)H	—	al
Oxogruppe	=C=O	Oxo	on
Karboxylgruppe	—C(=O)OH	Karboxy	säure
Rest der Karboxylgruppe (in Salzen)	—C(=O)O—	—	at
Aminogruppe	—NH$_2$	Amino	amin
Nitrogruppe	—NO$_2$	Nitro	—

Homologe und Derivate des Benzols

Die Namen der Homologen und der Derivate des Benzols sind aus der Bezeichnung des Substituenten (als Vorsilbe bzw. als Endung) und dem Namen „Benzol" zusammengesetzt. Bei mehreren Substituenten wird die Stellung derselben durch Ziffern mit Bindestrich angegeben:



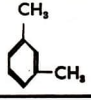
1,2-Stellung
(ortho-Stellung)



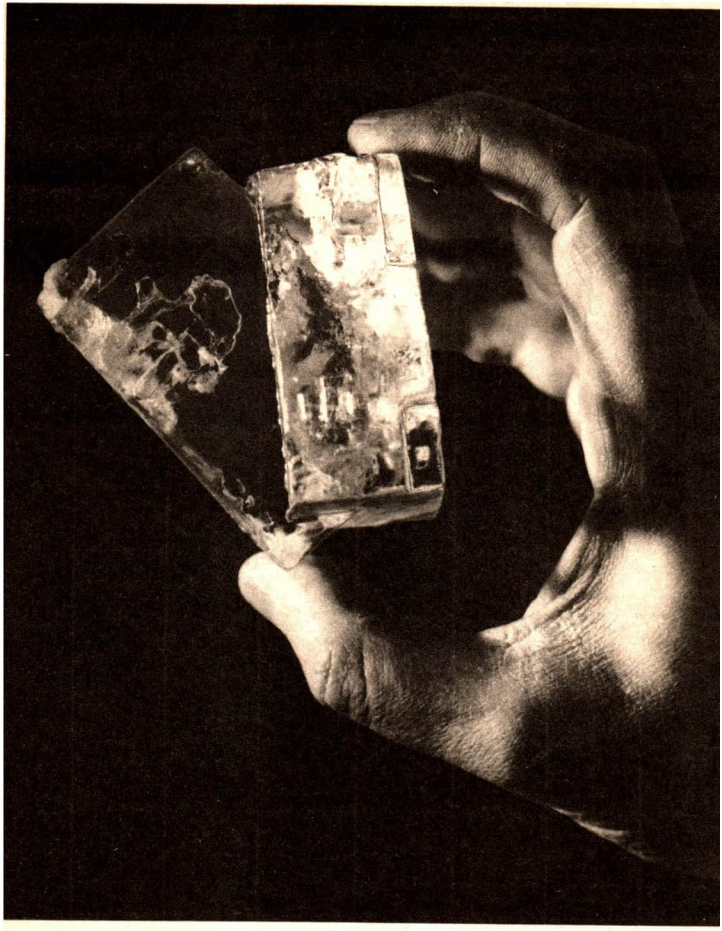
1,3-Stellung
(meta-Stellung)



1,4-Stellung
(para-Stellung)

	Substituenten			Stammkohlenwasserstoff Benzol
	Stellung	Anzahl	Art	
Name	1,3-	Di	methyl	benzol
	1,3-Dimethylbenzol			
Bedeutung	Je ein Substituent am 1. und am 3. Kohlenstoffatom	2	Methylradikal	Benzol
Formel				

Für Benzolderivate, die funktionelle Gruppen enthalten, sind vorrangig noch die Trivialnamen gebräuchlich.



Seite 36 2.1. Bausteine der Stoffe

Seite 52 2.2. Periodensystem der Elemente

Seite 58 2.3. Chemische Bindung

Seite 63 2.4. Komplexverbindungen

Seite 65 2.5. Wertigkeit

Seite 67 2.6. Isomerie

2.1. Bausteine der Stoffe

Atome

Kleinste Teilchen, aus denen die chemischen Elemente aufgebaut sind. Sie können mit chemischen Methoden nicht in ihre Bestandteile zerlegt werden. Alle Atome eines Elements haben bestimmte gleiche Eigenschaften. Atome bestehen aus dem **Atomkern** und aus der **Elektronenhülle.** Im Atom ist die Anzahl der Elektronen (negativ geladen) in der Elektronenhülle gleich der Anzahl der **Protonen** (positiv geladen) im Atomkern. Das Atom ist nach außen hin elektrisch neutral.

Atomkern

Befindet sich im Zentrum des Atoms und ist positiv geladen; vereinigt fast die ganze Masse des Atoms; enthält **Nukleonen.**

Nukleonen

Masseteilchen im Atomkern; relative Masse rund 1; werden nach der elektrischen Ladung eingeteilt in **Protonen** und **Neutronen.** Die Summe aller Nukleonen eines Atoms heißt **Massenzahl.** Sie gibt die abgerundete Kernmasse in Einheiten der relativen Atommasse an.

■ $^{35}_{17}Cl$ Die Massenzahl wird durch eine hoch gestellte Zahl, die Protonenzahl durch eine tief gestellte Zahl vor dem Symbol angegeben.

Protonen

Positiv elektrisch geladene Masseteilchen (relative Masse rund 1) im Atomkern. Die Protonenzahl ist für jedes Element charakteristisch. Durch sie ist die Stellung der Elemente im Periodensystem festgelegt. Die Protonenzahl entspricht der **Ordnungszahl.**

Neutronen

Elektrisch neutrale Masseteilchen (etwa gleiche Masse wie Protonen) im Atomkern. Die Neutronenzahl kann für die Atomkerne des gleichen Elements unterschiedlich sein.

↗ Seite 38 bis 43, 44

Elektronen

Negativ elektrisch geladene Masseteilchen (Masse etwa $\frac{1}{1836}$ der des Protons) in der Elektronenhülle, die sich mit sehr großer Geschwindigkeit um den Atomkern bewegen. Die Anzahl der Elektronen in der Elektronenhülle eines Atoms ist der Protonenzahl des Atomkerns gleich. Für Atome gilt:

Protonenzahl = Elektronenzahl = Ordnungszahl

Elektronenhülle

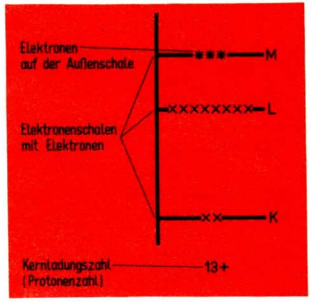
Enthält alle zu einem Atomkern gehörenden Elektronen. Die Elektronenhülle besteht aus einer oder mehreren Schalen. Jede dieser **Elektronenschalen** kann eine bestimmte größte Anzahl Elektronen aufnehmen.

Bezeichnung der Elektronenschale	maximale Aufnahmefähigkeit für Elektronen
K-Schale	2
L-Schale	8
M-Schale	18
N-Schale	32

↗ Seite 38 bis 43, 44 bis 46

Energieniveauschema

In den Elektronenschalen sind Elektronen mit gleichem oder annähernd gleichem Energieniveau zusammengefaßt. Die Schale, die dem Atomkern am nächsten liegt, hat das tiefste Energieniveau. Durch das Energieniveauschema wird der Schalenaufbau veranschaulicht.



■ Energieniveauschema des Aluminiumatoms

Außenelektronen

Elektronen in der äußeren Schale eines Atoms. Sie bestimmen weitgehend das chemische Verhalten der Elemente, wie Wertigkeit und Reaktionsfähigkeit.

↗ Seite 38 bis 43

Atomaufbau der Elemente

Periode	Element	Symbol	Protonenzahl ≙ Ordnungszahl	Neutronenzahl[1] (häufig auftretende)
1	Wasserstoff	H	1	0; 1
	Helium	He	2	2; 1
2	Lithium	Li	3	4; 3
	Beryllium	Be	4	5
	Bor	B	5	6; 5
	Kohlenstoff	C	6	6; 7
	Stickstoff	N	7	7; 8
	Sauerstoff	O	8	8; 10; 9
	Fluor	F	9	10
	Neon	Ne	10	10; 12; 11
3	Natrium	Na	11	12
	Magnesium	Mg	12	12; 13; 14
	Aluminium	Al	13	14
	Silizium	Si	14	14; 15; 16
	Phosphor	P	15	16
	Schwefel	S	16	16; 18; 17
	Chlor	Cl	17	18; 20
	Argon	Ar	18	22; 18; 20
4	Kalium	K	19	20; 22
	Kalzium	Ca	20	20; 24; 22; 28; 23
	Skandium	Sc	21	24
	Titan	Ti	22	26; 24; 25; 27; 28
	Vanadin	V	23	28; 27
	Chrom	Cr	24	28; 29; 26; 30
	Mangan	Mn	25	30
	Eisen	Fe	26	30; 28; 31; 32
	Kobalt	Co	27	32
	Nickel	Ni	28	30; 32; 34; 33; 36
	Kupfer	Cu	29	34; 36
	Zink	Zn	30	34; 36; 38; 37; 40
	Gallium	Ga	31	38; 40
	Germanium	Ge	32	42; 40; 38; 41; 44

[1] Die Neutronenzahlen sind nach prozentualem Anteil geordnet.

Elektronenzahl						
K-Schale	L-Schale	M-Schale	N-Schale	O Schale	P-Schale	Q-Schale
1						
2						
2	1					
2	2					
2	3					
2	4					
2	5					
2	6					
2	7					
2	8					
2	8	1				
2	8	2				
2	8	3				
2	8	4				
2	8	5				
2	8	6				
2	8	7				
2	8	8				
2	8	8	1			
2	8	8	2			
2	8	8+1	2			
2	8	8+2	2			
2	8	8+3	2			
2	8	8+4	2 *			
2	8	8+5	2			
2	8	8+6	2			
2	8	8+7	2			
2	8	8+8	2			
2	8	8+9	2 *			
2	8	8+10	2			
2	8	18	3			
2	8	18	4			

* Abweichungen in der Anordnung der neu hinzukommenden Elektronen bzw. Anordnung derselben nicht gesichert.

(Fortsetzung)

Periode	Element	Symbol	Protonenzahl ≙ Ordnungszahl	Neutronenzahl [1] (häufig auftretende)
	Arsen	As	33	42
	Selen	Se	34	46; 44; 42; 48; 43
	Brom	Br	35	44; 46
	Krypton	Kr	36	48; 50; 47; 46; 44
5	Rubidium	Rb	37	48; 50
	Strontium	Sr	38	50; 48; 49; 46
	Yttrium	Y	39	50
	Zirkon	Zr	40	50; 54; 52; 51; 56
	Niob	Nb	41	52
	Molybdän	Mo	42	56; 53; 50; 54; 58
	Technetium	Tc	43	56
	Ruthenium	Ru	44	58; 60; 57; 55; 56
	Rhodium	Rh	45	58
	Palladium	Pd	46	60; 62; 59; 64; 58
	Silber	Ag	47	60; 62
	Kadmium	Cd	48	66; 64; 63; 62; 65
	Indium	In	49	66; 64
	Zinn	Sn	50	70; 68; 66; 69; 67
	Antimon	Sb	51	70; 72
	Tellur	Te	52	78; 76; 74; 73; 72
	Jod	J	53	74
	Xenon	Xe	54	78; 75; 77; 80; 82
6	Zäsium	Cs	55	78
	Barium	Ba	56	82; 81; 80; 79; 78
	Lanthan	La	57	82; 81
	Zer	Ce	58	82; 84; 80; 78
	Praseodym	Pr	59	82
	Neodym	Nd	60	82; 84; 86; 83; 85
	Promethium	Pm	61	86
	Samarium	Sm	62	90; 92; 85; 87;86
	Europium	Eu	63	90; 88
	Gadolinium	Gd	64	94; 96; 92; 93; 91
	Terbium	Tb	65	94
	Dysprosium	Dy	66	98; 96; 97; 95; 94
	Holmium	Ho	67	98

[1] Die Neutronenzahlen sind nach prozentualem Anteil geordnet.

Elektronenzahl						
K-Schale	L-Schale	M-Schale	N-Schale	O-Schale	P-Schale	Q-Schale
2	8	18	5			
2	8	18	6			
2	8	18	7			
2	8	18	8			
2	8	18	8	1		
2	8	18	8	2		
2	8	18	8+1	2		
2	8	18	8+2	2		
2	8	18	8+3	2 *		
2	8	18	8+4	2 *		
2	8	18	8+5	2		
2	8	18	8+6	2 *		
2	8	18	8+7	2 *		
2	8	18	8+8	2 *		
2	8	18	8+9	2 *		
2	8	18	8+10	2		
2	8	18	18	3		
2	8	18	18	4		
2	8	18	18	5		
2	8	18	18	6		
2	8	18	18	7		
2	8	18	18	8		
2	8	18	18	8	1	
2	8	18	18	8	2	
2	8	18	18	8+1	2	
2	8	18	18+1	8+1	2	
2	8	18	18+2	8+1	2	
2	8	18	18+3	8+1	2 *	
2	8	18	18+4	8+1	2 *	
2	8	18	18+5	8+1	2 *	
2	8	18	18+6	8+1	2 *	
2	8	18	18+7	8+1	2	
2	8	18	18+8	8+1	2	
2	8	18	18+9	8+1	2	
2	8	18	18+10	8+1	2	

Abweichungen in der Anordnung der neu hinzukommenden Elektronen bzw. Anordnung derselben nicht gesichert.

(Fortsetzung)

Periode	Element	Symbol	Protonenzahl ≙ Ordnungszahl	Neutronenzahl[1] (häufig auftretende)
	Erbium	Er	68	98; 100; 99; 102; 96
	Thulium	Tm	69	100
	Ytterbium	Yb	70	104; 102; 103; 101; 106
	Lutetium	Lu	71	104; 105
	Hafnium	Hf	72	108; 106; 105; 107; 104
	Tantal	Ta	73	108
	Wolfram	Wo	74	110; 112; 108; 109; 106
	Rhenium	Re	75	112; 110
	Osmium	Os	76	116; 114; 113; 112; 111
	Iridium	Ir	77	116; 114
	Platin	Pt	78	117; 116; 118; 120; 114
	Gold	Au	79	118
	Quecksilber	Hg	80	122; 120; 119; 121; 118
	Thallium	Tl	81	124; 122
	Blei	Pb	82	126; 124; 125; 122
	Wismut	Bi	83	126
	Polonium	Po	84	126; 127; 128; 130; 131
	Astat	At	85	130; 133; 134
	Radon	Rn	86	133; 134; 136
7	Franzium	Fr	87	136
	Radium	Ra	88	135; 136; 138; 140
	Aktinium	Ac	89	138
	Thorium	Th	90	142
	Protaktinium	Pa	91	140
	Uran	U	92	146; 143; 142
	Neptunium	Np	93	144
	Plutonium	Pu	94	148
	Amerizium	Am	95	148
	Kurium	Cm	96	151
	Berkelium	Bk	97	150
	Kalifornium	Cf	98	153
	Einsteinium	Es	99	155
	Fermium	Fm	100	153
	Mendelevium	Md	101	155
	Nobelium	No	102	152
	Lawrenzium	Lw	103	154

[1] Die Neutronenzahlen sind nach prozentualem Anteil geordnet.

Elektronenzahl						
K-Schale	L-Schale	M-Schale	N-Schale	O-Schale	P-Schale	Q-Schale
2	8	18	18+11	8+1	2	
2	8	18	18+12	8+1	2 *	
2	8	18	18+13	8+1	2 *	
2	8	18	18+14	8+1	2	
2	8	18	32	8+2	2	
2	8	18	32	8+3	2	
2	8	18	32	8+4	2	
2	8	18	32	8+5	2	
2	8	18	32	8+6	2	
2	8	18	32	8+7	2	
2	8	18	32	8+8	2 *	
2	8	18	32	8+9	2 *	
2	8	18	32	8+10	2	
2	8	18	32	18	3	
2	8	18	32	18	4	
2	8	18	32	18	5	
2	8	18	32	18	6	
2	8	18	32	18	7	
2	8	18	32	18	8	
2	8	18	32	18	8	1
2	8	18	32	18	8	2
2	8	18	32	18	8+1	2
2	8	18	32	18+1	8+1	2 *
2	8	18	32	18+2	8+1	2 *
2	8	18	32	18+3	8+1	2 *
2	8	18	32	18+4	8+1	2 *
2	8	18	32	18+5	8+1	2 *
2	8	18	32	18+6	8+1	2 *
2	8	18	32	18+7	8+1	2 *
2	8	18	32	18+8	8+1	2 *
2	8	18	32	18+9	8+1	2 *
2	8	18	32	18+10	8+1	2 *
2	8	18	32	18+11	8+1	2 *
2	8	18	32	18+12	8+1	2 *
2	8	18	32	18+13	8+1	2 *
2	8	18	32	18+14	8+1	2 *

Abweichungen in der Anordnung der neu hinzukommenden Elektronen bzw. Anordnung derselben nicht gesichert.

Isotope

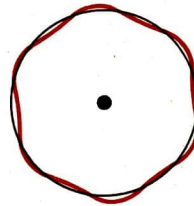
Atome eines chemischen Elements, die bei gleicher Protonenzahl verschiedene Neutronenzahlen haben. Isotope eines Elements besitzen daher verschiedene Nukleonenzahlen.

■ Kohlenstoff $^{12}_{6}C$: 6 Protonen 6 Neutronen 6 Elektronen
Kohlenstoff $^{13}_{6}C$: 6 Protonen 7 Neutronen 6 Elektronen

↗ Seite 36, 38 bis 43

Wellenmechanisches Atommodell

Im wellenmechanischen Atommodell wird das Elektron als stehende Welle aufgefaßt. Die **wahrscheinlichen Aufenthaltsbereiche** (Orbitale) der Elektronen haben die Form von **Elektronenwolken,** die um den Atomkern angeordnet sind.



■ Wasserstoffatom

Orbital

Aufenthaltsbereich eines Elektrons in der Elektronenhülle. Jeder Orbital ist durch einen bestimmten Energiezustand gekennzeichnet; er kann maximal 2 Elektronen aufnehmen. Die Orbitale werden mit den Buchstaben *s*, *p*, *d*, *f* bezeichnet, die den **Nebenquantenzahlen** entsprechen. Ihnen ist die jeweils zutreffende **Hauptquantenzahl** vorangestellt. Die Bezeichnung charakterisiert die Bahn und den Energiezustand.

■ 

1*s*-Orbital



2*p*-Orbital

Hauptquantenzahl *n*

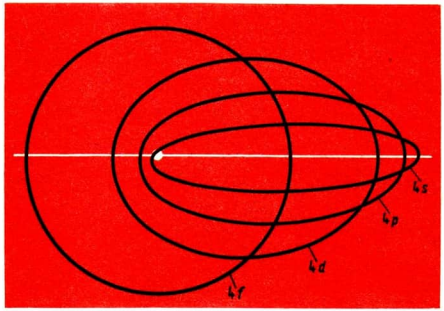
Zahl, durch die der Energiezustand eines Elektrons angegeben wird. Die Elektronen einer Schale des Bohrschen Atommodells gehören einem bestimmten Energieniveau an. Jede Elektronenschale entspricht einer Hauptquantenzahl.

Hauptquantenzahlen	1	2	3	4	5	6	7
Schale	K	L	M	N	O	P	Q

Bei größeren Atomen reicht die Hauptquantenzahl n nicht aus, um alle Energiezustände zu kennzeichnen. Dazu dienen noch drei weitere Quantenzahlen.

Nebenquantenzahl l

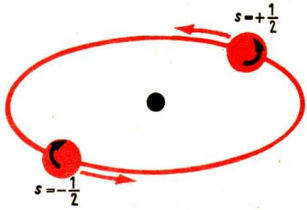
Zahl, durch die die zu einer Schale des Bohrschen Atommodells gehörenden Ellipsenbahnen gekennzeichnet werden. Für jede Hauptquantenzahl n kann die Nebenquantenzahl l die Werte 0 bis (n—1) annehmen. Die Bahn mit der Nebenquantenzahl $l = n$—1 ist ein Kreis. Den Nebenquantenzahlen entsprechen die Bezeichnungen s, p, d, f.



Zur Hauptquantenzahl n=4 gehören 4 Bahnen: 3 Ellipsenbahnen und eine Kreisbahn.

Spinquantenzahl s

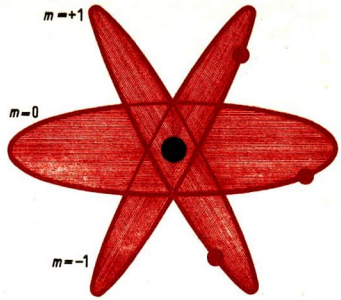
Zahl, die die Eigendrehung der Elektronen (Elektronenspin) angibt. Sie hat die Werte $s = +\frac{1}{2}$ und $s = -\frac{1}{2}$.



Elektronenbahn und Elektronenspin

Magnetische Quantenzahl *m*

Zahl, durch die die Neigung der Bahnebene des Bohrschen Atommodells im Raum (räumliche Orientierung) angegeben wird. Die Zahl *m* kann die Werte $-l; \ldots -2; -1; 0; +1; +2; \ldots +l$ annehmen. Sie ist von der Nebenquantenzahl *l* abhängig.



Die Bahnebene 4p hat drei Neigungen.

Pauli-Prinzip

In einem Atom stimmen niemals zwei Elektronen in allen vier Quantenbedingungen überein:

$$Z = 2n^2$$

Z = Höchstzahl der Elektronen, die auf einer Elektronenschale Platz haben.

Schale	Hauptquantenzahl *n*	Anzahl von Ellipsen und Kreis	Nebenquantenzahl *l*	Anzahl der Neigungen im Raum	magnetische Quantenzahl *m*	Spinquantenzahl *s*	Höchstzahl der Elektronen
K	1	1	0	1	0	$\pm\frac{1}{2}$	2
L	2	2	0	1	0	$\pm\frac{1}{2}$	8
			1	3	−1	$\pm\frac{1}{2}$	
					0	$\pm\frac{1}{2}$	
					+1	$\pm\frac{1}{2}$	

Relative Atommasse (Atomgewicht)

Verhältniszahl, mit der die Masse eines Atoms angegeben wird. Die relative Atommasse gibt an, wievielmal so groß die Masse eines Atoms des betreffenden Elements als $\frac{1}{12}$ der Atommasse des Kohlenstoffisotops ^{12}C ist.

2

Moleküle

Kleinste Teilchen chemischer Verbindungen oder Teilchen eines Elements; bestehen aus mindestens zwei Atomen. Sie können mit chemischen Methoden in ihre Bestandteile zerlegt werden. Alle Moleküle eines Stoffes haben gleiche chemische Eigenschaften.

Relative Molekülmasse (Molekulargewicht)

Angabe für die Masse eines Moleküls; Summe der relativen Atommassen aller in einem Molekül enthaltenen Atome.

Errechnen von relativen Molekülmassen

Teilschritt	■ Relative Molekülmasse von Kohlensäure H_2CO_3
1. Man schreibt die relativen Atommassen der im Molekül enthaltenen Atome auf	**H : 1** **C : 12** **O : 16**
2. Die Anzahl der Atome eines jeden Elements wird aus der Formel abgelesen	H : 1 **2** C : 12 **1** O : 16 **3**
3. Die relative Atommasse eines jeden Elements wird mit der entsprechenden Anzahl von Atomen multipliziert	H : 1 · 2 = **2** C : 12 · 1 = **12** O : 16 · 3 = **48**
4. Durch Addition der Ergebnisse der Multiplikation (3.) erhält man die relative Molekülmasse	H : 1 · 2 = 2 C : 12 · 1 = 12 O : 16 · 3 = 48 **H_2CO_3 : 62**

Äquivalentmasse (Äquivalentgewicht)

Die Äquivalentmasse eines Stoffes ist der Quotient aus der relativen Atommasse (bzw. der relativen Molekülmasse) und der Wertigkeit.

$$\text{Äquivalentmasse} = \frac{\text{relative Atommasse (bzw. Molekülmasse)}}{\text{Wertigkeit}}$$

Verbindung	Formel	relative Molekülmasse	Wertigkeit	Äquivalentmasse
Schwefelsäure	H_2SO_4	98,0	2	49,0
Natriumhydroxid	NaOH	40,0	1	40,0
Natriumchlorid	NaCl	58,5	1	58,5
Eisen(III)-chlorid	$FeCl_3$	162,3	3	54,1

Grammatom

Die Anzahl Gramm eines Elements, die gleich seiner relativen Atommasse ist.

relative Atommasse des Schwefels: 32
1 Grammatom Schwefel: 32 g

relative Atommasse des Kalziums: 40
1 Grammatom Kalzium: 40 g

Mol (Grammolekül)

Die Anzahl Gramm eines Stoffes, die gleich seiner relativen Molekülmasse ist.

relative Molekülmasse des Schwefeldioxids SO_2: 64
1 Mol Schwefeldioxid SO_2: 64 g

relative Molekülmasse des Methanals HCHO: 30
1 Mol Methanal HCHO: 30 g

Val (Grammäquivalent)

Die Anzahl Gramm eines Stoffes, die gleich seiner Äquivalentmasse ist.

$$\text{Val} = \frac{\text{Grammatom (bzw. Mol)}}{\text{Wertigkeit}}$$

Äquivalentmasse der Phosphorsäure H_3PO_4: 32,7
1 Val Phosphorsäure H_3PO_4: 32,7 g

Äquivalentmasse des Eisen(II)-chlorids $FeCl_2$: 63,4
1 Val Eisen(II)-chlorid $FeCl_2$: 63,4 g

Loschmidtsche Zahl

(auch Avogadrosche Zahl). Ein Grammatom beziehungsweise ein Mol aller Stoffe enthält $6{,}024 \cdot 10^{23}$ Teilchen.

Stoff	Zeichen	1 Grammatom bzw. 1 Mol	Anzahl der Teilchen
Magnesium	Mg	24 g	$6{,}024 \cdot 10^{23}$
Sauerstoff	O_2	32 g	$6{,}024 \cdot 10^{23}$
Schwefelsäure	H_2SO_4	98 g	$6{,}024 \cdot 10^{23}$
Methanal	HCHO	30 g	$6{,}024 \cdot 10^{23}$

Molvolumen von Gasen

Ein Mol eines jeden Gases nimmt im Normzustand ein Volumen von 22,4 l ein. Dieses Volumen bezeichnet man als Molvolumen.

$$\text{Molvolumen} = \frac{\text{Masse eines Mols}}{\text{Litermasse}}$$

Stoff	Formel	1 Mol	Molvolumen
Wasserstoff	H_2	2 g	22,4 l
Schwefeldioxid	SO_2	64 g	22,4 l
Methan	CH_4	16 g	22,4 l
Äthen	C_2H_4	28 g	22,4 l

Ionen

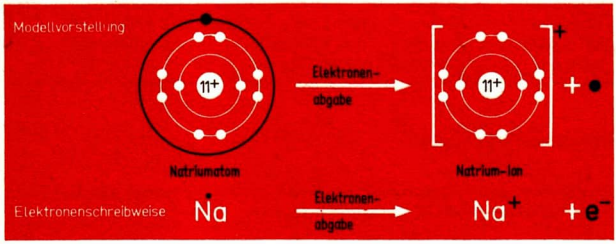
Positiv oder negativ geladene Teilchen; sind in den wäßrigen Lösungen (bzw. Schmelzen) der Elektrolyte frei beweglich.

	■ Kalzium		■ Brom	
	Atom	Ion	Atom	Ion
Kernladungszahl	20	20	35	35
Elektronenzahl	20	18	35	36
elektrische Ladung	neutral	zweifach positiv	neutral	einfach negativ
Zeichen	Ca	Ca^{2+}	Br	Br^-

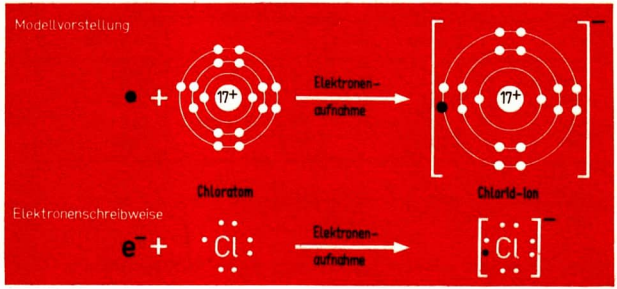
Ionenbildung

Ionen der Elemente entstehen durch Aufnahme bzw. Abgabe von Elektronen.

■ Ionenbildung durch Elektronenabgabe



■ Ionenbildung durch Elektronenaufnahme



Anionen

Negative Ionen.

SO_4^{2-}	CO_3^{2-}	NO_3^-	Cl^-
Sulfat-Ion	Karbonat-Ion	Nitrat-Ion	Chlorid-Ion
PO_4^{3-}	S^{2-}	ClO_3^-	CN^-
Phosphat-Ion	Sulfid-Ion	Chlorat-Ion	Zyanid-Ion

↗ Seite 22, 23, 188, 189

Kationen

Positive Ionen

Na^+	Mg^{2+}	K^+	Ba^{2+}
Natrium-Ion	Magnesium-Ion	Kalium-Ion	Barium-Ion
NH_4^+	Fe^{3+}	Cu^+	Cu^{2+}
Ammonium-Ion	Eisen(III)-Ion	Kupfer(I)-Ion	Kupfer(II)-Ion

Zwitterionen

Ionen, die zwei entgegengesetzte Ladungen besitzen.

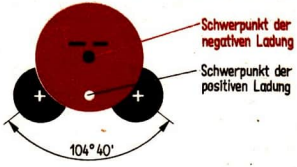


Aminoäthansäure-Ion

↗ Seite 162

Dipol

Nach außen elektrisch neutrales Molekül, das jedoch positive und negative Ladungsschwerpunkte besitzt. Dipole haben eine hohe Dielektrizitätskonstante.



Wassermolekül als Dipol

2.2. Periodensystem der Elemente

Ordnungszahl

Zahl, die die Reihenfolge der Elemente im Periodensystem kennzeichnet. Dabei gilt:

Ordnungszahl = Protonenzahl = Elektronenzahl

↗ Seite 38 bis 43, 110 bis 112

Gruppen

Senkrechte Reihen im Periodensystem. Jede Gruppe ist in eine **Hauptgruppe** und in eine **Nebengruppe** unterteilt.

Perioden

Waagerechte Reihen im Periodensystem.

Periodensystem und Atombau

Die Stellung jedes Elements im Periodensystem ist im Atombau begründet. Für alle Hauptgruppenelemente gelten:

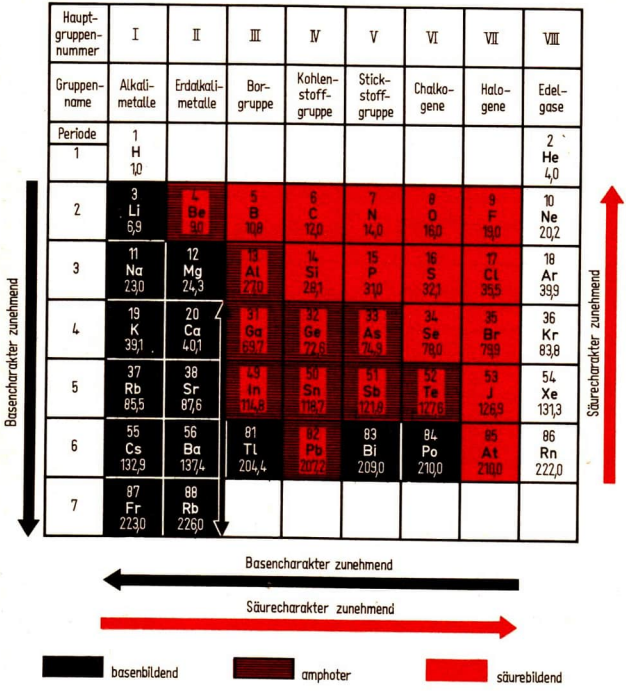
Angabe des Periodensystems		Bezug zum Atombau	
	■ Rubidium		■ Rubidium
Ordnungszahl	37	= Protonenzahl = Kernladungszahl = Elektronenzahl	37 37 37
Gruppennummer	I	≙ Anzahl der Außenelektronen	1
Periodennummer	5	≙ Anzahl der Elektronenschalen	5

Periodizität chemischer und physikalischer Eigenschaften

Eigenschaft	Änderungen	
	in den Hauptgruppen	in den Perioden
Metallcharakter	↓ zunehmend	← zunehmend
Nichtmetallcharakter	↑ zunehmend	→ zunehmend
Reaktionsfähigkeit typischer Metalle gegenüber typischen Nichtmetallen	↓ zunehmend	← zunehmend
höchste stöchiometrische Wertigkeit gegenüber Sauerstoff	gleichbleibend	I → VII zunehmend
höchste stöchiometrische Wertigkeit gegenüber Wasserstoff	gleichbleibend	I → IV ← I zunehmend
Kernladung	↓ zunehmend	→ zunehmend
elektropositiver Charakter	↓ zunehmend	← zunehmend
Atomradius	↓ zunehmend	← zunehmend
Ionenradius	↓ zunehmend	← zunehmend
Dichte	↓ im allgemeinen zunehmend	I → IV ← VII zunehmend
Schmelz- und Siedetemperatur der Metalle	↑ im allgemeinen zunehmend	—
Schmelz- und Siedetemperatur der Nichtmetalle	↓ im allgemeinen zunehmend	—

Basenbildende, säurenbildende, amphotere Elemente

In den Hauptgruppen nimmt mit steigender Ordnungszahl der basische Charakter zu, der saure ab. Innerhalb der Perioden nimmt mit steigender Ordnungszahl der basische Charakter ab, der saure zu.



Die Pfeillinie in obenstehender Tabelle gibt an, wo die Nebengruppenelemente des Periodensystems einzuordnen sind.

↗ Schluß des Buches

Metalle, Nichtmetalle, Halbmetalle

In den Hauptgruppen nimmt mit steigender Ordnungszahl der Metallcharakter zu, der Nichtmetallcharakter ab. In den Perioden nimmt mit steigender Ordnungszahl der Metallcharakter ab, der Nichtmetallcharakter zu.

2

Hauptgruppennummer	I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII
Gruppenname	Alkalimetalle	Erdalkalimetalle	Borgruppe	Kohlenstoffgruppe	Stickstoffgruppe	Chalkogene	Halogene	Edelgase
Periode 1	1 H 1,0							2 He 4,0
2	3 Li 6,9	4 Be 9,0	5 B 10,8	6 C 12,0	7 N 14,0	8 O 16,0	9 F 19,0	10 Ne 20,2
3	11 Na 23,0	12 Mg 24,3	13 Al 27,0	14 Si 28,1	15 P 31,0	16 S 32,1	17 Cl 35,5	18 Ar 39,9
4	19 K 39,1	20 Ca 40,1	31 Ga 69,7	32 Ge 72,6	33 As 74,9	34 Se 78,0	35 Br 79,9	36 Kr 83,8
5	37 Rb 85,5	38 Sr 87,6	49 In 114,8	50 Sn 118,7	51 Sb 121,8	52 Te 127,6	53 J 126,9	54 Xe 131,3
6	55 Cs 132,9	56 Ba 137,4	81 Tl 204,4	82 Pb 207,2	83 Bi 209,0	84 Po 210,0	85 At 210,0	86 Rn 222,0
7	87 Fr 223,0	88 Ra 226,0						

Metallcharakter zunehmend

Nichtmetallcharakter zunehmend

Metallcharakter zunehmend

Nichtmetallcharakter zunehmend

Metall Halbmetall Nichtmetall

Die Pfeillinie in obenstehender Tabelle gibt an, wo die Nebengruppenelemente des Periodensystems einzuordnen sind.

Hauptgruppennummer und stöchiometrische Wertigkeit

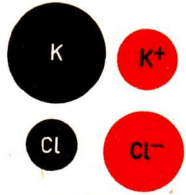
Hauptgruppennummer	I	II	III	IV	V	VI	VII
■ Sauerstoffverbindung	Na_2O	CaO	Al_2O_3	CO_2	N_2O_5	SO_3	Cl_2O_7
(höchste) stöchiometrische Wertigkeit gegenüber Sauerstoff	I	II	III	IV	V	VI	VII
■ Wasserstoffverbindung	NaH	CaH_2	AlH_3	CH_4	NH_3	SH_2 (H_2S)	ClH (HCl)
(höchste) stöchiometrische Wertigkeit gegenüber Wasserstoff	I	II	III	IV	III	II	I

Periodizität chemischer Eigenschaften in den Nebengruppen

- Die Ähnlichkeit zwischen den zur gleichen Gruppe gehörenden Haupt- und Nebengruppenelementen wächst von der I. bis zur IV. Gruppe stark an und sinkt von da bis zur VII. Gruppe stark ab.
- Die Ähnlichkeit zwischen den Elementen der Haupt- und Nebengruppen ist jeweils am stärksten ausgeprägt zwischen dem zweiten Element der Hauptgruppe und dem ersten Element der Nebengruppe.
- Eine Reihe von Nebengruppenelementen bildet in wäßriger Lösung gefärbte Ionen.

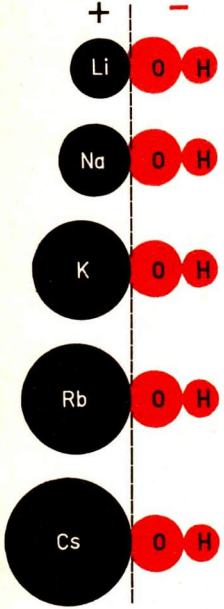
Abhängigkeit chemischer Eigenschaften von den physikalischen

Der Ionenradius ist kleiner als der Atomradius, wenn das Ion durch Elektronenabgabe entstanden ist, dagegen größer, wenn es durch Elektronenaufnahme entstanden ist.

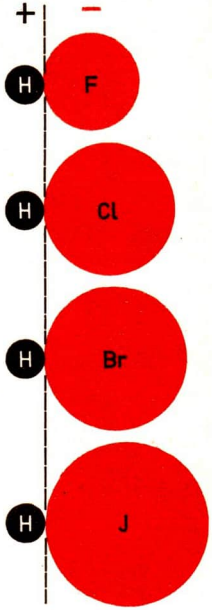


■ Atom- und Ionenradien von Kalium und Chlor

Innerhalb der Gruppe nimmt der Ionenradius mit steigender Ordnungszahl zu. In Ionenverbindungen nimmt deshalb der Abstand der Ladungsschwerpunkte, zum Beispiel bei Hydroxiden und sauerstofffreien Säuren, innerhalb der Gruppe ebenfalls mit steigender Ordnungszahl zu und damit die Anziehungskraft ab. Dementsprechend dissoziieren die Moleküle mit steigender Ordnungszahl leichter, der basische beziehungsweise saure Charakter nimmt zu.



Hydroxide der I. Hauptgruppe

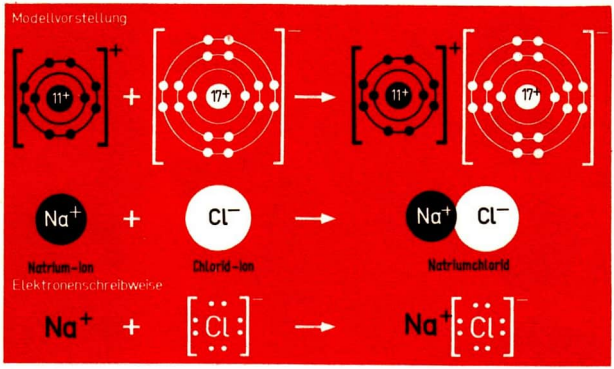


Wasserstoffverbindungen der VII. Hauptgruppe

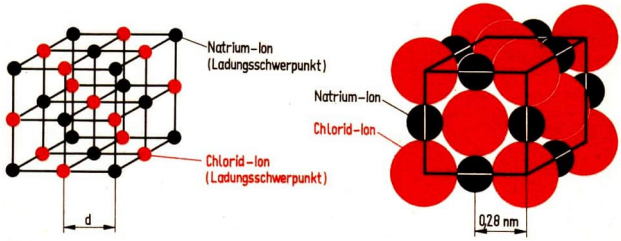
2.3. Chemische Bindung

Ionenbeziehung

Chemische Bindung, die auf elektrostatischer Anziehung entgegengesetzt geladener Ionen beruht. Sie liegt hauptsächlich in Verbindungen zwischen Metall und Nichtmetall vor.



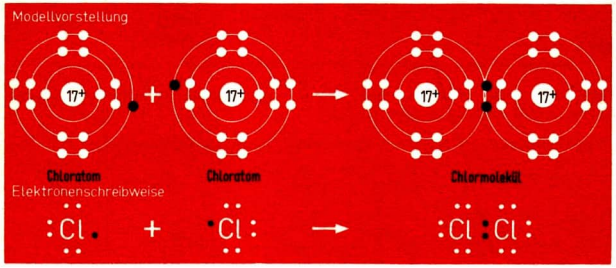
Ionenverbindungen bilden **Ionenkristalle,** die sich aus positiven und negativen Ionen in regelmäßiger Anordnung aufbauen. Die räumliche Anordnung der Ionen im Ionenkristall wird als **Ionengitter** bezeichnet.



Atombindung

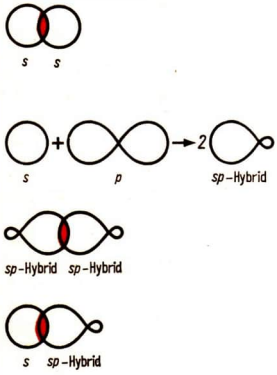
Chemische Bindung, die durch gemeinsame Elektronenpaare bewirkt wird; kann sowohl zwischen gleichartigen als auch verschiedenartigen Atomen auftreten. Sie liegt hauptsächlich zwischen Nichtmetallatomen vor.

2



Atombindungen können unterschiedlich sein:

a) **σ-Bindungen**



■ entstehen durch:

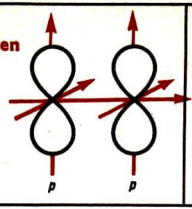
Überlappung von *s*-Orbitalen;

Hybridisierung von *s*-Orbitalen und *p*-Orbitalen und Überlappung der entstandenen *sp*-Hybride untereinander;

Überlappung von *sp*-Hybriden mit anderen Orbitalen.

σ-Bindungen sind verhältnismäßig stabil.

b)
π-Bindungen



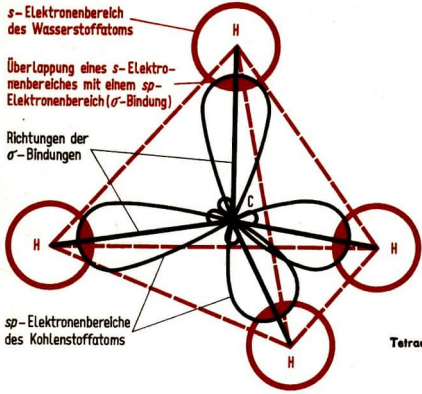
■ **entstehen durch:**
Überlappung von parallel zueinander angeordneten *p*-Orbitalen.

π-Bindungen sind verhältnismäßig schwach.

Auf diese Weise lassen sich auch die unterschiedlichen Bindungsverhältnisse in organischen Verbindungen erklären:

Einfachbindung (Kohlenstoff-Kohlenstoff; Kohlenstoff-Wasserstoff): 1 σ-Bindung

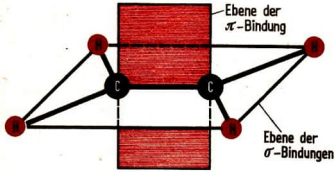
■



Tetraedermodell des Methans

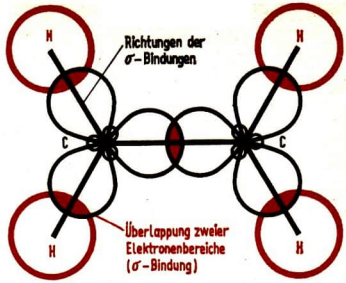
Doppelbindung (Kohlenstoff-Kohlenstoff): 1 σ-Bindung, 1 π-Bindung.

■



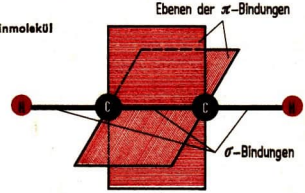
Ebenen der σ-Bindungen und der π-Bindung im Äthenmolekül

■ σ-Bindungen im Äthenmolekül



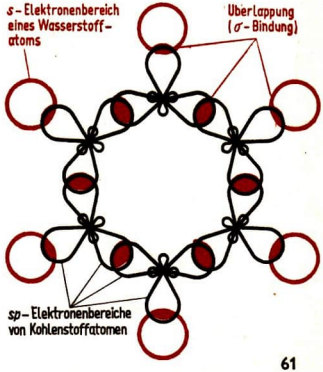
Dreifachbindung (Kohlenstoff–Kohlenstoff): 1 σ-Bindung, 2 π-Bindungen.

■ Ebenen der σ-Bindungen und der π-Bindungen im Äthinmolekül

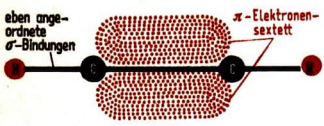


Bindung im Benzolring (Kohlenstoff–Kohlenstoff): 6 σ-Bindungen, π-Elektronensextett oberhalb und unterhalb des σ-Bindungsgerüstes.

■ σ-Bindungen im Benzolmolekül

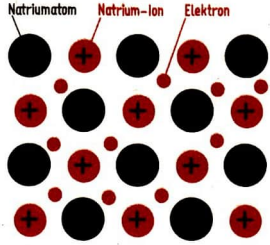


Lage der σ-Bindungen und des π-Elektronensextetts im Benzolmolekül



Metallische Bindung

Chemische Bindung, die durch elektrostatische Anziehung zwischen positiven Metall-Ionen und freien Elektronen bewirkt wird. Metall-Ionen und -Atome bilden ein **Metallgitter,** das von den leichtbeweglichen Elektronen durchdrungen ist. Durch den ständigen Platzwechsel der Elektronen wandeln sich ständig Metall-Ionen in -Atome um (und umgekehrt). Die freien Elektronen sind Ursache der elektrischen Leitfähigkeit der Metalle.



■ Metallische Bindung beim Natrium

Übergänge zwischen den Bindungsarten

Ionenbeziehung, Atombindung und metallische Bindung stellen ideale Grenzfälle dar. Zwischen ihnen gibt es zahlreiche Übergangsformen. Die Mehrzahl der chemischen Verbindungen weist Bindung mit Übergangscharakter auf.

a) Ionenbeziehung — Atombindung. Übergang wird durch die Deformation der Elektronenhülle von Ionen beziehungsweise Atomen gekennzeichnet.



↗ Seite 51

■ $NaCl$; $MgCl_2$; $AlCl_3$; $SiCl_4$; PCl_3; SCl_2; Cl_2

Übergänge

Ionenbeziehung ⟷ Atombindung

b) Ionenbeziehung — metallische Bindung. Hierzu gehören **Legierungen, intermetallische Verbindungen** und **Mischkristalle.** Diese Stoffe stehen zwischen den physikalischen Gemengen und den chemischen Verbindungen.

$NaCl$; Na_2S; Na_3P; $(Na_x\,Si)$; $Na_x\,Al$; $Na_x\,Mg$; $NaNa$



c) Metallische Bindung — Atombindung

$NaNa$; $MgMg$; $AlAl$; $SiSi$; PP; SS; $ClCl$



2.4. Komplexverbindungen

Komplexverbindung

Verbindung, die durch Anlagerung von Molekülen oder Ionen an andere Atome oder Ionen entsteht. Komplexverbindungen sind aus **Komplexionen** und **Gegenionen** zusammengesetzt. Komplexionen zeigen charakteristische Reaktionen, die sich von den Reaktionen der Bestandteile unterscheiden.

$$\underbrace{Cu(OH)_2 + 4\,NH_3 \rightarrow [Cu(NH_3)_4]^{2+}}_{\text{Komplexes Kation}} + \underbrace{2\,OH^-}_{\text{Gegenionen}}$$

$$[Cu(NH_3)_4](OH)_2$$

Tetramminkupfer(II)-hydroxid

$$\underbrace{AgCl + 4\,Na^+ + 2\,S_2O_3^{2-} \rightarrow 3\,Na^+}_{\text{Gegenionen}} + \underbrace{[Ag(S_2O_3)_2]^{3-}}_{\text{Komplexes Anion}} + Na^+ + Cl^-$$

$$Na_3[Ag(S_2O_3)_2]$$

Natrium-dithiosulfatoargentat

↗ Seite 23, 24

Zentralion

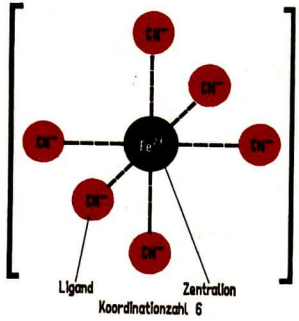
Ion, an das eine bestimmte Anzahl von Molekülen oder Ionen angelagert ist. Dadurch wird ein Komplexion gebildet.

Ligand

Molekül oder Ion, das an ein Zentralion eines Komplexions angelagert ist.

Koordinationszahl in Komplexverbindungen

Zahl, die die Anzahl der Liganden angibt, die ein Zentralion anzulagern vermag; hängt mit der Größe der Liganden und des Zentralions zusammen. Häufig auftretende Koordinationszahlen sind 2; 4; 6; 8.



Beim Hexazyanoferrat(II)-Ion sind um das Zentralion Fe^{2+} 6 Liganden CN^- gelagert.

Anlagerungskomplex

Komplexion, das durch Anlagerung von Ionen oder Dipolmolekülen an ein Zentralion entsteht; Bindungsverhältnisse beruhen auf elektrostatischen Anziehungskräften; zerfallen in wäßriger Lösung verhältnismäßig leicht.

Ionen–Ionen-Komplex: $[AlF_6]^{3-}$

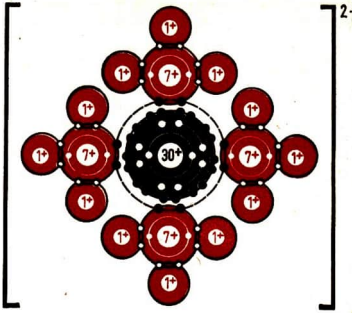
Ionen–Dipol-Komplex: $[Ca(H_2O)_6]^{2+}$

Durchdringungskomplex

Komplexion, das aus Liganden entsteht, die bei abgeschlossener Achterschale freie (einsame) Elektronenpaare besitzen. Die freien Elektronenpaare dieser Liganden bilden eine Edelgaskonfiguration der Elektronen um das Zentralion aus, wobei in einigen Fällen auch dessen Elektronenschalen noch einbezogen werden. Durchdringungskomplexe sind besonders stabil.

■ $Zn^{2+} + 4\,NH_3 \rightarrow [Zn(NH_3)_4]^{2+}$

Anlagerungskomplexe und Durchdringungskomplexe stellen Grenzfälle dar. Außerdem kommen auch Übergänge zwischen beiden Formen vor.



Komplexzerfallskonstante

Dissoziationskonstante des Komplexes; Maß für den Zerfall eines Komplexions in wäßriger Lösung.

$$\frac{[\text{Zentralion}] \cdot [\text{Ligand}]^{\text{Koordinationszahl}}}{[\text{Komplexion}]} = K$$

↗ Seite 81

2.5. Wertigkeit

Stöchiometrische Wertigkeit

Angabe über das Zahlenverhältnis, in dem sich die Atome verschiedener Elemente oder Atomgruppen verbinden können. Die stöchiometrische Wertigkeit kann durch eine hochgestellte römische Ziffer dargestellt werden:

■ Na^{I} einwertiges Natriumatom; SO_4^{II} zweiwertiger Säurerest der Schwefelsäure

Ionenwertigkeit

Angabe über die Anzahl der Ladungen, die ein Ion hat. Sie wird durch hochgestellte arabische Ziffern mit positivem oder negativem Vorzeichen angegeben.

Ion	Zeichen	Ionenwertigkeit
Wasserstoff-Ion	H^+	1 +
Kalzium-Ion	Ca^{2+}	2 +
Hydroxid-Ion	OH^-	1 —
Sulfat-Ion	SO_4^{2-}	2 —
Phosphat-Ion	PO_4^{3-}	3 —

Bindungswertigkeit

Zahl der Elektronenpaare, die ein Element in einer Verbindung mit einem anderen Element gemeinsam hat (Atombindungen).



Wasserstoff hat die Bindungswertigkeit 1

Sauerstoff hat die Bindungswertigkeit 2

Oxydationszahl

Die Oxydationszahl eines Atoms gibt Vorzeichen und Größe der elektrischen Ladung an, die dem Atom zuzuschreiben wäre, wenn man die Elektronen nach bestimmten Regeln auf die Atome verteilt.

$\overset{+2\ -2}{NO}$ $\overset{+3\ -2}{N_2O_3}$ $\overset{+4\ -2}{NO_2}$ $\overset{+5\ -2}{N_2O_5}$

Regeln für die Festlegung der Oxydationszahlen

▶ Die Oxydationszahl eines einatomigen Ions in einer Ionenverbindung ist gleich seiner elektrischen Ladung.	$\overset{+1\ -1}{Na^+\ Cl^-}$
▶ Die Oxydationszahl von Atomen in einer Elementarsubstanz ist gleich Null.	$\overset{\pm 0}{C}$
▶ In einer Atomverbindung ist die Oxydationszahl jedes Atoms diejenige Ladung, die dem Atom verbleibt, wenn alle gemeinsamen Elektronenpaare vollständig dem stärker elektronegativen Atom zugeschrieben werden. Elektronenpaare, die zwei Atomen desselben Elements gemeinsam angehören, werden auf beide Atome aufgeteilt.	$\overset{-4\ +1}{CH_4}$

↗ Seite 16, 17, 19

2.6. Isomerie

Isomerie

Auftreten von Verbindungen gleicher Zusammensetzung, aber mit unterschiedlichem Molekülbau. Der unterschiedliche Aufbau der Moleküle bedingt auch unterschiedliche Eigenschaften der Verbindungen.

2

Strukturisomerie

Isomerie, die auf dem unterschiedlichen Aufbau der Kohlenstoffkette beruht.

Name	Summenformel	vereinfachte Strukturformel
Butan	C_4H_{10}	$CH_3—CH_2—CH_2—CH_3$
Methylpropan	C_4H_{10}	$CH_3—CH(CH_3)—CH_3$

↗ Seite 29, 30, 145 ff.

Stellungsisomerie

Sonderfall der Strukturisomerie; beruht auf der unterschiedlichen Stellung von Substituenten oder der unterschiedlichen Lage von Mehrfachbindungen in einer Verbindung.

a) Unterschiedliche Stellung von Substituenten



1,2-Dimethylbenzol (o-Xylol)



1,3-Dimethylbenzol (m-Xylol)



1,4-Dimethylbenzol (p-Xylol)

↗ Seite 33, 76, 77, 145 ff.

b) Unterschiedliche Lage von Mehrfachbindungen

■ $CH_2=C=CH-CH_2-CH_3$ kumulierte Doppelbindung

Pentadien-(1,2)

$CH_2=CH-CH=CH-CH_3$ konjugierte Doppelbindung

Pentadien-(1,3)

$CH_2=CH-CH_2-CH=CH_2$ isolierte Doppelbindung

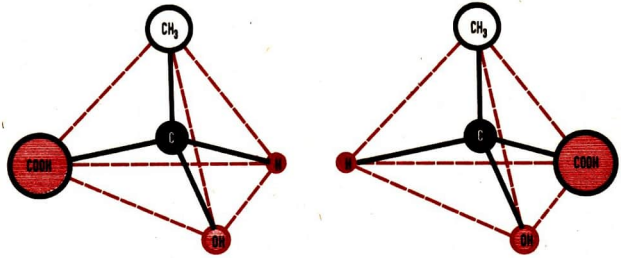
Pentadien-(1,4)

Stereoisomerie

Isomerie, die auf der unterschiedlichen räumlichen Anordnung von verschiedenen Atomen oder Atomgruppen an einem Atom eines Moleküls besteht. Stereoisomere Kohlenstoffverbindungen enthalten asymmetrische Kohlenstoffatome. Sie sind optisch aktiv.

■ **Stereoisomere der 2-Hydroxypropansäure**

Tetraedermodelle



Konfigurationsformeln

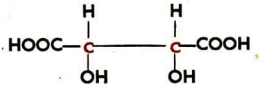


↗ Seite 161

Asymmetrisches Kohlenstoffatom

Kohlenstoffatom, das mit vier verschiedenen Atomen oder Atomgruppen verbunden ist.

■ Die 2,3-Dihydroxybutandisäure hat zwei asymmetrische Kohlenstoffatome im Molekül.



↗ Seite 161

Optische Aktivität

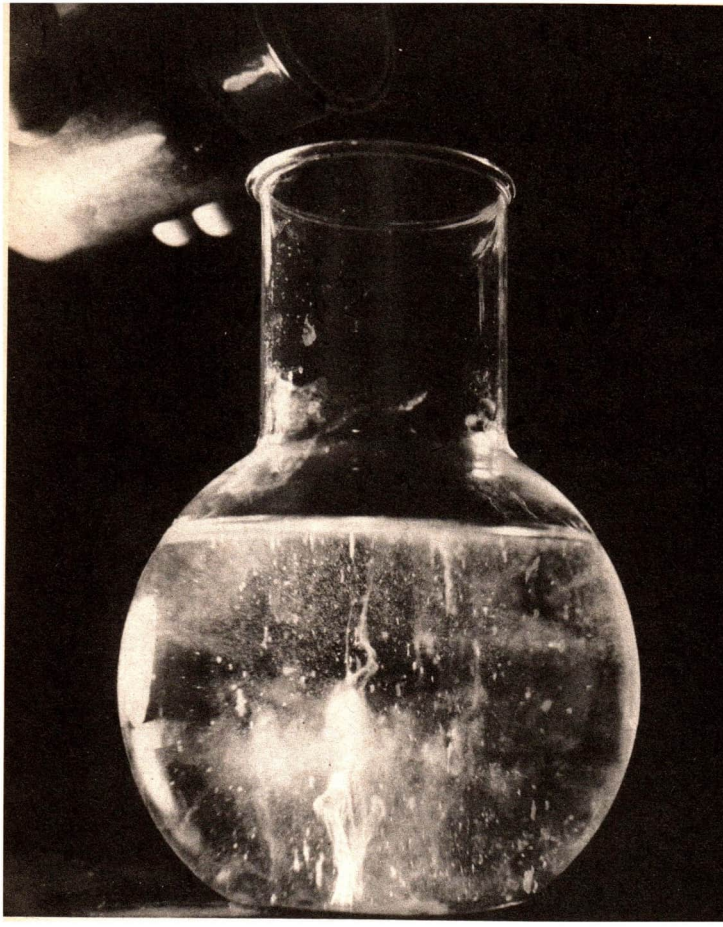
Eigenschaft einiger Verbindungen, die Ebene des polarisierten Lichtes zu drehen; tritt auf bei Verbindungen mit asymmetrischen Kohlenstoffatomen.

■ L-(+)-2-Hydroxypropansäure: rechtsdrehend;

D-(—)-2-Hydroxypropansäure: linksdrehend;

Gemisch gleicher Anteile beider Formen (razemisches Gemisch): optisch inaktiv.

↗ Seite 161



Grundlagen chemischer Reaktionen

3

Seite 72	3.1.	Reaktionen
Seite 79	3.2.	Elektrolytische Dissoziation
Seite 84	3.3.	Elektrochemische Vorgänge
Seite 89	3.4.	Verbindungsgesetze
Seite 90	3.5.	Wärmeumsetzungen bei chemischen Reaktionen
Seite 90	3.6.	Lösungen
Seite 94	3.7.	Chemisches Gleichgewicht — Massenwirkungsgesetz
Seite 97	3.8.	Katalyse

3.1. Reaktionen

Oxydation

Im engeren Sinne chemischer Vorgang, bei dem sich Stoffe mit dem Sauerstoff verbinden.

$$2\,Cu + O_2 \rightarrow 2\,CuO$$
$$4\,NH_3 + 3\,O_2 \rightarrow 2\,N_2 + 6\,H_2O$$
$$2\,C_2H_2 + 5\,O_2 \rightarrow 4\,CO_2 + 2\,H_2O$$

Im weiteren Sinne chemischer Vorgang, bei dem Stoffe Elektronen abgeben, also deren positive Ladung zunimmt oder die negative abnimmt.

$$\overset{+2}{Fe^{2+}} \rightarrow \overset{+3}{Fe^{3+}} + e^-$$
$$2\,\overset{-1}{Cl^-} \rightarrow \overset{\pm 0}{Cl_2} + 2\,e^-$$
$$2\,\overset{+4}{SO_2} + O_2 \rightarrow 2\,\overset{+6}{SO_3}$$

Reduktion

Im engeren Sinne chemischer Vorgang, bei dem Verbindungen Sauerstoff entzogen wird.

$$Fe_2O_3 + 3\,CO \rightarrow 2\,Fe + 3\,CO_2$$
$$Fe_2O_3 + 2\,Al \rightarrow 2\,Fe + Al_2O_3$$
$$CuO + H_2 \rightarrow Cu + H_2O$$

Im weiteren Sinne chemischer Vorgang, bei dem Stoffe Elektronen aufnehmen, also deren positive Ladung abnimmt oder die negative zunimmt.

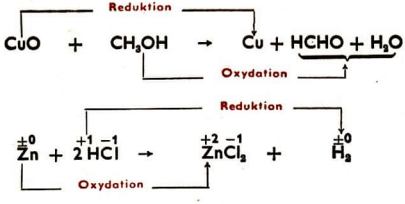
$$2\,\overset{+3}{Fe^{3+}} + \overset{\pm 0}{Fe} \rightarrow 3\,\overset{+2}{Fe^{2+}}$$
$$\overset{+6}{CrO_4^{2-}} + 8\,H^+ + 3\,e^- \rightarrow \overset{+3}{Cr^{3+}} + 4\,H_2O$$
$$\overset{+4}{Sn^{4+}} + 2\,e^- \rightarrow \overset{+2}{Sn^{2+}}$$

↗ Seite 191

Redoxreaktionen

Da der Abgabe von Elektronen stets eine Aufnahme von Elektronen gegenübersteht, sind Oxydation und Reduktion voneinander abhängige Teilvorgänge.

Das Oxydationsmittel (der Elektronen aufnehmende Stoff) wird reduziert, das Reduktionsmittel (der Elektronen abgebende Stoff) wird oxydiert.



↗ Seite 16, 17, 66

3

Bildung von Hydroxiden

Reaktion	Reaktionsgleichung
▶ Metalloxid und Wasser	$CaO + H_2O \rightarrow Ca(OH)_2$
▶ Fällung	$CuSO_4 + 2\,NaOH \rightarrow Cu(OH)_2\downarrow + Na_2SO_4$ $Cu^{2+} + 2\,OH^- \rightarrow Cu(OH)_2\downarrow$

Bildung von anorganischen Säuren

Reaktion	Reaktionsgleichung
▶ Nichtmetalloxid und Wasser	$SO_2 + H_2O \rightarrow H_2SO_3$
▶ Nichtmetall und Wasserstoff	$Cl_2 + H_2 \rightarrow 2\,HCl$
▶ Metalloxid hoher Oxydationsstufe und Wasser	$CrO_3 + H_2O \rightarrow H_2CrO_4$
▶ Verdrängung aus ihren Salzen durch schwerer flüchtige Säuren	$2\,NaCl + H_2SO_4 \rightarrow 2\,HCl + Na_2SO_4$

↗ Seite 12, 21 bis 23

Bildung von Salzen

Reaktion	Reaktionsgleichung
▶ Metall und Säure	$Zn + 2\,HCl \rightarrow H_2 + ZnCl_2$
▶ Hydroxid (oder Metalloxid) und Säure (oder Nichtmetalloxid)	
Hydroxid und Säure	$KOH + HNO_3 \rightarrow H_2O + KNO_3$
Metalloxid und Säure	$CaO + 2\,HCl \rightarrow H_2O + CaCl_2$
Hydroxid und Nichtmetalloxid	$2\,NaOH + CO_2 \rightarrow H_2O + Na_2CO_3$
Metalloxid und Nichtmetalloxid	$CaO + SiO_2 \rightarrow CaSiO_3$
▶ Metall und Nichtmetall	$2\,Na + Cl_2 \rightarrow 2\,NaCl$
▶ Fällung	$CaCl_2 + 2\,AgNO_3 \rightarrow 2\,AgCl\downarrow + Ca(NO_3)_2$ $2\,Cl^- + 2\,Ag^+ \rightarrow 2\,AgCl\downarrow$
▶ Verdrängung leichter flüchtiger Säuren aus ihren Salzen durch schwerer flüchtige Säuren	$CaCO_3 + 2\,HCl \rightarrow CaCl_2 + H_2O + CO_2$
▶ Hitzespaltung von Salzen	$2\,KNO_3 \rightarrow 2\,KNO_2 + O_2$

↗ Seite 13, 21 bis 23

Neutralisation

Vereinigung von Wasserstoff-Ionen und Hydroxid-Ionen zu undissoziierten Wassermolekülen.

$$Na^+ + OH^- + H^+ + Cl^- \rightarrow H_2O + Na^+ + Cl^-$$

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

↗ Seite 82, 106, 187

Hydrolyse

Ablauf von Ionenreaktionen beim Lösen von Salzen in Wasser, die zu einer basischen oder sauren Reaktion der Lösung führen.

Reines Wasser dissoziiert in sehr geringem Maße in Wasserstoff- und Hydroxid-Ionen (1 Molekül von 550 Millionen Molekülen Wasser):

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

Bei Lösungen von Salzen schwacher Säuren oder schwacher Hydroxide führt die Reaktion eines Teils ihrer Ionen mit den Ionen des Wassers zu saurer oder basischer Reaktion der Lösung.
Die Hydrolyse kann als Umkehrung der Neutralisation aufgefaßt werden.

■ $2\,Na^+ + CO_3^{2-} + H^+ + OH^- \rightarrow HCO_3^- + 2\,Na^+ + OH^-$

Natriumkarbonat — basische Reaktion

$2\,H^+ + 2\,OH^- + Zn^{2+} + 2\,Cl^- \rightarrow Zn(OH)_2 + 2\,H^+ + 2\,Cl^-$

Zinkchlorid — saure Reaktion

3

Salz aus		Dissoziationskonstanten von Hydroxid und Säure	Reaktion der Salzlösung
Hydroxid	Säure		
stark	stark	$K_{D_{Hydroxid}} = K_{D_{Säure}}$	neutral (keine Hydrolyse)
stark	schwach	$K_{D_{Hydroxid}} > K_{D_{Säure}}$	basisch
schwach	stark	$K_{D_{Hydroxid}} < K_{D_{Säure}}$	sauer
schwach	schwach	$K_{D_{Hydroxid}} < K_{D_{Säure}}$	sauer
		$K_{D_{Hydroxid}} > K_{D_{Hydroxid}}$	basisch

↗ Seite 81, 83, 84

Addition

Bildung einer Verbindung aus zwei oder mehreren Ausgangsstoffen, wobei nur ein Reaktionsprodukt entsteht. Zur Addition sind Verbindungen mit Mehrfachbindungen befähigt.

■ Halogenierung $CH_2=CH_2 + Br_2 \rightarrow CH_2Br—CH_2Br$

Äthen — 1,2-Dibromäthan

Hydrierung $CH_3—C(=O)—H + H_2 \xrightarrow{Kat.} CH_3—CH_2—OH$

Äthanal — Äthanol

■ **Hydratisierung** $CH \equiv CH + H_2O \xrightarrow{Kat.} CH_3-C(=O)H$

Äthin — Äthanal

↗ Seite 145 ff.

Substitution

Ersatz von Wasserstoffatomen einer Verbindung durch andere Atome oder Atomgruppen gleicher Wertigkeit; dabei entstehen mehrere Reaktionsprodukte.

■ **Halogenierung** $CH_3\boxed{H + Cl}Cl \rightarrow CH_3Cl + HCl$

Methan — Monochlormethan

Nitrierung $C_6H_5\boxed{H + HO}NO_2 \rightarrow C_6H_5-NO_2 + H_2O$

Benzol — Salpetersäure — Nitrobenzol

Sulfonierung $C_6H_5\boxed{H + HO}SO_3H \rightarrow C_6H_5-SO_3H + H_2O$

Benzol — Benzolsulfonsäure

↗ Seite 145 ff.

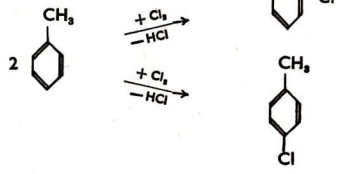
Für die Substitution bei Benzolverbindungen gelten folgende Regeln:

a) Einfluß der Substituenten. In Benzolverbindungen, die bereits einen Substituenten enthalten, werden neu eintretende Substituenten an bestimmte Plätze dirigiert.

Substituenten 1. Ordnung

(—Cl, —Br, —J, $—CH_3$, $—C_2H_5$, —OH, $—NH_2$)

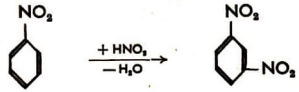
dirigieren in 1,2- und 1,4-Stellung.

■ 

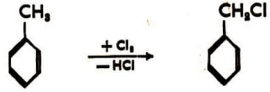
Substituenten 2. Ordnung

(—NO_2, —CHO, —COOH, —SO_3H, =CO, —CN)

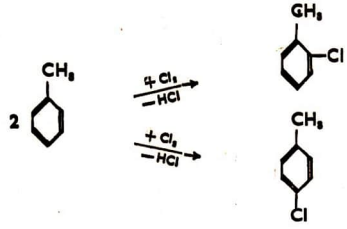
dirigieren in 1,3-Stellung.



b) Einfluß der Reaktionsbedingungen. Bei Sonnenlicht und Siedetemperatur erfolgt Substitution an der Seitenkette:



Bei Kälte und Anwesenheit von Katalysatoren erfolgt Substitution am Kern:



Kondensation

Vereinigung von zwei Molekülen unter Austritt einfach gebauter Stoffe (z. B. Wasser). Wichtige Beispiele sind Esterbildung und Peptidbildung.

Peptidbildung: Reaktion (der Hydroxylgruppe) von Säuren mit (einem Wasserstoffatom) der Aminogruppe.

$H_2N—CH_2—CO—\boxed{OH + H}—NH—CH_2—COOH \rightarrow$

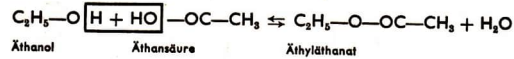
Aminoäthansäure — Aminoäthansäure

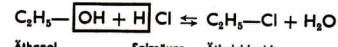
$H_2N—CH_2—CO—NH—CH_2—COOH + H_2O$

Dipeptid

↗ Seite 162, 168

■ **Esterbildung:** Reaktion von Alkoholen oder Phenolen mit Säuren, wobei Ester und Wasser gebildet werden.

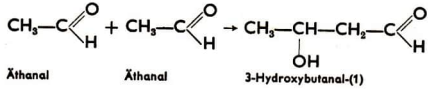




↗ Seite 166

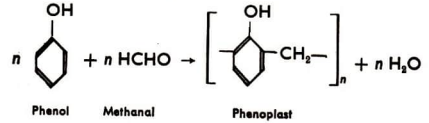
Dimerisation

Vereinigung von zwei gleichen Molekülen ohne Bildung von Nebenprodukten.

■ 

Polykondensation

Verknüpfung von mehreren Molekülen einfach gebauter Verbindungen zu Makromolekülen, wobei auch andere einfach gebaute Stoffe (z. B. Wasser) entstehen.

■ 

↗ Seite 145 ff., 229, 237 bis 239

Polymerisation

Verknüpfung von mehreren Molekülen einfach gebauter, ungesättigter Verbindungen unter Aufrichtung ihrer Mehrfachbindungen zu Makromolekülen. Dabei entstehen keine Nebenprodukte.

■ 

↗ Seite 145 ff., 228, 229, 237 bis 239

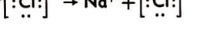
3.2. Elektrolytische Dissoziation

Elektrolyte

Stoffe, die nach dem Lösen in Wasser (bzw. in Schmelzen) frei bewegliche Ionen enthalten und dadurch den elektrischen Strom leiten. Man unterscheidet **echte** und **potentielle Elektrolyte.**

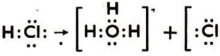
Echte Elektrolyte

Elektrolyte, die bereits im Kristallgitter Ionen enthalten. Dazu gehören vor allem die Metallhydroxide und die Salze.



Potentielle Elektrolyte

Elektrolyte, die erst durch Reaktion mit den Molekülen des Wassers Ionen bilden. Dazu gehören vor allem die Säuren und ein großer Teil der organischen Basen.



Nichtelektrolyte

Stoffe, die nach dem Lösen in Wasser (bzw. in Schmelzen) keine frei beweglichen Ionen enthalten und deshalb den elektrischen Strom nicht leiten.

- Alkohole, Aldehyde, Kohlenhydrate, Ester

Elektrolytische Dissoziation

Vorgang, bei dem durch Lösen in Wasser Elektrolyte in frei bewegliche positive und negative Ionen aufgespalten werden (Gleichgewichtsvorgang).

$$H_2SO_4 \rightleftarrows 2\,H^+ + SO_4^{2-}$$

$$Ca(OH)_2 \rightleftarrows Ca^{2+} + 2\,OH^-$$

$$Na^+\,Cl^- \rightleftarrows Na^+ + Cl^-$$

↗ Seite 49 bis 51, 81 bis 84, 95

Elektrolyse

Chemische Zersetzung eines Elektrolyten durch den elektrischen Strom. Bei der Elektrolyse wandern die positiven Ionen zur Katode und die negativen Ionen zur Anode. An den Elektroden werden Ionen entladen.

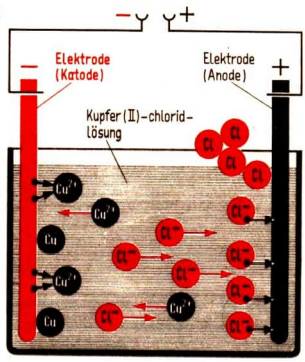
- Elektrolyse von Kupfer(II)-chloridlösung

Katode: $Cu^{2+} + 2\,e^- \rightarrow Cu$

Anode: $2\,Cl^- \rightarrow 2\,Cl + 2\,e^-$

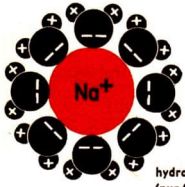
$2\,Cl \rightarrow Cl_2$

↗ Seite 186, 203, 210, 218, 219



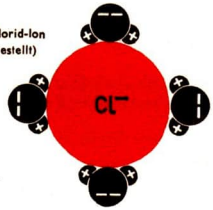
Hydratation

Anlagerung von Wasser an Ionen durch Dipolwirkung (Hydrathülle).

- 

hydratisiertes Natrium-Ion (nur flächig dargestellt)

hydratisiertes Chlorid-Ion (nur flächig dargestellt)



↗ Seite 51

Amphoterie

Erscheinung, daß ein Oxid oder Hydroxid je nach dem Reaktionspartner basischen oder sauren Charakter haben kann, sich also gegenüber Säuren wie eine Base, gegenüber Basen wie eine Säure verhält.

■ **Aluminiumhydroxid**

basisches Verhalten: $Al(OH)_3 + 3\,HCl \rightarrow \underset{\text{Aluminiumchlorid}}{AlCl_3} + 3\,H_2O$

saures Verhalten: $Al(OH)_3 + NaOH \rightarrow \underset{\text{Natriumaluminat}}{Na\,[Al(OH)_4]}$

↗ Seite 54, 121

Dissoziationskonstante

Gleichgewichtskonstante K_D für die elektrolytische Dissoziation; ist eine für jeden Elektrolyten charakteristische Größe; steigt bei Temperaturerhöhung, ist aber unabhängig von der Konzentration.

$$\frac{[Kat^+] \cdot [An^-]}{[Kat\ An]} = K_D$$

■ **Dissoziationskonstanten einiger Verbindungen bei 25 °C**

Stoff	Dissoziationsgleichgewicht	Dissoziationskonstante K_D
Kohlensäure		
1. Stufe	$H_2CO_3 \rightleftarrows H^+ + HCO_3^-$	$4{,}3 \cdot 10^{-7}$ mol¹ · l⁻¹
2. Stufe	$HCO_3^- \rightleftarrows H^+ + CO_3^{2-}$	$5{,}6 \cdot 10^{-10}$ mol¹ · l⁻¹
Gesamtvorgang	$H_2CO_3 \rightleftarrows 2\,H^+ + CO_3^{2-}$	$2{,}4 \cdot 10^{-16}$ mol² · l⁻²
Phosphorsäure		
1. Stufe	$H_3PO_4 \rightleftarrows H^+ + H_2PO_4^-$	$7{,}5 \cdot 10^{-3}$ mol¹ · l⁻¹
2. Stufe	$H_2PO_4^- \rightleftarrows H^+ + HPO_4^{2-}$	$6{,}2 \cdot 10^{-8}$ mol¹ · l⁻¹
3. Stufe	$HPO_4^{2-} \rightleftarrows H^+ + PO_4^{3-}$	$2{,}2 \cdot 10^{-13}$ mol¹ · l⁻¹
Gesamtvorgang	$H_3PO_4 \rightleftarrows 3\,H^+ + PO_4^{3-}$	$1 \cdot 10^{-22}$ mol³ · l⁻³
Äthansäure	$CH_3COOH \rightleftarrows H^+ + CH_3COO^-$	$1{,}8 \cdot 10^{-5}$ mol¹ · l⁻¹
Ammoniak-hydrat	$NH_3 \cdot H_2O \rightleftarrows NH_4^+ + OH^-$	$1{,}8 \cdot 10^{-5}$ mol¹ · l⁻¹
Kalziumhydroxid	$Ca(OH)_2 \rightleftarrows Ca^{2+} + 2\,OH^-$	$3{,}7 \cdot 10^{-3}$ mol³ · l⁻³

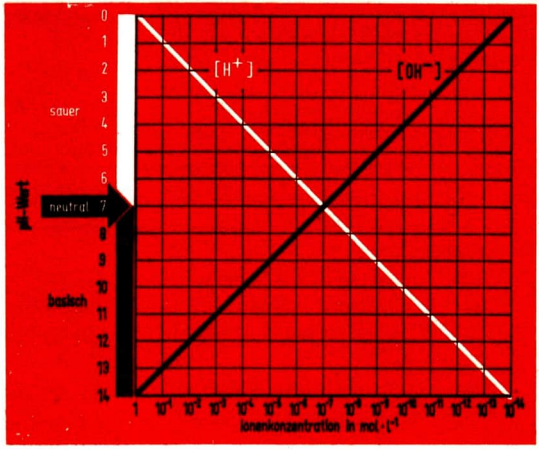
↗ Seite 92, 96

pH-Wert

Maß für die Wasserstoff-Ionenkonzentration: negativer dekadischer Logarithmus der Maßzahl der Wasserstoff-Ionenkonzentration, wenn diese in $mol \cdot l^{-1}$ angegeben wird.

$$pH = -\lg [H^+]$$

$pH < 7$ saure Reaktion
$pH = 7$ neutrale Reaktion
$pH > 7$ basische Reaktion



↗ Seite 92, 106, 189, 190

Ionenprodukt des Wassers

Produkt aus der Wasserstoff- und Hydroxid-Ionenkonzentration; ist bei allen Reaktionen in wäßrigen Lösungen bei gleichbleibender Temperatur konstant; steigt bei Temperaturerhöhung.

$$[H^+] \cdot [OH^-] = k_W = 1 \cdot 10^{-14}\ mol^2 \cdot l^{-2} \text{ (bei } 25°C)$$

Temperaturabhängigkeit der Dissoziationskonstanten und des Ionenprodukts des Wassers

Temperatur in °C	Dissoziationskonstante $K_{D\,H_2O}$ in mol · l^{-1}	Ionenprodukt des Wassers k_W in mol^2 · l^{-2}
0	$2{,}3 \cdot 10^{-17}$	$0{,}13 \cdot 10^{-14}$
20	$1{,}5 \cdot 10^{-16}$	$0{,}86 \cdot 10^{-14}$
25	$1{,}8 \cdot 10^{-16}$	$1 \cdot 10^{-14}$
40	$6{,}8 \cdot 10^{-16}$	$3{,}8 \cdot 10^{-14}$
60	$2{,}3 \cdot 10^{-15}$	$12{,}6 \cdot 10^{-14}$
80	$6{,}1 \cdot 10^{-15}$	$34 \cdot 10^{-14}$
100	$1{,}3 \cdot 10^{-14}$	$74 \cdot 10^{-14}$

Dissoziationsgrad

Maß für die Dissoziation eines Elektrolyten: Verhältnis der Anzahl der dissoziierten Moleküle zur Anzahl der ursprünglich vorhandenen Moleküle.

$$\text{Dissoziationsgrad } \alpha = \frac{\text{Anzahl der dissoziierten Moleküle}}{\text{Anzahl der ursprünglich vorhandenen Moleküle}}$$

$$\alpha = \frac{x}{n} \qquad \alpha = \frac{x \cdot 100}{n}\ \%$$

Beim Verdünnen von Elektrolytlösungen nimmt der Dissoziationsgrad zu (Ostwaldsches Verdünnungsgesetz); bei Temperaturänderung ebenfalls. Durch gleichionigen Zusatz wird die Dissoziation zurückgedrängt.

↗ Seite 79, 81

Starke, mittelstarke und schwache Elektrolyte

Die Stärke von Elektrolyten kann durch die Größe der Dissoziationskonstanten oder des Dissoziationsgrades definiert werden.

Elektrolyt	Dissoziationskonstante	Dissoziationsgrad
schwach	$K_D < 10^{-4}$ mol · l^{-1}	$\alpha < 0{,}01$
mittelstark	$K_D > 10^{-4}$ mol · l^{-1}	$\alpha > 0{,}001$
stark	$K_D \to \infty$ mol · l^{-1}	$\alpha \to 1$

- schwacher Elektrolyt: Äthansäure
  $K_D = 1{,}8 \cdot 10^{-5}\ mol \cdot l^{-1}$ $\alpha = 0{,}004$
  mittelstarker Elektrolyt: Fluorwasserstoffsäure
  $K_D = 3{,}5 \cdot 10^{-4}\ mol \cdot l^{-1}$ $\alpha = 0{,}07$
  starker Elektrolyt: Salpetersäure
  $K_D \approx 1{,}2\ mol \cdot l^{-1}$ $\alpha = 0{,}82$

↗ Seite 81, 83

Löslichkeitsprodukt

Produkt aus den Maßzahlen der molaren Ionenkonzentration eines Stoffes in einer gesättigten Lösung bei konstanter Temperatur; wird mit steigender Temperatur größer.

$$[Kat^+] \cdot [An^-] = L_{Kat\,An} = konst.$$

- Löslichkeitsprodukte bei 25 °C

Elektrolyt	Löslichkeitsprodukt	Elektrolyt	Löslichkeitsprodukt
AgCl	$1{,}6 \cdot 10^{-10}\ mol^2 \cdot l^{-2}$	FeS	$4 \cdot 10^{-19}\ mol^2 \cdot l^{-2}$
$CaSO_4$	$6{,}1 \cdot 10^{-5}\ mol^2 \cdot l^{-2}$	CuS	$4 \cdot 10^{-38}\ mol^2 \cdot l^{-2}$
$PbSO_4$	$2 \cdot 10^{-8}\ mol^2 \cdot l^{-2}$	$Ca(OH)_2$	$3{,}1 \cdot 10^{-5}\ mol^3 \cdot l^{-3}$
$BaSO_4$	$1{,}1 \cdot 10^{-10}\ mol^2 \cdot l^{-2}$	$Fe(OH)_2$	$4{,}8 \cdot 10^{-16}\ mol^3 \cdot l^{-3}$
$CaCO_3$	$4{,}8 \cdot 10^{-9}\ mol^2 \cdot l^{-2}$	$Fe(OH)_3$	$4 \cdot 10^{-38}\ mol^4 \cdot l^{-4}$
$BaCO_3$	$8 \cdot 10^{-9}\ mol^2 \cdot l^{-2}$	$PbCl_2$	$1{,}7 \cdot 10^{-5}\ mol^3 \cdot l^{-3}$

↗ Seite 90, 91

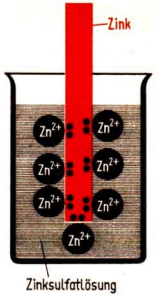
3.3. Elektrochemische Vorgänge

Lösungsdruck

Tendenz der Metalle, in den Ionenzustand überzugehen; ist für jedes Metall unterschiedlich ausgeprägt.
Wenn Metalle mit Lösungen in Berührung stehen, gehen so lange Metallatome als positiv geladene Ionen in Lösung, bis sich ein Gleichgewicht zwischen ihnen und dem dadurch entstehenden Potential des Metalls eingestellt hat.

Elektrische Doppelschicht

Doppelschicht an der Berührungsfläche von Metall und Lösung zwischen der ein Spannungsunterschied auftritt.



■ Zink—Zinksulfatlösung

Eigenpotential

Spannungsunterschied zwischen Metall und Lösung der elektrischen Doppelschicht.

Standardelektrode (Normalelektrode)

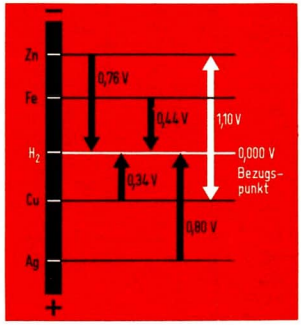
Vergleichselektrode zur Ermittlung des Standardpotentials: ein Metall taucht bei 25 °C in die 1-normale Lösung seines Salzes.

Standard-Wasserstoffelektrode (Normal-Wasserstoffelektrode)

Bezugselektrode zur Ermittlung des Standardpotentials: ein Platinblech, das von Wasserstoff unter 760 Torr und bei 25 °C umspült wird, taucht in 1n Salzsäure.

Standardpotential (Normalpotential)

Maß für das Oxydations- beziehungsweise Reduktionsvermögen der Metallsalzlösungen; Spannung zwischen der Standardelektrode eines Metalls und der Standard-Wasserstoffelektrode.



Angabe der Standardpotentiale durch Vergleich mit dem Bezugspunkt

Elektrochemische Spannungsreihe

Reihe der Metalle, geordnet nach den Standardpotentialen

Metall (Standardelektrode)	Standardpotential in Volt	Metall (Standardelektrode)	Standardpotential in Volt
Li/Li^+	−2,959	Ni/Ni^{2+}	−0,23
K/K^+	−2,924	Sn/Sn^{2+}	−0,136
Ca/Ca^{2+}	−2,76	Pb/Pb^{2+}	−0,122
Na/Na^+	−2,715	H/H^+	±0,000
Mg/Mg^{2+}	−2,34	Cu/Cu^{2+}	+0,344
Mn/Mn^{2+}	−1,1	Ag/Ag^+	+0,799
Zn/Zn^{2+}	−0,762	Hg/Hg^{2+}	+0,854
Cr/Cr^{3+}	−0,557	Au/Au^{3+}	+1,36
Fe/Fe^{2+}	−0,441		

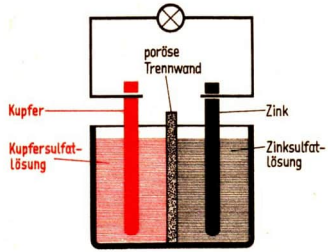
Elektrochemische Spannungsreihe und Verhalten von Metallen

Metall	Tendenz zur Ionenbildung	Oxydierbarkeit bzw Reduktionsvermögen des Metalls	Reduzierbarkeit bzw. Oxydationsvermögen des Kations	Abscheidbarkeit aus Elektrolyten	Umsetzung mit verdünnten Säuren
Li K Ca Na Mg Mn Zn Cr Fe Ni Sn Pb H_2 Cu Ag Hg Au	zunehmend ↑	zunehmend ↑	zunehmend ↓	zunehmend ↓	zunehmend ↑

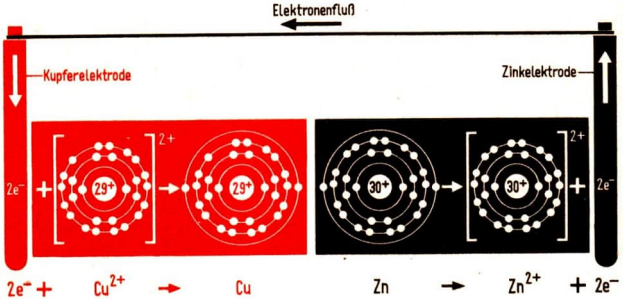
Umwandlung chemischer in elektrische Energie

Tritt ein, wenn man die zwei Teilvorgänge eines freiwillig verlaufenden Redoxvorganges getrennt voneinander an geeigneten Elektroden ablaufen läßt.

Zink-Kupfer-Element



Vorgänge im Zink-Kupfer-Element



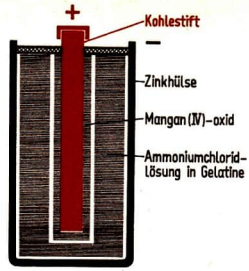
Galvanisches Element

Anordnung, bei der zwei verschiedene Metalle in Salzlösungen tauchen, die miteinander leitend verbunden sind; dient zur Umwandlung chemischer in elektrische Energie.

■ **Leclanche-Element**

Kohlestab: $2\,H^+ + 2\,e^- \rightarrow H_2$

Zinkhülse: $Zn \rightarrow Zn^{2+} + 2\,e^-$



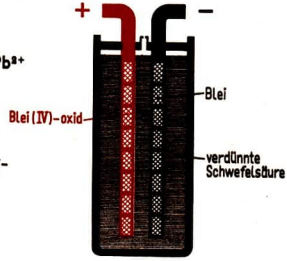
■ **Bleiakkumulator**

Plus-Platte: $Pb^{4+} + 2\,e^- \underset{\text{Laden}}{\overset{\text{Entladen}}{\rightleftarrows}} Pb^{2+}$

$Pb^{2+} + SO_4^{2-} \rightleftarrows PbSO_4$

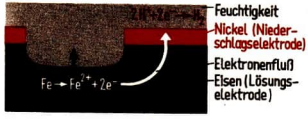
Minus-Platte: $Pb \underset{\text{Laden}}{\overset{\text{Entladen}}{\rightleftarrows}} Pb^{2+} + 2\,e^-$

$Pb^{2+} + SO_4^{2-} \rightleftarrows PbSO_4$



Lokalelement

Galvanische Elemente mit kurzgeschlossenen Elektroden; wirken nur innerhalb eines geringen Umkreises, zum Beispiel durch Spuren anderer Metalle auf metallischen Werkstücken. Das Metall mit dem niedrigeren Standardpotential geht in Lösung; am anderen Metall werden Ionen entladen.



■ **Bildung eines Lokalelementes bei einem Eisenteil mit beschädigtem Nickelüberzug**

Elektrochemische Korrosion

Vorgang, der infolge der Bildung von Lokalelementen zum Auflösen eines unedleren Metalles führt.

3.4. Verbindungsgesetze

Gesetz von der Erhaltung der Masse

Bei jedem chemischen Vorgang ist die Gesamtmasse der Ausgangsstoffe gleich der Gesamtmasse der Reaktionsprodukte.

$$\underbrace{NaHCO_3 + HCl}_{84\,g \quad + 36{,}5\,g} \rightarrow \underbrace{NaCl + H_2O + CO_2}_{58{,}5\,g \quad + 18\,g \quad + 44\,g}$$

$$120{,}5\,g = 120{,}5\,g$$

Gesetz der konstanten Proportionen

Die Stoffe reagieren miteinander in bestimmten Massenverhältnissen, die durch das Verhältnis ihrer relativen Atom- bzw. Molekülmassen angegeben werden.

$$2\,Ca + O_2 \rightarrow 2\,CaO$$

80 g 32 g 112 g

Verhältnis 2,5:1

1,6 g 0,64 g 2,24 g

Verhältnis 2,5:1

Gesetz der multiplen Proportionen

Die Massenverhältnisse zweier sich zu verschiedenen chemischen Verbindungen vereinigender Elemente stehen im Verhältnis einfacher ganzer Zahlen zueinander.

$2\,C + O_2 \rightarrow 2\,CO$ $\qquad$ $C + O_2 \rightarrow CO_2$

24 g 32 g 56 g $\qquad$ 12 g 32 g 44 g

Verhältnis 2:1

0,6 g 0,8 g 1,4 g $\qquad$ 0,3 g 0,8 g 1,1 g

Verhältnis 2:1

3.5. Wärmeumsetzungen bei chemischen Reaktionen

Reaktionswärme

Bei chemischen Reaktionen aufgenommene oder abgegebene Wärmemenge. Die Reaktionswärme Q wird in Kilokalorien angegeben. Sie bezieht sich auf die Umsetzung eines Grammatoms beziehungsweise eines Mols der beteiligten Stoffe.

Reaktion	Angabe der Reaktionswärme Q	■
endotherm	$Q = +\,n$ kcal	$CO_2 + C \rightarrow 2\,CO \quad Q = +\,41{,}2$ kcal
exotherm	$Q = -\,n$ kcal	$C + O_2 \rightarrow CO_2 \quad Q = -\,94{,}0$ kcal

Endotherme Reaktionen

Chemische Vorgänge, bei denen die reagierenden Stoffe Wärme aufnehmen.

Exotherme Reaktionen

Chemische Vorgänge, bei denen die reagierenden Stoffe Wärme abgeben.

Aktivierungsenergie

Energiemenge, die zur Auslösung einer chemischen Reaktion benötigt wird.

3.6. Lösungen

Lösung

Im weiteren Sinne homogenes Gemenge von mindestens zwei Stoffen. Im engeren Sinne homogenes Gemenge, bei dem feste, flüssige oder gasförmige Stoffe in einem flüssigen Stoff fein verteilt sind. Man unterscheidet nach der Teilchengröße des gelösten Stoffes:

Bezeichnung	Teilchen	Teilchengröße
echte Lösung	Moleküle, Ionen	$< 10^{-7}$ cm
kolloide Lösung	Zusammenballungen von Molekülen	10^{-7} bis 10^{-5} cm

Nach der Menge an gelöstem Stoff in einer bestimmten Menge Lösungsmittel kann man einteilen:

Bezeichnung	Charakteristik
verdünnte Lösung	Lösung, die nur sehr wenig gelösten Stoff enthält
konzentrierte Lösung	Lösung, die viel gelösten Stoff enthält
gesättigte Lösung	Lösung, die bei der betreffenden Temperatur keine weiteren Mengen des gelösten Stoffes zu lösen vermag (Bodensatz)

↗ Seite 92

Löslichkeit

Konzentration einer gesättigten Lösung. Die Löslichkeit von festen Stoffen steigt im allgemeinen bei Temperaturerhöhung; die Löslichkeit von Gasen nimmt bei Temperaturerhöhung ab.

Lösungsgeschwindigkeit

Geschwindigkeit des Lösungsvorganges; hängt von der Art des zu lösenden Stoffes, von dessen Oberfläche, von der Temperatur des Lösungsmittels und von der jeweiligen Konzentration der bereits entstandenen Lösung ab.

Lösungsmittel

Im engeren Sinne flüssiger Stoff, in dem andere Stoffe gelöst werden können. Wichtigstes Lösungsmittel ist das Wasser.

Gelöster Stoff

Stoff, der in einem Lösungsmittel gelöst ist. Leichtlöslich sind Stoffe, die sich in einem bestimmten Volumen des Lösungsmittels in großer Menge lösen. Schwerlöslich sind Stoffe, die sich in einem bestimmten Volumen des Lösungsmittels in geringer Menge lösen.

Konzentration

Menge des gelösten Stoffes in einer bestimmten Menge Lösung. Konzentrationsmaße sind: **Masseprozent, Volumenprozent, Molarität, Normalität.**

Masseprozent

Masse des gelösten Stoffes in Gramm, die in 100 g Lösung enthalten ist:

$$c\ \text{Masse-}\% = \frac{a\ \text{g gelöster Stoff}}{b\ \text{g Lösung}} \cdot 100$$

Lösung	Menge	Bestandteile	
10%ige Natriumchloridlösung	100 g	10 g Natriumchlorid	90 g Wasser
5%ige Silbernitratlösung	100 g	5 g Silbernitrat	95 g Wasser
24%ige Natriumhydroxidlösung	100 g	24 g Natriumhydroxid	76 g Wasser

↗ Seite 102, 103

Volumenprozent

Volumen des gelösten Stoffes in ml, das in 100 ml der Lösung enthalten ist:

$$c\ \text{Vol.-}\% = \frac{a\ \text{ml enthaltener Stoff}}{b\ \text{ml Lösung}} \cdot 100$$

Lösung	Menge	Bestandteile	
35 Vol.-%iges Äthanol	100 ml	35 ml Äthanol	65 ml Wasser
47 Vol.-%iges Methanol	100 ml	47 ml Methanol	53 ml Wasser
10 Vol.-%ige Äthansäure	100 ml	10 ml Äthansäure	90 ml Wasser

↗ Seite 103 (Berechnungen entsprechen denen mit Masseprozenten)

Molarität

Anzahl der Mole des gelösten Stoffes in einem Liter Lösung:

$$\text{Molarität } m = \frac{a \text{ Mol gelöster Stoff}}{b \text{ l Lösung}}$$

Lösung	Menge	Gehalt an gelöstem Stoff
1 *m* Natriumhydroxidlösung	1 l	1 Mol ≙ 40 g Natriumhydroxid
0,2 *m* Schwefelsäure	1 l	0,2 Mole ≙ 19,6 g Schwefelsäure
2 *m* Kaliumnitratlösung	1 l	2 Mole ≙ 202,2 g Kaliumnitrat

↗ Seite 104

Normalität

Anzahl der Grammäquivalente des gelösten Stoffes in einem Liter Lösung:

$$\text{Normalität } n = \frac{a \text{ Val gelöster Stoff}}{b \text{ l Lösung}}$$

Lösung	Menge	Gehalt an gelöstem Stoff
1 *n* Salzsäure	1 l	1 Val ≙ 36,5 g Chlorwasserstoff
0,1 *n* Natriumhydroxid	1 l	0,1 Val ≙ 4 g Natriumhydroxid
2 *n* Phosphorsäure	1 l	2 Val ≙ 65 g Phosphorsäure

↗ Seite 105

Molare Lösung

Lösung bestimmter Molarität (z. B. 1 *m*; 3,5 *m*; 0,5 *m*)

Normallösung

Lösung bestimmter Normalität (z. B. 1 *n*; 2 *n*; 0,5 *n*)

Härte des Wassers

Gesamtgehalt natürlicher Wässer an gelösten Salzen; setzt sich zusammen aus **temporärer** und **permanenter Härte.**

Temporäre Härte des Wassers

Gehalt des Wassers an gelösten Hydrogenkarbonaten, die beim Sieden des Wassers als schwerlösliche Karbonate ausgefällt werden.

Permanente Härte des Wassers

Gehalt des Wassers an gelösten Sulfaten, Silikaten, Chloriden und anderen Salzen, die beim Sieden des Wassers nicht verändert werden.

Deutscher Härtegrad

Maß für die Härte des Wassers. In deutschen Härtegraden wird die Menge der in einem Liter Wasser gelösten Salze, umgerechnet auf Kalziumoxid, angegeben.

1° dH ≙ Gehalt von 10 mg Kalziumoxid in 1 l Wasser

3.7. Chemisches Gleichgewicht — Massenwirkungsgesetz

Reaktionsgeschwindigkeit

Geschwindigkeit, mit der ein chemischer Vorgang abläuft. Sie wird gekennzeichnet durch die Änderung der Konzentration der Ausgangsstoffe der Reaktion in der Zeiteinheit.

Chemisches Gleichgewicht

Bei jeder umkehrbaren chemischen Reaktion bildet sich ein chemisches Gleichgewicht aus. Es ist eingestellt, wenn die **Hinreaktion** und die **Rückreaktion** mit gleichen Reaktionsgeschwindigkeiten ablaufen. Dann bleibt ein bestimmtes Mengenverhältnis zwischen Ausgangsstoffen und Reaktionsprodukten erhalten.

$$N_2 + 3\,H_2 \rightleftarrows 2\,NH_3$$

Geschwindigkeit der Hinreaktion = Geschwindigkeit der Rückreaktion

↗ Seite 96

3

Prinzip von Le Chatelier

Wird auf ein System, das sich im Gleichgewicht befindet, durch Änderung der äußeren Bedingungen ein Zwang ausgeübt, so verschiebt sich das Gleichgewicht derart, daß das System dem äußeren Zwang ausweicht.

Die Lage eines chemischen Gleichgewichts kann beeinflußt werden:

Bedingung	Wirkung auf Gleichgewicht	■ $N_2 + 3\,H_2 \rightleftarrows 2\,NH_3$ $Q = -22$ kcal			
		Temperatur	Druck	Raumanteile[1]	
				$N_2 + H_2$	NH_3
▶ Temperatur	Bei Temperaturerhöhung verlagert sich das chemische Gleichgewicht nach der Seite der Reaktion, die unter Wärmeverbrauch verläuft	200 °C 700 °C	1 at 1 at	84,7 % 99,98 %	15,3 % 0,02 %
▶ Druck	Bei Druckerhöhung verlagert sich das chemische Gleichgewicht nach der Seite der Reaktion, die unter Volumenabnahme verläuft	500 °C 500 °C	200 at 1000 at	82,4 % 42,5 %	17,6 % 57,5 %

Auch durch Änderung der Konzentration der Ausgangsstoffe oder der Reaktionsprodukte läßt sich die Lage eines chemischen Gleichgewichts beeinflussen.

[1] nach Einstellung des Gleichgewichts.

Satz von Avogadro

Gleiche Raumteile aller Gase enthalten bei gleicher Temperatur und gleichem Druck die gleiche Anzahl Teilchen.

Volumengesetz von Gay-Lussac

Die Raumteile gasförmiger Stoffe, die an einer chemischen Reaktion teilnehmen, verhalten sich stets wie kleine ganze Zahlen.

Homogenes System

System, bei dem die an der Reaktion beteiligten Stoffe nicht durch Grenzflächen getrennt sind, sondern ein einheitliches Ganzes bilden.

$$Na_2SO_4 + BaCl_2 \rightarrow BaSO_4 \downarrow + 2\,NaCl$$
$$N_2 + 3\,H_2 \rightarrow 2\,NH_3$$

Heterogenes System

System, bei dem die an der Reaktion beteiligten Stoffe durch Grenzflächen getrennt sind.

$$Zn + 2\,HCl \rightarrow ZnCl_2 + H_2$$
$$C + O_2 \rightarrow CO_2$$

Massenwirkungsgesetz

Bei einer Reaktion im Gleichgewichtszustand nimmt der Quotient aus dem Produkt der Konzentrationen der Reaktionsprodukte und dem Produkt der Konzentrationen der Ausgangsstoffe einen konstanten Wert an.

Für die Reaktion $A + B \rightleftarrows C + D$ gilt: $\frac{[C] \cdot [D]}{[A] \cdot [B]} = K$

Für die Reaktion $3\,A + 2\,B \rightleftarrows 2\,C + 3\,D$ gilt: $\frac{[C]^2 \cdot [D]^3}{[A]^3 \cdot [B]^2} = K$

Die **Gleichgewichtskonstante** K ist von der Temperatur abhängig.

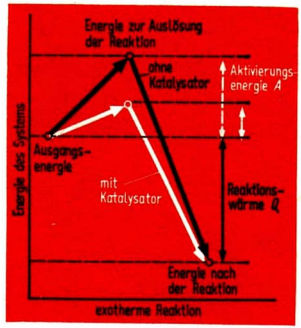
↗ Seite 81

3.8. Katalyse

Katalysator

Stoff, der eine Reaktion hervorrufen, ihre Geschwindigkeit verändern oder sie in eine bestimmte Richtung lenken kann, ohne sich bei der Reaktion zu verbrauchen. Der Katalysator verändert die zur Auslösung der Reaktion benötigte Aktivierungsenergie, hat jedoch keinen Einfluß auf den Gleichgewichtszustand und die Reaktionswärme. Viele Katalysatoren haben eine spezifische Wirkung.

↗ Seite 90



3

Heterogene Katalyse

Reaktion, bei der Katalysator und reagierende Stoffe durch Grenzflächen getrennt sind.

- Schwefeldioxid-Oxydation, Ammoniaksynthese

Homogene Katalyse

Reaktion, bei der Katalysator und reagierende Stoffe ein einheitliches Ganzes bilden und zwischen ihnen Grenzflächen fehlen.

- Äthenpolymerisation, Hochdruckhydrierung von Kohlenwasserstoffgemischen

Katalysatorgift

Stoff, der schon in geringen Mengen Katalysatoren unwirksam machen oder ihre Wirksamkeit herabsetzen kann.

- Arsenverbindungen, Schwefelwasserstoff



Chemisches Rechnen

Seite 100 4.1. Stöchiometrie

Seite 102 4.2. Berechnungen von Lösungen

Seite 106 4.3. Bestimmung der Summenformel einer Verbindung

4

4.1. Stöchiometrie

Die Stoffe reagieren im Verhältnis ihrer relativen Atommassen bzw. Molekülmassen. Aus diesen bekannten Verhältnissen lassen sich andere errechnen. Das Lösen solcher Aufgaben heißt stöchiometrisches Rechnen.

↗ Seite 47, 89

Berechnung prozentualer Anteile von Elementen und Elementoxiden

Teilschritt	■ Berechnen Sie den prozentualen Stickstoffgehalt von Ammonsulfat!
1. Aufschreiben der Formel der gegebenen Verbindung und des Symbols (bzw. der Formel) des zu ermittelnden Stoffes im entsprechenden Verhältnis	$(NH_4)_2SO_4$ 2 N
2. Eintragen der zugehörigen Mole bzw. Grammatome unter den Zeichen	$(NH_4)_2SO_4$ 2 N 132 g 28 g
3. Gesamtmolekül gleich 100 setzen; gesuchte Größe über das Symbol (bzw. die Formel) schreiben	100 x $(NH_4)_2SO_4$ 2 N 132 g 28 g
4. Aufstellen der Proportion zwischen bekannten und gesuchten Größen	132 : 100 = 28 : x
5. Ausrechnen der Proportion	$x = \frac{100 \cdot 28}{132}$ $x = 21{,}2$
6. Formulieren des Ergebnisses	Ammonsulfat enthält 21,2% Stickstoff.

Wie hoch ist der Kaligehalt von reinem Kaliumchlorid, ausgedrückt in Kaliumoxid?

100 x
2 KCl K_2O
$(2 \cdot 74{,}6\ g)$
149,2 g 94,2 g

$149{,}2 : 100 = 94{,}2 : x$

$x = \frac{100 \cdot 94{,}2}{149{,}2}$

$x = 63{,}1$

Der Kaligehalt von Kaliumchlorid entspricht 63,1% K_2O.

Teilschritt	■ Wieviel Kilogramm Wasser sind nötig, um 50 kg Branntkalk CaO vollständig in Löschkalk $Ca(OH)_2$ umzuwandeln?
1. Aufstellen der Reaktionsgleichung für den Vorgang	$CaO + H_2O \rightarrow Ca(OH)_2$
2. Eintragen der bekannten Stoffmengen, die miteinander reagieren (Mol, Grammatom) unter der Gleichung	$CaO + H_2O \rightarrow Ca(OH)_2$ 56 g 18 g 74 g
3. Eintragen der gegebenen und gesuchten Größen über der Gleichung	50 kg x $CaO + H_2O \rightarrow Ca(OH)_2$
4. Aufstellen der Proportion zwischen bekannten und gesuchten Größen	56:50 = 18:x
5. Ausrechnen der Proportion	$x = \frac{50 \cdot 18}{56}$ $x = 16{,}1$
6. Formulieren des Ergebnisses	16,1 kg Wasser verbinden sich mit 50 kg Branntkalk zu Löschkalk.

4

Sind Gase an der Reaktion beteiligt, so kann mit dem Molvolumen auch deren Volumen errechnet werden.

Wieviel Liter Sauerstoff werden benötigt, damit 40 g Kohlenstoff zu Kohlendioxid verbrennen?

$$\overset{40\,g}{C} + \overset{x}{O_2} \rightarrow CO_2$$

$$\underset{12\,g}{} \quad \underset{22{,}4\,l}{}$$

$$12:40 = 22{,}4:x$$

$$x = \frac{40 \cdot 22{,}4}{12}$$

$$x = 74{,}7$$

74,7 l Sauerstoff verbinden sich mit 40 g Kohlenstoff zu Kohlendioxid.

4.2. Berechnungen von Lösungen

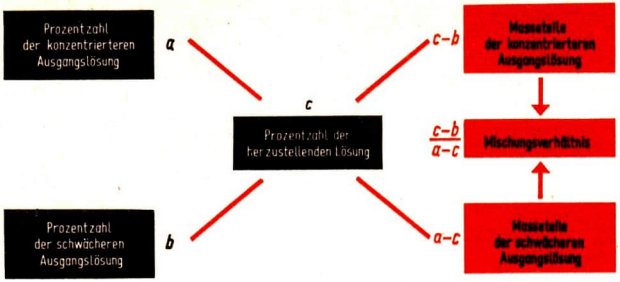
Berechnungen des Mischungsverhältnisses

Das Mischungsverhältnis zweier Lösungen bekannter Konzentration in Massenprozenten zur Herstellung einer Lösung gewünschter Konzentration kann mit Hilfe des Mischungskreuzes ermittelt werden.

↗ Seite 92

Teilschritt	■ 30%ige Natriumhydroxidlösung soll durch Mischen einer 40%igen mit einer 20%igen hergestellt werden. Welche Masseteile beider Lösungen sind zu mischen?
1. Konzentrationen der zu mischenden Lösungen untereinander schreiben	40 20
2. Konzentration der herzustellenden Lösung daneben schreiben	40 20 **30**
3. Prozentzahl der gewünschten Lösung von der Prozentzahl der konzentrierteren Ausgangslösung subtrahieren	40 30 20 **40 — 30 = 10**
4. Prozentzahl der schwächeren Ausgangslösung von der Prozentzahl der gewünschten Lösung subtrahieren	40 **30 — 20 = 10** 30 20 40 — 30 = 10
5. Errechnen des Mischungsverhältnisses	**10:10 = 1:1**
6. Formulieren des Ergebnisses	**1 Masseteil 40%ige Lösung ist mit 1 Masseteil 20%ige Lösung zu mischen.**

Wenn das Mischungsverhältnis für das Verdünnen einer Lösung mit Wasser zu ermitteln ist, wird in das Mischungskreuz für die Prozentzahl der schwächeren Ausgangslösung der Wert 0 eingesetzt.



Berechnungen mit Masseprozenten

4

Aufgaben mit Masseprozenten können mit Hilfe von Proportionen gelöst werden. Für das Aufstellen der Proportion sind folgende Beziehungen zugrunde zu legen:

Masseprozent ≙ gelöster Stoff in g
100 g Lösung ≙ Lösung in g

↗ Seite 92

Teilschritt	■ Wieviel prozentig ist eine Lösung, die 5 g eines Stoffes in 50 g Lösung enthält?
1. Feststellen der Unbekannten	**x = Masseprozent**
2. Aufstellen der Proportion zwischen bekannten und gesuchten Größen	**x : 5 = 100 : 50**
3. Ausrechnen der Proportion	$x = \frac{5 \cdot 100}{50}$ **x = 10**
4. Formulieren des Ergebnisses	**Eine Lösung, die 5 g eines Stoffes in 50 g Lösung enthält, ist 10%ig.**

Berechnungen mit der Molarität

Aufgaben mit der Molarität können mit Hilfe von Proportionen gelöst werden. Auf der Grundlage der folgenden Beziehungen lassen sich zwei Proportionen aufstellen:

Volumen der Lösung in ml ≙ gelöster Stoff in g		
1000 ml Lösung ≙	gelöster Stoff in g · l^{-1}	≙ Molarität
	Mol in g	≙ Molarität 1

Die gesuchte Größe (mit x zu bezeichnen) kommt in einer Proportion vor, außerdem noch eine zweite Unbekannte (mit a zu bezeichnen), die in beiden Proportionen auftritt. a kann aus einer Proportion errechnet und in die zweite eingesetzt werden.

↗ Seite 93

Teilschritt	■ Die Molarität einer Lösung, die in 2 Litern 73 g Chlorwasserstoff enthält, ist zu errechnen!
1. Feststellen der Unbekannten	x = Molarität
2. Aufstellen der Proportionen	$2000:73 = 1000:a$ $a:x = 36{,}5:1$
3. Ausrechnen der Proportion, die nur die Unbekannte a enthält	$a = \frac{73 \cdot 1000}{2000}$ $\quad a = \frac{73}{2}$
4. Einsetzen des gefundenen Wertes für a in die zweite Proportion und Ausrechnen	$\frac{73}{2}:x = 36{,}5:1$ $x = \frac{73}{2 \cdot 36{,}5}$ $x = 1$
5. Formulieren des Ergebnisses	Eine Lösung, die in 2 Litern 73 g Chlorwasserstoff enthält, ist 1-molar.

Berechnungen mit der Normalität

Aufgaben mit der Normalität können mit Hilfe von Proportionen gelöst werden. Auf der Grundlage der folgenden Beziehungen lassen sich zwei Proportionen aufstellen:

Volumen der Lösung in ml ≙ gelöster Stoff in g		
1000 ml Lösung ≙	gelöster Stoff in g · l^{-1}	≙ Normalität
	Grammäquivalent des Stoffes	≙ Normalität 1

Die gesuchte Größe (mit x zu bezeichnen) kommt in einer Proportion vor, außerdem noch eine zweite Unbekannte (mit a zu bezeichnen), die in beiden Proportionen auftritt. a kann aus einer Proportion errechnet und in die zweite eingesetzt werden.

↗ Seite 93

4

Teilschritt	■ Wieviel Natriumhydroxid ist zur Herstellung von 500 ml 0,1 n Natriumhydroxidlösung erforderlich?
1. Feststellen der Unbekannten	x = gelöster Stoff in g
2. Aufstellen der Proportionen	$500 : x = 1000 : a$ $a : 0{,}1 = 40 : 1$
3. Ausrechnen der Proportion, die nur die Unbekannte a enthält	$a = \frac{0{,}1 \cdot 40}{1}$ $\quad a = 4$
4. Einsetzen des gefundenen Wertes für a in die zweite Proportion und Ausrechnen	$500 : x = 1000 : 4$ $x = \frac{500 \cdot 4}{1000}$ $\quad x = 2$
5. Formulieren des Ergebnisses	Zur Herstellung von 500 ml 0,1 n Natriumchloridlösung sind 2 g Natriumhydroxid erforderlich.

Titrationsberechnungen

Teilschritt	■ 10 ml Salpetersäure wurden mit 4,8 ml 0,1 n Natriumhydroxidlösung titriert. Die enthaltene Masse der Salpetersäure ist zu berechnen!
1. Einsetzen der Werte in die Titrationsformel $m_x = a \cdot n \cdot \ddot{A}_x$ m_x = Masse des unbekannten Stoffes in mg a = Verbrauch an Normallösung n = Normalität $\ddot{A}_x$ = Äquivalentmasse des unbekannten Stoffes	$m_x = 4{,}8 \cdot 0{,}1 \cdot 63$
2. Ausrechnen des Wertes	$m_x = 30{,}24$
3. Formulieren des Ergebnisses	10 ml der Lösung enthalten 30,24 mg Salpetersäure.

Berechnung des pH-Wertes

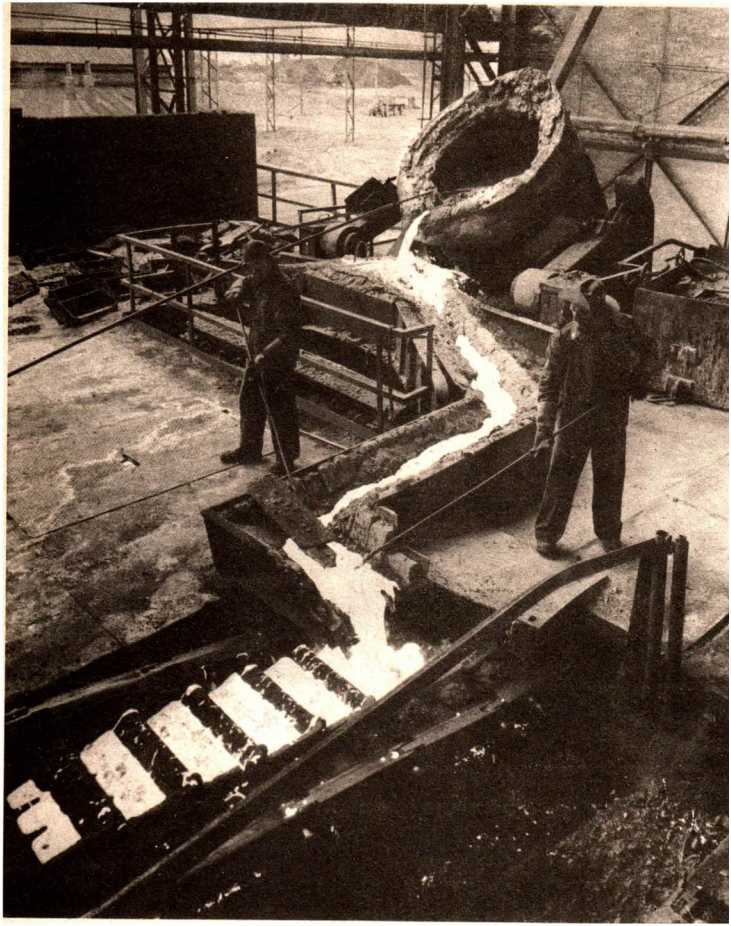
Teilschritt	■ Der pH-Wert einer 0,01 n Salzsäure ist zu berechnen!
1. Ermittlung der Wasserstoffionenkonzentration	$[H^+] = 0{,}01 \text{ mol} \cdot l^{-1}$ $= 10^{-2} \text{ mol} \cdot l^{-1}$
2. Berechnen des pH-Wertes	$pH = -\lg [H^+]$ $pH = 2$
3. Formulieren des Ergebnisses	0,01 n Salzsäure hat den pH-Wert 2.

4.3. Bestimmung der Summenformel einer Verbindung

■ Bei der Elementaranalyse eines Stoffes, der aus Kohlenstoff, Wasserstoff und Sauerstoff zusammengesetzt ist, wurden aus 0,238 g des Stoffes 0,326 g Kohlendioxid und 0,267 g Wasser erhalten. Die Summenformel ist zu bestimmen!

Teilschritt	■
1. Auswerten der Elementaranalyse	CO_2 C 44 : 12 = 0,326 : x x = 0,089 0,238 g des Stoffes enthalten 0,089 g Kohlenstoff. H_2O O 28 : 2 = 0,267 : y y = 0,030 0,238 g des Stoffes enthalten 0,030 g Wasserstoff.
2. Umrechnen der Mengen in Masseprozente	0,238 : 0,089 = 100 : x x = 37,4 Der Stoff enthält 37,4% Kohlenstoff. 0,238 : 0,030 = 100 : y y = 12,6 Der Stoff enthält 12,6% Wasserstoff. 100% —37,4% —12,6% = 50% Der Stoff enthält 50% Sauerstoff.
3. Errechnen des Atomverhältnisses mittels Division der Prozentzahlen durch die relativen Atommassen der Elemente	$C \triangleq \frac{37,4}{12}$ $H \triangleq \frac{12,6}{1}$ $O \triangleq \frac{50}{16}$ C ≙ 3,12 H ≙ 12,6 O ≙ 3,12 Division durch die kleinste Zahl ergibt: C : H : O = 1 : 4 : 1
4. Aufstellen der vorläufigen Summenformel und Errechnung der relativen Molekülmassen für $x = 1$; $x = 2$ usw.	$C_xH_{4x}O_x$ relative Molekülmasse bei $x = 1$ ist 32 relative Molekülmasse bei $x = 2$ ist 64 relative Molekülmasse bei $x = 3$ ist 96
5. Bestimmung der relativen Molekülmasse und Auswerten des Ergebnisses	Bei der Bestimmung der relativen Molekülmasse wurde für 0,04 g des Stoffes umgerechnet auf den Normzustand ein Volumen von 27,3 ml festgestellt. Errechnung der relativen Molekülmasse: Volumen Masse 27,3 : 0,04 = 22,400 : z z = 32,8 Innerhalb der Fehlergrenzen entspricht die relative Molekülmasse dem Wert für $x = 1$ in Teilschritt 4.
6. Aufstellen der endgültigen Summenformel	CH_4O

4



Elemente und anorganische Verbindungen

Seite 110	5.1.	Übersicht über die chemischen Elemente
Seite 113	5.2.	Wasserstoff und Alkalimetalle
Seite 117	5.3.	Erdalkalimetalle
Seite 120	5.4.	Borgruppe
Seite 122	5.5.	Kohlenstoffgruppe
Seite 125	5.6.	Stickstoffgruppe
Seite 130	5.7.	Chalkogene
Seite 133	5.8.	Halogene
Seite 135	5.9.	Edelgase
Seite 136	5.10.	Kupfergruppe
Seite 138	5.11.	Zinkgruppe
Seite 139	5.12.	Chromgruppe
Seite 140	5.13.	Mangangruppe
Seite 141	5.14.	Eisengruppe

5.1. Übersicht über die chemischen Elemente

Element	Symbol	Ordnungszahl	relative Atommasse[1]	wichtigste stöchiometrische Wertigkeiten
Aktinium	Ac	89	[227][2]	III
Aluminium	Al	13	27	III
Amerizium	Am	95	[243]	III
Antimon	Sb	51	122	III, V
Argon	Ar	18	40	0
Arsen	As	33	75	III, V
Astat	At	85	[210]	I
Barium	Ba	56	137	II
Berkelium	Bk	97	[247]	III
Beryllium	Be	4	9	II
Blei	Pb	82	207	II
Bor	B	5	11	III
Brom	Br	35	80	I, V
Chlor	Cl	17	35,5	I, VII
Chrom	Cr	24	52	III, VI
Dysprosium	Dy	66	162,5	III
Einsteinium	Es	99	[254]	III
Eisen	Fe	26	56	II, III
Erbium	Er	68	167	III
Europium	Eu	63	152	III
Fermium	Fm	100	[253]	III
Fluor	F	9	19	I
Franzium	Fr	87	[223]	I
Gadolinium	Gd	64	157	III
Gallium	Ga	31	70	III
Germanium	Ge	32	72,5	IV
Gold	Au	79	197	III
Hafnium	Hf	72	178,5	IV
Helium	He	2	4	0
Holmium	Ho	67	165	III
Indium	In	49	115	III
Iridium	Ir	77	192	III, IV
Jod	J	53	127	I, V, VII
Kadmium	Cd	48	112,5	II

[1] gerundet.

[2] Die in eckigen Klammern angegebenen Werte sind die relativen Atommassen des längstlebigen z. Z. bekannten Isotops des betreffenden Elements.

Element	Symbol	Ordnungszahl	relative Atommasse[1]	wichtigste stöchiometrische Wertigkeiten
Kalifornium	Cf	98	[251][2]	III
Kalium	K	19	39	I
Kalzium	Ca	20	40	II
Kobalt	Co	27	59	II, III
Kohlenstoff	C	6	12	IV
Krypton	Kr	36	84	0
Kupfer	Cu	29	63,5	II
Kurium	Cm	96	[247]	III
Lanthan	La	57	139	III
Lawrenzium	Lw	103	[257]	
Lithium	Li	3	7	I
Lutetium	Lu	71	175	III
Magnesium	Mg	12	24	II
Mangan	Mn	25	55	II, IV, VII
Mendelevium	Md	101	[256]	III
Molybdän	Mo	42	96	VI
Natrium	Na	11	23	I
Neodym	Nd	60	144	III
Neon	Ne	10	20	0
Neptunium	Np	93	[237]	IV, VI
Nickel	Ni	28	59	II
Niob	Nb	41	93	V
Nobelium	No	102	[254]	III
Osmium	Os	76	190	VI, VIII
Palladium	Pd	46	106	II
Phosphor	P	15	31	III, V
Platin	Pt	78	195	II, IV
Plutonium	Pu	94	[242]	III, IV
Polonium	Po	84	210	II
Praseodym	Pr	59	141	III
Promethium	Pm	61	[147]	III
Protaktinium	Pa	91	[231]	V
Quecksilber	Hg	80	200,5	I, II
Radium	Ra	88	[226]	II

[1] gerundet.

[2] Die in eckigen Klammern angegebenen Werte sind die relativen Atommassen des längstlebigen z. Z. bekannten Isotops des betreffenden Elements.

Element	Symbol	Ordnungszahl	relative Atommasse[1]	wichtigste stöchiometrische Wertigkeiten
Radon	Rn	86	[222][2]	0
Rhenium	Re	75	186	VII
Rhodium	Rh	45	103	III
Rubidium	Rb	37	85,5	I
Ruthenium	Ru	44	101	IV
Samarium	Sm	62	150	III
Sauerstoff	O	8	16	II
Schwefel	S	16	32	II, VI
Selen	Se	34	79	IV
Silber	Ag	47	108	I
Silizium	Si	14	28	IV
Skandium	Sc	21	45	III
Stickstoff	N	7	14	III, V
Strontium	Sr	38	87,5	II
Tantal	Ta	73	181	V
Technetium	Tc	43	[99]	VII
Tellur	Te	52	127,5	IV
Terbium	Tb	65	159	III
Thallium	Tl	81	204	I, III
Thorium	Th	90	232	IV
Thulium	Tm	69	169	III
Titan	Ti	22	48	IV
Uran	U	92	[238]	IV, VI
Vanadin	V	23	51	V
Wasserstoff	H	1	1	I
Wismut	Bi	83	209	III
Wolfram	W	74	184	VI
Xenon	Xe	54	131	0
Ytterbium	Yb	70	173	III
Yttrium	Y	39	89	III
Zäsium	Cs	55	133	I
Zer	Ce	58	140	III, IV
Zink	Zn	30	65	II
Zinn	Sn	50	119	II, IV
Zirkonium	Zr	40	91	IV

[1] gerundet.

[2] Die in eckigen Klammern angegebenen Werte sind die relativen Atommassen des längstlebigen z. Z. bekannten Isotops des betreffenden Elements.

5.2. Wasserstoff und Alkalimetalle

Wasserstoff

Formel: H_2; farbloses, geruchloses Gas; geringste Dichte aller Gase ($\varrho = 0{,}0000899\ g \cdot cm^{-3}$); läßt sich durch starke Abkühlung zu farbloser Flüssigkeit verdichten, die bei weiterer Abkühlung zu einer festen Masse erstarrt; in Wasser wenig löslich, hohe Reaktionsfähigkeit gegenüber Sauerstoff; verbrennt mit bläulicher Flamme unter starker Wärmeentwicklung zu Wasser:

$$2\,H_2 + O_2 \rightarrow 2\,H_2O$$

Wasserstoff-Sauerstoff-Gemische (Knallgas) setzen sich beim Erhitzen, Wasserstoff-Chlor-Gemische (Chlorknallgas) schon bei Sonnenlichteinwirkung explosionsartig um.

↗ Seite 183, 189, 230

Elemente der I. Hauptgruppe

Element Symbol	Lithium Li	Natrium Na	Kalium K	Rubidium Rb	Zäsium Cs
relative Atommasse	6,94	22,97	39,10	85,489	132,91
Dichte in $g \cdot cm^{-3}$	0,53	0,97	0,86	1,52	1,87
Schmelztemperatur in °C	179	97,8	63,5	39	28,5
Siedetemperatur in °C	1340	883	760	696	708
Atomradius in nm	0,156	0,186	0,233	0,243	0,262
Ionenradius in nm	0,078	0,098	0,133	0,149	0,165
Reaktionsfähigkeit gegenüber Sauerstoff	zunehmend →				
Hydroxid	LiOH	NaOH	KOH	RbOH	CsOH
Stärke der Base	zunehmend →				

Natrium

Symbol: **Na**; silberweißes, sehr weiches Metall; große Reaktionsfähigkeit gegenüber Sauerstoff; oxydiert an der Luft sehr schnell; Aufbewahrung unter Petroleum oder Paraffinöl; Flammenfärbung: gelb; reagiert heftig mit Wasser unter Bildung von Wasserstoff und Natriumhydroxid:

$$2\,Na + 2\,H_2O \rightarrow H_2\uparrow + 2\,NaOH\,.$$

↗ Seite 187

Natriumhydroxid

Formel: **NaOH**; weißer, kristalliner Stoff; hygroskopisch, zerfließt an der Luft; stark ätzend; in Wasser leichtlöslich unter Wärmeentwicklung; Aufbewahrung in Flaschen mit Gummistopfen.

↗ Seite 210, 230

Natriumkarbonat

Formel: Na_2CO_3; farblose, durchsichtige Kristalle, die an der Luft verwittern; wasserfrei (kalziniert) ein weißes Pulver; in Wasser leichtlöslich; Lösung reagiert durch Hydrolyse stark basisch.

↗ Seite 211, 230

Natriumhydrogenkarbonat

Formel: $NaHCO_3$; weißes, kristallines Pulver; zersetzt sich beim Erhitzen:

$$2\,NaHCO_3 \rightarrow Na_2CO_3 + H_2O + CO_2\uparrow\,;$$

in Wasser etwas schwerer löslich als Natriumkarbonat; Lösung reagiert durch Hydrolyse schwach basisch.

Natriumsilikat

Formel: Na_2SiO_3; weißer, fester Stoff; in Wasser löslich, Lösung ist farblos (Natronwasserglas).

Natriumnitrat

Formel: $NaNO_3$; farblose Kristalle; in Wasser leichtlöslich; hygroskopisch; gibt beim Erhitzen leicht Sauerstoff ab, wobei Natriumnitrit entsteht:

$$2\,NaNO_3 \rightarrow 2\,NaNO_2 + O_2$$

↗ Seite 232

Natriumchlorid

Formel: $NaCl$; farblose, würfelförmige Kristalle (typisches Beispiel für Ionenkristalle), die sich nach Würfelflächen spalten lassen; in Wasser fast unabhängig von der Temperatur leichtlöslich.

↗ Seite 201

Kalium

Symbol: K; silberweißes, weiches Metall; große Reaktionsfähigkeit gegenüber Sauerstoff; oxydiert an der Luft sehr schnell; Aufbewahrung unter Petroleum; reagiert sehr heftig mit Wasser unter Bildung von Wasserstoff und Kaliumhydroxid:

$$2\,K + 2\,H_2O \rightarrow H_2\uparrow + 2\,KOH$$

entstehender Wasserstoff entzündet sich selbst; Flammenfärbung: violett (Beobachtung durch Kobaltglas).

↗ Seite 187, 188

Kaliumhydroxid

Formel: KOH; weißer, kristalliner Stoff; hygroskopisch, zerfließt an der Luft; stark ätzend; leichtlöslich in Wasser unter starker Wärmeentwicklung; Aufbewahrung in Flaschen mit Gummistopfen.

Kaliumkarbonat

Formel: K_2CO_3; weißes, stark hygroskopisches Pulver; in Wasser leichtlöslich; Lösung reagiert durch Hydrolyse stark basisch.

Kaliumnitrat

Formel: KNO_3; farblose Kristalle oder kristallines Pulver; in Wasser leichtlöslich; gibt beim Erhitzen leicht Sauerstoff ab, wobei Kaliumnitrit entsteht:

$$2\,KNO_3 \rightarrow 2\,KNO_2 + O_2;$$

im Gemisch mit brennbaren Stoffen explosiv.

Kaliumchlorid

Formel: KCl; farblose, würfelförmige Kristalle; in Wasser leichtlöslich.

Kaliumchromat

Formel: K_2CrO_4; gelbe Kristalle; in Wasser löslich; Lösung wirkt stark oxydierend:

$$CrO_4^{2-} + 8\,H^+ + 3\,e^- \rightarrow Cr^{3+} + 4\,H_2O;$$

in angesäuerter Lösung schlägt die gelbe Farbe durch Bildung von Dichromat-Ionen nach Orange um:

$$2\,CrO_4^{2-} + 2\,H^+ \rightleftarrows Cr_2O_7^{2-} + H_2O.$$

Kaliumdichromat

Formel: $K_2Cr_2O_7$; orangerote, große Kristalle; in Wasser leichtlöslich; Lösung wirkt stark oxydierend:

$$Cr_2O_7^{2-} + 14\,H^+ + 6\,e^- \rightarrow 2\,Cr^{3+} + 7\,H_2O;$$

Lösung reagiert sauer infolge teilweiser Bildung von Chromat-Ionen:

$$Cr_2O_7^{2-} + H_2O \rightleftarrows 2\,CrO_4^{2-} + 2\,H^+.$$

Kaliumpermanganat

Formel: $KMnO_4$; metallisch glänzende, tiefviolette Kristalle; in Wasser mit intensiver violetter Farbe leichtlöslich; starkes Oxydationsmittel; wird in neutraler oder schwach saurer Lösung zu Mangan(IV)-oxid, in saurer Lösung zu Mangan(II)-salz reduziert.

$$MnO_4^- + 4\,H^+ + 3\,e^- \rightarrow MnO_2 + 2\,H_2O,$$
$$MnO_4^- + 8\,H^+ + 5\,e^- \rightarrow Mn^{2+} + 4\,H_2O.$$

5.3. Erdalkalimetalle

Elemente der II. Hauptgruppe

Element Symbol	Beryllium Be	Magnesium Mg	Kalzium Ca	Strontium Sr	Barium Ba
relative Atommasse	9,01	24,31	40,08	87,62	137,34
Dichte in g · cm^{-3}	1,86	1,74	1,54	2,60	3,65
Schmelztemperatur in °C	1285	650	845	757	710
Siedetemperaturen in °C	2970	1120	1439	1366	1696
Atomradius in nm	0,105	0,162	0,197	0,213	0,217
Ionenradius in nm	0,034	0,078	0,106	0,127	0,143
Reaktionsfähigkeit gegenüber Sauerstoff	zunehmend →				
Hydroxid	$Be(OH)_2$	$Mg(OH)_2$	$Ca(OH)_2$	$Sr(OH)_2$	$Ba(OH)_2$
Stärke der Base	zunehmend →				

5

Magnesium

Symbol: **Mg**; silberweißes, glänzendes Metall; in trockener Luft fast unveränderlich; verbrennt mit weißer, sehr heller Lichterscheinung zu Magnesiumoxid; hohe Verbrennungswärme; reagiert mit Säuren unter Bildung von Wasserstoff und Salzen; reagiert beim Erhitzen mit Wasserdampf:

$$Mg + H_2O \rightarrow MgO + H_2\uparrow$$

Magnesiumoxid

Formel: **MgO**; weißes, lockeres Pulver von geringer Dichte; reagiert mit Wasser langsam zu Magnesiumhydroxid; zieht aus der Luft Wasser und Kohlendioxid an.

Kalzium

Symbol: **Ca**; silberweißes, weiches Metall; große Reaktionsfähigkeit gegenüber Sauerstoff; oxydiert an der Luft sehr schnell; Aufbewahrung unter Petroleum oder Paraffinöl; reagiert mit Wasser stärker als Magnesium, allerdings langsamer als die Alkalimetalle:

$$Ca + 2\,H_2O \rightarrow H_2\uparrow + Ca(OH)_2$$

Flammenfärbung: orange bis ziegelrot.

↗ Seite 187, 188

Kalziumoxid

Formel: **CaO**; weißer, stückiger Stoff; reagiert unter starker Wärmeentwicklung mit Wasser zu Kalziumhydroxid; zieht aus der Luft Wasser und Kohlendioxid an.

↗ Seite 210, 230, 231

Kalziumhydroxid

Formel: **$Ca(OH)_2$**; weißes Pulver; ätzend; in Wasser etwas löslich zu Kalziumhydroxidlösung (Kalkwasser); Aufschlämmung wird Kalkmilch genannt.

↗ Seite 210, 231

Kalziumkarbonat

Formel: **$CaCO_3$**; weißes Pulver; in Wasser unlöslich; reagiert mit kohlensäurehaltigem Wasser zu Kalziumhydrogenkarbonat:

$$CaCO_3 + H_2CO_3 \rightleftarrows Ca(HCO_3)_2;$$

zersetzt sich beim Erhitzen (Kalkbrennen):

$$CaCO_3 \rightarrow CaO + CO_2$$

↗ Seite 201, 231

Kalziumhydrogenkarbonat

Formel: **$Ca(HCO_3)_2$**; unbeständiges, leichtlösliches Salz; beständig nur in kohlensäurehaltiger Lösung; Lösung zerfällt an der Luft oder beim Erhitzen:

$$Ca(HCO_3)_2 \rightarrow CaCO_3 + H_2O + CO_2$$

Kalziumkarbid

Formel: CaC_2; rein ein farbloser, kristalliner Stoff; reagiert mit Wasser heftig und unter starker Wärmeentwicklung, wobei Äthin entsteht:

$$CaC_2 + 2\,H_2O \rightarrow C_2H_2 + Ca(OH)_2;$$

reagiert bei hohen Temperaturen mit Stickstoff zu Kalziumzyanamid (Kalkstickstoff):

$$CaC_2 + N_2 \rightarrow CaCN_2 + C$$

↗ Seite 226, 236

Kalziumphosphate

Kalziumdihydrogenphosphat: Formel: $Ca(H_2PO_4)_2$; weiße Kristalle; hygroskopisch; in Wasser leichtlöslich.
Kalziumhydrogenphosphat: Formel: $CaHPO_4$; weißes, kristallines Pulver; in Wasser unlöslich.
Trikalziumphosphat: Formel: $Ca_3(PO_4)_2$; weißes Pulver; in Wasser unlöslich.

↗ Seite 200, 216, 232

Kalziumsulfat

Formel: $CaSO_4 \cdot 2\,H_2O$; weißes, kristallines Pulver; in Wasser schwerlöslich; beim vorsichtigen Erhitzen entsteht gebrannter Gips $2\,CaSO_4 \cdot H_2O$, der mit Wasser unter Volumenvergrößerung erhärtet; beim Erhitzen auf 500 bis 600 °C wird Gips wasserfrei und erhärtet mit Wasser nicht mehr.

↗ Seite 200

Kalziumchlorid

Formel: $CaCl_2$; farblose Kristalle; in Wasser und Äthanol leichtlöslich; hygroskopisch; das kristallwasserhaltige Salz $CaCl_2 \cdot 6\,H_2O$ löst sich in Wasser unter starker Abkühlung.

Bariumhydroxid

Formel: $Ba(OH)_2$; weiße Kristalle; geruchlos; ätzend; in Wasser löslich zu Bariumhydroxidlösung (Barytwasser).

Bariumsulfat

Formel: $BaSO_4$; weißes Pulver; in Wasser unlöslich.

Bariumchlorid

Formel: $BaCl_2$; weißes Pulver; in Wasser leichtlöslich.

5.4. Borgruppe

Elemente der III. Hauptgruppe

Element Symbol	Bor B	Aluminium Al	Gallium Ga	Indium In	Thallium Tl
relative Atommasse	10,81	26,98	69,72	114,82	204,37
Dichte in $g \cdot cm^{-3}$	2,34	2,70	5,91	7,31	11,83
Schmelztemperatur in °C	2400	660	29,8	156	303
Siedetemperatur in °C	2550	≈2500	2000	2300	1457
Beständigkeit der einwertigen Stufe	zunehmend →				
Beständigkeit der dreiwertigen Stufe	← zunehmend				
Oxid	B_2O_3	Al_2O_3	Ga_2O_3	In_2O_3	Tl_2O_3
Basencharakter der Oxide	zunehmend →				

Bor

Symbol: **B**; Halbmetall (braunes Pulver, schwarzgraue Kristalle); chemisch sehr widerstandsfähig; verbrennt an der Luft bei 700 °C zu Bortrioxid B_2O_3.

Aluminium

Symbol: **Al**; silberweißes Metall; gute elektrische Leitfähigkeit, dehnbar, geringe Festigkeit; große Reaktionsfähigkeit gegenüber Sauerstoff; oxydiert an der Luft, Oxidschicht schützt jedoch vor weiterer Oxydation; reagiert mit starken Säuren oder starken Basen unter Salzbildung (amphoterer Charakter).

↗ Seite 218, 234

Aluminiumoxid

Formel: Al_2O_3; weißes Pulver, in der Natur auch kristallisch; in Wasser unlöslich; reagiert mit starken Säuren oder starken Basen unter Salzbildung (amphoterer Charakter).

Aluminiumhydroxid

Formel: $Al(OH)_3$; kann aus Lösungen als voluminöser, gallertartiger Niederschlag ausgefällt werden; reagiert mit starken Säuren unter Salzbildung und mit starken Basen ebenfalls unter Bildung von Salzen, den Aluminaten (amphoterer Charakter).

Aluminiumsulfat

Formel: $Al_2(SO_4)_3$; weißes Pulver, als Hydrat $Al_2(SO_4)_3 \cdot 18\,H_2O$ farblose, nadelförmige Kristale; in Wasser leichlöslich; Lösung reagiert durch Hydrolyse sauer.

Aluminiumnitrat

Formel: $Al(NO_3)_3$; farblose Kristalle; in Wasser leichtlöslich; hygroskopisch; Lösung reagiert durch Hydrolyse sauer.

Aluminiumchlorid

Formel: $AlCl_3$; weißer, kristalliner Stoff; in Wasser leichtlöslich; hygroskopisch; hydratisiert in Wasser zu $AlCl_3 \cdot 6\,H_2O$; sublimiert; wäßrige Lösung hydrolysiert.

5.5. Kohlenstoffgruppe

Elemente der IV. Hauptgruppe

Element Symbol	Kohlenstoff C	Silizium Si	Germanium Ge	Zinn Sn	Blei Pb
relative Atommasse	12,01	28,09	72,59	118,69	207,19
Dichte in $g \cdot cm^{-3}$	Diamant 3,51 Graphit 2,25	2,33	5,35	7,28	11,34
Schmelztemperatur in °C	Diamant 3540 Graphit 3800	1413	958	232	327
Siedetemperatur in °C	4347	2630	2700	2350	1750
Beständigkeit der zweiwertigen Stufe	zunehmend →				
Beständigkeit der vierwertigen Stufe	← zunehmend				
Oxid der vierwertigen Stufe	CO_2	SiO_2	GeO_2	SnO_2	PbO_2
Säurecharakter	← zunehmend				

Kohlenstoff

Symbol: **C**; Modifikationen: Diamant, Graphit.

Diamant: farblose, durchsichtige, stark lichtbrechende und glänzende Kristalle; härtester in der Natur vorkommender Stoff, jedoch spröde; gegen Säuren und Basen beständig; verbrennt in reinem Sauerstoff über 800°C zu Kohlendioxid.

Graphit: graue, schuppige Masse, die sich fettig anfühlt; sehr weich, färbt leicht ab; guter Leiter für Wärme und Elektrizität; hohe Temperaturbeständigkeit; beständig gegen die meisten Chemikalien; verbrennt in reinem Sauerstoff bei 700°C zu Kohlendioxid.

Beim Verbrennen kohlenstoffreicher Substanzen unter ungenügendem Luftzutritt entsteht Ruß (mikroskopisch kleine Graphitkristalle).

Kohlenmonoxid

Formel: **CO**; farbloses, geruchloses Gas; geringere Dichte als Luft; in Wasser wenig löslich; gefährliches Atemgift; hohe Reaktionsfähigkeit gegenüber Sauerstoff; verbrennt unter starker Wärmeentwicklung zu Kohlendioxid:

$$2\,CO + O_2 \rightarrow 2\,CO_2$$

↗ Seite 179

Kohlendioxid

Formel: **CO_2**; farbloses, geruchloses Gas; größere Dichte als Luft; nicht brennbar, unterhält die Verbrennung nicht, wirkt erstickend; in Wasser löslich, dabei teilweise Reaktion mit Wasser zu Kohlensäure; läßt sich unter Druck zu farbloser Flüssigkeit verdichten; flüssiges Kohlendioxid wird bei starker Abkühlung fest („Trockeneis").

↗ Seite 181 bis 183, 188

Kohlensäure

Formel: **H_2CO_3**; leichtzersetzliche, leichtflüchtige und schwache Säure; bildet Salze: **Karbonate** und **Hydrogenkarbonate**; wird von schwerer flüchtigen Säuren aus ihren Salzen verdrängt.

↗ Seite 183, 184, 188

Kohlendisulfid

Formel **CS_2**; farblose, stark lichtbrechende Flüssigkeit; rein aromatisch riechend, beim Aufbewahren am Licht jedoch äußerst unangenehmer Geruch; starkes Nervengift; verdunstet sehr leicht (Siedetemperatur 46°C); feuergefährlich; in Wasser wenig löslich; mischbar mit den meisten organischen Lösungsmitteln; verbrennt unter starker Wärmeentwicklung:

$$CS_2 + 3\,O_2 \rightarrow CO_2 + 2\,SO_2$$

Kohlendisulfid–Luft-Gemische setzen sich explosionsartig um.

Silizium

Symbol: **Si**; braunes Pulver oder dunkelgraue, sehr harte Kristalle; beide Formen sind jedoch keine Modifikationen; reagiert mit anderen Elementen erst bei hohen Temperaturen; beständig gegen Säuren, reagiert aber mit starken Laugen unter Bildung von Silikaten und Wasserstoff.

Siliziumdioxid

Formel: SiO_2; weißer, kristalliner Stoff, auch als gut ausgebildete farblose Kristalle vorkommend (Bergkristall); große Härte; schwerschmelzbar; beständig gegen die meisten Säuren; reagiert mit Alkalimetallhydroxiden unter Bildung von Silikaten und Wasser.

↗ Seite 201

Kieselsäure

Einfachste Formel: H_2SiO_3; unbeständige, sehr schwache Säure; tritt meist in ihren Salzen, den **Silikaten**, auf; wird von Säuren aus ihren löslichen Salzen verdrängt.

Zinn

Symbol: **Sn**; silberweißes, glänzendes Metall; geringe Härte, große Dehnbarkeit; beim Biegen knirschendes Geräusch (Zinngeschrei); bei Raumtemperatur gegen Luft und Wasser beständig; verbrennt bei starkem Erhitzen mit intensiv weißem Licht zu Zinn(IV)-oxid SnO_2; reagiert mit starken verdünnten Säuren zu Salzen und Wasserstoff; reagiert in der Wärme mit Hydroxidlösungen zu Salzen der Zinnsäure, den Stannaten, und Wasserstoff.

↗ Seite 235

Blei

Symbol: **Pb**; bläulichweißes, glänzendes Metall, an der Luft infolge Oxydation grau; geringe Härte, große Dehnbarkeit; beim Erhitzen an der Luft Oxydation zu Blei(II)-oxid; beständig gegenüber Schwefelsäure; reagiert mit Salpetersäure zu Blei(II)-nitrat.

↗ Seite 234

5.6. Stickstoffgruppe

Elemente der V. Hauptgruppe

Element Symbol	Stickstoff N	Phosphor P	Arsen As	Antimon Sb	Wismut Bi
relative Atommasse	14,07	30,97	74,92	121,75	208,98
Dichte in $g \cdot cm^{-3}$	0,00125	weiß 1,82 rot 2,36	grau 5,72 gelb 1,97	grau 6,69 gelb (unbest.)	9,80
Metallcharakter	zunehmend →				
Schmelztemperatur in °C	—210	weiß 44,1 rot 590	grau 817 bei 36 at	grau 630	271
Siedetemperatur in °C	—195,8	weiß 280 rot sublimiert bei 416	grau sublimiert bei 633	grau 1635	1560
Oxydationsstufen	+5 +4 +3 —3 +2 —2 +1 —1	+5 +4 +3 —3 —2 +1	+5 +3 —3	+5 +3 —3	+5 +3 —3
Trioxid (+3)	N_2O_3 stark sauer	P_2O_3 sauer	As_2O_3 schwach sauer oder basisch	Sb_2O_3 sauer oder basisch	Bi_2O_3 basisch
Säure	HNO_2	HPO_2	$HAsO_2$	$HSbO_2$	—
Pentoxid (+5)	N_2O_5 stark sauer	P_2O_5 sauer	As_2O_5 sauer	Sb_2O_5 schwach sauer	Bi_2O_5 basisch
Säure	HNO_3	H_3PO_4	H_3AsO_4	—	—
Säurecharakter der Oxide	← abnehmend				

Stickstoff

Symbol: **N**, Formel: N_2; farbloses, geruchloses Gas; etwas geringere Dichte als Luft; nicht brennbar, unterhält die Verbrennung nicht; in Wasser kaum löslich; läßt sich bei niedriger Temperatur und unter hohem Druck verflüssigen; bei Normaldruck und Raumtemperatur sehr reaktionsträge; reagiert erst bei hohem Druck und erhöhter Temperatur mit Wasserstoff zu Ammoniak (Gleichgewichtsreaktion):

$$N_2 + 3\,H_2 \rightleftarrows 2\,NH_3;$$

Stickstoff läßt sich erst bei sehr hohen Temperaturen oxydieren.

↗ Seite 191, 202

Stickstoffmonoxid

Formel: **NO**; farbloses Gas, in Wasser kaum löslich; gefährliches Atemgift; brennt nicht, unterhält die Verbrennung nicht; reagiert an der Luft mit Sauerstoff sofort zu Stickstoffdioxid:

$$2\,NO + O_2 \rightarrow 2\,NO_2$$

↗ Seite 182, 183

Stickstoffdioxid

Formel: NO_2; rotbraunes Gas; setzt sich mit Wasser zu Salpetersäure und Stickstoffmonoxid um:

$$3\,NO_2 + H_2O \rightarrow 2\,HNO_3 + NO;$$

gefährliches Atemgift; löst sich in konzentrierter Salpetersäure (rote, rauchende Salpetersäure).

Salpetersäure

Formel: HNO_3.

Verdünnte Salpetersäure: farblose, geruchlose Flüssigkeit; reagiert mit unedlen Metallen unter Wasserstoffentwicklung; bildet Salze: **Nitrate.**

Konzentrierte Salpetersäure: farblose Flüssigkeit; zerfällt unter Lichteinwirkung bereits bei Raumtemperatur:

$$4\,HNO_3 \rightarrow 2\,H_2O + 4\,NO_2 + O_2;$$

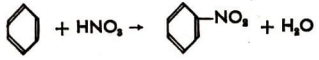
dabei gebildetes Stickstoffdioxid bleibt gelöst und färbt die Säure gelb bis rot; starkes Oxydationsmittel; entzündet leicht entflammbare Stoffe; setzt sich infolge Oxydationswirkung auch mit edleren Metallen zu Salzen um:

$$3\,Cu + 2\,HNO_3 \rightarrow 3\,CuO + H_2O + 2\,NO\uparrow$$
$$CuO + 2\,HNO_3 \rightarrow Cu(NO_3)_2 + H_2O;$$

Gemisch von konzentrierter Salpetersäure und konzentrierter Salzsäure (Königswasser) entwickelt Nitrosylchlorid und Chlor:

$$HNO_3 + 3\,HCl \rightarrow NOCl + Cl_2 + 2\,H_2O,$$

durch deren Einwirkung auch Gold und Platin in Chloride übergeführt werden; reagiert mit Eiweißen unter Gelbfärbung (Xanthoproteinreaktion); wirkt auf organische Verbindungen nitrierend (Einführung von Nitrogruppen),



und bildet mit Alkoholen Salpetersäureester:

$$C_2H_4(OH)_2 + 2\,HNO_3 \rightarrow C_2H_4(O{-}NO_2)_2 + 2\,H_2O.$$

↗ Seite 189, 214, 230

Ammoniak

Formel: NH_3; farbloses, stechend riechendes Gas; brennt in Sauerstoff:

$$4\,NH_3 + 3\,O_2 \rightarrow 2\,N_2 + 6\,H_2O;$$

in Wasser sehr leicht löslich, setzt sich dabei teilweise mit Wasser um:

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

Lösung heißt **Ammoniakwasser**; Ammoniak und Ammoniakwasser reagieren mit Säuren unter Salzbildung (Ammoniumsalze).

↗ Seite 181, 182, 190, 214, 215, 230

Ammoniumkarbonat

Formel: $(NH_4)_2CO_3$; weißer, kristalliner Stoff; in Wasser leichtlöslich; zerfällt an der Luft zu Ammoniak und Ammoniumhydrogenkarbonat, beim Erhitzen weiter zu Ammoniak, Kohlendioxid und Wasser:

$$(NH_4)_2CO_3 \rightarrow NH_4HCO_3 + NH_3$$
$$NH_4HCO_3 \rightarrow NH_3 + H_2O + CO_2$$

Ammoniumsulfat

Formel: $(NH_4)_2SO_4$; farblose Kristalle; in Wasser leichtlöslich; wird beim Erhitzen in Ammoniumhydrogensulfat und Ammoniak zersetzt:

$$(NH_4)_2SO_4 \rightarrow NH_4HSO_4 + NH_3$$

↗ Seite 216, 232

Ammoniumchlorid

Formel: NH_4Cl; weißer, kristalliner Stoff; in Wasser leichtlöslich; zerfällt beim Erhitzen:

$$NH_4Cl \rightarrow NH_3 + HCl;$$

reagiert mit schwerer flüchtigen Basen, wobei Ammoniak frei wird:

$$NH_4Cl + NaOH \rightarrow NH_3 \uparrow + H_2O + NaCl$$

Phosphor

Symbol: **P**; Modifikationen: weißer Phosphor, roter Phosphor.
Weißer Phosphor: wachsweich, in Wasser unlöslich, leichtlöslich in Kohlendisulfid; hohe Reaktionsfähigkeit gegenüber Sauerstoff; entzündet sich bei 50 °C, in feinverteilter Form bereits bei Raumtemperatur; entwickelt an der Luft weißen Rauch (Phosphoroxide), leuchtet im Dunkeln; stark giftig, wirkt ätzend; wandelt sich unter Lichteinwirkung langsam in die rote Modifikation um; wird abgedunkelt unter Wasser aufbewahrt.
Roter Phosphor: dunkelrotes Pulver, unlöslich in Wasser und Kohlendisulfid; weniger reaktionsfähig als weißer Phosphor; entzündet sich erst oberhalb 400 °C; leuchtet im Dunkeln nicht; ungiftig, ist jedoch häufig mit weißem Phosphor verunreinigt.

Phosphorpentoxid

Formel: P_2O_5; weißes, lockeres Pulver; stark hygroskopisch; zerfließt an der Luft zu einer sirupartigen Masse unter Bildung von Metaphosphorsäure:

$$P_2O_5 + H_2O \rightarrow 2\,HPO_3$$

reagiert heftig unter Zischen mit Wasser, wobei Phosphorsäure entsteht:

$$P_2O_5 + 3\,H_2O \rightarrow 2\,H_3PO_4$$

Phosphorsäure

Formel: H_3PO_4; farblose, geruchlose Flüssigkeit; je nach Konzentration dünnflüssig, sirupartig bis fest; mittelstarke Säure, schwerflüchtig; dissoziiert in drei Stufen:

$$H_3PO_4 \rightleftarrows H^+ + H_2PO_4^-$$
$$H_2PO_4^- \rightleftarrows H^+ + HPO_4^{2-}$$
$$HPO_4^{2-} \rightleftarrows H^+ + PO_4^{3-};$$

bildet Salze: **Dihydrogenphosphate, Hydrogenphosphate** und **Phosphate.**

↗ Seite 188

Arsen

Symbol: **As**; Modifikationen: gelbes nichtmetallisches Arsen, graues metallisches Arsen.

Gelbes Arsen: kristalline Masse; knoblauchartiger Geruch; giftig; sublimiert beim Erhitzen; in Kohlendisulfid leichtlöslich; unbeständig, geht am Licht oder beim Erwärmen in die graue Modifikation über.

Graues Arsen: kristalliner, blättriger Stoff; sehr spröde; leitet die Elektrizität; an trockener Luft beständig, wird an feuchter Luft zu Arsentrioxid oxydiert.

Arsentrioxid

Formel: As_2O_3; kristalliner oder glasig-amorpher Stoff; sublimiert beim Erhitzen; in Wasser löslich; stark giftig; reagiert mit Säuren und mit Basen unter Salzbildung (amphoterer Charakter).

Antimon

Symbol: **Sb**; silberweißes, stark glänzendes Metall; geringe Härte; spröde; reagiert beim Erhitzen mit Luft oder Wasserdampf zu Antimon(III)-oxid.

Wismut

Symbol: **Bi**; rötlichweißes, glänzendes Metall; geringe Härte; spröde; wird beim Erhitzen an der Luft zu Wismut(III)-oxid oxydiert.

5.7. Chalkogene

Elemente der VI. Hauptgruppe

Element Symbol	Sauerstoff O	Schwefel S	Selen Se	Tellur Te
relative Atommasse	15,999	32,06	78,96	127,60
Dichte in g · cm^{-3}	0,0014	rhombisch 2,06	metallisch 4,82 nichtmetallisch 4,47	metallisch 6,25 nichtmetallisch 6,0
Metallcharakter	zunehmend →			
Schmelztemperatur in °C	—219	rh. 113	220	452
Siedetemperatur in °C	—183	445	685	1390
Oxydationsstufen	—2 —1	+6 +4 —2 —1	+6 +4 —2	+6 +4 —2
Reaktionsfähigkeit gegenüber Sauerstoff	zunehmend →			
Dioxid (+4)	—	SO_2	SeO_2	TeO_2
Säure	—	H_2SO_3	H_2SeO_3	H_2TeO_3
Trioxid (+6)	—	SO_3	SeO_3	TeO_3
Säure	—	H_2SO_4	H_2SeO_4	H_6TeO_6
Säurecharakter der Oxide	← zunehmend			
Wasserstoffverbindung (—2)	H_2O	H_2S	H_2Se	H_2Te

Sauerstoff

Symbol: **O**; Formel: O_2; farbloses, geruchloses, geschmackfreies Gas; etwas größere Dichte als Luft; in Wasser wenig löslich; brennt nicht, unterhält aber die Verbrennung und verbindet sich dabei, häufig unter Feuererscheinung, mit dem brennenden Stoff (Oxydation).

↗ Seite 72, 181 bis 183, 202

Schwefel

Symbol: **S**; fester, gelber Stoff; geringe Härte, spröde, in Wasser unlöslich, in Kohlendisulfid leichtlöslich; Schwefeldampf sublimiert bei schnellem Abkühlen; verbrennt mit blauer Flamme zu Schwefeldioxid; verbindet sich in der Wärme mit Metallen zu Sulfiden, mit Wasserstoff zu Schwefelwasserstoff.

↗ Seite 191, 230

Schwefelwasserstoff

Formel: H_2S; farbloses, unangenehm riechendes Gas; sehr gefährliches Atemgift; in Wasser löslich, dabei wenig dissoziiert (Schwefelwasserstoffsäure); reagiert mit Schwermetallsalzlösungen unter Bildung unlöslicher **Sulfide**; verbrennt an der Luft mit bläulicher Flamme:

$$2\,H_2S + 3\,O_2 \rightarrow 2\,H_2O + 2\,SO_2;$$

bei ungenügender Luftzufuhr (bei der Verbrennung) scheidet sich elementarer Schwefel ab:

$$2\,H_2S + O_2 \rightarrow 2\,H_2O + 2\,S$$

Schwefeldioxid

Formel: SO_2; farbloses, stechend riechendes Gas; Atemgift; nicht brennbar, unterhält die Verbrennung nicht; verbindet sich mit Sauerstoff zu Schwefeltrioxid:

$$2\,SO_2 + O_2 \overset{\text{Kat.}}{\rightleftarrows} 2\,SO_3;$$

in Wasser gut löslich, dabei teilweise Reaktion zu schwefliger Säure:

$$H_2O + SO_2 \rightleftarrows H_2SO_3;$$

reagiert mit Metalloxiden oder Hydroxiden unter Salzbildung.

↗ Seite 181 bis 184, 212

Schweflige Säure

Formel: H_2SO_3; farblose Flüssigkeit; stechender Geruch nach Schwefeldioxid; schwache, leichtflüchtige Säure; zerfällt beim Erhitzen:

$$H_2SO_3 \rightarrow H_2O + SO_2;$$

bildet Salze: **Hydrogensulfite** und **Sulfite.**

Schwefeltrioxid

Formel: SO_3; farblose Nadeln, die bereits bei etwa 17 °C schmelzen; stark hygroskopisch; reagiert mit Wasser sehr heftig unter großer Wärmeentwicklung zu Schwefelsäure; bildet an der Luft dichte, weiße Nebel, die sich schwer in Wasser lösen und dabei nur langsam Schwefelsäure bilden.

↗ Seite 213

Schwefelsäure

Formel: H_2SO_4.

Verdünnte Schwefelsäure: farblose, geruchlose Flüssigkeit; starke Säure; reagiert mit unedlen Metallen unter Wasserstoffentwicklung; bildet Salze: **Hydrogensulfate** und **Sulfate.**

Konzentrierte Schwefelsäure: farblose, geruchlose, ölige Flüssigkeit; Dichte: 1,8 g · cm^{-3}; hygroskopisch; stark ätzend; mischt sich mit Wasser unter starker Wärmeentwicklung (Säure in Wasser gießen!); schwerflüchtige Säure; setzt sich infolge Oxydationswirkung auch mit edleren Metallen zu Salzen um:

$$Cu + H_2SO_4 \rightarrow CuO + H_2O + SO_2\uparrow$$
$$CuO + H_2SO_4 \rightarrow CuSO_4 + H_2O$$

↗ Seite 189, 213, 230

Selen

Symbol: **Se**; Modifikationen: graues metallisches Selen, rotes nichtmetallisches Selen.

Graues Selen: grauschwarzer, kristalliner Stoff; unlöslich in Kohlendisulfid; geringe elektrische Leitfähigkeit, die bei Beleuchtung zunimmt (Selenzelle).

Rotes Selen: roter, kristalliner oder amorpher Stoff; löslich in Kohlendisulfid; wandelt sich oberhalb 100 °C in graues Selen um.

5.8. Halogene

Elemente der VII. Hauptgruppe

Element Symbol	Fluor F	Chlor Cl	Brom Br	Jod J
relative Atommasse	18,998	35,45	79,91	126,90
Aggregatzustand bei 0 °C	gasförmig	gasförmig	flüssig	fest
Siedetemperatur in °C	—180,0	—34,0	58,8	184,5
Dichte in $g \cdot cm^{-3}$	1,51 (bei Siede-temperatur)	1,57 (bei Siede-temperatur)	3,14	4,94
Ionenradius (X^-) in nm	0,133	0,181	0,196	0,220
Oxydationsstufen	—1	+7 +5 +4 +3 +1 —1	+5 +1 —1	+7 +5 +4 +1 —1
Wasserstoffverbindung (—1)	HF	HCl	HBr	HJ
Reaktionsfähigkeit gegenüber Wasserstoff	zunehmend ←			
Natriumverbindung (—1)	NaF	NaCl	NaBr	NaJ
Reaktionsfähigkeit gegenüber Metallen	zunehmend ←			

5

Fluor

Symbol: **F**; Formel: F_2; schwach grünlichgelbes Gas von durchdringendem Geruch, giftig; das reaktionsfähigste aller Elemente; verbindet sich mit fast allen Elementen, teilweise schon bei tiefen Temperaturen und explosionsartig;

setzt sich mit Wasser schon im Dunkeln explosionsartig zu Fluorwasserstoff und Sauerstoff um:

$$2\,F_2 + 2\,H_2O \rightarrow 4\,HF + O_2$$

Fluorwasserstoff

Formel: **HF**; farbloses Gas (Siedetemperatur 19,5°C); starkes Ätzgift; stark wasseranziehend, bildet an der Luft Nebel; in wäßriger Lösung dissoziiert; leichtflüchtige Säure: **Flußsäure**; bildet Salze: **Fluoride**; reagiert mit Kieselsäure und Silikaten, darf daher nicht in Glasgefäßen aufbewahrt werden.

Chlor

Symbol: **Cl**; Formel: Cl_2; gelbgrünes, stechend riechendes Gas; größere Dichte als Luft; nicht brennbar, unterhält die Verbrennung nicht; starkes Atemgift; feucht wirkt es desinfizierend und bleichend; in Wasser gut löslich: **Chlorwasser**; reagiert mit den meisten Elementen schon bei niedrigen Temperaturen unter starker Wärmeentwicklung und teilweise Feuererscheinungen; Chlor–Wasserstoff-Gemisch setzt sich bei Einwirkung des Sonnenlichts explosionsartig (Chlorknallgas) zu Chlorwasserstoff um:

$$H_2 + Cl_2 \rightarrow 2\,HCl$$

↗ Seite 182, 183, 190, 210, 230

Chlorwasserstoff

Formel: **HCl**; farbloses, stechend riechendes Gas; Atemgift; stark wasseranziehend, bildet an der Luft Nebel; in wäßriger Lösung stark dissoziiert; starke, leichtflüchtige Säure: **Salzsäure**; wird von schwerer flüchtigen Säuren aus ihren Salzen verdrängt; bildet Salze: **Chloride.**

↗ Seite 182, 183, 188

Brom

Symbol: **Br**; Formel: Br_2; dunkelbraune Flüssigkeit, entwickelt schon bei Raumtemperatur rotbraune, schwere Dämpfe von unangenehmem, erstickendem Geruch; gefährliches Atemgift, wirkt stark ätzend; in Wasser weniger löslich als Chlor: **Bromwasser**; reagiert mit den meisten Elementen, teilweise unter Feuererscheinung; verbindet sich mit Wasserstoff zu Bromwasserstoff.

Bromwasserstoff

Formel: **HBr**; farbloses, stechend riechendes Gas; giftig; stark wasseranziehend, bildet an der Luft Nebel; in wäßriger Lösung stark dissoziiert; starke, leichtflüchtige Säure: **Bromwasserstoffsäure**; bildet Salze: **Bromide.**

↗ Seite 188

Jod

Symbol: **J**; Formel: (im gasförmigen Aggregatzustand) J_2; grauschwarze, metallisch glänzende Kristallplättchen; bildet beim Erhitzen violette, ätzende Dämpfe, die beim Abkühlen festes Jod bilden (Sublimation); giftig; in Wasser wenig löslich: **Jodwasser** (gelbe Färbung); in Äthanol gut löslich: **Jodtinktur** (braune Färbung); reagiert mit Wasserstoff zu Jodwasserstoff.

Jodwasserstoff

Formel: **HJ**; farbloses Gas; giftig; stark wasseranziehend; bildet an der Luft Nebel; in wäßriger Lösung stark dissoziiert; starke, jedoch leicht zersetzliche Säure: **Jodwasserstoffsäure**; bildet Salze: **Jodide.**

↗ Seite 188

5.9. Edelgase

Elemente der VIII. Hauptgruppe

Element Symbol	Helium He	Neon Ne	Argon Ar	Krypton Kr	Xenon Xe
relative Atommasse	4,003	20,18	39,95	83,80	131,30
Dichte in $g \cdot cm^{-3}$	0,00018	0,0009	0,00178	0,0037	0,00589
Schmelztemperatur in °C	—272,1	—248,6	—189,4	—157	—111,8
Siedetemperatur in °C	—268,9	—246,0	—185,8	—152,9	—107,1

5.10. Kupfergruppe

Elemente der I. Nebengruppe

Elemente Symbol	Kupfer Cu	Silber Ag	Gold Au
relative Atommasse	63,54	107,87	196,97
Dichte in g · cm³	8,92	10,50	19,30
Schmelztemperatur in °C	1083	960,5	1063
Siedetemperatur in °C	2550	2200	2700
Atomradius in nm	0,128	0,144	0,144
Oxydationsstufen	+2 +1	+1	+3 +1

Kupfer

Symbol: **Cu**; rötliches bis gelbrotes Halbedelmetall; verhältnismäßig weich, dabei zäh und dehnbar; sehr gute Leitfähigkeit für Wärme und Elektrizität; oxydiert an der Luft oberflächlich zu Kupfer(I)-oxid, beim Erhitzen zu Kupfer(II)-oxid; bei Gegenwart von Kohlendioxid Bildung eines Überzuges aus basischem Kupferkarbonat (Patina); reagiert mit oxydierenden Säuren unter Bildung von Salzen.

↗ Seite 187, 189, 219, 235

Kupfer(I)-oxid

Formel: Cu_2O; rotbraunes, kristallines Pulver; in Wasser unlöslich; reagiert mit nicht oxydierenden Säuren zu Kupfer(I)-salzen, mit oxydierenden Säuren zu Kupfer(II)-salzen:

$$Cu_2O + 2\,HCl \rightarrow 2\,CuCl + H_2O\,,$$
$$Cu_2O + H_2SO_4 \rightarrow CuSO_4 + Cu + H_2O$$

Kupfer(II)-oxid

Formel: **CuO**; schwarzes, amorphes Pulver; in Wasser unlöslich; beim Erhitzen an der Luft beständig; wird leicht von organischen Stoffen reduziert; reagiert mit oxydierenden Säuren zu Kupfer(II)-salzen.

Kupfer(II)-sulfat

Formel: $CuSO_4 \cdot 5\ H_2O$; blaue Kristalle; in Wasser löslich; wandelt sich beim Erhitzen in wasserfreies, farbloses Pulver um; zerfällt bei starkem Erhitzen:

$$2\ CuSO_4 \rightarrow 2\ CuO + 2\ SO_3 + O_2$$

Silber

Symbol: **Ag**; weißglänzendes Edelmetall; verhältnismäßig weich; äußerst dehnbar; sehr gute Leitfähigkeit für Wärme und Elektrizität; gegen Luft, Wasser und nichtoxydierende Säuren beständig; reagiert mit Schwefel oder Schwefelwasserstoffverbindungen zu Silbersulfid, mit oxydierenden Säuren zu Silbersalzen.

↗ Seite 235

Silbernitrat

Formel: $AgNO_3$; farblose Kristalle; lichtempfindlich; in Wasser leichtlöslich; ätzend (Höllenstein).

Silberchlorid

Formel: **AgCl**; weißer Stoff; in Wasser sehr wenig löslich; leichtlöslich in Ammoniaklösungen zu Silberamminkomplexen; wird an der Luft langsam zersetzt.

Gold

Symbol: **Au**; gelbes, weiches Edelmetall; große Dehnbarkeit; gute Leitfähigkeit für Wärme und Elektrizität; beständig gegen Luft, Wasser und die meisten Chemikalien; reagiert mit starken Oxydationsmitteln, wie Chlorwasser und Königswasser, oder mit Komplexbildnern, wie Kaliumzyanidlösung.

5.11. Zinkgruppe

Elemente der II. Nebengruppe

Element Symbol	Zink Zn	Kadmium Cd	Quecksilber Hg
relative Atommasse	65,37	112,40	200,59
Dichte in g · cm^{-3}	7,13	8,64	13,59
Schmelztemperatur in °C	419,4	320,9	—38,8
Siedetemperatur in °C	907	767	356,9
Atomradius in nm	0,133	0,149	0,150
Oxydationsstufen	+2	+2	+2 +1

Zink

Symbol: **Zn**; bläulichweißes Metall; geringe Härte; spröde, läßt sich jedoch zwischen 100 °C und 150 °C leicht walzen und ziehen; oberhalb 205 °C wiederum spröde; an der Luft beständig, da es sich mit einer dünnen Schutzschicht von Zinkoxid oder Zinkkarbonat überzieht; verbrennt bei Siedetemperatur mit heller, bläulichweißer Flamme zu einem weißen Rauch von Zinkoxid; wird von heißem Wasser oder Wasserdampf angegriffen; reagiert mit Säuren unter Bildung von Salzen und Wasserstoff.

↗ Seite 219, 235

Zinkoxid

Formel: **ZnO**; weißes Pulver, in der Wärme gelblich; in Wasser unlöslich; reagiert mit verdünnten Säuren unter Bildung von Salzen und Wasser; reagiert mit verdünnten Alkalimetallhydroxidlösungen zu salzartigen Verbindungen, den Zinkaten.

Quecksilber

Symbol: **Hg**; silberweiß, glänzend; einziges bei Raumtemperatur flüssiges Metall; elektrische Leitfähigkeit gering, steigt jedoch unterhalb der Erstarrungstemperatur beträchtlich an; stark giftig; an der Luft beständig; reagiert mit verdünnten Säuren nicht, mit verdünnter Salpetersäure jedoch langsam; reagiert mit oxydierenden Säuren unter Salzbildung; reagiert mit Schwefel und Halogenen; bildet mit vielen Metallen Legierungen (Amalgame).

Quecksilber(II)-oxid

Formel: **HgO**; rotes, kristallines oder gelbes, amorphes Pulver; sehr schwer löslich in Wasser; Lösung reagiert schwach basisch; leicht reduzierbar; zerfällt beim Erhitzen über 400 °C in Quecksilber und Sauerstoff; reagiert mit Säuren unter Bildung von Salzen und Wasser.

5.12. Chromgruppe

Elemente der VI. Nebengruppe

Element Symbol	Chrom Cr	Molybdän Mo	Wolfram W
relative Atommasse	51,996	95,94	183,85
Dichte in $g \cdot cm^{-3}$	7,19	10,2	19,3
Schmelztemperatur in °C	≈1900	≈2600	≈3400
Siedetemperatur in °C	≈2300	≈4800	≈6000
Oxydationsstufen	+6 +5 +4 +3 +2 +1	+6 +5 +4 +3 +2	+6 +5 +4 +3 +2

Chrom

Symbol: **Cr**; silberweißes bis stahlblaues Mefall; sehr hart, zäh, dehnbar; beständig an der Luft und unter Wasser, verbrennt erst im Sauerstoffgebläse; wird von Salpetersäure und oxydierenden Säuregemischen nicht angegriffen; reagiert langsam mit wenig verdünnter Salzsäure, Bromwasserstoffsäure und Schwefelsäure.

↗ Seite 234

5.13. Mangangruppe

Elemente der VII. Nebengruppe

Element Symbol	Mangan Mn	Technetium Tc	Rhenium Re
relative Atommasse	54,94	[99]	186,2
Dichte in $g \cdot cm^{-3}$	7,21	11,50	20,9
Schmelztemperatur in °C	1244	≈2200	≈3150
Siedetemperatur in °C	≈2100	—	≈5500
Oxydationsstufen	+7 +6 +5 +4 +3 +2 +1	—	+7 +6 +5 +4 +3 +2 +1

Mangan

Symbol: **Mn**; silbergraues bis stahlgraues Metall; sehr hart und spröde; reagiert mit Säuren unter Bildung von Salzen und Wasserstoff; verbrennt beim Erhitzen an der Luft zu Mangan(II,III)-oxid Mn_3O_4.

Mangan(IV)-oxid

Formel: MnO_2; schwarzes Pulver; zerfällt oberhalb 530 °C:

$$4\,MnO_2 \rightleftarrows 2\,Mn_2O_3 + O_2;$$

geht beim stärkeren Glühen in Mangan(II,III)-oxid Mn_3O_4 über; amphoter: reagiert mit Säuren zu sehr unbeständigen Mangan(IV)-salzen:

$$MnO_2 + 4\,HCl \rightarrow MnCl_4 + 2\,H_2O\,,$$

mit Hydroxidlösungen zu Salzen der manganigen Säure H_2MnO_3:

$$MnO_2 + Ca(OH)_2 \rightarrow CaMnO_3 + H_2O$$

Mangan(II)-sulfat

Formel: $MnSO_4$; wasserfrei fast weißes Pulver, als Hydrat $MnSO_4 \cdot 7\,H_2O$ rosafarbene Kristalle; in Wasser leichtlöslich.

5.14. Eisengruppe

Elemente der VIII. Nebengruppe

Elemente Symbol	Eisen Fe	Kobalt Co	Nickel Ni
relative Atommasse	55,85	58,93	58,71
Dichte in $g \cdot cm^{-3}$	7,86	8,83	8,90
Schmelztemperatur in °C	1535	1490	1453
Siedetemperatur in °C	≈3000	≈3000	≈2900
Atomradius in nm	0,126	0,125	0,124
Oxydationsstufen	+6 +3 +2	+3 +2	+2

Eisen

Symbol: **Fe**; silberweißes, glänzendes Metall; verhältnismäßig weich und zäh, dehnbar; stark magnetisch; unedles Metall, rostet an feuchter Luft; zersetzt in der Wärme Wasserdampf; wird beim Glühen an der Luft zu Eisen(III)-oxid, in reinem Sauerstoff zu Eisen(II,III)-oxid oxydiert; reagiert mit verdünnten Säuren unter Bildung von Salzen und Wasserstoff; wird von oxydierenden Säuren nicht angegriffen.

↗ Seite 189, 217, 218, 233, 234

Eisen(II)-oxid

Formel: **FeO**; schwarzes Pulver; in reinem Zustand nicht bekannt, enthält stets weniger Eisen als der stöchiometrischen Zusammensetzung entspricht; reagiert mit verdünnten Säuren unter Bildung von Eisen(II)-salzen und Wasser.

Eisen(III)-oxid

Formel: Fe_2O_3; rotes Pulver; spaltet an der Luft oberhalb 1200 °C Sauerstoff ab:

$$6\ Fe_2O_3 \rightarrow 4\ Fe_3O_4 + O_2\ ;$$

reagiert nur schwer mit Säuren.

↗ Seite 201

Eisen(II)-sulfid

Formel: **FeS**; kristalline, metallglänzende bis graugelbe Masse; in Wasser unlöslich; schmelzbar; reagiert mit Säuren unter Bildung von Salzen und Schwefelwasserstoff:

$$FeS + 2\ HCl \rightarrow FeCl_2 + H_2S$$

Eisen(II)-sulfat

Formel: $FeSO_4$; wasserfrei grauweißes Pulver, als Hydrat $FeSO_4 \cdot 7\ H_2O$ hellgrüne Kristalle; Kristalle zerfallen an der Luft, wobei schwerlösliches, gelbbraunes, basisches Eisen(III)-sulfat entsteht; in Wasser löslich; gibt beim Erhitzen Schwefeldioxid ab.

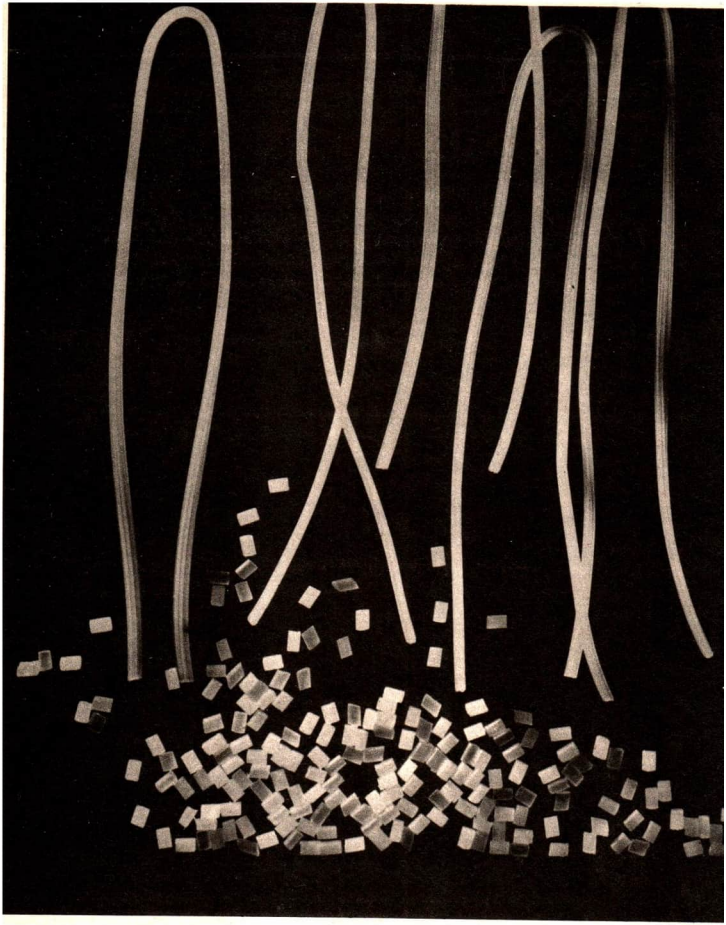
Kobalt

Symbol: **Co**; silberweißes, glänzendes Metall; hart, zäh, dehnbar; schwach magnetisch; gegenüber feuchter Luft beständig; reagiert mit Säuren unter Bildung von Salzen und Wasserstoff.

Nickel

Symbol: **Ni**; silberweißes, glänzendes Metall; hart, zäh, dehnbar; schwach magnetisch; gegenüber feuchter Luft und Hydroxidlösungen beständig; reagiert mit Säuren unter Bildung von Salzen und Wasserstoff.

↗ Seite 235



Organische Verbindungen

Seite 146 6.1. Kohlenwasserstoffe

Seite 149 6.2. Halogenderivate der Kohlenwasserstoffe

Seite 150 6.3. Hydroxylderivate der Kohlenwasserstoffe

Seite 153 6.4. Aldehyde

Seite 155 6.5. Ketone

Seite 156 6.6. Monokarbonsäuren

Seite 159 6.7. Dikarbonsäuren

Seite 161 6.8. Hydroxysäuren

Seite 162 6.9. 2-Aminosäuren

Seite 163 6.10. Amine

Seite 164 6.11. Nitroverbindungen

Seite 165 6.12. Säureamide

Seite 166 6.13. Ester

Seite 167 6.14. Kohlenhydrate

Seite 168 6.15. Eiweiße

Seite 169 6.16. Fette

6

6.1. Kohlenwasserstoffe

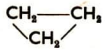
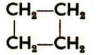
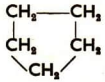
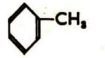
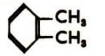
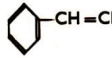
Charakteristik der Kohlenwasserstoffe

Verbindungen aus Kohlenstoff und Wasserstoff, die sich durch die Bindungsverhältnisse im Molekül sowie die Anzahl der Atome, aus denen sie bestehen, unterscheiden.

Name	charakteristische Merkmale	allgemeine Formel
Alkane (Paraffine)	kettenförmig, gesättigt	C_nH_{2n+2}
Alkene (Olefine)	kettenförmig, ungesättigt, 1 Doppelbindung	C_nH_{2n}
Alkadiene (Diolefine)	kettenförmig, ungesättigt, 2 Doppelbindungen	C_nH_{2n-2}
Alkine (Azetylene)	kettenförmig, ungesättigt, 1 Dreifachbindung	C_nH_{2n-2}
Zykloalkane (Naphthene)	ringförmig, gesättigt	C_nH_{2n}
Aromatische Kohlenwasserstoffe	ringförmig, Bindungssystem des Benzols C_6H_6	—

↗ Seite 28 bis 30

Name	ältere Bezeichnung	Summenformel	vereinfachte Strukturformel
Methan		CH_4	CH_4
Äthan		C_2H_6	$CH_3—CH_3$
Propan		C_3H_8	$CH_3—CH_2—CH_3$
Butan		C_4H_{10}	$CH_3—CH_2—CH_2—CH_3$
Äthen	Äthylen	C_2H_4	$CH_2=CH_2$
Propen	Propylen	C_3H_6	$CH_2=CH—CH_3$
Buten-(1)	Butylen	C_4H_8	$CH_2=CH—CH_2—CH_3$

Name	ältere Bezeichnung	Summenformel	vereinfachte Strukturformel
Propadien	Allen	C_3H_4	$CH_2=C=CH_2$
Butadien-(1,3)	Butadien	C_4H_6	$CH_2=CH-CH=CH_2$
2-Methylbutadien-(1,3)	Isopren	C_5H_8	$CH_2=C(CH_3)-CH=CH_2$
Äthin	Azetylen	C_2H_2	$CH\equiv CH$
Propin	Methylazetylen	C_3H_4	$CH\equiv C-CH_3$
Butin-(1)	Äthylazetylen	C_4H_6	$CH\equiv C-CH_2-CH_3$
Pentin-(1)	Propylazetylen	C_5H_8	$CH\equiv C-CH_2-CH_2-CH_3$
Zyklopropan	Trimethylen	C_3H_6	
Zyklobutan	Tetramethylen	C_4H_8	
Zyklopentan	Pentamethylen	C_5H_{10}	
Benzol		C_6H_6	
Methylbenzol	Toluol	C_7H_8	
1,2-Dimethylbenzol	o-Xylol	C_8H_{10}	
Äthenylbenzol	Styrol	C_8H_8	
Naphthalin		$C_{10}H_8$	
Anthrazen		$C_{14}H_{10}$	

Methan

Formel: CH_4; farbloses, geruchloses Gas; brennbar, verbrennt zu Kohlendioxid und Wasser; bildet mit dem doppelten Volumen Sauerstoff oder mit dem zehnfachen Volumen Luft hochexplosive Gemische; reagiert mit Halogenen unter Bildung von Halogenderivaten und Chlorwasserstoff (Substitution).

Äthen

Formel: C_2H_4; farbloses, süßlich riechendes Gas; brennt mit leuchtender, schwach rußender Flamme; bildet mit Sauerstoff explosive Gemische; ist durch seine Doppelbindung sehr reaktionsfähig.

■ Addition von Brom

$$CH_2{=}CH_2 + Br_2 \rightarrow \underset{\text{1,2-Dibromäthan}}{CH_2Br{-}CH_2Br}$$

Addition von Wasserstoff

$$CH_2{=}CH_2 + H_2 \xrightarrow{\text{Kat.}} \underset{\text{Äthan}}{CH_3{-}CH_3}$$

Polymerisation

$$n\ CH_2{=}CH_2 \rightarrow \underset{\substack{\text{Polyäthen}\\ \text{(Polyäthylen)}}}{[{-}CH_2{-}CH_2{-}]_n}$$

Äthin

Formel: C_2H_2; farbloses Gas von ätherischem Geruch; löslich in Wasser; sehr gut löslich in Propanon (Azeton); brennt mit leuchtender, stark rußender Flamme; bildet mit Sauerstoff oder Luft hochexplosive Gemische; ist durch seine Dreifachbindung sehr reaktionsfähig (vor allem Additionsreaktionen).

■ Addition von Brom

$$CH{\equiv}CH + 2\ Br_2 \rightarrow \underset{\text{1,1,2,2-Tetrabromäthan}}{CHBr_2{-}CHBr_2}$$

Addition von Wasser

$$CH{\equiv}CH + H_2O \xrightarrow{\text{Kat.}} \underset{\text{Äthanal}}{CH_3{-}CHO}$$

Addition von Chlorwasserstoff

$$CH{\equiv}CH + HCl \xrightarrow{\text{Kat.}} \underset{\substack{\text{Monochloräthen}\\ \text{(Vinylchlorid)}}}{CH_2{=}CHCl}$$

↗ Seite 182, 183, 227

Benzol

Formel: C_6H_6; leichtbewegliche, farblose Flüssigkeit; eigenartiger Geruch; in Wasser kaum löslich; gutes Lösungsmittel für Fette, Öle, Harze und andere organische Stoffe; geringere Dichte als Wasser; bildet schon bei Raumtemperatur leicht entzündliche Dämpfe; brennt mit leuchtender, stark rußender Flamme; Dämpfe sind giftig; läßt sich verhältnismäßig leicht sulfonieren und nitrieren.

Sulfonierung $C_6H_5\boxed{H + HO}SO_3H \rightarrow \underset{\text{Benzolsulfonsäure}}{C_6H_5—SO_3H} + H_2O$

Nitrierung $C_6H_5\boxed{H + HO}NO_2 \rightarrow \underset{\text{Nitrobenzol}}{C_6H_5—NO_2} + H_2O$

↗ Seite 236

6.2. Halogenderivate der Kohlenwasserstoffe

Charakteristik der Halogenderivate

Derivate der Kohlenwasserstoffe mit mindestens einem Halogenatom als Substituent.

Name	ältere Bezeichnung	Summenformel	vereinfachte Strukturformel
Monochlormethan	Methylchlorid	CH_3Cl	CH_3Cl
Dichlormethan	Methylenchlorid	CH_2Cl_2	CH_2Cl_2
Trichlormethan	Chloroform	$CHCl_3$	$CHCl_3$
Tetrachlormethan	Tetrachlorkohlenstoff	CCl_4	CCl_4
Monochloräthan	Äthylchlorid	C_2H_5Cl	$CH_3—CH_2Cl$
1,2-Dichloräthan	Äthylendichlorid	$C_2H_4Cl_2$	$CH_2Cl—CH_2Cl$
Monochloräthen	Vinylchlorid	C_2H_3Cl	$CH_2=CHCl$
1,2-Dichlorbenzol	o-Dichlorbenzol	$C_6H_4Cl_2$	

↗ Seite 31, 32

Trichlormethan

Formel: $CHCl_3$; süßlich riechende Flüssigkeit; unbrennbar; wird unter Einfluß von Licht und Sauerstoff langsam zu Phosgen $COCl_2$ (giftig) und Chlorwasserstoff umgesetzt; in Wasser wenig löslich; gutes Lösungsmittel für Harze, Fette und andere Stoffe; leichtflüchtig; Trichlormethandämpfe wirken betäubend.

Tetrachlormethan

Formel: CCl_4; ätherisch riechende, farblose Flüssigkeit, unbrennbar; wirkt auf Flammen erstickend (dabei jedoch Phosgenbildung); in Wasser fast unlöslich; gutes Lösungsmittel für Fette, Öle, Harze und Wachse; Dämpfe wirken betäubend.

Monochloräthen

Formel: $CH_2{=}CHCl$; bei Raumtemperatur gasförmiger Stoff; läßt sich polymerisieren:

$$n\ CH_2{=}CHCl \rightarrow (—CH_2—CHCl—)_n$$

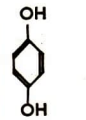
6.3. Hydroxylderivate der Kohlenwasserstoffe

Charakteristik der Hydroxylderivate

Derivate der Kohlenwasserstoffe mit mindestens einer Hydroxylgruppe **—OH** als Substituent.

Name	charakteristische Merkmale	allgemeine Formel
Alkanole	kettenförmig, gesättigt, 1 Hydroxylgruppe	$C_nH_{2n+1}OH$
Alkandiole	kettenförmig, gesättigt, 2 Hydroxylgruppen	$C_nH_{2n}(OH)_2$
Alkantriole	kettenförmig, gesättigt, 3 Hydroxylgruppen	$C_nH_{2n-1}(OH)_3$
Phenole	Derivate des Benzols mit mindestens einer Hydroxylgruppe	—

↗ Seite 31 bis 33

Name	ältere Bezeichnung	Formel	vereinfachte Strukturformel
Methanol	Methylalkohol	$CH_3—OH$	$CH_3—OH$
Äthanol	Äthylalkohol	$C_2H_5—OH$	$CH_3—CH_2—OH$
Propanol-(1)	Propylalkohol	$C_3H_7—OH$	$CH_3—CH_2—CH_2—OH$
Propanol-(2)	*i*-Propylalkohol	$C_3H_7—OH$	$CH_3–CH(OH)–CH_3$
2-Methylpropanol-(2)	tertiärer Butylalkohol	$C_4H_9—OH$	$CH_3—C(OH)(CH_3)—CH_3$
Äthandiol-(1,2)	Glykol	$C_2H_4(OH)_2$	$CH_2OH—CH_2OH$
Propantriol-(1, 2, 3)	Glyzerin	$C_3H_5(OH)_3$	$CH_2OH–CH(OH)–CH_2OH$
Phenol		$C_6H_5—OH$	
1,2-Dihydroxybenzol	Brenzkatechin	$C_6H_4(OH)_2$	
1,3-Dihydroxybenzol	Resorzin	$C_6H_4(OH)_2$	
1,4-Dihydroxybenzol	Hydrochinon	$C_6H_4(OH)_2$	
1,2,3-Trihydroxybenzol	Pyrogallol	$C_6H_3(OH)_3$	
Benzylalkohol		$C_6H_5—CH_2OH$	

Methanol

Formel: **$CH_3—OH$**; farblose Flüssigkeit; charakterischer Geruch; brennt mit blaßblauer Flamme; löslich in Wasser und anderen Lösungsmitteln; Lösungsmittel für Harze und andere Stoffe; sehr giftig; einige wichtige Reaktionen sind:

- Oxydation $2\,CH_3—OH + O_2 \xrightarrow{Kat.} 2\,HCHO + 2\,H_2O$ (Methanal)

Dehydrierung $CH_3—OH \xrightarrow{Cu} HCHO + H_2\uparrow$ (Methanal)

Esterbildung $CH_3—O\boxed{H + HO}OC—CH_3 \rightleftarrows CH_3—O—OC—CH_3 + H_2O$ (Methyläthanat)

↗ Seite 227, 236

Äthanol

Formel: **$C_2H_5—OH$**; farblose Flüssigkeit; charakteristischer Geruch; leicht entzündbar; brennt mit schwach leuchtender Flamme; löslich in Wasser, Benzin und Benzol; setzt als Genußmittel schon in geringen Mengen die Empfindlichkeit der Sinnesorgane herab, in größeren Mengen gesundheitsschädigend; einige wichtige Reaktionen sind:

- Oxydation $CH_3—CH_2—OH + O_2 \xrightarrow{Gärung} CH_3—COOH + H_2O$ (Äthansäure)

Dehydrierung $CH_3—CH_2—OH \xrightarrow{Kat.} CH_3—CHO + H_2\uparrow$ (Äthanal)

Esterbildung $C_2H_5—O\boxed{H + HO}OC—CH_3 \rightleftarrows C_2H_5—O—OC—CH_3 + H_2O$ (Äthyläthanat)

↗ Seite 227, 228, 236

Propantriol-(1,2,3)

Formel: **$CH_2OH—CH(OH)—CH_2OH$**; farblose, ölige, geruchlose Flüssigkeit; süßer Geschmack; hygroskopisch; mit Wasser oder Äthanol in jedem Verhältnis mischbar; läßt sich mit anorganischen und organischen Säuren verestern.

↗ Seite 196, 237

Phenol

Formel: $C_6H_5—OH$; farblose, zerfließende Kristalle, die sich an der Luft nach einiger Zeit rötlich färben; eigenartiger Geruch; in Wasser wenig löslich; leichtlöslich in Äthanol; giftig, wirkt ätzend; reagiert sehr schwach sauer; bildet mit Hydroxidlösungen der Alkalimetalle salzartige Verbindungen: Phenolate.

■ Salzbildung $C_6H_5—OH + NaOH \rightarrow C_6H_5—ONa + H_2O$

Natriumphenolat

↗ Seite 237

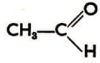
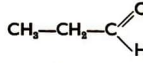
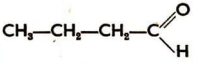
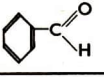
6.4. Aldehyde

Charakteristik der Aldehyde

Derivate der Kohlenwasserstoffe mit einer Aldehydgruppe; allgemeine Formel:



■

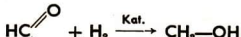
Name	ältere Bezeichnung	Formel	vereinfachte Strukturformel
Methanal	Formaldehyd	HCHO	
Äthanal	Azetaldehyd	$CH_3—CHO$	
Propanal	Propionaldehyd	$C_2H_5—CHO$	
Butanal	Butyraldehyd	$C_3H_7—CHO$	
Benzaldehyd	Bittermandelöl	$C_6H_5—CHO$	

↗ Seite 31, 32, 191

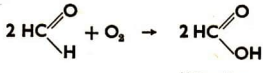
Methanal

Formel: **HCHO**; farbloses, stechend riechendes Gas; in Wasser leichtlöslich, 35 bis 40%ige Lösung heißt Formalin; polymerisiert zu einer weißen, schwerlöslichen Masse (Paraformaldehyd), die beim Erhitzen wieder in Methanal zerfällt; reagiert mit Eiweißen unter Bildung unlöslicher, oft harter Massen; wirkt desinfizierend; reduziert Fehlingsche Lösung und ammoniakalische Silbersalzlösung; durch seine Doppelbindung sehr reaktionsfähig.

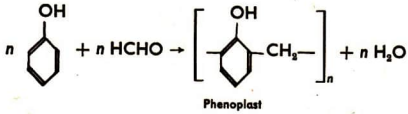
■ Addition von Wasserstoff



Oxydation



Polykondensation mit Phenol

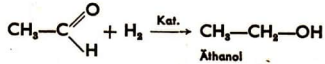


↗ Seite 236

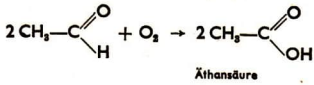
Äthanal

Formel: **CH_3—CHO**; leichtbewegliche, farblose Flüssigkeit mit eigentümlichem Geruch; brennbar; leichtlöslich in Wasser, Äthanol, Benzol; reduziert Fehlingsche Lösung und ammoniakalische Silbersalzlösung; durch seine Doppelbindung sehr reaktionsfähig.

■ Addition von Wasserstoff



Oxydation

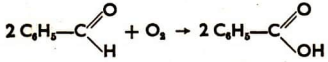


↗ Seite 236

Benzaldehyd

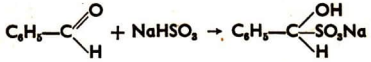
Formel: $C_6H_5—CHO$; farblose, ölige Flüssigkeit; Bittermandelgeruch; in Wasser wenig löslich; reduziert ammoniakalische Silbersalzlösung, nicht aber Fehlingsche Lösung; wird an der Luft zu Benzolkarbonsäure oxydiert; addiert Natriumhydrogensulfit unter Bildung einer schwerlöslichen kristallinen Verbindung.

■ Oxydation



Benzolkarbonsäure

Addition



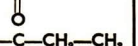
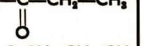
6.5. Ketone

Charakteristik der Ketone

Derivate der Kohlenwasserstoffe mit einer Oxogruppe; allgemeine Formel:



■

Name	ältere Bezeichnung	Formel	vereinfachte Strukturformel
Propanon	Azeton, Dimethylketon	$CH_3—CO—CH_3$	
Butanon	Methyläthylketon	$CH_3–CO—C_2H_5$	
Pentanon-(2)	Methylpropylketon	$CH_3—CO—C_3H_7$	
Benzophenon	Diphenylketon	$C_6H_5–CO–C_6H_5$	

↗ Seite 31, 32

Propanon

Formel: $CH_3—CO—CH_3$; farblose Flüssigkeit, angenehm erfrischender Geruch; verdampft leicht (Siedetemperatur 56 °C), feuergefährlich; mit Wasser, Äthanol und anderen organischen Lösungsmitteln in jedem Verhältnis mischbar; Lösungsmittel für viele organische Stoffe; verbrennt mit heller Flamme; läßt sich zu Propanol-(2) hydrieren.

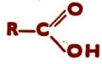
Hydrierung $CH_3—CO—CH_3 + H_2 \rightarrow CH_3—CH(OH)—CH_3$

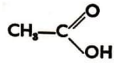
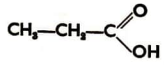
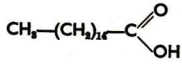
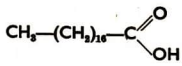
↗ Seite 191, 237

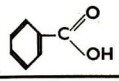
6.6. Monokarbonsäuren

Charakteristik der Monokarbonsäuren

Derivate der Kohlenwasserstoffe mit einer Karboxylgruppe; allgemeine Formel:



Name	ältere Bezeichnung	Formel	vereinfachte Strukturformel
Methansäure	Ameisensäure	HCOOH	
Äthansäure	Essigsäure	$CH_3—COOH$	
Propansäure	Propionsäure	$C_2H_5—COOH$	
Hexadekansäure	Palmitinsäure	$C_{15}H_{31}–COOH$	
Oktadekansäure	Stearinsäure	$C_{17}H_{35}–COOH$	

Name	ältere Bezeichnung	Formel	vereinfachte Strukturformel
Propensäure	Akrylsäure	C_2H_3—COOH	$CH_2=CH-C(=O)OH$
Oktadezen-(9)-säure	Ölsäure	$C_{17}H_{33}$—COOH	$CH_3-(CH_2)_7-CH=CH-(CH_2)_7-C(=O)OH$
Propinsäure	Propargylsäure	C_2H—COOH	$CH\equiv C-C(=O)OH$
Benzolkarbonsäure	Benzoesäure	C_6H_5—COOH	

↗ Seite 31, 32

Methansäure

Formel: **HCOOH**; leichtbewegliche, farblose Flüssigkeit; stechender Geruch; mit Wasser und Äthanol in jedem Verhältnis mischbar; stark ätzend, erzeugt auf der Haut Blasen; bildet Salze: **Methanate**; wirkt reduzierend, da auch die Aldehydgruppe enthalten ist.

6



■ **Dissoziation** $HCOOH \rightleftarrows HCOO^- + H^+$

Salzbildung $2\,HCOOH + Zn \rightarrow (HCOO)_2Zn + H_2\uparrow$

Zinkmethanat

Zersetzung $HCOOH \xrightarrow{\text{konz. } H_2SO_4} CO\uparrow + H_2O$

Oxydation $HCOOH + O \rightarrow H_2O + CO_2\uparrow$

Esterbildung $CH_3-O\boxed{H + HO}OCH \rightleftarrows CH_3-O-OCH + H_2O$

Methylmethanat

↗ Seite 236

Äthansäure

Formel: **CH_3—COOH**; klare, farblose Flüssigkeit; stechender Geruch; erstarrt bei 16,6 °C zu einer eisartigen Masse (konzentrierte Äthansäure wird deshalb auch als Eisessig bezeichnet); löslich in Wasser, Äthanol; stark ätzend; bildet Salze: **Äthanate**; leichtflüchtig; dissoziiert.

■ **Dissoziation** $CH_3—COOH \rightleftarrows CH_3—COO^- + H^+$

Salzbildung $2\,CH_3—COOH + Mg \rightarrow (CH_3—COO)_2Mg + H_2\uparrow$

Magnesiumäthanat

Esterbildung $C_2H_5—O\boxed{H + HO}OC—CH_3 \rightleftarrows C_2H_5—O—OC—CH_3 + H_2O$

Äthyläthanat

↗ Seite 236

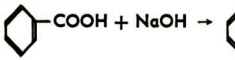
Propensäure

Formel: **C_2H_3—COOH**; farblose Flüssigkeit; stechender Geruch; mit Wasser und den meisten organischen Lösungsmitteln mischbar; läßt sich leicht polymerisieren:

$$n\,\underset{\displaystyle COOH}{\underset{|}{CH=CH_2}} \rightarrow \left[\underset{\displaystyle COOH}{\underset{|}{—CH—CH_2—}}\right]_n$$

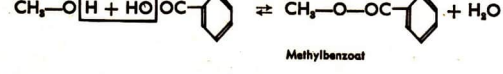
Benzolkarbonsäure

Formel: **C_6H_5—COOH**; farblose, geruchlose Kristalle; in Wasser wenig löslich; leichtlöslich in Äthanol und Äthoxyäthan (Äther); sublimiert bei 100 °C; in Wasserdampf flüchtig; Dämpfe wirken stark hustenreizend; bildet Salze: **Benzoate**; dissoziiert.

■ **Dissoziation** 

Salzbildung 

Natriumbenzoat

Esterbildung 

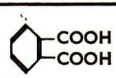
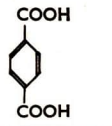
Methylbenzoat

6.7. Dikarbonsäuren

Charakteristik der Dikarbonsäuren

Derivate der Kohlenwasserstoffe mit zwei Karboxylgruppen; allgemeine Formel:

HOOC—R—COOH

Name	ältere Bezeichnung	Formel	vereinfachte Strukturformel
Äthandisäure	Oxalsäure	$(COOH)_2$	HOOC—COOH
Propandisäure	Malonsäure	$CH_2(COOH)_2$	HOOC—CH_2—COOH
Butandisäure	Bernsteinsäure	$C_2H_4(COOH)_2$	HOOC—$(CH_2)_2$—COOH
Benzoldikarbonsäure-(1,2)	Phthalsäure	$C_6H_4(COOH)_2$	
Benzoldikarbonsäure-(1,4)	Terephthalsäure	$C_6H_4(COOH)_2$	

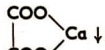
↗ Seite 31 bis 33

Äthandisäure

Formel: **HOOC—COOH**; weiße Kristalle; geruchlos; in Wasser löslich; wirkt reduzierend und wird dabei zu Kohlendioxid und Wasser oxydiert; dissoziiert; bildet Salze: **Äthandiate.**

Oxydation $2\,HOOC—COOH + O_2 \rightarrow 4\,CO_2 + 2\,H_2O$

Dissoziation $HOOC—COOH \rightleftarrows (OOC—COO)^{2-} + 2\,H^+$

Salzbildung $Ca^{2+} + (OOC—COO)^{2-} \rightarrow$ 

Kalziumäthandiat

Propandisäure

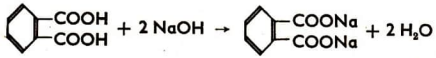
Formel: $CH_2(COOH)_2$; weiße Kristalle; geruchlos; in Wasser löslich; wird oberhalb der Schmelztemperatur in Kohlendioxid und Äthansäure gespalten; dissoziiert; bildet Salze: **Propandiate.**

Benzoldikarbonsäure-(1,2)

Formel: $C_6H_4(COOH)_2$; farblose Kristalle; in Wasser wenig löslich; dissoziiert; bildet Salze: **Phthalate**; wird von stärkeren Säuren aus ihren Salzen verdrängt; beim Erhitzen wird Wasser abgespalten, wobei Phthalsäureanhydrid entsteht.

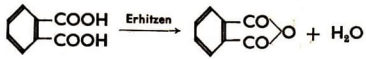
■ Dissoziation $C_6H_4(COOH)_2 \rightleftarrows C_6H_4(COO)_2^{2-} + 2\,H^+$

Salzbildung



Natriumphthalat

■ Dehydratisierung



Phthalsäureanhydrid

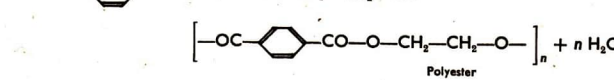
↗ Seite 237

Benzoldikarbonsäure-(1,4)

Formel: $C_6H_4(COOH)_2$; farblose, nadelförmige Kristalle; in Wasser und Äthanol schwerlöslich; dissoziiert; bildet Salze: **Terephthalate**; sublimiert bei 300 °C; bildet beim Erhitzen kein Anhydrid; reagiert mit Alkandiolen zu Polyestern.

■ Dissoziation $C_6H_4(COOH)_2 \rightleftarrows C_6H_4(COO)_2^{2-} + 2\,H^+$

Polykondensation

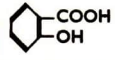


Polyester

6.8. Hydroxysäuren

Charakteristik der Hydroxysäuren

Derivate der Kohlenwasserstoffe mit mindestens einer Karboxylgruppe —**COOH** sowie mindestens einer Hydroxylgruppe —**OH**.

Name	ältere Bezeichnung	Formel	vereinfachte Strukturformel
2-Hydroxy-propansäure	Milchsäure	$C_2H_4(OH)COOH$	$CH_3—\underset{\displaystyle OH}{\underset{\vert}{CH}}—COOH$
2,3-Dihydroxy-butandisäure	Weinsäure	$C_2H_2(OH)_2(COOH)_2$	$\begin{array}{l} COOH \\ \vert \\ CH—OH \\ \vert \\ CH—OH \\ \vert \\ COOH \end{array}$
2-Hydroxy-benzolkarbon-säure-(1)	Salizylsäure	$C_6H_4(OH)COOH$	

↗ Seite 32, 236

2-Hydroxypropansäure

Formel: $CH_3—CH(OH)—COOH$; farblose, klare, sirupartige Flüssigkeit; in Wasser leichtlöslich; wirkt hemmend auf die Lebensvorgänge von Bakterien; bildet Salze: **Laktate** (Trivialname); enthält ein asymmetrisches Kohlenstoffatom im Molekül; zwei (optisch aktive) stereoisomere Formen sind vorhanden: D(—)-2-Hydroxypropansäure und L(+)-2-Hydroxypropansäure.

2,3-Dihydroxybutandisäure

Formel: $C_2H_2(OH)_2(COOH)_2$; farblose Kristalle, in Wasser und Äthanol leichtlöslich; enthält zwei asymmetrische Kohlenstoffatome im Molekül; drei stereoisomere Formen sind vorhanden; bildet Salze: **Tartrate** (Trivialname); Kaliumnatriumtartrat (Seignettesalz) ist Bestandteil der Fehlingschen Lösung.

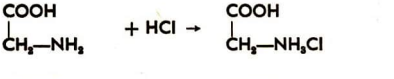
6.9. 2-Aminosäuren

Charakteristik der 2-Aminosäuren

Karbonsäuren mit einer Aminogruppe —NH_2 an dem der Karboxylgruppe —COOH benachbarten Kohlenstoffatom.

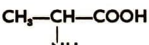
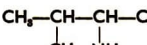
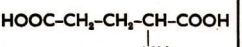
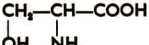
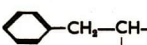
2-Aminosäuren sind Bausteine der Eiweiße; liegen in wäßriger Lösung als Zwitterionen vor; sind amphoter und bilden sowohl mit Säuren als auch mit Basen Salze.

■ **Salzbildung**



↗ Seite 32, 168, 169

■

Name	Trivialnamen, ältere Bezeichnung	vereinfachte Strukturformel
Aminoäthansäure	Glykokoll, Glyzin, Aminoessigsäure	
2-Aminopropansäure	Alanin, α-Aminopropionsäure	
2-Amino-3-methylbutansäure	Valin, α-Aminoisovaleriansäure	
2-Aminopentandisäure-(1,5)	Glutaminsäure, α-Aminoglutarsäure	
2-Amino-3-hydroxypropansäure	Serin; α-Amino-β-oxypropionsäure	
2-Amino-3-phenylpropansäure	Phenylalanin, α-Amino-β-phenylpropionsäure	

6.10. Amine

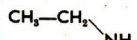
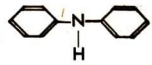
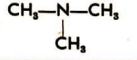
Charakteristik der Amine

Amine sind stickstoffhaltige organische Verbindungen, die vom Ammoniak abgeleitet sind.
Nach der Anzahl der Wasserstoffatome des Ammoniaks, die durch Kohlenwasserstoffreste substituiert sind, unterscheidet man:

primäre Amine $R—NH_2$

sekundäre Amine $R_1—NH—R_2$

tertiäre Amine $R_1—N(—R_2)—R_3$

Name	Formel	vereinfachte Strukturformel
Methylamin	$CH_3—NH_2$	$CH_3—NH_2$
Aminobenzol (Anilin, Phenylamin)	$C_6H_5—NH_2$	
Diäthylamin	$(C_2H_5)_2NH$	
Diphenylamin	$(C_6H_5)_2NH$	
Trimethylamin	$(CH_3)_3N$	

Aminobenzol

Formel: $C_6H_5—NH_2$; farblose, leicht ölige Flüssigkeit, die sich an der Luft schnell bräunt; erstarrt bei —6,2 °C; eigenartiger Geruch; in Wasser wenig löslich; mit vielen organischen Lösungsmitteln unbegrenzt mischbar; Aminobenzoldämpfe sind giftig.

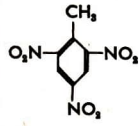
6.11. Nitroverbindungen

Charakteristik der Nitroverbindungen

Nitroverbindungen sind Derivate der Kohlenwasserstoffe, die die Nitrogruppe **—NO_2** enthalten; allgemeine Formel:

R—NO_2

↗ Seite 32, 33

Name	Formel	vereinfachte Strukturformel
Nitrobenzol	$C_6H_5—NO_2$	
1-Methyl-2,4,6-trinitrobenzol (2,4,6-Trinitrotoluol, Trotyl)	$C_6H_2(NO_2)_3CH_3$	

Nitrobenzol

Formel: **$C_6H_5—NO_2$**; gelbliche Flüssigkeit; bittermandelähnlicher Geruch; in Wasser nur spurenweise löslich; gut löslich in Äthanol und Benzol; größere Dichte als Wasser; Nitrobenzoldämpfe sind giftig; wird von atomarem Wasserstoff zu Aminobenzol reduziert.

Reduktion $C_6H_5—NO_2 + 6\,H \rightarrow \underset{\text{Aminobenzol}}{C_6H_5—NH_2} + H_2O$

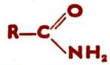
1-Methyl-2,4,6-trinitrobenzol

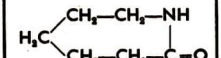
Formel: **$C_6H_2(NO_2)_3CH_3$**; blaßgelbes Pulver; in Wasser wenig löslich; gut löslich in Äthanol; schmilzt bereits bei 80,8 °C; unempfindlich gegen Stoß, explodiert jedoch nach Initialzündung mit hoher Brisanz.

6.12. Säureamide

Charakteristik der Säureamide

Säureamide sind Derivate von Karbonsäuren, bei denen das Hydroxyl der Karboxylgruppe durch die Aminogruppe ersetzt ist; allgemeine Formel:



Name	Formel	vereinfachte Strukturformel
Kohlensäurediamid (Harnstoff, Karbamid)	$CO(NH_2)_2$	
ε-Aminokaprolaktam (Laktam)		

Harnstoff

Formel: $CO(NH_2)_2$; prismenförmige Kristalle; in Wasser und Äthanol leichtlöslich; äußerst schwache Base, reagiert mit Säuren unter Salzbildung; wird beim Erhitzen mit starken Hydroxidlösungen hydrolytisch gespalten; beim trockenen Erhitzen entstehen Ammoniak und Biuret.

6

Hydrolytische Spaltung $CO(NH_2)_2 + 2\,NaOH \xrightarrow{\text{Erhitzen}} Na_2CO_3 + 2\,NH_3$

Zersetzung $2\,CO(NH_2)_2 \xrightarrow{\text{Erhitzen}} \underset{\text{Biuret}}{H_2N{-}CO{-}NH{-}CO{-}NH_2} + NH_3$

↗ Seite 192, 238

ε-Aminokaprolaktam

Formel: ; weiße Substanz: in Wasser löslich; polymerisiert bei Anwesenheit von Katalysatoren zu kettenförmigen Makromelekülen (Polykaprolaktam).

↗ Seite 192, 193, 239

6.13. Ester

Charakteristik der Ester

Stoffe, die durch Reaktion von Alkoholen oder Phenolen mit Säuren entstehen.

↗ Seite 78, 169

Name	ältere Bezeichnung	Formel
Dimethylsulfat	Schwefelsäuredimethylester	$(CH_3)_2—O—SO_3$
Äthylnitrit	Salpetrigsäureäthylester	$C_2H_5—O—NO$
Methyläthanat	Methylazetat, Essigsäuremethylester	$CH_3—O—OC—CH_3$
Äthyläthanat	Äthylazetat, Essigsäureäthylester	$C_2H_5—O—OC—CH_3$
Pentyläthanat	Amylazetat, Essigsäureamylester	$C_5H_{11}—O—OC—CH_3$
Methylbenzoat	Benzoesäuremethylester	$CH_3—O—OC—C_6H_5$
Propantrioltrinitrat	Glyzeryltrinitrat, „Nitroglyzerin"	$CH_2(O—NO_2)—CH(O—NO_2)—CH_2(O—NO_2)$

Äthyläthanat

Formel: $C_2H_5—O—OC—CH_3$; farblose, leichtbewegliche Flüssigkeit; fruchtartiger Geruch; mit Wasser nur wenig mischbar; geringere Dichte als Wasser; niedrige Siedetemperatur (78 °C).

Propantrioltrinitrat

Formel: $CH_2(O—NO_2)—CH(O—NO_2)—CH_2(O—NO_2)$; ölartige, farblose Flüssigkeit; hochexplosiv, explodiert bereits bei Schlag, Stoß, Reibung sowie bei Einwirkung von Wärme oder Kälte äußerst heftig.

6.14. Kohlenhydrate

Charakteristik der Kohlenhydrate

Gruppe von Naturstoffen der allgemeinen Formel: $C_nH_{2m}O_m$

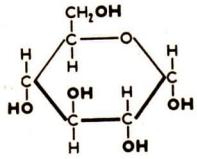
Name	allgemeine Formel	charakteristische Merkmale
Monosaccharide	$C_6H_{12}O_6$	Moleküle werden nicht durch Säurehydrolyse gespalten
Disaccharide	$C_{12}H_{22}O_{11}$	Moleküle werden durch Säurehydrolyse in je zwei Moleküle Monosaccharide gespalten
Polysaccharide	$(C_6H_{10}O_5)_n$	Moleküle werden durch Säurehydrolyse in jeweils mehrere Moleküle Monosaccharide gespalten

Glukose

Formel: $C_6H_{12}O_6$; ältere Bezeichnung: Traubenzucker; weißes Pulver; geruchlos; süßer Geschmack; in Wasser leicht, in Äthanol nur wenig löslich; wirkt reduzierend; Moleküle sind ketten- oder ringförmig gebaut:

Kettenform $CH_2(OH)—CH(OH)—CH(OH)—CH(OH)—CH(OH)—C(=O)H$

Ringform



In der wäßrigen Lösung liegt zwischen beiden Formen ein Gleichgewicht vor, das stark nach der Seite der Ringform verschoben ist. Glukose wandelt sich beim Erhitzen auf 210 °C in eine schwarzbraune bitterschmeckende Masse um (Zuckerfarbe).

Sacharose

Formel: $C_{12}H_{22}O_{11}$; ältere Bezeichnung: Rohrzucker; große, farblose Kristalle (Kandiszucker) oder weißes, kristallines Pulver (Kristallzucker); sehr süßer Geschmack; in Wasser leicht, in Äthanol nur wenig löslich; wirkt nicht reduzierend; bildet bei vorsichtigem Erhitzen eine braune, angenehm schmeckende Masse (Karamelzucker); wird beim Sieden mit stark verdünnten Säuren in Glukose und Fruktose (Fruchtzucker) zerlegt.

Hydrolytische Spaltung $C_{12}H_{22}O_{11} + H_2O \rightarrow \underset{\text{Glukose}}{C_6H_{12}O_6} + \underset{\text{Fruktose}}{C_6H_{12}O_6}$

Stärke

Formel: $(C_6H_{10}O_5)_n$; feines, weißes Pulver; geruchlos und geschmackfrei; in kaltem Wasser unlöslich; teilweise löslich in 60 bis 80 °C heißem Wasser (Stärkekleister); Lösung wirkt nicht reduzierend; wird durch Enzyme oder durch Erhitzen mit verdünnten Säuren in reduzierende Stoffe umgewandelt.

Hydrolytische Spaltung $(C_6H_{10}O_5)_n + n\ H_2O \rightarrow \underset{\text{Glukose}}{n\ C_6H_{12}O_6}$

Zellulose

Formel: $(C_6H_{10}O_5)_n$; weißer, fester Stoff; geruchlos und geschmackfrei; auch in siedendem Wasser unlöslich; gegen verdünnte Laugen beständig; kann durch kombinierte Behandlung mit konzentrierten und verdünnten anorganischen Säuren abgebaut werden; reagiert mit konzentrierten, wasserfreien Säuren unter Esterbildung (Salpetersäureester, Äthansäureester).

↗ Seite 191, 193, 228, 237, 239

6.15. Eiweiße

Charakteristik der Eiweiße

Gruppe hochmolekularer organischer Verbindungen, deren Moleküle im wesentlichen aus Kohlenstoff, Wasserstoff, Sauerstoff, Stickstoff und Schwefel bestehen. Durch besondere Verknüpfung von 2-Aminosäuren (Peptidbindung) entstehen Polypeptide, die die Eiweiße aufbauen.

↗ Seite 77, 162

Proteine

Einfache Eiweiße, die nur aus 2-Aminosäuren aufgebaut sind; werden nach ihrer Löslichkeit in Wasser und anderen Eigenschaften unterteilt.

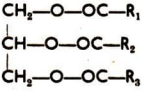
Proteide

Zusammengesetzte Eiweiße, die außer dem Eiweißbestandteil noch andere Verbindungen enthalten; werden nach der Art des zweiten Bestandteils in Untergruppen eingeteilt.

6.16. Fette

Charakteristik der Fette

Gruppe von Naturstoffen, die aus Gemischen von Estern des Propantriols mit mittleren und höheren Monokarbonsäuren (Fettsäuren) bestehen.



Am häufigsten kommen in den Fetten die Hexadekansäure $C_{15}H_{31}—COOH$, die Oktadekansäure $C_{17}H_{35}—COOH$ und die Oktadezensäure $C_{17}H_{33}—COOH$ vor.

↗ Seite 78, 166

Fett

Bei Raumtemperatur festes Fett, enthält vorwiegend Reste gesättigter Monokarbonsäuren.

Fettes Öl

Bei Raumtemperatur flüssiges Fett; enthält vorwiegend Reste ungesättigter Monokarbonsäuren.



Seite 172	7.1.	Laborgeräte
Seite 176	7.2.	Allgemeine Experimentierregeln
Seite 176	7.3.	Arbeitsmethoden und Versuchsapparaturen
Seite 176	7.3.1.	Stofftrennung
Seite 180	7.3.2.	Auffangen von Gasen
Seite 181	7.3.3.	Durchführung von Reaktionen
Seite 187	7.4.	Nachweisreaktionen
Seite 187	7.4.1.	Anorganische Stoffe
Seite 190	7.4.2.	Organische Stoffe
Seite 193	7.5.	Unfallverhütung

7.1. Laborgeräte



Gasbrenner



Spiritusbrenner



Dreifuß



Tondreieck



Tiegelzange



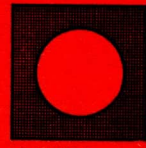
Reagenzglashalter



Verbrennungslöffel



Spatel



Asbestdrahtnetz



Stativ



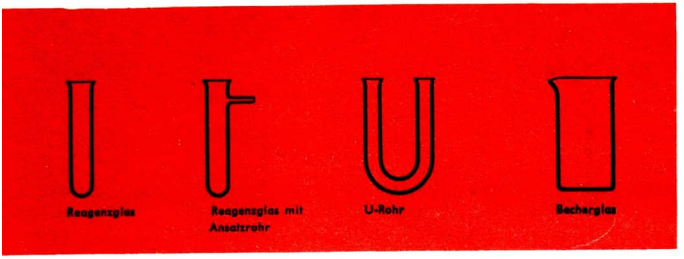
Stativring



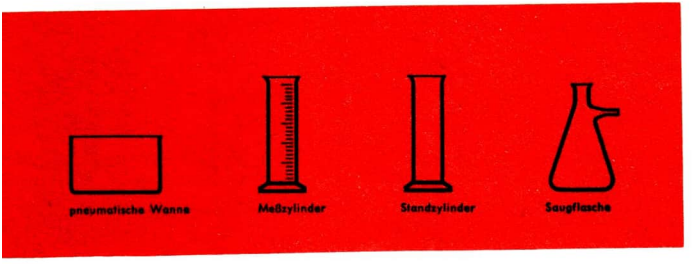
Stativmuffe

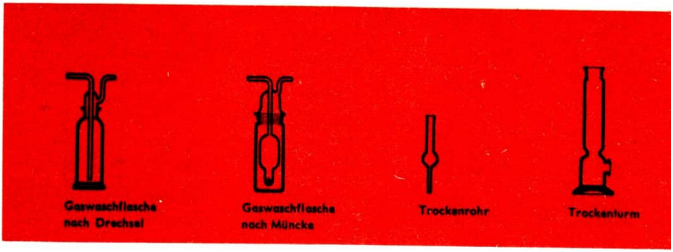


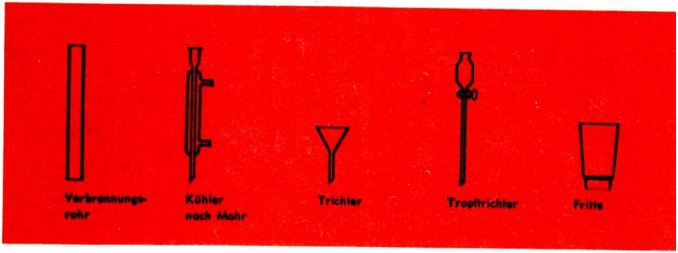
Stativklemme

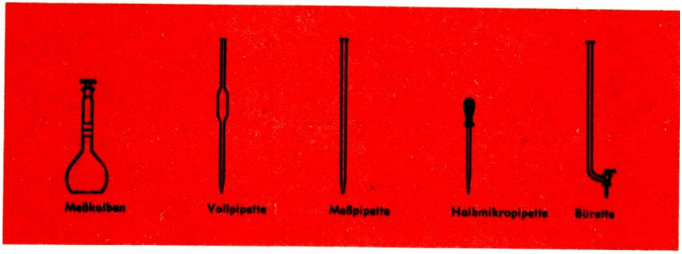

Reagenzglas
Reagenzglas mit Ansatzrohr
U-Rohr
Becherglas

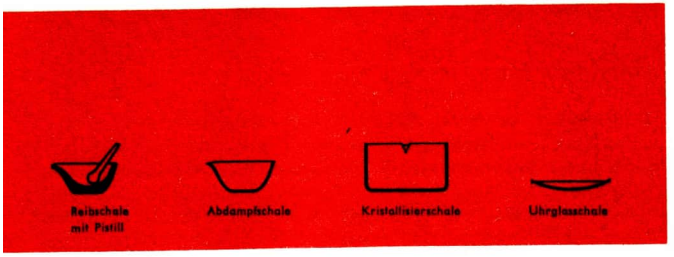

Rundkolben
Stehkolben
Erlenmeyerkolben
Destillierkolben

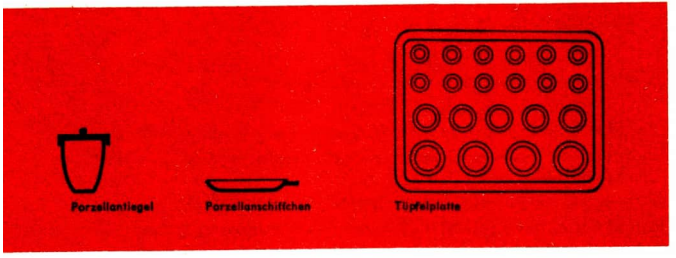

pneumatische Wanne
Meßzylinder
Standzylinder
Saugflasche

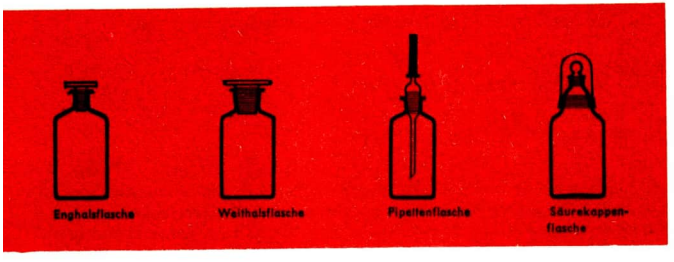

Gaswaschflasche nach Drechsel
Gaswaschflasche nach Müncke
Trockenrohr
Trockenturm


Verbrennungsrohr
Kühler nach Mahr
Trichter
Tropftrichter
Fritte


Meßkolben
Vollpipette
Meßpipette
Halbmikropipette
Bürette


Reibschale
mit Pistill
Abdampfschale
Kristallisierschale
Uhrglasschale


Porzellantiegel
Porzellanschiffchen
Tüpfelplatte


Enghalsflasche
Weithalsflasche
Pipettenflasche
Säurekappen-
flasche

7.2. Allgemeine Experimentierregeln

Vorbereitung eines Versuches

1. Durchdenken der Versuchsaufgabe, bis diese vollständig erkannt ist.
2. Überlegen, in welcher Weise die Versuchsaufgabe gelöst werden kann.
3. Auswahl der zweckmäßigsten Versuchsapparatur und Anfertigung einer Versuchsskizze.
4. Überlegen, welche Gefahren bei dem Versuch auftreten können, und welche Vorsichtsmaßnahmen getroffen werden müssen.
   ↗ Seite 193 bis 195
5. Bereitstellen der erforderlichen Geräte und Chemikalien.
6. Zusammenbau und Überprüfen der Versuchsapparatur.
7. Überlegen, in welchen Teilschritten der Versuch durchzuführen ist, und was dabei beobachtet werden muß.

Durchführung und Auswertung des Versuches

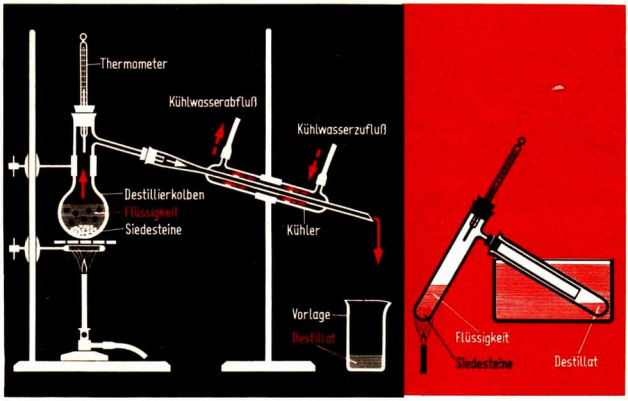
1. Durchführen des Versuches und Beobachten des Versuchsablaufs.
2. Stillegen der Versuchsapparatur und unfallsichere Aufbewahrung aller Reaktionsprodukte.
3. Festhalten des Beobachtungsergebnisses (Versuchsprotokoll).
4. Deutung beziehungsweise Auswertung des Versuchsergebnisses.
5. Aufräumen des Arbeitsplatzes, Reinigen der benutzten Geräte, danach Reinigen der Hände.

7.3. Arbeitsmethoden und Versuchsapparaturen

7.3.1. Stofftrennung

Destillieren

Der Destillierkolben darf höchstens bis zur Hälfte gefüllt sein. Bevor die Flüssigkeit im Destillierkolben erhitzt wird, stellt man den Kühlwasserzufluß an. Das Kühlwasser muß meist im Gegenstrom fließen. Die zu erwartende Temperatur im Destillierkolben wird mit einem Thermometer (Meßbereich beachten!) ge-



a

b Schülerversuchsapparatur

messen, dessen Ende bis kurz unter das Ansatzrohr reichen muß. Man erwärmt den Kolben zunächst vorsichtig mit größerer Flamme, beim Sieden jedoch mit kleinerer Flamme. Etwaiger Siedeverzug wird vermieden, wenn man Siedesteine in die Flüssigkeit gibt. Bei der fraktionierten Destillation läßt man die Temperatur langsam ansteigen und wechselt bei Überschreiten der jeweiligen Siedebereiche die Vorlage.

Eindampfen einer Lösung

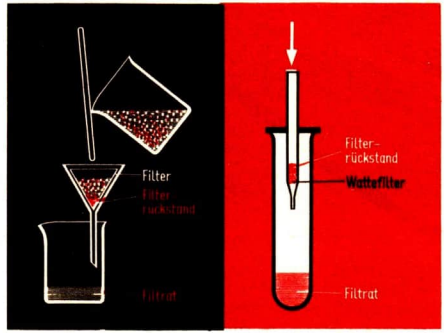
Die Abdampfschale wird höchstens bis etwa zur Hälfte mit der Lösung gefüllt. Unter ständigem Umrühren mit einem Glasstab erwärmt man mit kleiner Flamme. Der Brenner wird entfernt, nachdem das Lösungsmittel bis auf geringe Reste verdampft ist. Die Reste verdampfen schnell in der noch heißen Abdampfschale.

7



Filtrieren

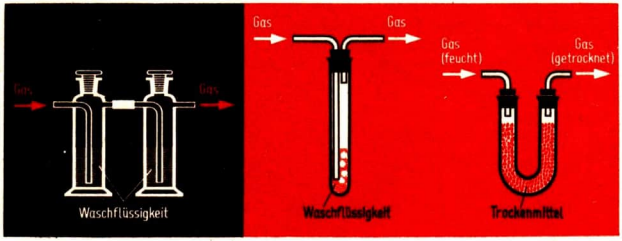
Ein gefaltetes Filter wird in einen entsprechend großen Trichter eingelegt, mit destilliertem Wasser befeuchtet und an die Trichterwand gedrückt. Man läßt die zu filtrierende Flüssigkeit an einem Glasstab in das Filter laufen. Das Filter wird nur bis 1 cm unterhalb des Filterrandes gefüllt. Man gießt erst nach, wenn die Flüssigkeit aus dem Filter abgelaufen ist. Das schräge Ende des Trichterrohres soll an der Wand des Auffanggefäßes anliegen (a).



a b Schülerversuchsapparatur

Reinigen und Trocknen von Gasen

Gase werden vor der Verwendung meist gereinigt oder getrocknet. Flüssige Trocken- beziehungsweise Reinigungsmittel setzt man in Gaswaschflaschen,



Gaswaschflaschen Gaswaschgerät für Schülerversuche Trockenrohr

feste in Trockenrohren ein. Drückt man ein Gas durch die Waschflasche, so wird das Gas in das in die Flüssigkeit tauchende Rohr geführt.
Saugt man ein Gas durch eine Flüssigkeit in der Waschflasche, so wird die Pumpe an das Rohr angeschlossen, das nicht in die Flüssigkeit taucht. Überschüssige Gase, die giftig oder gefährlich sind, müssen unschädlich gemacht werden.

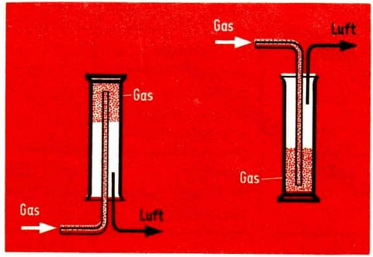
Gas	Waschflüssigkeit	Trockenmittel	Unschädlichmachen
Äthen	1. Wasser, 2. Natrium-hydroxidlösung		Ableiten ins Freie
Äthin	1. Natrium-hydroxidlösung, 2. Kalium-dichromatlösung und Schwefelsäure		Ableiten ins Freie
Chlor	gesättigte Kaliumpermanganatlösung	konz. Schwefelsäure oder Kalziumchlorid	Durchleiten durch Natronkalk
Chlorwasserstoff		konz. Schwefelsäure oder Kalziumchlorid	Durchleiten durch Natronkalk
Kohlendioxid	Wasser	konz. Schwefelsäure oder Kalziumchlorid	Durchleiten durch Natronkalk
Kohlenmonoxid	Natrium-hydroxidlösung	konz. Schwefelsäure oder Kalziumchlorid	Verbrennen (Knallgasprobe!)
Sauerstoff	Wasser	konz. Schwefelsäure oder Kalziumchlorid	
Schwefeldioxid		konz. Schwefelsäure oder Kalziumchlorid	Durchleiten durch Natronkalk
Schwefelwasserstoff	Wasser	Kalziumchlorid	Durchleiten durch Natronkalk
Wasserstoff	1. gesättigte Kaliumpermanganatlösung, 2. Kalium-hydroxidlösung	konz. Schwefelsäure	Verbrennen (Knallgasprobe!)

7.3.2. Auffangen von Gasen

Auffangen von Gasen durch Luftverdrängung

Bei Gasen mit kleinerer Dichte als Luft muß die Öffnung des Auffanggefäßes nach unten, bei größerer Dichte nach oben gerichtet sein. Das Gas ist genügend lange in das Auffanggefäß zu leiten. Bei giftigen Gasen muß man unter dem Abzug arbeiten.

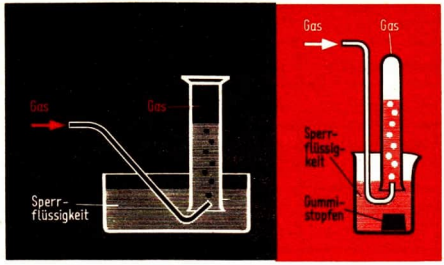
↗ Seite 197



aufzufangendes Gas	Dichte im Verhältnis zu Luft
Ammoniak, Methan, Wasserstoff	kleinere Dichte als Luft
Chlor, Chlorwasserstoff, Kohlendioxid, Schwefeldioxid	größere Dichte als Luft

Pneumatisches Auffangen von Gasen

Das Auffanggefäß muß vollständig mit Sperrflüssigkeit gefüllt sein. Die Flüssigkeitsmenge in der pneumatischen Wanne ist so zu bemessen, daß die aus dem Auffanggefäß herausgedrückte Sperrflüssigkeit noch aufgenommen wird. Nachdem das pneumatische Auffangen beendet ist, nimmt man das Ableitungsrohr aus der Sperrflüssigkeit, damit diese nicht in den Gasentwicklungsraum eindringen kann. Für Schülerversuche werden an Stelle der pneumatischen Wanne und des Standzylinders kleinere Geräte verwendet.

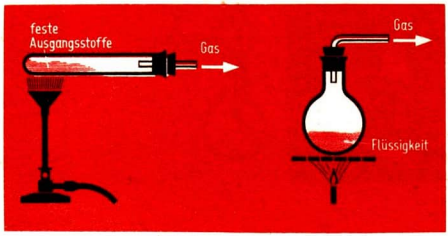


aufzufangendes Gas	Sperrflüssigkeit
Äthin, Äthen, Kohlenmonoxid, Methan, Sauerstoff, Stickstoff, Stickstoffmonoxid, Wasserstoff	Wasser
Chlor, Kohlendioxid, Schwefelwasserstoff	konzentrierte Natriumchloridlösung

7.3.3. Durchführung von Reaktionen

Gasentwicklung durch Erhitzen von Stoffen

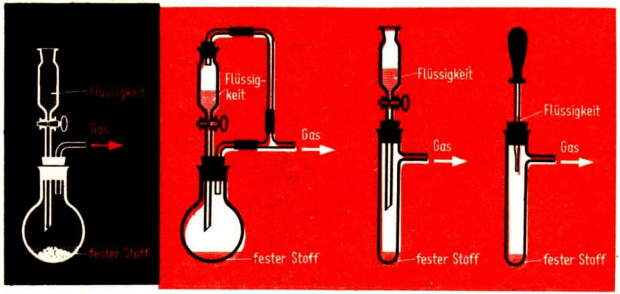
Feste Ausgangsstoffe werden im Reagenzglas und flüssige im Rundkolben erhitzt. Bei Flüssigkeiten soll man die Temperatur nicht zu hoch wählen, damit sich Dampf nicht übermäßig entwickelt.



Gas[1]	Ausgangsstoff	Reaktion
Ammoniak	Ammoniakwasser	$NH_3 \cdot H_2O \rightarrow H_2O + NH_3\uparrow$
Kohlendioxid	Kohlensäurelösung	$H_2CO_3 \rightarrow H_2O + CO_2\uparrow$
Kohlendioxid	Natriumhydrogen-karbonat	$2\,NaHCO_3 \rightarrow Na_2CO_3 + H_2O + CO_2\uparrow$
Methan	Natriumäthanat und Natronkalk	$CH_3—COONa + NaOH \rightarrow Na_2CO_3 + CH_4\uparrow$
Methanal	Paraformaldehyd	$(CH_2O)_n \rightarrow n\,HCHO\uparrow$
Sauerstoff	Kaliumnitrat	$2\,KNO_3 \rightarrow 2\,KNO_2 + O_2\uparrow$
Sauerstoff	Kaliumchlorat und Mangan(IV)-oxid	$2\,KClO_3 \xrightarrow{MnO_2} 2\,KCl + 3\,O_2\uparrow$
Sauerstoff	Quecksilber(II)-oxid	$2\,HgO \rightarrow 2\,Hg + O_2\uparrow$
Schwefeldioxid	schweflige Säure	$H_2SO_3 \rightarrow H_2O + SO_2\uparrow$

[1] alphabetisch geordnet.

Gasentwicklung durch Reaktion fester und flüssiger Substanzen



a b c d

Schülerversuchsapparaturen

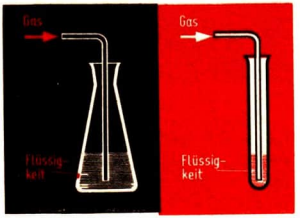
Man läßt die Flüssigkeit langsam auf den festen Stoff tropfen. Wenn an die Apparatur Gaswaschflaschen anzuschließen sind, sollte man einen Gasentwickler mit Druckausgleich (b) verwenden. Dadurch kann Gas nicht durch den Hahn des Tropftrichters austreten.

Gas[1]	Ausgangsstoffe	
	flüssig	fest
Äthin	Wasser	Kalziumkarbid
Chlor	Salzsäure, konzentriert	Kaliumpermanganat
Chlorwasserstoff	Schwefelsäure, konzentriert	Natriumchlorid
Kohlendioxid	Salzsäure, verdünnt	Karbonat
Sauerstoff	Wasserstoffperoxid	Mangan(IV)-oxid
Schwefeldioxid	Salzsäure	Sulfite
Schwefelwasserstoff	Salzsäure, halbkonzentriert	Sulfide
Stickstoffmonoxid	Salpetersäure, halbkonzentriert	Kupfer
Wasserstoff	Salzsäure, verdünnt	Zink

[1] alphabetisch geordnet.

Reaktion gasförmiger mit flüssigen Stoffen

Der gasförmige Stoff wird durch ein Glasrohr in die Flüssigkeit eingeleitet. Das Rohr soll möglichst tief eintauchen, damit der gasförmige Stoff beim Durchperlen durch die Flüssigkeit in genügender Menge aufgenommen wird.
Bei Gasen, die von der Flüssigkeit stark absorbiert werden, darf das Rohr nicht eintauchen!

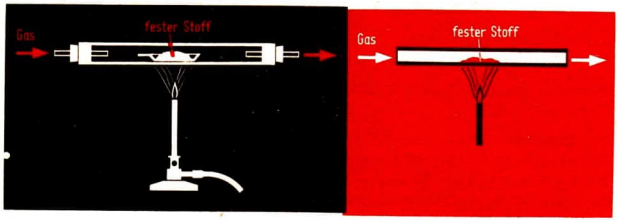


a b Schülerversuchs-apparatur

Ausgangsstoffe		Reaktionsprodukte
gasförmig [1]	flüssig	
Äthin	Wasser	Äthanal
Kohlendioxid	Kalziumhydroxidlösung	Kalziumkarbonat (Kalziumhydrogenkarbonat), Wasser
Kohlendioxid	Wasser	Kohlensäure
Schwefeldioxid	Wasser	schweflige Säure
Schwefelwasserstoff	Bleinitratlösung	Bleisulfid, Salpetersäure
Stickstoffdioxid und Sauerstoff	Wasser	Salpetersäure

[1] alphabetisch geordnet.

Reaktion gasförmiger mit festen Stoffen



a b Schülerversuchsapparatur

Gasförmige Stoffe werden über den festen Stoff in einem Verbrennungsrohr geleitet. Die festen Stoffe sind im Verbrennungsrohr entweder als Häufchen, in einem Porzellanschiffchen oder in einer (oft durch Glaswolle festgehaltenen) Schicht angeordnet. Sie müssen meist erhitzt werden.

Ausgangsstoffe		Reaktionsprodukte	Bemerkungen
gasförmig [1]	fest		
Ammoniak	Kupfer(II)-oxid	Stickstoff, Wasserdampf, Kupfer	Ammoniak durch Natriumhydroxid trocknen!
Ammoniak–Luft-Gemisch	Katalysator	Stickstoffmonoxid, Wasserdampf	Reaktionsgemisch durch Natriumhydroxid trocknen!
Äthanoldampf	Aluminiumoxid (Katalysator)	Äthen, Wasserdampf	
Chlor	Natrium	Natriumchlorid	Überschüssiges Chlor durch Natronkalk binden!
Kohlendioxid	Zink	Kohlenmonoxid, Zinkoxid	Nicht reduziertes Kohlendioxid durch Natriumhydroxid binden!
Luft	Holzkohle (längere Schicht)	Generatorgas	Kohlendioxidreste durch Kalziumhydroxidlösung binden!
Luft	Kupferdrahtnetz	Stickstoff, Kupfer(II)-oxid	Kohlendioxid der Luft vor dem Überleiten durch Natriumhydroxid binden!
Methanoldampf–Luft-Gemisch	Kupferwolle (Katalysator)	Methanal, Wasserdampf	
Sauerstoff (Luft)	Pyrit	Schwefeldioxid, Eisen(III)-oxid	
Sauerstoff (Luft)	Schwefel (Katalysator)	Schwefeltrioxid	
Sauerstoff (Luft)	Schwefel	Schwefeldioxid	

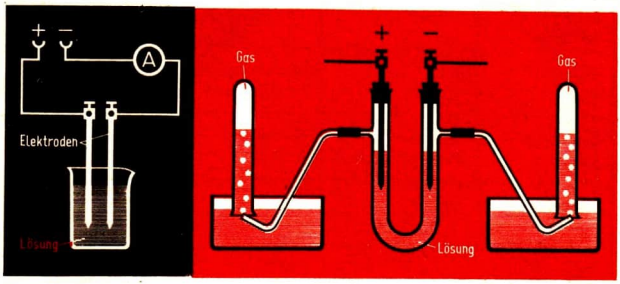
[1] alphabetisch geordnet.

Ausgangsstoffe		Reaktionsprodukte	Bemerkungen
gasförmig [1]	fest		
Sauerstoff (Luft) Schwefeldioxid	Katalysator	Schwefeltrioxid	
Wasserdampf	Holzkohle	Wassergas	Kohlendioxidreste durch Kalziumhydroxidlösung binden!
Wasserstoff	Kupfer(II)-oxid	Wasserdampf, Kupfer	Nichtoxydierten Wasserstoff entzünden! (Knallgasprobe!)
Wasserstoff	Schwefel	Schwefelwasserstoff	

[1] alphabetisch geordnet.

Elektrolyse einer Lösung

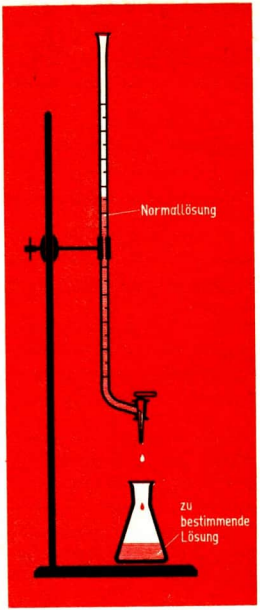
In die Lösung tauchen zwei Elektroden, die mit einer Stromquelle verbunden sind. In den Stromkreis kann man ein Strommeßgerät oder eine Glühlampe einschalten. Sollen gasförmige Elektrolyseprodukte aufgefangen werden, so verwendet man zweckmäßig ein U-Rohr mit seitlichen Ansatzrohren, leitet die Gase ab und fängt sie pneumatisch auf.



Titration (Neutralisationsanalyse)

Maßanalytisches Verfahren, bei dem die Konzentration einer Säure (Azidimetrie) oder einer Hydroxidlösung (Alkalimetrie) durch Zugabe einer Normallösung quantitativ bestimmt werden kann. Eine bestimmte Menge (etwa 10 ml) der zu untersuchenden Lösung wird in ein Becherglas oder einen Weithals-Erlenmeyerkolben gegeben. Man setzt einige Tropfen Indikatorlösung hinzu. Dann läßt man langsam die Normallösung aus einer Bürette in die Flüssigkeit tropfen, bis der Farbumschlag des Indikators anzeigt, daß die Reaktion beendet ist. Das Becherglas wird dabei ständig geschwenkt, um die zugetropfte Flüssigkeit ausreichend zu verteilen. Nach Beendigung der Reaktion schließt man sofort den Hahn der Bürette. An der Skale ist die verbrauchte Flüssigkeitsmenge abzulesen.
Der Verbrauch von einem Milliliter 1 n Lösung entspricht einem Milligrammäquivalent der zu bestimmenden Substanz.

↗ Seite 106



7.4. Nachweisreaktionen

7.4.1. Anorganische Stoffe

Flammenfärbungen (Vorproben)

Färben der entleuchteten Flamme eines Gasbrenners, nachdem die Substanz in die Flamme mit Hilfe eines ausgeglühten Magnesiastäbchens eingebracht wurde.

Metall	Lithium	Natrium	Kalium	Kalzium	Barium	Kupfer
Flammenfärbung	rot	gelb	violett	ziegelrot	gelbgrün	grün

Fällungsreaktionen

Chemische Umsetzungen, bei denen in wäßrigen Lösungen Ionenreaktionen ablaufen, die zur Bildung eines Niederschlages führen.

Nachweis für	Reagens	Reaktionsmerkmal
Bromid-Ionen	Silbernitratlösung	Fällung: gelbliches Silberbromid $Ag^+ + Br^- \rightarrow AgBr\downarrow$ löslich in konzentrierter Ammoniaklösung
Chlorid-Ionen	Silbernitratlösung	Fällung: weißes Silberchlorid $Ag^+ + Cl^- \rightarrow AgCl\downarrow$ löslich in verdünnter Ammoniaklösung
Jodid-Ionen	Silbernitratlösung	Fällung: gelbes Silberjodid $Ag^+ + J^- \rightarrow AgJ\downarrow$ unlöslich in Ammoniaklösung
Kalium-Ionen	Perchlorsäure	Fällung: farbloses, kristallines Kaliumperchlorat $K^+ + ClO_4^- \rightarrow KClO_4\downarrow$
Kalzium-Ionen	Ammoniumäthandiatlösung	Fällung: weißes Kalziumäthandiat $Ca^{2+} + (COO)_2^{2-} \rightarrow Ca(COO)_2\downarrow$ löslich in Salzsäure unter Kohlendioxidentwicklung
Kohlendioxid	Kalziumhydroxidlösung Bariumhydroxidlösung	Fällung: weißes Kalziumkarbonat $Ca^{2+} + CO_3^{2-} \rightarrow CaCO_3\downarrow$ Fällung: weißes Bariumkarbonat $Ba^{2+} + CO_3^{2-} \rightarrow BaCO_3\downarrow$
Phosphat-Ionen	Ammoniummolybdat in salpetersaurer Lösung	Fällung: gelbes Ammoniumphosphormolybdat $(NH_4)_3PO_4 \cdot 12\,MoO_3 \cdot x\,H_2O$
	Ammoniumchlorid–Magnesiumchlorid-Lösung mit Ammoniakwasser versetzt	Fällung: weißes Magnesium-Ammonium-phosphat $Mg(NH_4)PO_4 \cdot 6\,H_2O$

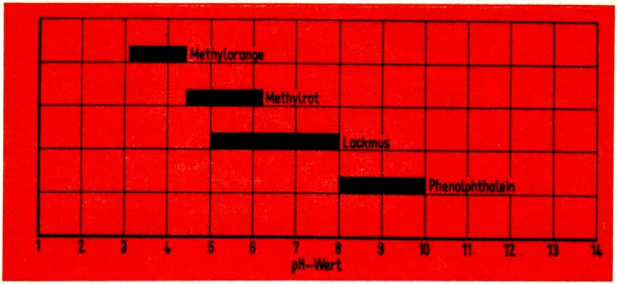
Nachweis für	Reagens	Reaktionsmerkmal
Sulfat-Ionen	Bariumchlorid in salzsaurer Lösung	Fällung: weißes Bariumsulfat $Ba^{2+} + SO_4^{2-} \rightarrow BaSO_4 \downarrow$
Sulfid-Ionen	Bleiäthanatlösung Bleinitratlösung	Fällung: schwarzes Bleisulfid $Pb^{2+} + S^{2-} \rightarrow PbS \downarrow$

Farbreaktionen

Reaktionen, bei denen durch Zusammengießen von Lösungen (bzw. Eintauchen von Indikatorpapieren in Lösungen) eine Farbänderung auftritt, ohne daß ein Niederschlag ausfällt.

Nachweis für	Reagens	Reaktionsmerkmal
Eisen(III)-Ionen	Kaliumthiozyanatlösung	Färbung: rot $Fe^{3+} + 3\,SCN^- \rightarrow Fe(SCN)_3$
Hydroxid-Ionen	Lackmus Phenolphthalein Methylrot pH-Papier	Färbung: blau Färbung: rot Färbung: gelb Färbung: Feststellung des pH-Wertes durch Vergleich mit Farbskale
Kupfer(II)-Ionen	Ammoniak im Überschuß	Färbung: tiefblau $Cu^{2+} + 2\,OH^- \rightarrow Cu(OH)_2$ $Cu(OH)_2 + 4\,NH_3 \rightarrow [Cu(NH_3)_4]^{2+} + 2\,OH^-$
Nitrat-Ionen	Schwefelsäure, Eisen(II)-sulfat; konzentrierte Schwefelsäure	violett bis braun gefärbter Ring von Nitrosoeisen(II)-sulfat $[Fe(NO)]SO_4$
Wasserstoff-Ionen	Lackmus Methylorange pH-Papier	Färbung: rot Färbung: rot Färbung: Feststellung des pH-Wertes durch Vergleich mit Farbskale

Umschlagbereiche von Indikatoren



Nachweis von Ammoniak und Ammonium-Ionen

Nachweis für	Reagens	Reaktionsmerkmal
Ammoniak	Salzsäure	weiße Nebel von Ammoniumchlorid $NH_3 + HCl \rightarrow NH_4Cl$
Ammonium-Ionen	starke Basen	Ammoniak entweicht

7.4.2. Organische Stoffe

Elementaranalyse organischer Stoffe

Nachweis für	Reagens	Reaktionsmerkmal
Halogene	Glühen auf einer Kupferdrahtöse	Flammenfärbung: grün
Wasserstoff Kohlenstoff	Erhitzen mit Kupfer(II)-oxid	Reduktion zu Kupfer; Wasserstoff als Wasser (Tröpfchen an kälteren Stellen des Reaktionsgefäßes), Kohlenstoff als Kohlendioxid nachweisbar

Nachweis für	Reagens	Reaktionsmerkmal
Stickstoff	Erhitzen mit Kupfer(II)-oxid; Grieß-Reagens	Bildung von Stickoxiden; Färbung von Grieß-Reagens: rot
Schwefel	Glühen mit Natriumkarbonat	Bildung von Natriumsulfid; Nachweis der Sulfid-Ionen als Bleisulfid

Nachweisreaktionen organischer Verbindungen

Nachweis für	Reagens	Reaktionsmerkmal
Alkanale	Schiffs Reagens	Färbung: rotviolett (infolge Bildung einer Additionsverbindung)
Eiweiße	konzentrierte Salpetersäure	Färbung: gelb; bei Zusatz basischer Lösungen: orange (Xanthoprotein-Reaktion)
Eiweißlösung	Kaliumhydroxidlösung, Kupfersulfatlösung	Färbung: rotviolett
Mehrfach-bindungen	Brom	Entfärbung infolge Addition von Brom
	Baeyers Reagens	Ausflockung: braunes Mangan(IV)-oxidhydrat
Propanon	Dinatriumpentazyano-nitrosoferrat in basischer Lösung	Färbung: rot; bei Zusatz von Äthansäure: kirschrot
Reduktions-wirkung	Fehlingsche Lösung	Beim Erhitzen zunächst Verfärbung, dann ziegelroter Niederschlag von Kupfer(I)-oxid
	ammoniakalische Silbersalzlösung	Beim Erwärmen Schwarzfärbung durch Ausscheidung von feinverteiltem Silber; Silberspiegel an der Gefäßwand
Stärke	Jod-Kaliumjodid-Lösung	Färbung: blau
Zellulose	Chlorzinkjodlösung	Färbung: blau

Brennprobe bei Plasten

Plast[1]	Verhalten beim Einbringen in die Flamme	bei der Verbrennung auftretende Gerüche	Besonderheiten
Aminoplaste	brennt schwer, wobei das Material unter knackendem Geräusch verkohlt	unangenehm fischartig; z. T. nach Ammoniak und Methanal	Füllstoffe können brennen und Gerüche stark beeinflussen
Epoxidharze	brennt langsam mit hellorangefarbiger, bläulich gesäumter, rußender Flamme	etwas nach Phenol	
Phenoplaste	brennt schwer, wobei das Material platzt und verkohlt; gelbe Flamme	nach Phenol und Methanal	Füllstoffe können brennen und Gerüche stark beeinflussen
Polyamid	brennt mit bläulicher, gelbgesäumter Flamme; schmilzt beim Brennen	süßlich und nach Benzol	tropft beim Brennen
Polyäthylen	brennt am Anfang mit bläulicher, dann mit gelber Flamme; schmilzt beim Brennen	wie verlöschende Kerze	tropft beim Brennen; Tropfen brennen weiter
Polyester	schwer zu entzünden; brennt dann mit gelber, rußender Flamme	süßlich	kann durch Zusätze fast unentflammbar sein
Polymethakrylsäureester (Placryl)	brennt mit gelber, knisternder Flamme	fruchtartig, süßlich	
Polystyrol	brennt mit leuchtend gelber, rußender Flamme; schmilzt beim Brennen	süßlich und nach Benzol	
Polyvinylchlorid (PVC)	brennt schwer; die Flamme ist etwas grünlich gefärbt	stechend nach Chlorwasserstoff	brennt nicht weiter, wenn die Probe aus der Brennerflamme genommen wird
Zelluloid	brennt sehr heftig mit gelber Flamme	nach Kampfer	feuergefährlich
Celluloseazetat	brennt mit etwas sprühender Flamme	nach Essig	tropft beim Brennen, Tropfen brennen weiter

[1] alphabetisch geordnet.

Brennprobe bei Fasern

Faserart[1]	Verbrennungsweise	Geruch	Rückstand
Azetatseide	entzündlich; schmilzt beim Erhitzen	stechend sauer	zunächst blasige Kugeln, schließlich weiße Asche
Baumwolle	leicht entzündlich; brennt ziemlich rasch	nach verbrennendem Papier	weißgrau bis gelblich; fühlt sich glatt an
PC-Faser (Piviacid)	nicht entflammend; schmort zusammen	stechender Geruch	schwarz; zusammengeschmort
Polyakrylnitrilfaser (Wolpryla)	schmilzt erst zusammen; brennt dann ziemlich rasch mit rußender Flamme	schwach	schwarzbraun, blasig-kohlig
Polyamidfaser (Dederon)	schmilzt zusammen; brennt schwer	schwach amidartig	braun; zusammengeschmolzen
Polyesterfaser (Grisuten)	schmilzt zusammen; brennt weiter	süßlich	braun; zusammengeschmolzen
Viskosefaser und -seide	leicht entzündlich; brennt ziemlich rasch	nach verbrennendem Papier	weißgrau; fühlt sich glatt an
Wolle	weniger leicht entzündlich; brennt langsam	nach verbrannten Haaren	blasig-kohlig; fühlt sich sandig an

[1] alphabetisch geordnet.

7.5. Unfallverhütung

Allgemeine Regeln

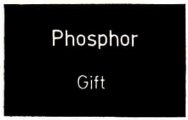
Schülerexperimente erfordern besondere Aufmerksamkeit und Sorgfalt. Vor allem sollten folgende Regeln beachtet werden:

- ▶ Für Ordnung und Sauberkeit am Arbeitsplatz sorgen!
- ▶ Alle Geräte sorgsam und pfleglich behandeln! Beschädigungen und Verluste sind unverzüglich dem Lehrer zu melden.

- Diszipliniert verhalten und aufmerksam die Erläuterungen des Lehrers verfolgen!
- Rechtzeitig über die Gefährlichkeit der verwendeten Stoffe und über Gefahren informieren, die bei einem Versuch auftreten können!
- Jeweils nur geringe Substanzmengen verwenden!
- Den Versuch erst beginnen, wenn klar ist, was zu tun ist und wie man vorgehen muß!
- Kleidung durch eine Schürze oder einen Kittel schützen! Auch weitere vorgeschriebene Schutzvorrichtungen (Schutzbrille, Abzug, Schutzscheibe usw.) verwenden!
- Alle Verletzungen sofort dem Lehrer melden!
- Bei irgendwelchen außergewöhnlichen Zwischenfällen die Ruhe bewahren und die Anordnungen des Lehrers befolgen.
- Informieren, wo sich die Feuerlöschgeräte und der Kasten für die Erste Hilfe befinden.
- Die Vorsichtsmaßnahmen für den Umgang mit Chemikalien einhalten!

Gifte der Abteilung 1 und explosible Stoffe sind für Schülerexperimente nicht erlaubt.
Gifte der Abteilungen 2 und 3 sowie feuergefährliche Stoffe dürfen in Schülerexperimenten nur nach Anleitung durch den Lehrer verwendet werden.

Vorsichtsmaßnahmen für den Umgang mit Chemikalien



Gifte der Abteilung 1



Gifte der Abteilung 2 und der Abteilung 3 (rote Schrift)

- Chemikalien nicht in Flaschen oder Gläser füllen, die auch für Lebensmittel verwendet werden (z. B. Bierflaschen, Marmeladengläser)!
- Vorratsgefäße, in denen Chemikalien aufbewahrt werden, sind besonders zu kennzeichnen!
- Chemikalien möglichst nicht mit den Händen berühren!
  Nach dem Experimentieren sind die Hände gründlich zu säubern!
- Im Arbeitsraum keine Speisen und Getränke einnehmen!
  Laborgeräte nicht für Nahrungsmittel verwenden!
- Nicht den Geschmack der Chemikalien prüfen! Auf Ausnahmen wird der Lehrer besonders hinweisen.

- Geruchsproben nur durch Zufächeln mit der Hand durchführen!
- Die Einwirkung gesundheitsschädigender Gase auf den menschlichen Organismus verhindern. Am besten unter dem Abzug arbeiten!
- Beim Arbeiten mit feuergefährlichen Stoffen dürfen sich in der Nähe keine offenen Flammen befinden!
- Vorratsgefäße mit feuergefährlichen Stoffen sofort nach Benutzung verschließen!

Erste Hilfe bei Schädigungen durch Chemikalien und Verbrennungen

Schädigung	Erste Hilfe
Verätzungen der Haut	Mit viel Wasser spülen, bei Hydroxidlösungen danach mit 1%iger Äthansäure, bei Säuren danach mit 1%iger Natriumhydrogenkarbonatlösung!
Verätzungen der Augen	Mit viel Wasser spülen!
Verätzungen des Mundes und der Verdauungsorgane	durch Säuren: Magnesiumoxidaufschlämmung trinken! durch Basen: Zitronenwasser oder stark verdünntes Essigwasser trinken!
Vergiftungen durch eingenommene feste oder flüssige Stoffe	Erbrechen hervorrufen, zum Beispiel durch Trinken 1%iger Kupfersulfatlösung!
Vergiftungen durch Gase	Betroffene Person sofort an die frische Luft bringen!
Brandwunden	Nicht mit Wasser behandeln; wenn nötig, Schmerzlinderung durch Öl oder Stärkemehl! Brandblasen nicht öffnen!

7

Gifte

Stoffe, die den lebenden Organismus schon in verhältnismäßig kleinen Mengen schädigen. Sie können äußerlich wirken oder wenn sie, über Verdauungsorgane, Atemorgane oder Wunden, in den Körper gelangen. Aber auch andere Chemikalien, die nicht zu den Giften zählen, haben gesundheitsschädigende Wirkungen.

Einteilung	wichtige Vertreter	
Abteilung 1	Arsen und seine Verbindungen Phosphor Phosphorsäureester mit insektizider Wirkung	Propantrioltrinitrat Quecksilber und seine Verbindungen Zyanwasserstoffsäure
Abteilung 2	Brom Fluorwasserstoffsäure Monobromäthan Nitrobenzol Paraldehyd	Pentylnitrit Tribrommethan Trichlormethan Uranverbindungen
Abteilung 3	Aminobenzol Ammoniaklösungen Antimonverbindungen Äthandisäure und Äthandiate Äthansäure Bariumverbindungen Bleiverbindungen Bromwasserstoffsäure Chlorsäure und Chlorate Chromsäure und Chromate Goldverbindungen Hexazyklohexan Hexazyanoferrate(II), lösliche Hexazyanoferrate(III), lösliche 2-Hydroxypropansäure (ab 80%ig) Jod Kadmiumverbindungen Kalium Kaliumhydroxid	Kaliumhydroxidlösung Kohlendisulfid Kresole Methanal Methanol Methansäure Natrium Natriumhydroxid Natriumhydroxidlösung Nitrite Pentanol Phenol Phosphorsäure (ab 50%ig) Pikrinsäure Salpetersäure Salzsäure Schwefelsäure Silbersalze (außer Chlorid, Bromid, Jodid) Strontiumverbindungen Zinksalze Zinnsalze

Einteilung	wichtige Vertreter	
Giftige Gase	Aminobenzoldämpfe Ammoniak Benzoldämpfe Chlor Chlorwasserstoff Fluor Kohlenmonoxid	Nitrobenzoldämpfe Schwefeldioxid Schwefelwasserstoff Stickstoffdioxid Stickstoffmonoxid Tetrachlormethandämpfe

Feuergefährliche Stoffe

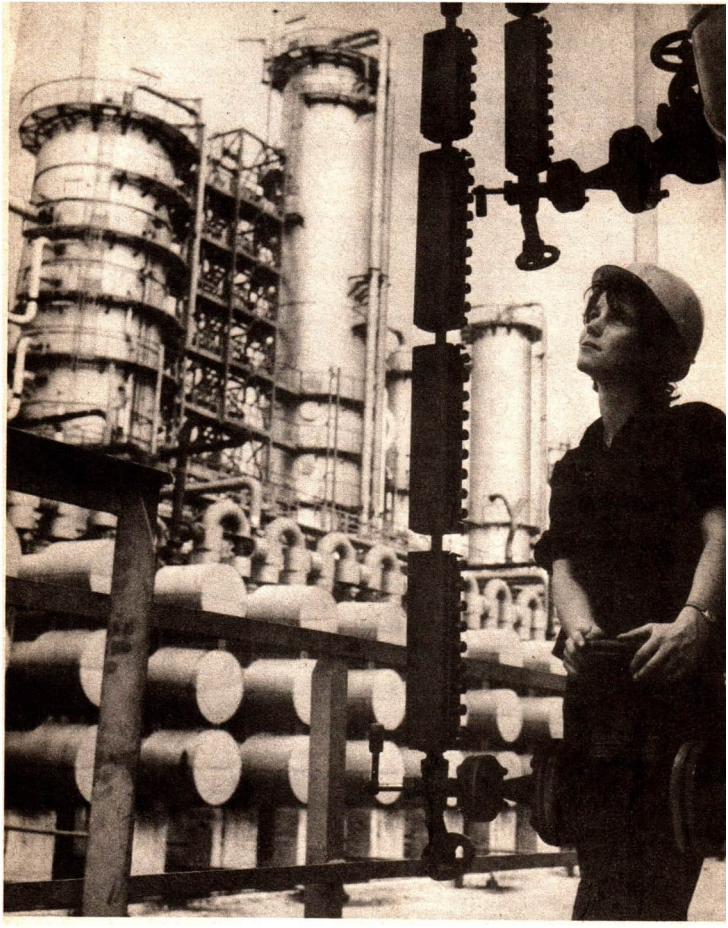
Substanzen, die eine niedrige Entzündungstemperatur besitzen.

Äthanal	Äthyläthanat	Brennspiritus	Propanol
Äthanol	Benzin	Kohlendisulfid	Propanon
Äthansäure	Benzol	Methanol	
Äthoxyäthan	Butanol	Methylbenzol	

Explosible Stoffe

Stoffe, die sich leicht durch Explosion umsetzen.

Gasgemische	Wasserstoff mit Luft oder Sauerstoff, Chlor mit Wasserstoff, Methan mit Luft oder Sauerstoff, Äthin mit Luft oder Sauerstoff, Dämpfe feuergefährlicher Stoffe mit Luft oder Sauerstoff
Feste Stoffe	Chlorate mit brennbaren Stoffen, Natrium oder Kalium auf Wasser



Seite 200	8.1.	Rohstoffe der chemischen Produktion
Seite 202	8.2.	Apparate der chemischen Produktion
Seite 207	8.3.	Allgemeine Verfahrensprinzipien und Arbeitsmethoden
Seite 208	8.4.	Chemisch-technische Verfahren
Seite 208	8.4.1.	Allgemeines
Seite 210	8.4.2.	Verfahren zur Erzeugung anorganischer Grundchemikalien
Seite 216	8.4.3.	Verfahren zur Erzeugung von Düngemitteln
Seite 217	8.4.4.	Verfahren zur Erzeugung von Metallen
Seite 220	8.4.5.	Verfahren zur Veredlung von Kohle und Erdöl
Seite 226	8.4.6.	Verfahren zur Erzeugung organischer Grundchemikalien
Seite 228	8.4.7.	Verfahren zur Erzeugung von makromolekularen Werkstoffen
Seite 230	8.5.	Industrieprodukte
Seite 241	8.6.	Industrieproduktion der DDR

8.1. Rohstoffe der chemischen Produktion

Bergbauprodukte

Rohstoff	Erläuterung	Verwendung
Anhydrit	Kalziumsulfat $CaSO_4$	Ausgangsstoff für die Herstellung von Schwefelsäure und Ammoniumsulfat
Apatit	Phosphatmineral, Phosphorgehalt etwa 42% P_2O_5, enthält Trikalziumphosphat $Ca_3(PO_4)_2$	Ausgangsstoff für die Herstellung von Phosphatdüngemitteln, Phosphorsäure und Phosphor
Bauxit	Aluminiumerz, Aluminiumgehalt 50 bis 70% Al_2O_3, enthält an Aluminiumverbindungen unter anderem Aluminiumhydroxid $Al(OH)_3$ und Aluminiumoxidhydroxid AlO(OH), Verunreinigungen: Eisen(III)-oxid, Siliziumdioxid	Ausgangsstoff für die Erzeugung von Aluminium
Bleiglanz	Bleierz, Bleigehalt etwa 86% Pb, besteht im wesentlichen aus Bleisulfid PbS	Ausgangsstoff für die Erzeugung von Blei und Schwefeldioxid
Braunkohle	Mineralkohle, enthält in der wasserfreien Kohle etwa 68% C und 5% H; Wassergehalt etwa 55% H_2O; etwa 40% brennbare Substanz, Heizwert 1500 bis 3500 kcal · kg^{-1}	Ausgangsstoff für die Vergasung, Verkokung, Schwelung, Hochdruckhydrierung und Kohlenwasserstoffsynthese; Brennstoff
Erdgas	Gemisch gasförmiger Alkane, Hauptbestandteil meist Methan, Methangehalt bis zu 95% CH_4	Heizgas; Ausgangsstoff für die Petrolchemie
Erdöl	Gemisch kettenförmiger und ringförmiger Kohlenwasserstoffe; Kohlenstoffgehalt des Rohöles 80 bis 87% C, Wasserstoffgehalt 9 bis 14% H	Ausgangsstoff für die Herstellung von Kraftstoffen, Schmierstoffen, Heizölen, Paraffin, Erdölpech und Grundchemikalien für die Petrolchemie
Kalisalze	Kalium- und Magnesiumminerallen der Salzlagerstätten; enthalten Kaliumchlorid, Magnesiumchlorid, Natriumchlorid, Magnesiumsulfat, geringe Mengen Bromide	Düngemittel; Ausgangsstoff für die Herstellung von Kaliumhydroxid, Kaliumkarbonat, Explosivstoffen, anderen Kaliumverbindungen und Brom

Rohstoff	Erläuterung	Verwendung
Kalkstein	Kalziumkarbonat $CaCO_3$; durch Ton, Eisenoxide, Siliziumdioxid und andere Stoffe verunreinigt	Ausgangsstoff für die Erzeugung von Branntkalk, Zement, Glas, Kalziumkarbid; Zuschlagstoff bei der Roheisen- und Stahlerzeugung; Düngemittel, Hilfsstoff für die Erzeugung von Zellstoff
Kupferschiefer	bitumenhaltiger, schiefriger Mergel, Kupfergehalt 0,6 bis 3% Cu, enthält sulfidische Kupfererze (Cu_5FeS_4, $CuFeS_2$, Cu_2S), die Sulfide anderer Metalle (Eisen, Zink, Blei, Silber u. a.) u. a. Verbindungen	Ausgangsstoff für die Erzeugung von Kupfer, wobei zahlreiche Nebenprodukte anfallen, zum Beispiel Schwefelsäure, Silber, Blei, Germanium, Selen
Magneteisenstein	oxidisches Eisenerz, Eisengehalt 50 bis 70% Fe, enthält Eisen(II,III)-oxid Fe_3O_4	Ausgangsstoff für die Erzeugung von Roheisen; Zuschlagstoff bei der Stahlherstellung (Herdfrischverfahren)
Pyrit	sulfidisches Eisenerz, Eisengehalt 33 bis 45% Fe, Schwefelgehalt 32 bis 48% S, enthält Eisen(II)-disulfid FeS_2	Ausgangsstoff für die Erzeugung von Schwefeldioxid und Roheisen
Quarzsand	Siliziumdioxid SiO_2	Ausgangsstoff für die Herstellung von Glas; zur Herstellung von Mörtel
Roteisenstein	oxidisches Eisenerz, Eisengehalt 35 bis 60% Fe, enthält Eisen(III)-oxid Fe_2O_3	Ausgangsstoff für die Erzeugung von Roheisen
Steinkohle	Mineralkohle, enthält in der wasserfreien Kohle etwa 83% C und 5% H, Wassergehalt 2 bis 20%; etwa 90% brennbare Substanz, Heizwert 7000 bis 8000 kcal · kg^{-1}	Ausgangsstoff für die Vergasung und Verkokung; Brennstoff
Steinsalz	Mineral der Salzlagerstätten, besteht aus Natriumchlorid NaCl	Ausgangsstoff für die Erzeugung von Natriumkarbonat, Natriumhydroxid, Chlor, Salzsäure und anderen Chemikalien; Hilfsstoff bei der Seifenherstellung; Zusatz zur Nahrung; Konservierungsmittel
Zinkblende	Zinkerz, enthält Zinksulfid ZnS und Beimengungen von Eisensulfid	Ausgangsstoff für die Erzeugung von Zink und Schwefeldioxid

Produkte der Land- und Forstwirtschaft

Rohstoff	Erläuterung	Verwendung
Fette	Gemische von Propantriolestern bestimmter kettenförmiger Karbonsäuren	Nahrungsmittel; Ausgangsstoffe für die Herstellung von Seifen, Anstrichmitteln, Kosmetika, Fettsäuren, Propantriol
Holz	pflanzliches Zellgewebe; wasserfreies Holz enthält Zellulose (bis 50%), Polysacharide und andere Substanzen	Ausgangsstoff für die Herstellung von Holzkohle, Zellstoff, Äthanol, Klebstoffen, Appreturmitteln, Pech

Stoffe der Luft- und Wasserhülle

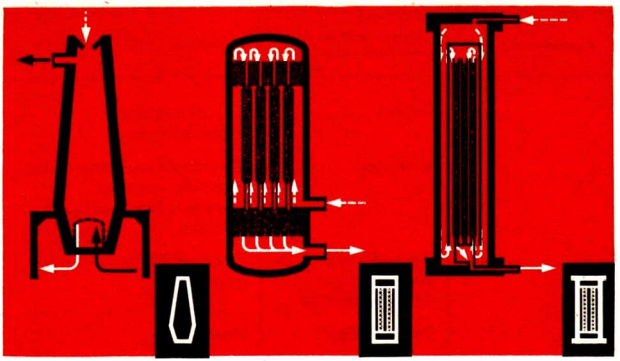
Rohstoff	Erläuterung	Verwendung
Wasser	H_2O; enthält meist anorganische Salze	Ausgangsstoff für die Erzeugung von Löschkalk, Synthesegasen, Äthin, Äthanal; für die Spaltung von Fetten und Kohlenhydraten; als Reinigungsmittel, Lösungsmittel, Wärmeüberträger (Dampf), Kühlmittel
Luft	Hauptbestandteile: 78,1% Stickstoff, 20,9% Sauerstoff	Ausgangsstoff für Reaktionen mit Sauerstoff und Stickstoff; Kühlmittel

8.2. Apparate der chemischen Produktion

Reaktionsapparate

Apparate zur chemischen Umsetzung der Ausgangsstoffe zu Zwischen- oder Endprodukten. Anwendung in der 2. Phase chemisch-technischer Verfahren.

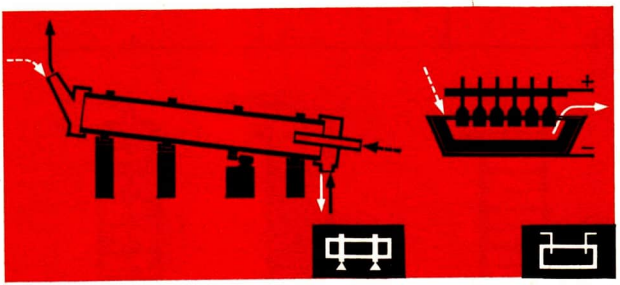
Druck, Temperatur	$\leqq 1$ at, $\leqq 400$°C	$\leqq 1$ at, >400°C	>1 at, $\leqq 400$°C bzw. >400°C
rohrförmig	Reaktionsturm	Reaktionsofen	Druckrohr
wannenförmig	Reaktionsgefäß	Gefäßofen	Autoklav



Schachtofen
rohrförmig,
Typ: Reaktionsofen

Kontaktofen
rohrförmig,
Typ: Reaktionsofen

Kontaktofen
rohrförmig,
Typ: Druckrohr



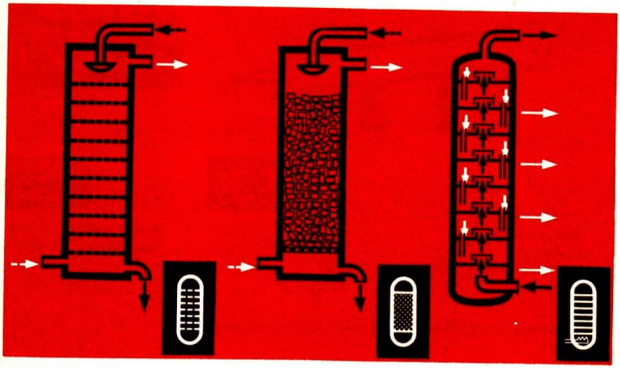
Drehrohrofen
rohrförmig,
Typ: Reaktionsofen

Elektrolysezelle
wannenförmig

Apparate zur Aufbereitung und Aufarbeitung

Apparate, in denen vorwiegend die physikalischen Bearbeitungsprozesse der 1. und der 3. Phase chemisch-technischer Verfahren, die **Grundoperationen**, durchgeführt werden.

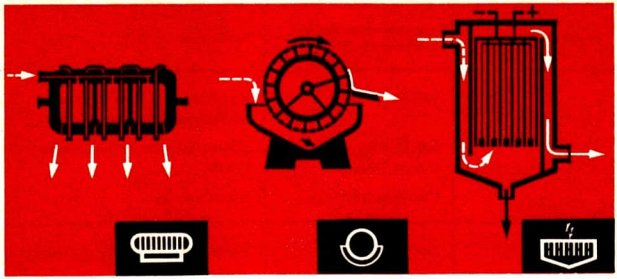
Grundoperation	Aggregatzustand der zu bearbeitenden Stoffe	Operationen
Trennen	fest/fest	Sieben, Schlämmen, Magnetscheiden
	fest/flüssig	Zentrifugieren, Dekantieren, Filtrieren, Auspressen, Trocknen, Extrahieren, Absetzen
	fest/gasförmig und flüssig/gasförmig	Waschen, Elektroreinigen, Absetzen
	flüssig/flüssig	Destillieren
	gasförmig/gasförmig	Adsorbieren, Absorbieren Kondensieren



Siebbodenwäscher
Trennen:
flüssig/gasförmig

Füllkörperwäscher
Trennen:
flüssig/gasförmig

Glockenbodenkolonne
Trennen:
flüssig/flüssig

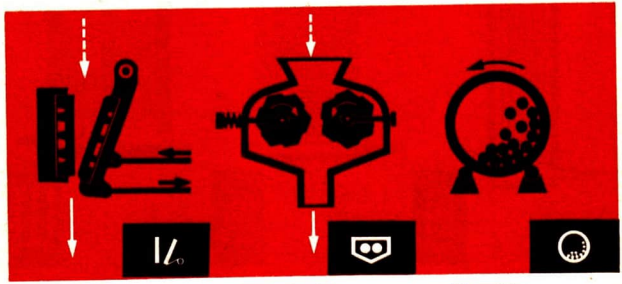


Filterpresse
Trennen: fest/flüssig

Drehfilter
Trennen: fest/flüssig

Elektrofilter
Trennen: fest/gasförmig

Grundoperation	Aggregatzustand der zu bearbeitenden Stoffe	Operationen
Zerteilen	fest (Hart-zerkleinerung)	Brechen, Schroten, Mahlen
	fest (Weich-zerkleinerung)	Schneiden, Schnitzeln
	flüssig	Zerstäuben, Tropfenbilden, Verschäumen

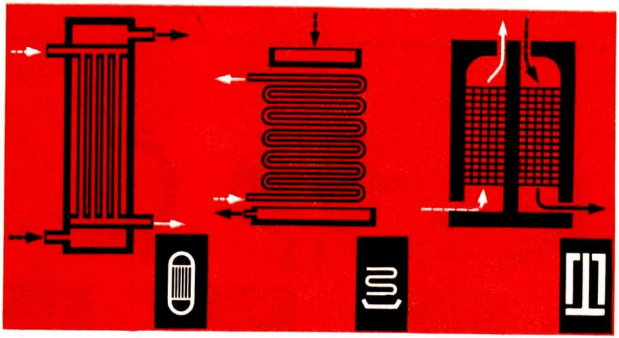


Backenbrecher
Zerteilen: fest

Walzenbrecher
Zerteilen: fest

Rohrmühle
Zerteilen: fest

Grundoperation	Aggregatzustand der zu bearbeitenden Stoffe	Operationen
Vereinigen	fest/fest	Vermengen, Zusammenschmelzen, Sintern
	fest/flüssig flüssig/flüssig	Lösen, Suspendieren, Kneten Lösen
	flüssig/gasförmig	Adsorbieren
Agglomerieren	fest	Sintern, Pressen, Granulieren
Formgeben	fest	Walzen, Pressen, Kalandrieren
	flüssig	Gießen, Filmbilden, Spinnen
Wärme-übertragen	—	Wärmezufuhr: Erwärmen, Schmelzen, Verdampfen Wärmeabfuhr: Abkühlen, Kondensieren, Gefrieren



Röhrenwärmeaustauscher
Wärmeübertragen

Rieselkühler
Wärmeübertragen

Regenerator
Wärmeübertragen

Grundoperation	Aggregatzustand der zu bearbeitenden Stoffe	Operationen
Fördern	fest	Fördern durch Schwerkraft; mechanische, pneumatische, hydraulische Förderung
	flüssig	Fördern durch Schwerkraft; mechanische, pneumatische Förderung
	gasförmig	Fördern durch Auftrieb, mechanische Förderung
Lagern	fest	Lagern in Halden, Stapeln, Behältern
	flüssig	Lagern in Behältern
	gasförmig	Lagern in Behältern

8.3. Allgemeine Verfahrensprinzipien und Arbeitsmethoden

Kontinuierliche Arbeitsweise

Arbeitsweise chemisch-technischer Verfahren, bei der die Ausgangsstoffe fortlaufend den Reaktionsapparaten zugeführt werden und das Reaktionsgut unter gleichbleibenden Arbeitsbedingungen ununterbrochen chemisch umgesetzt wird.

Periodische Arbeitsweise

Arbeitsweise chemisch-technischer Verfahren, bei der Beschickung mit Ausgangsstoffen, chemische Umsetzung und Entnahme der Reaktionsprodukte nacheinander in sich ständig wiederholendem Arbeitsrhythmus vorgenommen werden.

Gegenstromprinzip

Prinzip chemisch-technischer Verfahren, nach dem man verschiedene Stoffe einander entgegenströmen läßt. Das Gegenstromprinzip wird angewendet, damit sich Stoffe oder Energie unter optimalen Bedingungen austauschen.

Gleichstromprinzip

Prinzip chemisch-technischer Verfahren, nach dem verschiedene Stoffe einen Apparat der chemischen Produktion in gleicher Fließrichtung durchlaufen.

Kreislaufprinzip

Prinzip chemisch-technischer Verfahren, nach dem man nicht umgesetzte und zurückgewonnene Anteile der Ausgangsstoffe beziehungsweise Hilfsstoffe den Apparaten erneut zuführt. Das Kreislaufprinzip dient zur rationellen Stoffausnutzung. Es wird häufig bei kontinuierlichen Verfahren angewendet.

Regenerativprinzip

Prinzip chemisch-technischer Verfahren, nach dem man die Abgaswärme aus Reaktionsapparaten in Regeneratoren speichert und zum Vorwärmen von Verbrennungsluft oder Heizgasen ausnutzt. Das Regenerativprinzip dient zur rationellen Energieumsetzung.

Erhöhung der Reaktionsgeschwindigkeit

Bei chemisch-technischen Verfahren dienen zur Erhöhung der Reaktionsgeschwindigkeit Temperatursteigerung, Druckerhöhung, Konzentrationserhöhung, Vergrößerung der Oberfläche, Anwendung von Katalysatoren oder die Kombination dieser Methoden.

8.4. Chemisch-technische Verfahren

8.4.1. Allgemeines

Fließbild

Übersichtliche Darstellung über den Produktionsverlauf eines chemisch-technischen Verfahrens.
Die Fließbilder enthalten außer Apparatesymbolen und dem Stoffiluß noch die Ausgangsstoffe, Hilfsstoffe, Zwischenprodukte, Nebenprodukte und Hauptprodukte.

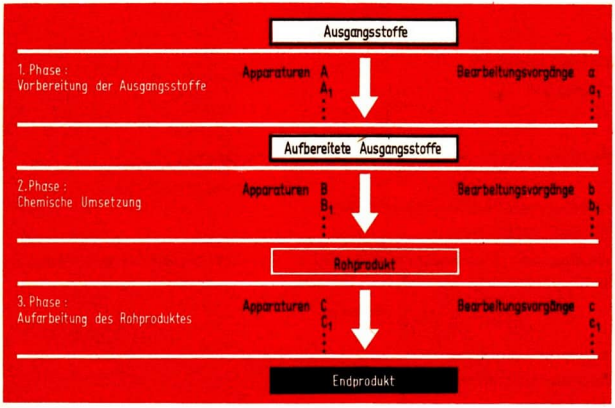
In den Fließbildern zu chemisch-technischen Verfahren werden die verschiedenen Stoffe und der Stoffffluß folgendermaßen dargestellt:



Einige häufiger auftretende Apparatetypen und ihre Fließbildsymbole sind im Abschnitt 8.2. des Buches zusammengestellt.

↗ Seite 203 bis 206

Einteilung in Phasen



8.4.2. Verfahren zur Erzeugung anorganischer Grundchemikalien

Kalkbrennen

Ausgangsstoff: Kalkstein

Hilfsstoffe: Koks, Luft

Hauptprozesse: Kalkstein wird im Schachtofen bei etwa 1000 °C thermisch zersetzt. Die dazu notwendige Wärme entsteht durch die Verbrennung von Koks:

$$CaCO_3 \rightarrow CaO + CO_2$$
$$C + O_2 \rightarrow CO_2$$

Hauptprodukt: Branntkalk

Nebenprodukt: Kohlendioxid

↗ Seite 230

Kalklöschen

Ausgangsstoffe: Branntkalk, Wasser

Hauptprozeß: Branntkalk reagiert in Löschsilos mit Wasser:

$$CaO + H_2O \rightarrow Ca(OH)_2$$

Produkt: Löschkalk

↗ Seite 231

Natriumchloridelektrolyse (Quecksilberverfahren)

Ausgangsstoff: Natriumchloridlösung

Hilfsstoff: Quecksilber

Hauptprozeß: Der Ausgangsstoff wird in der Elektrolysezelle (Graphitanode, Quecksilberkatode) elektrolytisch zersetzt:

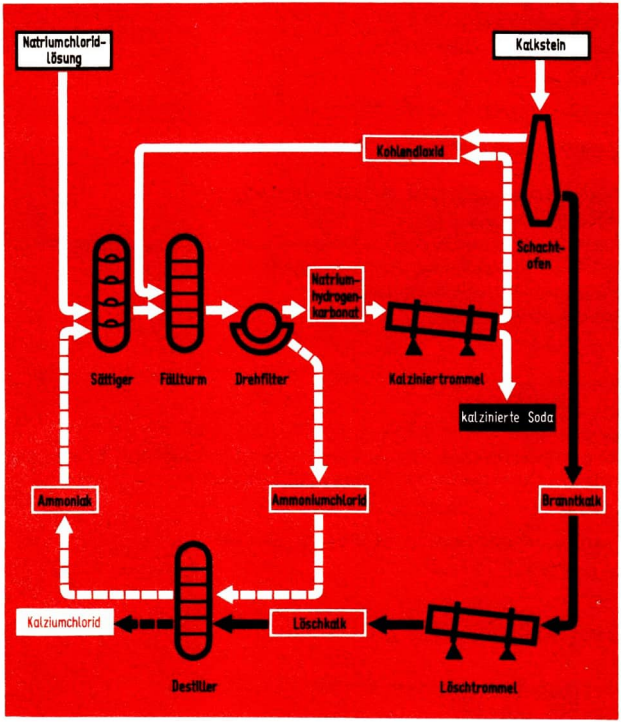
$$2\,NaCl + 2\,H_2O \xrightarrow{\text{Elektrolyse}} 2\,NaOH + Cl_2\uparrow + H_2\uparrow$$

Hauptprodukte: Chlor, Natriumhydroxidlösung

Nebenprodukt: Wasserstoff

↗ Seite 230

Sodaherstellung



Ausgangsstoffe: Natriumchloridlösung, Kalkstein
Hilfsstoff: Ammoniak
Hauptprozesse: Im Fällturm wird Kohlendioxid in eine mit Ammoniak gesättigte Natriumchloridlösung eingeleitet. Natriumhydrogenkarbonat fällt aus, wird abfiltriert und kalziniert:

$$NaCl + NH_3 + H_2O + CO_2 \rightarrow NaHCO_3 \downarrow + NH_4Cl$$

$$2\,NaHCO_3 \rightarrow Na_2CO_3 + H_2O + CO_2 \uparrow$$

8

Ammoniak wird zurückgewonnen:

$$2\,NH_4Cl + Ca(OH)_2 \rightarrow CaCl_2 + 2\,NH_3\uparrow + 2\,H_2O$$

Hauptprodukt: kalzinierte Soda

Nebenprodukt: Kalziumchlorid

↗ Seite 230

Herstellung von Natrium-Kalzium-Glas

Ausgangsstoffe: Sand, Soda, Kalkstein, Scherbenglas

Hilfsstoffe: Heizgase, Luft

Hauptprozeß: Die im bestimmten Verhältnis gemischten Ausgangsstoffe werden im Wannenofen oder Hafenofen in der Schmelze umgesetzt.

Hauptprodukt: Natrium-Kalzium-Glas

Nebenprodukt: Abgase

Abrösten sulfidischer Erze

Ausgangsstoffe: sulfidische Erze (z. B. Pyrit), Luft

Hauptprozeß: Sulfidische Erze werden in einem Reaktionsofen (z. B. Drehrohrröstofen, Wirbelschichtofen) bei etwa 650 °C oxydiert.

$$4\,FeS_2 + 11\,O_2 \rightarrow 2\,Fe_2O_3 + 8\,SO_2$$

Produkte: schwefeldioxidhaltige Röstgase, Abbrände

↗ Seite 213

Müller-Kühne-Verfahren

Ausgangsstoffe: Anhydrit oder Gips, Sand, Ton, Kohle

Hilfsstoffe: Koks, Luft

Hauptprozesse: Die Ausgangsstoffe werden im Drehrohrofen auf 1200 °C erhitzt. Dabei reagiert Kalziumsulfat mit Kohlenstoff:

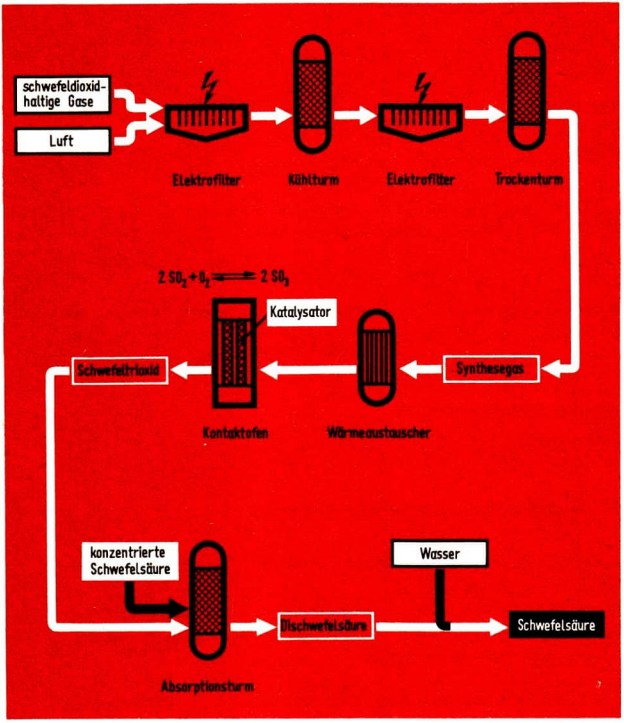
$$2\,CaSO_4 + C \rightarrow 2\,CaO + 2\,SO_2\uparrow + CO_2\uparrow$$

Aus dem Kalziumoxid, Ton und Sand entstehen Klinker.

Produkte: schwefeldioxidhaltige Gase, Zementklinker

↗ Seite 213

Schwefelsäure-Kontaktverfahren



Ausgangsstoffe: schwefeldioxidhaltige Gase, Luft

Hilfsstoffe: Wasser, Schwefelsäure, Katalysatoren

Hauptprozesse: Die schwefeldioxidhaltigen Gase werden gereinigt, getrocknet und zusammen mit Luft im Kontaktofen bei 450 °C an Vanadinmischkatalysatoren umgesetzt:

$$2\,SO_2 + O_2 \underset{\longleftarrow}{\xrightarrow{\text{Kat., } 450\,^\circ C}} 2\,SO_3$$

8

Schwefeltrioxid wird in Absorptiumstürmen in konzentrierter Schwefelsäure gelöst. Durch Zusatz von Wasser zur Lösung erhält man Schwefelsäure.

Hauptprodukt: Schwefelsäure

↗ Seite 230

Salpetersäureherstellung

Ausgangsstoffe: Ammoniak, Luft, Wasser

Hilfsstoffe: Katalysatoren

Hauptprozesse: Ammoniak wird im Verbrennungsofen mit dem Sauerstoff der Luft zu Stickstoffmonoxid und Wasser oxydiert:

$$4\,NH_3 + 5\,O_2 \xrightarrow{\text{Kat.}} 4\,NO + 6\,H_2O$$

Stickstoffmonoxid wird mit Luft gemischt und in Absorptionstürmen mit Wasser umgesetzt:

$$2\,NO + O_2 \rightarrow 2\,NO_2$$
$$4\,NO_2 + O_2 + 2\,H_2O \rightarrow \mathbf{4\,HNO_3}$$

Hauptprodukt: Salpetersäure

↗ Seite 230

Ammoniaksynthese nach Haber und Bosch

Ausgangsstoffe: Wasser, Luft, Braunkohlenkoks

Hilfsstoffe: Katalysatoren

Hauptprozesse: Mischgas wird gereinigt und im Wasserstoff-Kontaktofen konvertiert. Das Synthesegas (Stickstoff–Wasserstoff-Gemisch) reagiert im Kontaktofen katalytisch zu Ammoniak:

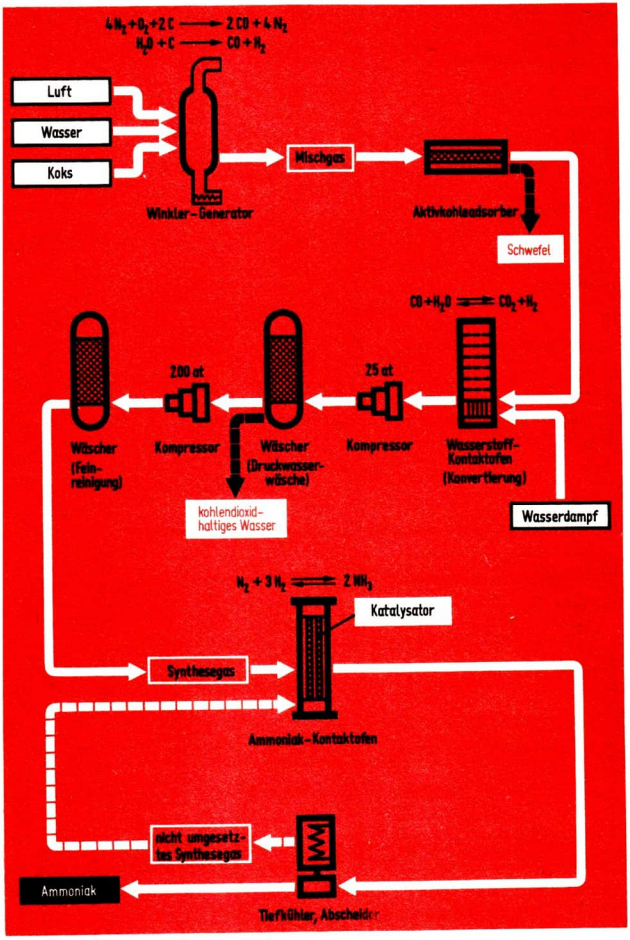
$$N_2 + 3\,H_2 \underset{}{\overset{\text{Kat. } 500\,^\circ C;\ 200\text{ at}}{\rightleftharpoons}} \mathbf{2\,NH_3}$$

Ammoniak wird von nicht umgesetzten Anteilen des Synthesegases getrennt, die man anschließend erneut dem Ammoniak-Kontaktofen (Kreislaufprinzip) zuführt.

Hauptprodukt: Ammoniak

Nebenprodukte: Schwefel, Kohlendioxid

↗ Seite 230


$4N_2 + O_2 + 2C \longrightarrow 2CO + 4N_2$
$H_2O + C \longrightarrow CO + H_2$
Luft
Wasser
Koks
Winkler-Generator
Mischgas
Aktivkohleadsorber
Schwefel
$CO + H_2O \rightleftharpoons CO_2 + H_2$
200 at
25 at
Wäscher (Feinreinigung)
Kompressor
Wäscher (Druckwasserwäsche)
Kompressor
Wasserstoff-Kontaktofen (Konvertierung)
kohlendioxidhaltiges Wasser
Wasserdampf
$N_2 + 3H_2 \rightleftharpoons 2NH_3$
Katalysator
Synthesegas
Ammoniak-Kontaktofen
nicht umgesetztes Synthesegas
Ammoniak
Tiefkühler, Abscheider

8

8.4.3. Verfahren zur Erzeugung von Düngemitteln

Kalisalz-Aufbereitung

Ausgangsstoffe: Kalisalze

Hilfsstoffe: Wasser, kalt gesättigte Salzlösung

Hauptprozesse: Rohsalz wird in kalt gesättigter, heißer Salzlösung gelöst. Die Salze trennt man auf Grund ihrer unterschiedlichen Löslichkeit.

Hauptprodukt: Kaliumchlorid oder Kalidüngemittel

Nebenprodukte: Magnesiumchlorid, Magnesiumsulfat, Natriumchlorid, Natriumsulfat, Bromide

↗ Seite 231

Ammonsulfatherstellung

Ausgangsstoffe: Anydrit, Ammoniumkarbonatlösung

Hauptprozesse: Gemahlener Anhydrit wird in Rührkesseln mit Ammoniumkarbonatlösung umgesetzt:

$$(NH_4)_2CO_3 + CaSO_4 \rightarrow \mathbf{(NH_4)_2SO_4} + CaCO_3 \downarrow$$

Die Ammoniumsulfatlösung trennt man durch Filtrieren vom Kalziumkarbonatschlamm und dampft sie anschließend ein.

Hauptprodukt: Ammonsulfat

Nebenprodukt: Düngekalk (Leunakalk)

↗ Seite 232

Superphosphatherstellung

Ausgangsstoffe: Phosphatmineralien, Schwefelsäure

Hauptprozeß: Trikalziumphosphat der Phosphatmineralien setzt sich mit Schwefelsäure zu Kalziumdihydrogenphosphat und Kalziumsulfat um:

$$Ca_3(PO_4)_2 + 2\,H_2SO_4 \rightarrow \mathbf{Ca(H_2PO_4)_2} + 2\,CaSO_4$$

Hauptprodukt: Superphosphat

↗ Seite 232

8.4.4. Verfahren zur Erzeugung von Metallen

Roheisenerzeugung

Ausgangsstoffe: Eisenerze

Hilfsstoffe: Zuschläge, Koks, Luft

Hauptprozesse: Erze werden durch Brechen, gegebenenfalls auch durch Sintern, auf die erforderliche Korngröße gebracht und mit den Zuschlägen zum Möller gemischt. Im Hochofen (Niederschachtofen u. a.) werden die Eisenoxide durch Kohlenmonoxid und Kohlenstoff reduziert:

$$Fe_2O_3 + 3\,CO \rightarrow 2\,Fe + 3\,CO_2$$
$$FeO + C \rightarrow Fe + CO$$

Das Eisen nimmt in kleinen Mengen elementaren Kohlenstoff oder Eisenkarbid Fe_3C auf, das sich aus Eisen und Kohlenstoff bildet. Koks verbrennt zu Kohlendioxid; dabei entsteht die notwendige Wärme für das Schmelzen des Eisens und den Reaktionsablauf. Kohlendioxid wird zu Kohlenmonoxid reduziert.

$$C + O_2 \rightarrow CO_2$$
$$CO_2 + C \rightarrow 2\,CO$$

Hauptprodukt: Roheisen

Nebenprodukte: Schlacke, Gichtgas

↗ Seite 233

Stahlerzeugung durch Windfrischen (Thomas-Verfahren)

Ausgangsstoffe: flüssiges Roheisen, Luft

Hilfsstoffe: Zuschläge (z. B. Branntkalk)

Hauptprozeß: Roheisen wird im Konverter mit Hilfe von Luft gefrischt. Dabei oxydieren beziehungsweise verschlacken die Begleitelemente.

Hauptprodukt: Thomas-Stahl

Nebenprodukte: Thomas-Schlacke, Abgase

↗ Seite 234

Stahlerzeugung durch Herdfrischen

Ausgangsstoffe: Roheisen, Schrott

Hilfsstoffe: Zuschläge (Kalkstein oder Branntkalk, Magneteisenstein), Heizgase, Luft

Hauptprozeß: Die Ausgangsstoffe werden im Siemens-Martin-Ofen geschmolzen und durch chemisch gebundenen Sauerstoff gefrischt. Die Begleitelemente oxydieren beziehungsweise verschlacken.

Hauptprodukt: Siemens-Martin-Stahl

Nebenprodukte: Siemens-Martin-Schlacke, Abgase

↗ Seite 234

Elektrostahlverfahren

Ausgangsstoffe: Roheisen, Schrott, Stahlveredler

Hilfsstoffe: Zuschläge

Hauptprozeß: Die Ausgangsstoffe werden im Lichtbogenofen geschmolzen und gefrischt (Oxydation beziehungsweise Verschlackung der Begleitelemente).

Hauptprodukte: Qualitäts- und Edelstähle

Nebenprodukte: Schlacke, Abgase

↗ Seite 234

Aluminothermisches Verfahren

Ausgangsstoffe: Manganerz Mn_3O_4 (beziehungsweise andere Metalloxide), Aluminiumgrieß

Hilfsstoff: Zündmischung

Hauptprozeß: Ein Manganoxid-Aluminiumgrieß-Gemisch wird in Tontiegeln gezündet und umgesetzt.

Hauptprodukt: flüssiges Mangan (beziehungsweise andere Metalle)

Nebenprodukte: Abgase, Schlacke

Aluminiumerzeugung durch Schmelzflußelektrolyse

Ausgangsstoff: Aluminiumoxid

Hilfsstoffe: Kryolith, Kohlenelektroden

Hauptprozesse: Aluminiumoxid wird in der Elektrolysezelle in einer Kryolithschmelze elektrolytisch zersetzt:

$$\text{Katode:}\quad Al^{3+} + 3\,e^- \rightarrow Al$$
$$\text{Anode:}\quad O^{2-} - 2\,e^- \rightarrow O$$

Sauerstoff reagiert mit dem Kohlenstoff der Elektroden:

$$C + O \rightarrow CO$$

Hauptprodukt: Aluminium

Nebenprodukt: Abgase

↗ Seite 234

Kupfererzeugung (trockenes Verfahren)

Ausgangsstoffe: Kupferschiefer, Luft

Hilfsstoffe: Flotationsmittel, Zuschläge (Koks und Quarz), Kupfersulfat, Schwefelsäure

Hauptprozesse: Kupferschiefer wird durch Flotation angereichert, dann teilweise abgeröstet und im Schachtofen in Kupferstein und Schlacke getrennt. Kupferstein wird im Trommelkonverter verblasen, wobei Rohkupfer und schwefeldioxidhaltige Abgase entstehen. Rohkupfer wird elektrolytisch raffiniert.

Hauptprodukt: Elektrolytkupfer

Nebenprodukte: schwefeldioxidhaltige Gase, Flugstaub (enthält Blei, Zink, Rhenium u. a. Elemente), Gichtgas, Schlacke, Anodenschlamm (enthält Selen, Silber, Gold u. a. Elemente)

↗ Seite 235

Zinkerzeugung (nasses Verfahren)

Ausgangsstoffe: Zinkblende, Luft

Hilfsstoffe: Schwefelsäure, Zinkstaub, Zinksulfat

Hauptprozesse: Zinkblende wird abgeröstet. Das Röstgut setzt man mit Schwefelsäure um. Es entsteht Zinksulfatlösung, die von Begleitelementen gereinigt und dann elektrolysiert wird.

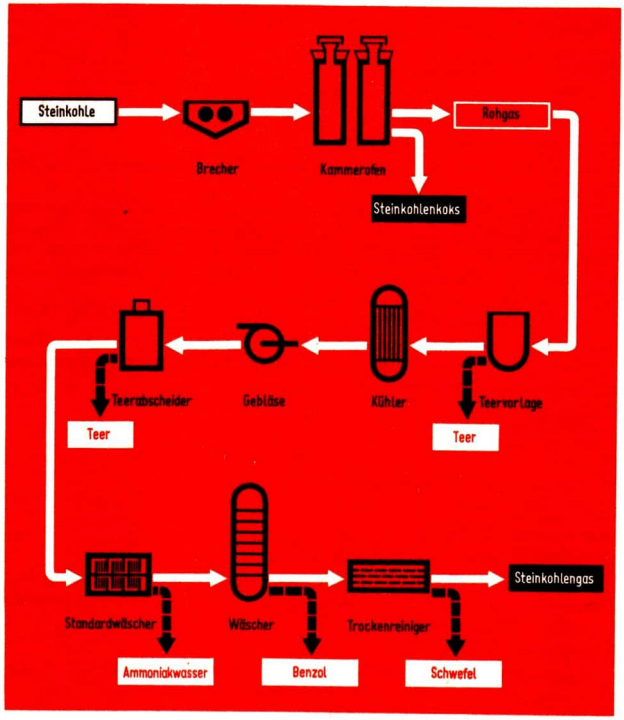
Hauptprodukt: Elektrolytzink

Nebenprodukte: schwefeldioxidhaltige Gase, Rückstände (enthalten Kupfer, Kobalt, Kadmium, Indium und andere Elemente)

↗ Seite 235

8.4.5. Verfahren zur Veredlung von Kohle und Erdöl

Verkokung von Steinkohle



Ausgangsstoff: Steinkohle

Hilfsstoffe: Heizgase, Luft

Hauptprozesse: Steinkohle wird im Kammerofen unter Luftabschluß bei 1100 °C verkokt. Es entstehen Rohgas und Koks. Das Rohgas wird gekühlt und gereinigt.

Hauptprodukte: Steinkohlenkoks, Steinkohlengas
Nebenprodukte: Teer, Ammoniakwasser, Benzol, Schwefel

↗ Seite 240

Sauerstoffdruckvergasung von Braunkohle

Ausgangsstoffe: Braunkohle, Sauerstoff, Wasser
Hauptprozeß: Im Generator reagiert bei etwa 500 °C und 24 at ein heißes Wasserdampf–Sauerstoff-Gemisch mit Kohlenstoff:

$$C + H_2O \rightarrow CO + H_2 \qquad Q = +31{,}4 \text{ kcal}$$
$$C + 2\,H_2 \rightarrow CH_4$$

Hauptprodukt: Druckgas
Nebenprodukte: Teer, Benzin

↗ Seite 240

Generatorgaserzeugung

Ausgangsstoffe: Luft und Koks, Braunkohle oder gasarme Steinkohle
Hauptprozeß: Im Generator reagieren Sauerstoff und glühender Brennstoff:

$$C + O_2 \rightarrow CO_2 \qquad Q = -94{,}0 \text{ kcal}$$
$$CO_2 + C \rightarrow 2\,CO \qquad Q = +41{,}2 \text{ kcal}$$

Hauptprodukt: Generatorgas

↗ Seite 240

Wassergaserzeugung

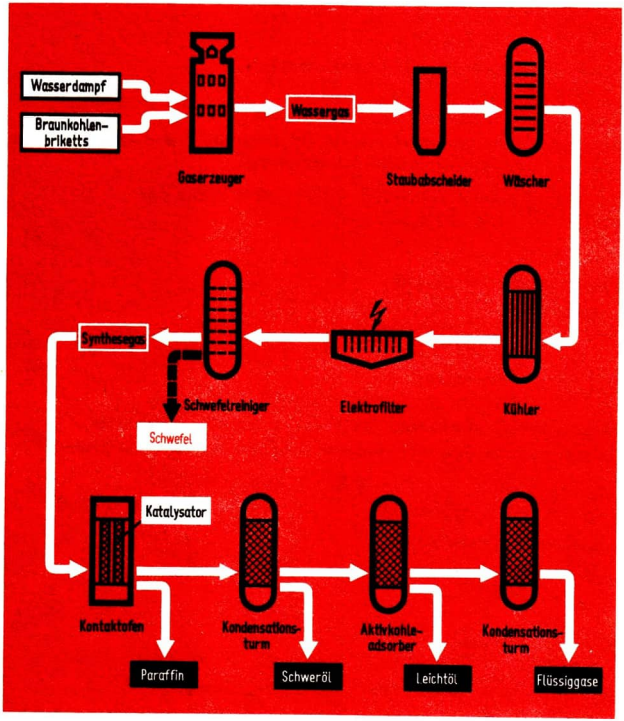
Ausgangsstoffe: Braunkohle oder Koks, Wasser, Sauerstoff
Hauptprozeß: Im Generator reagieren Wasserdampf (zusammen mit etwas Sauerstoff) und glühender Brennstoff:

$$C + H_2O \rightarrow CO + H_2 \qquad Q = +31{,}4 \text{ kcal}$$
$$C + O_2 \rightarrow CO_2 \qquad Q = -94{,}0 \text{ kcal}$$

Hauptprodukt: Wassergas

↗ Seite 240

Kohlenwasserstoffsynthese nach Fischer und Tropsch



Ausgangsstoffe: Wasserdampf und Braunkohlenbriketts, Koks oder Rohbraunkohle.

Hilfsstoffe: Katalysator, Aktivkohle

Hauptprozeß: Synthesegas (1 Raumteil Kohlenmonoxid, 2 Raumteile Wasserstoff) wird im Kontaktofen an Kobaltkatalysatoren bei etwa 200 °C zu Kohlenwasserstoffen und Wasser umgesetzt:

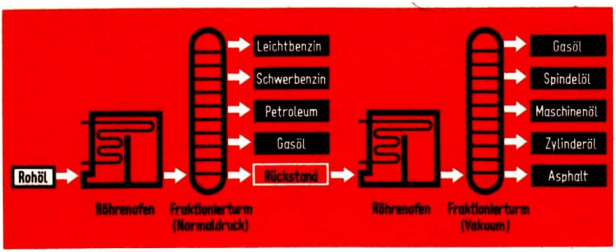
$$n\,CO + 2\,n\,H_2 \xrightarrow{Kat.} (-CH_2-)_n + n\,H_2O$$

$$(-CH_2-)_n + H_2 \xrightarrow{Kat.} C_nH_{2n+2}$$

Die Kohlenwasserstoffe trennt man aus dem Reaktionsgemisch ab.
Hauptprodukte: Paraffin, Leichtöl, Schweröl, Flüssiggase
Nebenprodukt: Schwefel

↗ Seite 240, 241

Aufarbeitung von Erdöl



Ausgangsstoff: Erdöl
Hauptprozesse: Begleitstoffe (Sand, Wasser) und gasförmige Alkane werden aus dem Erdöl entfernt. Im Röhrenofen erhitzt man das gereinigte Erdöl und trennt es anschließend in Fraktioniertürmen in Destillate bestimmter Siedebereiche.
Produkte: Leichtbenzin, Schwerbenzin, Petroleum, Gasöl, Schmieröle, Asphalt

↗ Seite 240, 241

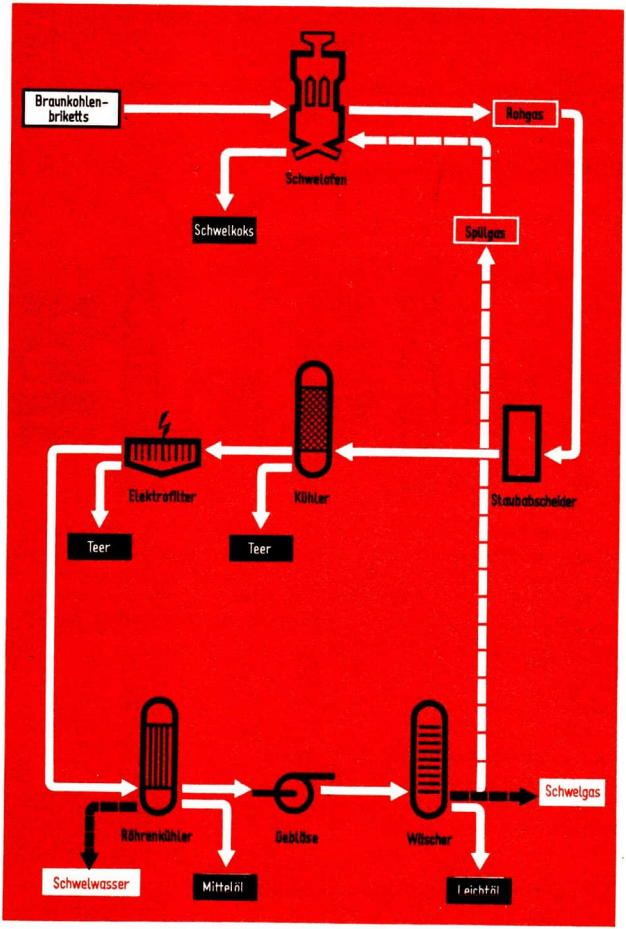
Krackverfahren

Ausgangsstoffe: höhersiedende Erdölfraktionen
Hilfsstoffe: Katalysatoren
Hauptprozeß: Moleküle von Kohlenwasserstoffen werden bei etwa 500 °C und unter 5 bis 80 at Druck (katalytisch, thermisch) in kleinere gespalten:

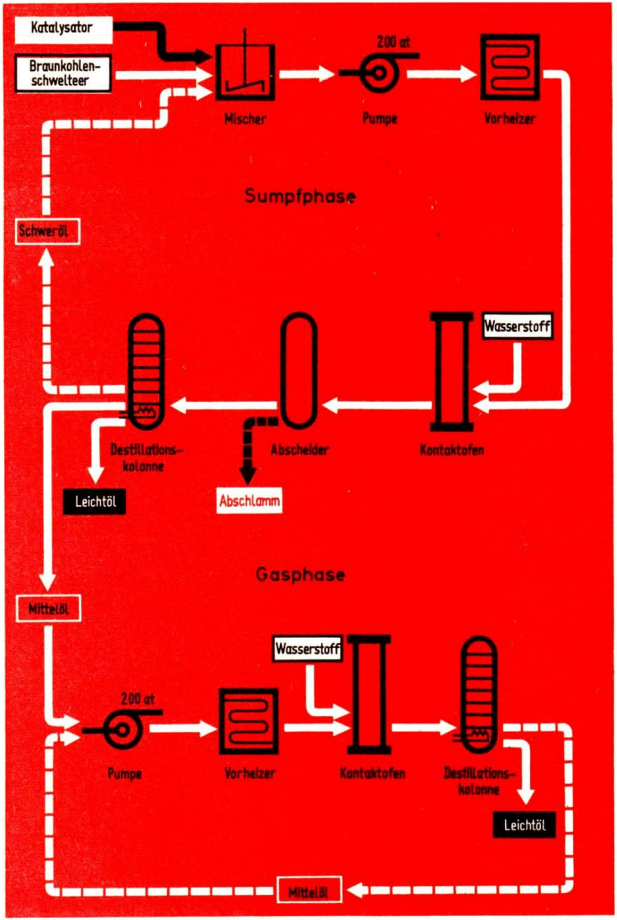
$$C_{14}H_{30} \xrightarrow{Kat.} C_7H_{16} + 2\,C_2H_4 + C_3H_6$$

Produkte: niedrigsiedende Kohlenwasserstoffe

↗ Seite 240, 241



Spülgasschwelung der Braunkohle


Katalysator
Braunkohlen-schwelteer
Mischer
200 at
Pumpe
Vorheizer
Sumpfphase
Schweröl
Wasserstoff
Destillations-kolonne
Abscheider
Kontaktofen
Leichtöl
Abschlamm
Gasphase
Mittelöl
Wasserstoff
200 at
Pumpe
Vorheizer
Kontaktofen
Destillations-kolonne
Leichtöl
Mittelöl

8

Spülgasschwelung der Braunkohle

Ausgangsstoff: Braunkohlenbriketts

Hilfsstoff: Spülgas

Hauptprozeß: Briketts aus bitumenreichen Braunkohlen werden im Schwelofen bei 250 °C vorgetrocknet und dann von etwa 600 °C heißen Gasen „umspült". Die Schwelprodukte trennt man aus dem Rohgas ab.

Hauptprodukte: Teer, Schwelkoks, Mittelöl, Leichtöl

Nebenprodukte: Schwelgas, Schwelwasser

↗ Seite 224, 240, 241

Hochdruckhydrierung

Ausgangsstoffe: Braunkohlenschwelteere oder höher siedende Erdölfraktionen, Wasserstoff

Hilfsstoff: Katalysator

Hauptprozesse: Die Ausgangsstoffe werden im Kontaktofen bei etwa 500 °C und 200 at Druck katalytisch hydriert (Sumpfphase). Das Reaktionsgemisch zerlegt man durch Destillation in Schweröl, Mittelöl und Leichtöl. Schweröl wird in den Prozeß zurückgeführt, Mittelöl in der nachfolgenden Gasphase erneut katalytisch hydriert. Das Reaktionsgemisch der Gasphase trennt man in Leichtöl und Mittelöl und führt letzteres in die Gasphasenhydrierung zurück.

Produkte: Leichtöl, Mittelöl

↗ Seite 225, 240, 241

8.4.6. Verfahren zur Erzeugung organischer Grundchemikalien

Karbidherstellung

Ausgangsstoffe: Branntkalk, Koks

Hauptprozeß: Branntkalk und Koks werden im Elektroofen bei etwa 2000 °C zu Kalziumkarbid und Kohlenmonoxid umgesetzt:

$$CaO + 3\,C \rightarrow CaC_2 + CO$$

Hauptprodukt: Kalziumkarbid

Nebenprodukt: Kohlenmonoxid

↗ Seite 236

Äthinherstellung

Ausgangsstoffe: Kalziumkarbid, Wasser

Hauptprozeß: Kalziumkarbid reagiert in geschlossenen Behältern mit Wasser:

$$CaC_2 + 2\,H_2O \rightarrow Ca(OH)_2 + C_2H_2$$

Hauptprodukt: Äthin

Nebenprodukt: Kalziumhydroxid (Karbidkalkhydrat)

↗ Seite 231

Methanolsynthese

Ausgangsstoffe: Kohlenmonoxid, Wasserstoff

Hilfsstoffe: Katalysatoren

Hauptprozeß: Das Synthesegas wird bei etwa 370 °C und unter 200 at Druck katalytisch (Zinkoxid-Chromoxid-Katalysatoren) zu Methanol umgesetzt:

$$CO + 2\,H_2 \xrightarrow{\text{Kat.}} CH_3OH$$

Hauptprodukt: Methanol

↗ Seite 236

Äthanolgärung

Ausgangsstoffe: Stärke, Zellulose, Zucker, Fruchtsäfte oder Ablaugen der Zellstoffgewinnung

Hilfsstoffe: Hefe, Wasser

Hauptprozesse: Die Ausgangsstoffe werden, soweit erforderlich, in vergärbare Zucker übergeführt. Die zuckerhaltigen Flüssigkeiten läßt man in Gärkesseln unter Zusatz von Hefe bei 25 °C einige Tage gären:

$$C_6H_{12}O_6 \rightarrow 2\,C_2H_5{-}OH + 2\,CO_2$$

Aus der gewonnenen äthanolhaltigen Lösung wird Äthanol durch Destillation abgetrennt.

Hauptprodukt: Äthanol

Nebenprodukte: Hefe, Kohlendioxid, höhere Alkanole

↗ Seite 236

Äthanolsynthese

Ausgangsstoffe: Äthin, Wasserstoff

Hilfsstoffe: Katalysatoren

Hauptprozesse: An Äthin lagert man katalytisch Wasser an:

$$HC \equiv CH + H_2O \xrightarrow{Kat.} \underset{\text{Äthanal}}{CH_3{-}CHO}$$

Äthanal wird dann katalytisch mit Wasserstoff zu Äthanol hydriert:

$$CH_3{-}CHO + H_2 \xrightarrow{Kat.} \underset{\text{Äthanol}}{CH_3{-}CH_2{-}OH}$$

Hauptprodukt: Äthanol

↗ Seite 236

Zellstoffgewinnung (Sulfitverfahren)

Ausgangsstoffe: Holz, Kalziumhydrogensulfit

Hilfsstoff: Wasser

Hauptprozesse: Zerkleinertes Holz und Kochsäure (Kalziumhydrogensulfitlösung) werden in Kochern unter 3 at Druck auf etwa 130 °C erhitzt. Dann trennt man den Zellstoffbrei von der Kochsäure, reinigt, bleicht und entwässert ihn.

Hauptprodukt: Zellstoff

Nebenprodukt: Sulfitablaugen

↗ Seite 237

8.4.7. Verfahren zur Erzeugung von makromolekularen Werkstoffen

Herstellung von PVC (Emulsionsverfahren)

Ausgangsstoffe: Äthin, Chlorwasserstoff

Hilfsstoffe: Katalysatoren

Hauptprozesse: Äthin reagiert katalytisch mit Chlorwasserstoff zu Monochloräthen (Vinylchlorid).

$$HC \equiv CH + HCl \xrightarrow{Kat.} CH_2{=}CHCl$$

Monochloräthen wird in Autoklaven bei etwa 45 °C katalytisch polymerisiert:

$$n\ CH_2 = CHCl \xrightarrow{Kat.} (-CH_2-CHCl-)_n$$

Aus der Emulsion erhält man durch Zerstäubungstrocknung PVC-Pulver.

Hauptprodukt: PVC-Pulver

↗ Seite 238

Herstellung von Phenoplasten

Ausgangsstoffe: Phenol, Methanal

Hilfsstoffe: Katalysatoren

Hauptprozeß: Ausgangsstoffe und Katalysatoren werden gemischt und im Autoklaven umgesetzt, bis die erste Kondensationsstufe erreicht ist.

Hauptprodukt: Phenolharz

↗ Seite 238

Kautschuksynthese

Ausgangsstoffe: Äthin, Wasser, Wasserstoff

Hilfsstoffe: Katalysatoren

Hauptprozesse: Aus den Ausgangsstoffen wird über mehrere Zwischenprodukte [Äthanal, 3-Hydroxybutanal, Butandiol-(1,2)] Butadien-(1,3) hergestellt, das dann zu einem synthetischen Kautschuk polymerisiert:

$$\underset{\text{Butadien-(1,3)}}{n\ CH_2 = CH-CH = CH_2} \xrightarrow[Na]{\text{Polymerisation}} \underset{\text{Buna}}{[-CH_2-CH=CH-CH_2-]_n}$$

Hauptprodukt: Synthesekautschuk

↗ Seite 238

Herstellung von Viskoseseide

Ausgangsstoffe: Zellstoff, Natriumhydroxidlösung, Kohlendisulfid

Hauptprozesse: Zellstoff wird mit Natriumhydroxidlösung in Natronzellulose umgewandelt. Natronzellulose reagiert mit Kohlendisulfid zu Xanthogenat, das man in Natriumhydroxidlösung zu Viskose löst. Die Viskose wird durch Spinndüsen in ein Fällbad gepreßt.

Hauptprodukt: Viskoseseide

↗ Seite 239

8.5. Industrieprodukte

Anorganische Grundchemikalien

Anorganische Verbindungen, die industriell hergestellt werden und die man vorzugsweise als Ausgangsstoffe für chemisch-technische Verfahren verwendet.

Name bzw. Handelsbezeichnung[1]	Erläuterung	Verwendung
Ammoniak	NH_3	Herstellung von Salpetersäure, Düngemitteln, Soda; Kühlmittel
Ätznatron	Natriumhydroxid NaOH	Herstellung von Seifen und Chemikalien; Hilfsstoff zur Zellstoffherstellung und zur Reinigung von Fetten und Mineralölen
Branntkalk	Kalziumoxid CaO	Zuschlagstoff bei der Stahlerzeugung; Hilfsstoff bei der Zuckergewinnung und für die Sodaerzeugung; zur Herstellung von Löschkalk und Kalziumkarbid; Düngemittel
Chlor	Cl_2	Herstellung von Plasten, Farbstoffen, Arzneimitteln, Schädlingsbekämpfungsmitteln; Desinfektions- und Bleichmittel
Salpetersäure	HNO_3	Herstellung von Düngemitteln, Farbstoffen, Lacken, Plasten, Arzneimitteln, Explosivstoffen, Chemiefasern
Schwefel	S	Herstellung von Kohlendisulfid, Farbstoffen, Arzneimitteln, Desinfektionsmitteln, Schädlingsbekämpfungsmitteln; Vulkanisation von Kautschuk
Schwefelsäure	H_2SO_4	Herstellung von Düngemitteln, Farbstoffen, Chemiefasern, Plasten, Arzneimitteln; Aufbereitung von Erzen; Reinigung von Erdöl; Trockenmittel
Soda	Natriumkarbonat Na_2CO_3	Herstellung von Seifen, Glas, Natriumverbindungen, Düngemitteln; Wasserenthärtung
Wasserstoff	H_2	Synthese von Ammoniak, Kohlenwasserstoffen, Methanol, Zyanwasserstoffsäure, Salzsäure u. a.; Fetthärtung; autogenes Schweißen und Schneiden; Ballonfüllung

[1] alphabetisch geordnet.

Düngemittel

Industriell hergestellte anorganische oder organische Verbindungen, in denen Pflanzennährstoffe enthalten sind und die zur Pflanzendüngung dienen.

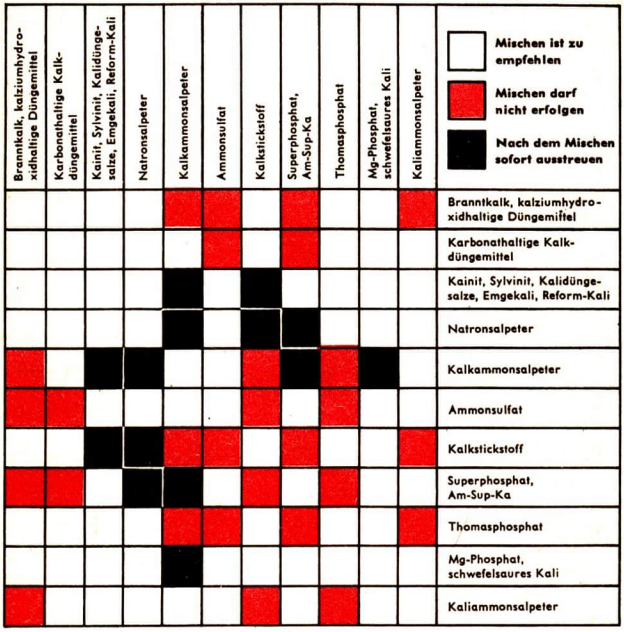
Gruppe	Name (Handelsbezeichnung)	Hauptbestandteile Verbindung	Gehalt in %
Kalkdüngemittel	Branntkalk	Kalziumoxid CaO	75 bis 90
	Karbidkalkhydrat	Kalziumhydroxid $Ca(OH)_2$	70 bis 90
	kohlensaurer Kalk	Kalziumkarbonat $CaCO_3$	80
	Leunakalk	Kalziumkarbonat $CaCO_3$	70
	Löschkalk	Kalziumhydroxid $Ca(OH)_2$	70 bis 90
Kalidüngemittel	Emgekali	Kaliumchlorid KCl	56
		Magnesiumsulfat $MgSO_4$	15
		Natriumchlorid NaCl	17
		Kalziumsulfat $CaSO_4$	3,5
	Kalidüngesalz 40%	Kaliumchlorid KCl	63
		Magnesiumsulfat $MgSO_4$	1,5
		Natriumchlorid NaCl	26
		Kalziumsulfat $CaSO_4$	5
	Kalidüngesalz 60% grobkörnig	Kaliumchlorid KCl	95
		Natriumchlorid NaCl	3
	Reformkali	Kaliumchlorid KCl	21
		Kaliumsulfat K_2SO_4	25
		Magnesiumsulfat $MgSO_4$	32
		Natriumchlorid NaCl	2
		Kalziumsulfat $CaSO_4$	8
	schwefelsaures Kali	Kaliumchlorid KCl	3
		Kaliumsulfat K_2SO_4	89
		Magnesiumsulfat $MgSO_4$	4,5
		Kalziumsulfat $CaSO_4$	1
		Natriumchlorid NaCl	1

Gruppe	Name (Handelsbezeichnung)	Hauptbestandteile Verbindung	Gehalt in %
Stickstoffdüngemittel	Ammonsulfat	Ammoniumsulfat $(NH_4)_2SO_4$	100
	Kalkammonsalpeter	Ammoniumnitrat NH_4NO_3	60
		Kalziumkarbonat $CaCO_3$	35
	Kalkstickstoff	Kalziumzyanamid $CaCN_2$	62
		Kalziumoxid CaO	17
		Kohlenstoff C	12
	Natronsalpeter	Natriumnitrat $NaNO_3$	100
	Harnstoff	Kohlensäurediamid $CO(NH_2)_2$	100
Phosphatdüngemittel	Alkalisinterphosphat	säurelösliche Alkaliphosphate	
	Mg-Phosphat	Trimagnesiumphosphat $Mg_3(PO_4)_2$	37
		Kalziumsulfat $CaSO_4$	43
	Superphosphat	Kalziumdihydrogenphosphat $Ca(H_2PO_4)_2$	45
		Kalziumsulfat $CaSO_4$	50
	Thomasphosphat	säurelösliche Phosphate	
Mehrnährstoffdünger	Am–Sup–Ka	Ammoniumsulfat $(NH_4)_2SO_4$	46
		Kaliumchlorid KCl	33
		Kalziumdihydrogenphosphat $Ca(H_2PO_4)_2$	21
	Kaliammonsalpeter	Kaliumnitrat KNO_3	55
		Kaliumchlorid KCl	7
		Ammoniumchlorid NH_4Cl	28
		Kalziumkarbonat $CaCO_3$	7

Angabe des Nährstoffgehaltes in Düngemitteln

Nährstoff	Angabe des Nährstoffgehaltes	Nährstoff	Angabe des Nährstoffgehaltes
Kalzium	Kalziumoxid CaO	Kalium	Kaliumoxid K_2O
Phosphor	Phosphorpentoxid P_2O_5	Stickstoff	Stickstoff N

Düngermischungstafel



Eisenmetalle

↗ Seite 11

8

Name	Erläuterung	Verwendung
Roheisen	Eisen-Kohlenstoff-Legierung mit etwa 4% Kohlenstoff;	
	graues Roheisen	Gußeisen
	weißes Roheisen	Ausgangsstoff für die Stahlerzeugung

Name	Erläuterung	Verwendung
Kohlenstoffstähle	Eisen–Kohlenstoff-Legierungen mit einem Kohlenstoffgehalt bis 1,7%	Herstellung von Stahlerzeugnissen durch Gießen, Walzen, Ziehen, Schmieden
Legierte Stähle	Eisenlegierungen mit Metallen und Kohlenstoff	
	Legierungszusätze:	
	Mangan bis 14% (Verschleißfestigkeit)	Eisenbahnschienen
	Chrom über 13% (Härte, Rostbeständigkeit)	Werkzeuge und Kugellager
	Nickel etwa 25 bis 36% (Zähigkeit, fast keine Ausdehnung beim Erwärmen)	Bau von Meßinstrumenten
	Chrom und Nickel (Härte, Zähigkeit, chemische Widerstandsfähigkeit)	Kurbelwellen, Achsen, Bau chemisch-technischer Apparate
	Wolfram 15 bis 18% (Festigkeit in der Wärme)	Zerspanungswerkzeuge

Nichteisenmetalle

↗ Seite 11

Name	Erläuterung	Verwendung
Aluminium	Al	Leitermaterial für die Elektroindustrie; Herstellung von Haushaltgeräten, Behältern, Profilen, Formteilen; Folie für Verpackungszwecke; aluminothermische Verfahren; Legierungsmetall; Baustoff
Blei	Pb	Legierungsmetall; Material zum Schutz gegen radioaktive Strahlen; Herstellung von Kabeln und Rohren; für Bleiakkumulatoren
Chrom	Cr	Legierungsmetall; als Überzug für andere Metalle (Verschleiß- und Korrosionsschutz)

Name	Erläuterung	Verwendung
Kupfer	Cu	Leitermetall für die Elektroindustrie; Herstellung von Rohren für Heizungs- und Kältetechnik, Apparaten für die chemische Industrie; Legierungsmetall
Mangan	Mn	Legierungsmetall
Nickel	Ni	Legierungsmetall; als Überzug für andere Metalle (Verschleiß- und Korrosionsschutz); Akkumulatorplatten; Herstellung von Rundfunkröhren
Silber	Ag	Legierungsmetall; Herstellung von Schmuck, Geräten, Spiegelbelägen, Schaltkontakten; Silberverbindungen für photographische Zwecke
Zink	Zn	Oberflächenschutzmittel für Bleche, Rohre, Drähte, Nägel aus Eisenlegierungen; Herstellung von Blechen, Taschenlampenbatterien; Legierungsmetall
Zinn	Sn	Legierungsmetall; Oberflächenschutzmittel für Stahlbleche (Weißblech)

Legierungen der Nichteisenmetalle

Legierungen sind homogene Gemenge von mindestens zwei Metallen. Sie können auch Nichtmetalle oder Verbindungen enthalten.

Name	Erläuterung	Verwendung
Bronzen	70 bis 96% Kupfer, 30 bis 4% Zinn	Herstellung von hochbeanspruchten Maschinenteilen, Armaturen
Konstantan	60% Kupfer, 40% Nickel	elektrisches Widerstandsmaterial
Messinge	54 bis 90% Kupfer, 46 bis 10% Zink	Herstellung von Drähten, Blechen, Profilen; Armaturen; Formteile für die Elektroindustrie
Neusilber	60% Kupfer, 18% Zink, 22% Nickel	Material für feinmechanische und medizinische Geräte
Rotguß	86% Kupfer, 4% Zink, 10% Zinn	Herstellung von Maschinenteilen

Organische Grundchemikalien

Industriell hergestellte organische Verbindungen, die vorzugsweise als Ausgangsstoffe für chemisch-technische Verfahren dienen.

Name[1]	Erläuterung	Verwendung
Äthanal	$CH_3—CHO$	Zwischenprodukt zur Herstellung von synthetischem Kautschuk, Äthanol, Äthansäure, Farbstoffen, Arzneimitteln
Äthanol	$C_2H_5—OH$	Lösungsmittel, Raketentreibstoff, Brennstoff, Ausgangsstoff für chemisch-technische Verfahren
Äthansäure	$CH_3—COOH$	Herstellung von Chemiefasern, Sicherheitsfilmen, Farbstoffen, Arzneimitteln, Riechstoffen, Lösungsmitteln; Speisewürze und Konservierungsmittel
Benzol	C_6H_6	Lösungsmittel; Zusatz für Kraftstoffe; Herstellung von Schädlingsbekämpfungsmitteln, Chemiefasern, Farbstoffen, Arzneimitteln, Waschmitteln, synthetischem Kautschuk
Harnstoff	$CO(NH_2)_2$	Herstellung von Aminoplasten, Medikamenten; Zusatz zum Viehfutter
2-Hydroxypropansäure	$CH_3—CH(OH)—COOH$	Konservierungsmittel; in der Zahnheilkunde und Gerberei
Kalziumkarbid	CaC_2	Herstellung von Kalkstickstoff, Plasten, synthetischem Kautschuk, Chemiefasern, Lösungsmitteln, Arzneimitteln, Äthanol, Äthansäure
Methanal	$HCHO$	Desinfektionsmittel, Konservierungsmittel; Herstellung von Plasten
Methanol	$CH_3—OH$	Lösungsmittel, Raketentreibstoff, Brennstoff, Ausgangsstoff für chemisch-technische Verfahren
Methansäure	$HCOOH$	Desinfektionsmittel, Konservierungsmittel; in der Textilveredlung und Gerberei

[1] alphabetisch geordnet.

Name[1]	Erläuterung	Verwendung
Naphthalin	$C_{10}H_8$	Herstellung von Farbstoffen, Lösungsmitteln, Plasten, Weichmachern, Ruß
Paraffin	Gemisch fester Alkane	Herstellung von Kerzen, Polituren, Kunstblumen, Fettsäuren; Isolierstoff, Imprägnierungsmittel, Salbengrundlage
Phenol	$C_6H_5—OH$	Herstellung von Plasten, Chemiefasern, Schädlingsbekämpfungsmitteln, Gerbstoffen, Farbstoffen, Arzneimitteln
Phthalsäure	$C_6H_4(COOH)_2$	Herstellung von Farbstoffen, Weichmachern
Propanon	$CH_3—CO—CH_3$	Lösungsmittel; Quellungsmittel für Zelluloid; Herstellung von rauchlosem Pulver; Ausgangsstoff für chemisch-technische Verfahren
Propantriol	$CH_2OH–CH(OH)–CH_2OH$	Zusatz zu Zahnpasten, Stempelfarben, Modelliermassen, Tubenfarben, Schuhcreme, Seifen, Kosmetika; Frostschutzmittel, Druckflüssigkeit in hydraulischen Pressen, Füllung von Gasmeßuhren, Lösungsmittel, Ausgangsstoff für chemisch-technische Verfahren
Styrol	$C_6H_5—CH=CH_2$	Herstellung von Plasten und synthetischem Kautschuk
Zellstoff	fast reine Zellulose	Herstellung von Chemiefasern, Papier, Folien, Plasten, Kleb- und Appreturmitteln, Lacken, Explosivstoffen, Verbandmaterial

[1] alphabetisch geordnet.

Plaste und Elaste

8

- **Thermoplaste** sind makromolekulare Werkstoffe, die sich durch Erwärmen beliebig oft plastisch verformen lassen.
- **Duroplaste** sind makromolekulare Werkstoffe, die auf einer Verarbeitungsstufe plastisch sind, durch thermische oder andere Weiterbehandlung jedoch bleibend hart, unlöslich und unschmelzbar werden.
- **Elaste** sind makromolekulare Werkstoffe mit elastischen Eigenschaften, die beim Erwärmen nicht plastisch formbar werden.

Name[1]	Erläuterung	Verwendung
Aminoplaste	Polykondensationsprodukte von Aminen (Melamin, Dizyandiamid, Harnstoff) und Methanal; Duroplast	Herstellung von Lacken, Leimen, Kitten, Schichtpreßstoffen, Preßmassen, Isolierstoffen
Epoxidharze	Polykondensationsprodukte von Epoxiden; Duroplast	Gießharze, Lackrohstoff, Isolierstoff für die Elektrotechnik, Metallkleber
Gummi	Synthesekautschuk (Buna) oder Naturkautschuk, mit Schwefel vulkanisiert; Elast	Fahrzeugreifen, Regen- und Arbeitsschutzbekleidung, Schläuche, Treibriemen, Massenbedarfsartikel
Phenoplaste	Polykondensationsprodukte von Phenol (bzw. seinen Homologen) und Methanal; Duroplast	Herstellung von Gießharzen, Lacken, Leimen, Kitten, Schichtpreßstoffen, Glakresit, Preßmassen
Polyamide	Polykondensationsprodukte von ε-Aminokaprolaktam und anderen Stoffen; Thermoplast	Herstellung von Formteilen für die Industrie, Massenbedarfsartikeln, Möbelbeschlägen, Armaturen, Haushaltgeräten, Seilen, Folien
Polyäthylen	Polymerisationsprodukt des Äthens; Thermoplast	Herstellung von Haushaltgeräten, Verpackungsmaterial, Rohren, Schläuchen; Isolierstoff in der Elektrotechnik
Polyester	Polykondensationsprodukte von mehrwertigen organischen Säuren mit mehrwertigen Alkoholen; Duroplast	Herstellung von Behältern, Waschbecken, Booten, Fahrzeugkarosserien; Klebemittel für Metalle und andere Werkstoffe
Polystyrol	Polymerisationsprodukt des Styrols; Thermoplast	Herstellung von Haushaltgeräten, Spielwaren, Verpackungsmaterial, Formteilen für die Industrie
Hart-PVC	Polymerisationsprodukt des Chloräthens; Thermoplast	Herstellung von Armaturen, Dichtungen, Rohrleitungen, Apparaturen für die chemische Industrie, Verpackungsmaterial, Haushaltgeräten, Platten, Folien; Isolierstoff für die Elektrotechnik
Weich-PVC	Polymerisationsprodukt des Chloräthens, mit Weichmachern verknetet; Thermoplast	Herstellung von Polstern, Polsterbezügen, Fußbodenbelag, Arbeitsschutz- und Regenbekleidung, Täschnerwaren, Bucheinbänden, Spielwaren, Förderbändern, Schläuchen, Kabelisolierungen
Silikone	siliziumorganische Verbindungen	Herstellung von Ölen, Fetten, synthetischem Kautschuk, Lacken

[1] alphabetisch geordnet.

Chemiefasern

Hochmolekulare Faserstoffe, die durch chemisch-technische Verfahren hergestellt werden.

Nach der Herkunft der Ausgangsstoffe, die man zur Produktion einsetzt, werden die Chemiefasern eingeteilt in:

- **„halbsynthetische" Chemiefasern,** hergestellt aus natürlichen Ausgangsstoffen, und
- **„vollsynthetische" Chemiefasern,** hergestellt aus synthetischen Ausgangsstoffen.

Nach der textilen Verarbeitung unterscheidet man:

Chemiefäden, das sind endlose Fäden, die zur Herstellung seidenartiger Textilwaren dienen, und

Chemiespinnfasern, das sind auf Stapellängen geschnittene Fasern, die zu baumwoll- und wollähnlichen Textilwaren verarbeitet werden.

Name (Handelsbezeichnung)	Erläuterung, Zusammensetzung	Verwendung
PC-Faser (Piviacid)	Chemiespinnfaser auf Basis von nachchloriertem Polyvinylchlorid	Unterbekleidung, Arbeitsschutzbekleidung, Planen, Vorhänge, Schläuche, Seile, technische Gewebe
Polyakrylnitrilfasern (Wolpryla)	Chemiespinnfasern auf Basis von Polyakrylnitril	Unterbekleidung, Oberbekleidung, Dekorationsstoffe, Planen, technische Gewebe
Polyamidfasern (Dederon)	Chemiefäden und Chemiespinnfasern auf Basis von ε-Aminokaprolaktam	Strümpfe, Unterbekleidung, Oberbekleidung, Dekorationsstoffe, Teppiche, Seile, Schläuche, technische Gewebe
Polyesterfasern (Grisuten)	Chemiefäden und Chemiespinnfasern auf Basis von Polyestern	Oberbekleidung, Gardinen, Dekorationsstoffe, Planen, technische Gewebe
Viskosefasern (Regan)	Chemiefäden und Chemiespinnfasern auf Basis von Zellulose	Strümpfe, Unterbekleidung, Oberbekleidung, Dekorationsstoffe, technische Gewebe

Gasförmige Brennstoffe

Gase, die auf Grund ihres Heizwertes zur Erzeugung von Wärmeenergie genutzt werden können.

Name	Erläuterung	Verwendung
Braunkohlen-druckgas	enthält 35 bis 50% Wasserstoff, 16 bis 22% Kohlenmonoxid, 16 bis 24% Methan; Heizwert etwa 3800 kcal · m^{-3}	Stadtgas, Industriegas
Braunkohlen-kokereigas	enthält etwa 35% Wasserstoff, etwa 20% Kohlenmonoxid, etwa 15% Methan, etwa 18% Kohlendioxid, etwa 11% Stickstoff; Heizwert etwa 3000 kcal · m^{-3}	Stadtgas, Industriegas
Generatorgas	enthält etwa 30% Kohlenmonoxid, etwa 60% Stickstoff, etwa 5% Kohlendioxid; Heizwert etwa 1200 bis 1400 kcal · m^{-3}	Industriegas
Propan	enthält 95% Propan C_3H_8; Heizwert etwa 22000 kcal · m^{-3}	Heizgas für bewegliche Heizgeräte
Wassergas	enthält etwa 50% Wasserstoff, etwa 40% Kohlenmonoxid; Heizwert etwa 2500 kcal · m^{-3}	Industriegas
Steinkohlen-kokereigas	enthält etwa 50% Wasserstoff, etwa 30% Methan, etwa 10% Kohlenmonoxid; Heizwert etwa 3000 bis 4200 kcal · m^{-3}	Stadtgas, Industriegas

Kraftstoffe

Brennbare Stoffe, die zum Betrieb von Verbrennungsmotoren verwendbar sind.

Name	Erläuterung	Verwendung
Dieselkraftstoff	Gemisch aus Alkanen und ringförmigen Kohlenwasserstoffen des Siedebereichs 190 bis 345 °C	Kraftstoff für Dieselmotoren

Name	Erläuterung	Verwendung
Petroleum	Kohlenwasserstoffgemisch (Siedebereich 150 bis 300 °C)	Brennstoff, Raketentreibstoff, Kraftstoff
Treibgas	Gemisch aus Buten, Propan, Äthan, Pentan	Kraftstoff für Ottomotoren
Vergaser-kraftstoff	Gemisch aus Alkanen (Pentan bis Dodekan), Alkenen, ringförmigen Kohlenwasserstoffen und Antiklopfmitteln	Kraftstoff für Ottomotoren

8.6. Industrieproduktion der DDR

Industrielle Bruttoproduktion

Industriebereich	1955	1960	1965	1965
	Angaben in Mill. DM (gerundet)			in %
Grundstoffindustrie	13598	20203	23305	28,5
davon				
Energiebetriebe	706	1137	1481	1,7
Bergbau	2286	2626	2597	2,9
Metallurgie	2962	4578	4272	4,8
Chemische Industrie	6864	10470	15056	17,0
Baumaterialindustrie	780	1392	1899	2,1
Metallverarbeitende Industrie	13103	23585	32209	37,4
Leichtindustrie	10773	15514	18446	20,8
Nahrungs- und Genußmittelindustrie	7323	10128	11898	13,3
Industrie insgesamt	44797	69430	88876	100

Bruttoproduktion, Beschäftigte und Betriebe der chemischen Industrie

1965	Bruttoproduktion		Anzahl der Beschäftigten	Anzahl der Betriebe
	in Mill. DM	in %		
Chemische Industrie	**15056**	**100**	**280654**	**1014**
davon				
Grundchemikalien	3702	24,6	76745	73
Chemische und chemisch-technische Spezialerzeugnisse	3146	20,9	52486	421
Plaste und Plasterzeugnisse	937	6,5	25994	264
Pharmazeutika	1121	7,4	14341	112
Gummi und Asbestwaren	2813	18,7	47436	104
Chemiefasern	883	5,9	22850	8
Mineralöle, Teerprodukte	2418	16,6	40699	32

Produktion ausgewählter Erzeugnisse

Erzeugnis	Einheit	1950	1955	1958	1960	1965
Stadtgas	Md. m^3	1,50	2,41	3,07	3,05	3,41
BHT-Koks	Mill. t	—	0,46	0,99	1,01	1,05
Braunkohlenbriketts	Mill. t	38	51	54	56	60
Braunkohlenschwelkoks	Mill. t	5,22	6,37	6,58	6,69	6,29
Kalisalze	Mill. t K_2O	1,34	1,55	1,65	1,67	1,93
Rohbraunkohle	Mill. t	137	201	215	225	251
Steinkohle	Mill. t	2,81	2,68	2,90	2,72	2,21
Steinkohlenkoks	Mill. t	1,53	2,71	3	3,21	3,21
Roheisen	Mill. t	0,34	1,52	1,77	1,99	2,34
Rohstahl	Mill. t	1,0	2,51	3,04	3,34	3,89
Branntkalk	Mill. t	1,50	2,45	2,77	3,05	3,44
Fensterglas (Einheitsdicke)	Mill. m^2	13,21	14,28	14,70	16,09	21,28
Zement	Mill. t	1,41	2,97	3,56	5,03	6,09

Erzeugnis	Einheit	1950	1955	1958	1960	1965
Ammoniak	1000 t NH_3	294	408	444	477	533
Ätzkali	1000 t	21	30	34	35	37
Ätznatron	1000 t	150	257	296	327	364
Salzsäure	1000 t HCl	56	80	67	75	66
Schwefel	1000 t	66	96	106	112	125
Schwefelsäure	1000 t SO_3	245	483	531	596	804
Soda	1000 t	103	458	533	594	682
Ammonsulfat	1000 t N	132	166	171	178	171
Kalkammonsalsalpeter	1000 t N	62	97	115	122	123
Kalkstickstoff	1000 t N	23	14	16	16	17,5
Superphosphat	1000 t P_2O_5	18	52	75	100	152
Äthansäure (100%)	1000 t	24	32	47	51	88
Kalziumkarbid	1000 t	606	793	831	923	1193
Methanol	1000 t	38	60	64	73	114
Polystyrol	1000 t	1,0	2,0	3,7	4,0	12,3
PVC-Pulver	1000 t	21,6	42,0	54,5	58,6	104,6
Rohfilm	Mill. m^2	13,8	17,2	21,8	25,3	29,5
Synthesekautschuk	1000 t	39,8	72,2	85,0	86,8	94,8
Dieselkraftstoff	Mill. t	0,45	0,71	1,07	1,29	2,26
PC-Faser	1000 t	0,4	0,5	1,0	0,9	3,0
Polyakrylnitrilfaser	1000 t	—	0,03	0,76	0,98	5,9
Polyamidfaser	1000 t	0,3	2,9	4,7	5,8	9,4
Polyesterfaser	1000 t	—	—	0,13	0,15	0,5
Kunstseide	1000 t	9,0	22,3	25,1	27,0	29,7
Viskosefaser	1000 t	78,0	96,9	111,2	110,6	112,5
Zellstoff	1000 t	226,1	303,0	325,0	336,5	360,1
Seifen (berechnet auf 40%)	1000 t	34,3	40,7	53,3	54,4	52,4
Waschpulver	1000 t	72,3	78,6	101,0	120,1	178,1

Angaben in diesem Abschnitt nach den Statistischen Jahrbüchern der DDR (gerundet).

A

Abhängigkeit chemischer Eigenschaften von den physikalischen 56
Abrösten 212
Addition 75
Agglomerieren 206
Akrylsäure s. Propensäure
Aktivierungsenergie 90
Aktivität, optische 69
Aldehyde, Charakteristik 153
—, Nachweis 191
Alkadiene 146
Alkalimetalle 113
Alkandiole 150
Alkane 146
Alkanole 150
Alkantriole 150
Alkene 150
Alkine 146
Aluminium 120
—, Eigenschaften 121
—, Erzeugung 218
—, Verwendung 234
Aluminiumchlorid, Eigenschaften 121
Aluminiumhydroxid, Eigenschaften 121
Aluminiumnitrat, Eigenschaften 121
Aluminiumoxid, Eigenschaften 121
Aluminiumsulfat, Eigenschaften 121
aluminothermisches Verfahren 218
Ameisensäure s. Methansäure
Amine, Charakteristik 163
Aminobenzol, Eigenschaften 163
ε-Aminokaprolaktam 165
Aminoplaste, Nachweis 192
—, Verwendung 238
2-Aminosäuren, Charakteristik 162
Ammoniak, Eigenschaften 127
—, Herstellung 214, 215
—, Nachweis 190
—, Verwendung 230
Ammoniumchlorid, Eigenschaften 128
Ammonium-Ionen, Nachweis 190
Ammoniumkarbonat, Eigenschaften 128
Ammoniumsulfat, Eigenschaften 128
—, Herstellung 216
Amphoterie 80
Anhydrit 200
Anilin s. Aminobenzol
Anionen 51
Anlagerungskomplex 64
anorganische Verbindungen 109 bis 143
Antimon 125
—, Eigenschaften 129
Apatit 200
Apparate der chemischen Produktion 202 bis 207
Äquivalentgewicht (Äquivalentmasse) 48
Äquivalentmasse 48
Arbeitsmethoden 176 bis 187
Arbeitsweise, kontinuierliche 207
—, periodische 207
Argon 135
Arsen 125
—, Eigenschaften 129
Arsentrioxid, Eigenschaften 129
Äthanal, Eigenschaften 154
—, Verwendung 236
Äthanate 158

R

Äthandiate 159
Äthandisäure, Eigenschaften 159
Äthanol, Eigenschaften 152
—, Herstellung 227, 228
—, Verwendung 236
Äthansäure, Eigenschaften 158
Äthen, Eigenschaften 148
Äthin, Eigenschaften 148
—, Herstellung 227
Äthylalkohol s. Äthanol
Äthyläthanat, Eigenschaften 166
Atom 36
Atomaufbau der Elemente 38 bis 43
Atombindung 59
Atomgewicht (relative Atommasse) 47
Atomkern 36
Atommasse, relative 47
Atommodell, wellenmechanisches 44
Ätznatron 230
Aufbereitung und Aufarbeitung, Apparate 203 bis 207
Auffangen von Gasen, Luftverdrängung 180
— — —, pneumatisches 180, 181
Außenelektronen 37
Avogadro, Satz von 96
Azetaldehyd s. Äthanal
Azetatseide, Nachweis 193
Azeton s. Propanon
Azetylene s. Alkine

B

Barium 117
—, Nachweis 187
Bariumchlorid, Eigenschaften 120
Bariumhydroxid, Eigenschaften 119
Bariumsulfat, Eigenschaften 120
Baumwolle, Nachweis 193
Bauxit 200
Benzaldehyd 155
Benzoate 158
Benzoesäure s. Benzolkarbonsäure
Benzol, Eigenschaften 149
—, Verwendung 236
Benzolhomologe und -derivate, Nomenklatur 33
Benzoldikarbonsäure-(1,2), Eigenschaften 160
—, Verwendung 237
Benzoldikarbonsäure-(1,4), Eigenschaften 160
Benzolkarbonsäure 158
Benzolring, Bindung 61
Bergbauprodukte 200, 201
Beryllium 117
Bindung, chemische 58 bis 63
—, Atom- 59 bis 61
—, Doppel- 60
—, Dreifach- 61
—, Einfach- 60
—, metallische 62
σ-Bindung 59
π-Bindung 60
Bindung im Benzolring 61
Bindungsarten, Übergänge 62, 63
— —, Ionenbeziehung/Atombindung 62
— —, Ionenbeziehung/metallische Bindung 63
— —, metallische Bindung/Atombindung 63
Bindungswertigkeit 66
Biochemie 8
Blei 122
—, Eigenschaften 124
—, Verwendung 234
Bleiakkumulator 88
Bleiglanz 200
Bor 120
Borgruppe 120
Branntkalk 230
Braunkohle, Sauerstoffdruckvergasung 221
—, Spülgasschwelung 224, 226
—, Verwendung 200
Braunkohlendruckgas 240
Braunkohlenkokereigas 240

Brennprobe bei Fasern 193
— bei Plasten 192
Brennstoffe, gasförmige 240
Brom 133
—, Eigenschaften 134
Bromide 135
—, Nachweis 188
Bromwasserstoff, Eigenschaften 135
Bronze 235
Bruttoproduktion der DDR, industrielle 241

C

Chalkogene 130
Chemie 8
—, allgemeine 8
—, analytische 8
—, anorganische 8
—, Bio- 8
—, organische 8
—, physikalische 8
—, physiologische 8
—, präparative 8
—, theoretische 8
Chemiefäden 239
Chemiefasern, halbsynthetische 239
—, vollsynthetische 239
Chemiespinnfasern 239
Chemikalien, Vorsichtsmaßnahmen 194, 195
—, Erste Hilfe 195
chemische Industrie der DDR 242
Chlor 133
—, Eigenschaften 134
—, Verwendung 230
Chloride 134
—, Nachweis 188
Chloroform s. Trichlormethan
Chlorwasserstoff, Eigenschaften 134
Chrom 139
—, Eigenschaften 140
—, Verwendung 234
Chromgruppe 139

D

Dederon s. Polyamidfaser
Derivate 27
—, Nomenklatur 31 bis 33
Destillieren 176, 177
Diamant 122
Dieselkraftstoff 240
2,3-Dihydroxybutandisäure 161
Dikarbonsäuren, Charakteristik 159
Dimerisation 78
Dipol 51
Disacharide 167
Dissoziation, elektrolytische 79
Dissoziationsgrad 83
Dissoziationskonstante 81
Doppelbindung 60
Doppelschicht, elektrische 85
Dreifachbindung 61
Düngemittel 231 bis 233
—, Angabe des Nährstoffgehalts 232
—, Kalk- 231
—, Kali- 231
—, Mehrnährstoff- 232
—, Phosphat- 232
—, Stickstoff- 232
Düngermischungstafel 233
Durchdringungskomplex 64
Duroplaste 237

E

Edelgase 135
Eigenpotential 85
Eindampfen einer Lösung 177
Einfachbindung 60
Eisen 141
—, Eigenschaften 142
—, Herstellung 217
—, Verwendung 233
Eisengruppe 141
Eisen(III)-Ionen, Nachweis 189
Eisenmetalle 11
—, Verwendung 233
Eisen(II)-oxid, Eigenschaften 142

Eisen(III)-oxid, Eigenschaften 142
Eisen(II)-sulfat, Eigenschaften 142
Eisen(II)-sulfid, Eigenschaften 142
Eiweiße, Charakteristik 168
—, Nachweis 191
Elaste 237
Elektrolyse 80
—, Durchführung 186
Elektrolyte 79
—, echte 79
—, mittelstarke 83
—, potentielle 79
—, schwache 83
—, starke 83
Elektronen 37
Elektronenhülle 37
Element, galvanisches 87
—, Leclanché- 88
—, Lokal- 88
Elementaranalyse 106, 107, 190
Elemente 9
—, amphotere 54
—, Atomaufbau 38 bis 43
—, basenbildende 54
—, Misch- 10
—, Rein- 10
—, säurenbildende 54
—, Übersicht 110 bis 112
Energie, Umwandlung chemischer in elektrische 87
Energieniveauschema 37
Epoxidharze, Nachweis 192
—, Verwendung 238
Erdalkalimetalle 117
Erdgas 200
Erdöl, Aufarbeitung 223
—, Verwendung 200
Erste Hilfe 195
Essigsäure s. Äthansäure
Essigsäureäthylester s. Äthyläthanat
Ester, Bildung 78
—, Charakteristik 166
Experimentierregeln, Vorbereitung 176
—, Durchführung und Auswertung 176
explosible Stoffe 197

F

Fasern, Brennprobe 193
Fällungsreaktionen 188, 189
Farbreaktionen 189
Fette, Charakteristik 169
—, Verwendung 202
fettes Öl 169
feuergefährliche Stoffe 197
Filtrieren 178
Flammenfärbung 187
Fließbild 208, 209
Fluor 133
—, Eigenschaften 133
Fluorwasserstoff, Eigenschaften 134
Fördern 207
Formaldehyd s. Methanal
Formeln 14
—, Aufstellen 15
Formgeben 206
Formiate s. Methanate
funktionelle Gruppen 28

G

Gallium 120
Gase, Auffangen 180, 181
—, Molvolumen 49
—, Reinigen und Trocknen 178, 179
Gasentwicklung durch Erhitzen von Stoffen 181, 182
— durch Reaktion fester und flüssiger Substanzen 182, 183
Gegenstromprinzip 207
Generatorgas, Erzeugung 221
—, Verwendung 240
Gesetz der konstanten Proportionen 89
Gesetz der multiplen Proportionen 89
Gesetz von der Erhaltung der Masse 89
Gifte 195 bis 197
Glas, Herstellung 212
Gleichgewicht, chemisches 95
Gleichstromprinzip 208
Glukose 167

Glyzerin s. Propantriol-(1,2,3)
Glyzeryltrinitrat s. Propantrioltrinitrat
Gold 136
—, Eigenschaften 137
Grammäquivalent 48
Grammatom 48
Grammolekül 48
Graphit 122
Grisuten s. Polyesterfaser
Gruppen des Periodensystems 52
Gruppen, funktionelle 28
Grundchemikalien, anorganische 230
—, organische 236, 237
Gummi 238

H

Halbmetall 12, 55
Halogenderivate der Kohlenwasserstoffe, Charakteristik 149
Halogene 133
Halogenierung 75, 76
Harnstoff, Eigenschaften 165
—, Verwendung 236
Härte des Wassers 94
— — —, permanente 94
— — —, temporäre 94
Härtegrad, deutscher 94
Hauptgruppe, I., Übersicht 113
—, II., Übersicht 117
—, III., Übersicht 120
—, IV., Übersicht 122
—, V., Übersicht 125
—, VI., Übersicht 130
—, VII., Übersicht 133
—, VIII., Übersicht 135
Hauptquantenzahl 44
Helium 135
Hochdruckhydrierung 225, 226
Holz 202
homologe Reihe 26
Hydratation 80
Hydratisierung 76
Hydrierung 75
Hydrierung, Hochdruck- 225, 226
Hydrolyse 74
Hydroxide 12
—, Bildung 73
—, Nomenklatur 21
Hydroxid-Ionen, Nachweis 189
Hydroxylderivate der Kohlenwasserstoffe, Charakteristik 150
2-Hydroxypropansäure, Eigenschaften 161
—, Verwendung 236
Hydroxysäuren, Charakteristik 161

I

Indikatoren, Umschlagbereiche 190
Indium 120
Industrieproduktion der DDR 241 bis 243
Ionen 49, 50
—, Zentral- 63
—, Zwitter- 152
Ionenbeziehung 58
Ionenbildung 50
Ionenprodukt des Wassers 82
Ionenwertigkeit 65, 66
Isomerie 67 bis 69
—, Stellungs- 67, 68
—, Stereo- 68
—, Struktur- 67
Isotope 44

J

Jod 133, 135
—, Eigenschaften 135
Jodide 135
—, Nachweis 188
Jodwasserstoff, Eigenschaften 135

R

K

Kadmium 138
Kalium 113
—, Eigenschaften 115
—, Nachweis 187
Kaliumchlorid, Eigenschaften 116
Kaliumchromat, Eigenschaften 116
Kaliumdichromat, Eigenschaften 116
Kaliumhydroxid, Eigenschaften 115
Kalium-Ionen, Nachweis 188
Kaliumkarbonat, Eigenschaften 115
Kaliumnitrat, Eigenschaften 116
Kaliumpermanganat, Eigenschaften 116
Kalisalze 200
—, Aufbereitung 216
Kalkbrennen 210
Kalklöschen 210
Kalkstein 201
Kalzium 117
—, Eigenschaften 118
—, Nachweis 187
Kalziumchlorid, Eigenschaften 119
Kalziumhydrogenkarbonat, Eigenschaften 118
Kalziumhydroxid, Eigenschaften 118
—, Herstellung 210
Kalzium-Ionen, Nachweis 188
Kalziumkarbid, Eigenschaften 119
—, Herstellung 226
—, Verwendung 236
Kalziumkarbonat, Eigenschaften 118
Kalziumoxid, Eigenschaften 118
—, Herstellung 210
—, Verwendung 230
Kalziumphosphate, Eigenschaften 119
Kalziumsulfat, Eigenschaften 119
Katalysator 97
Katalysatorgift 97
Katalyse, heterogene 97
—, homogene 97
Kationen 51
Kautschuk, Herstellung 229
Ketone, Charakteristik 155
Kieselsäure, Eigenschaften 124
Kobalt 141
—, Eigenschaften 143
Kohlendioxid, Eigenschaften 123
—, Nachweis 188
Kohlendisulfid, Eigenschaften 123
Kohlenhydrate, Charakteristik 167
Kohlenmonoxid, Eigenschaften 123
Kohlensäure, Eigenschaften 123
Kohlenstoff, Eigenschaften 122
Kohlenstoffatom, asymmetrisches 69
Kohlenstoffgruppe 122
Kohlenstoffverbindung, gesättigte 25
—, kettenförmige 25
—, ringförmige 25
—, ungesättigte 26
Kohlenwasserstoffe, aromatische 146
—, Charakteristik 146
—, Nomenklatur 28 bis 30
Kohlenwasserstoffsynthese nach Fischer und Tropsch 222, 223
Komplex, Anlagerungs- 64
—, Durchdringungs- 64
Komplexverbindungen 63
—, Nomenklatur 23, 24
—, Koordinationszahl 64
Komplexzerfallskonstante 65
Kondensation 77, 78
Konstantan 235
kontinuierliche Arbeitsweise 207
Konzentration 92
Konzentrationsmaße 92, 93
Koordinationszahl in Komplexverbindungen 64
Korrosion, elektrochemische 89
Krackverfahren 223
Kraftstoffe 240, 241
Kreislaufprinzip 208
Krypton 135
Kupfer 136
—, Eigenschaften 136
—, Erzeugung 219
—, Nachweis 187
Kupfergruppe 136
Kupfer(II)-Ionen, Nachweis 189

Kupfer(I)-oxid, Eigenschaften 136
Kupfer(II)-oxid, Eigenschaften 137
Kupferschiefer 200
Kupfer(II)-sulfat, Eigenschaften 137

L

Laborgeräte 172 bis 175
Lagern 207
Laktam s. ε-Aminokaprolaktam
Laktate 161
Leclanché-Element 88
Leichtmetalle 11
Legierungen der Nichteisenmetalle 235
Ligand 64
Lithium 113
—, Nachweis 187
Lokalelement 88
Loschmidtsche Zahl 49
Löslichkeit 91
Löslichkeitsprodukt 84
Lösung 9, 90
—, echte 91
—, gesättigte 91
—, kolloide 91
—, konzentrierte 91
—, molare 94
—, Normal- 94
—, verdünnte 91
—, Berechnungen 102 bis 106
—, Eindampfen 177
Lösungsdruck 84
Lösungsgeschwindigkeit 91
Lösungsmittel 91
Luft 202

M

Magnesium, Eigenschaften 117
Magnesiumoxid, Eigenschaften 117
Magneteisenstein 201
Malonsäure s. Propandisäure
Mangan 140
—, Eigenschaften 140
—, Verwendung 235
Mangangruppe 140
Mangan(IV)-oxid, Eigenschaften 141
Mangan(II)-sulfat, Eigenschaften 141
Massenwirkungsgesetz 96
Massenzahl 36
Masseprozent 92
—, Berechnungen 103
Mehrfachbindungen, Nachweis 191
Metalle 11
—, edle 11
—, Eisen- 11
— —, Verwendung 233
—, Leicht- 11
—, leichtschmelzende 11
—, Nichteisen- 11
— —, Verwendung 234, 235
—, Schwer- 11
—, schwerschmelzende 11
—, unedle 11
—, Verteilung im Periodensystem 55
Methan, Eigenschaften 148
Methanal, Eigenschaften 154
—, Verwendung 236
Methanate 157
Methanol, Eigenschaften 152
—, Herstellung 227
—, Verwendung 236
Methansäure, Eigenschaften 157
—, Verwendung 236
Methylalkohol s. Methanol
1-Methyl-2,4,6-trinitrobenzol 164
Messing 235
Milchsäure s. 2-Hydroxypropansäure
Mischelemente 10
Mischungsverhältnis von Lösungen 102, 103
Mol 48
Molarität 93
—, Berechnungen 104
Molekül 47
Molekulargewicht (relative Molekülmasse) 47
Molekülmasse, relative 47
Molvolumen von Gasen 49
Monochloräthen, Eigenschaften 150

R

Monokarbonsäuren, Charakteristik 156
Monosaccharide 167
Müller-Kühne-Verfahren 212

N

Nachweisreaktionen 187 bis 193
Naphthalin, Eigenschaften 237
Naphthene s. Zykloalkane
Natrium 113
—, Eigenschaften 114
—, Nachweis 187
Natriumchlorid, Eigenschaften 115
Natriumchloridelektrolyse 210
Natriumhydrogenkarbonat, Eigenschaften 114
Natriumhydroxid, Eigenschaften 114
—, Verwendung 230
Natriumkarbonat, Eigenschaften 114
—, Herstellung 211
—, Verwendung 230
Natriumnitrat, Eigenschaften 115
Natriumsilikat, Eigenschaften 114
Nebengruppe, I., Übersicht 136
—, II., Übersicht 138
—, VI., Übersicht 139
—, VII., Übersicht 140
—, VIII., Übersicht 141
Nebenquantenzahl 45
Neon 135
Neusilber 235
Neutralisation 74
Neutralisationsanalyse 187
Neutronen 36
Nichteisenmetalle 11
—, Legierungen 235
—, Verwendung 234, 235
Nichtelektrolyte 79
Nichtmetall 11, 55
Nickel 141
—, Eigenschaften 143
—, Verwendung 235
Nitrate 126
Nitrat-Ionen, Nachweis 189
Nitrierung 76
Nitrobenzol, Eigenschaften 164
Nitroverbindungen, Charakteristik 164
Nomenklatur anorganischer Verbindungen 18 bis 24
— — —, Hydroxide 21
— — —, Komplexverbindungen 23, 24
— — —, Säuren und Salze 21 bis 23
— — —, Verbindungen aus zwei Elementen 18, 19
Nomenklatur organischer Verbindungen 28 bis 33
— — —, Benzolhomologe und -derivate 33
— — —, Derivate kettenförmiger Kohlenwasserstoffe 31, 32
— — —, Kohlenwasserstoffe 28 bis 30
— — —, Zykloalkane 30
Normalelektrode (Standardelektrode) 85
Normalität 93
—, Berechnungen 105
Normallösung 94
Normalpotential (Standardpotential) 85
Normal-Wasserstoffelektrode (Standard-Wasserstoffelektrode) 85
Nukleonen 36

O

Olefine s. Alkene
Öl, fettes 169
optische Aktivität 69
Orbital 44
Ordnungszahl 52
organische Verbindungen 145 bis 169
— —, Nachweisreaktionen 191
Oxalate s. Äthandiate
Oxalsäure s. Äthandisäure
Oxid 12
Oxydation 72
Oxydationsmittel 73
Oxydationszahl 66

P

Paraffin 237
Paraffine s. Alkane
Pauli-Prinzip 46
PC-Faser, Nachweis 193
—, Verwendung 239
Peptidbildung 77
Perioden 52
Periodensystem der Elemente 52 bis 57
— und Atomaufbau 52
periodische Arbeitsweise 207
Periodizität chemischer Eigenschaften in den Nebengruppen 56
— chemischer und physikalischer Eigenschaften in den Hauptgruppen 53
Petroleum 241
Phaseneinteilung 209
Phenol, Eigenschaften 153
—, Verwendung 237
Phenole 150
Phenoplaste, Herstellung 229
—, Nachweis 192
—, Verwendung 238
Phosphate 129
—, Nachweis 188
Phosphor 125
—, Eigenschaften 128
Phosphorpentoxid, Eigenschaften 128
Phosphorsäure, Eigenschaften 129
Phthalate 160
Phthalsäure s. Benzoldikarbonsäure-(1,2)
pH-Wert 82, 106, 190
Piviacid s. PC-Faser
Plaste 237
—, Duro- 237
—, Thermo- 237
—, Brennprobe 192
Polyakrylnitrilfaser, Nachweis 193
—, Verwendung 239
Polyamide, Nachweis 192
—, Verwendung 238
Polyamidfaser, Nachweis 193
Polyamidfaser, Verwendung 239
Polyäthylen, Nachweis 192
—, Verwendung 238
Polyester, Nachweis 192
—, Verwendung 238
Polyesterfaser, Nachweis 193
—, Verwendung 239
Polykondensation 78
Polymerisation 78
Polymethakrylsäureester, Nachweis 192
Polysaccharide 167
Polystyrol 238
Prinzip von Le Chatelier 95
Produkte der Land- und Forstwirtschaft 202
Produktion ausgewählter Erzeugnisse 242, 243
Propan 240
Propandisäure, Eigenschaften 160
Propanon, Eigenschaften 156
—, Nachweis 191
—, Verwendung 237
Propantriol-(1,2,3), Eigenschaften 152
—, Verwendung 152
Propantrioltrinitrat, Eigenschaften 166
Proteide 169
Proteine 169
Protonen 36
PVC, Herstellung 228, 229
—, Nachweis 192
—, Verwendung 238
Pyrit 201

Q

Quantenzahl 44 bis 46
—, Haupt- 44
—, magnetische 46
—, Neben- 45
—, Spin- 45
Quarzsand 201
Quecksilber 138
—, Eigenschaften 139
Quecksilber(II)-oxid 139

R

R

Radikale 27
Reaktionen 72 bis 78
—, Durchführung 181 bis 187
—, endotherme 90
—, exotherme 90
—, Fällungs- 188, 189
—, Farb- 189
— gasförmiger mit festen Stoffen 184, 185
— gasförmiger mit flüssigen Stoffen 183, 184
—, Wärmeumsetzungen 90
Reaktionsapparate 202, 203
Reaktionsgeschwindigkeit 94
—, Erhöhung 208
Reaktionsgleichungen 15, 16
—, Aufstellen 16 bis 18
Reaktionswärme 90
Redoxreaktionen 72
Reduktion 72
Reduktionsmittel 73
Reduktionswirkung, Nachweis 191
Regenerativprinzip 208
Reihe, homologe 26
Reinelemente 10
Rhenium 140
Roheisen, Erzeugung 217
—, Verwendung 233
Rohrzucker s. Sacharose
Rohstoffe der chemischen Produktion 200 bis 202
Roteisenstein 201
Rotguß 235
Rubidium 113
Ruß 123

S

Sacharose 168
Salpetersäure, Eigenschaften 126, 127
—, Herstellung 214
—, Verwendung 230
Salze 13
—, Bildung 74
—, Nomenklatur 21 bis 23
Satz von Avogadro 96
Sauerstoff 130
—, Eigenschaften 131
Sauerstoffdruckvergasung von Braunkohle 221
Säureamide, Charakteristik 165
Säuren 12
—, Bildung 73
—, Nomenklatur 21 bis 23
Schwefel 130
—, Eigenschaften 131
—, Verwendung 230
Schwefeldioxid, Eigenschaften 131
—, Herstellung 212
Schwefelsäure, Eigenschaften 132
—, Herstellung 213
—, Verwendung 230
Schwefeltrioxid, Eigenschaften 132
Schwefelwasserstoff, Eigenschaften 132
schweflige Säure, Eigenschaften 132
Schwermetalle 11
Selen 130
—, Eigenschaften 132
Silber 136
—, Eigenschaften 137
—, Verwendung 235
Silberchlorid, Eigenschaften 137
Silbernitrat, Eigenschaften 137
Silikone 238
Silizium 122
—, Eigenschaften 124
Siliziumdioxid, Eigenschaften 124
Spannungsreihe, elektrochemische
Spinquantenzahl 45
Stahl, Erzeugung 217, 218
—, Verwendung 234
Standardelektrode 85
Standardpotential 85
Standard-Wasserstoffelektrode 85
Stärke, Eigenschaften 168
—, Nachweis 191
Steinkohle, Verkokung 220

Steinkohle, Verwendung 201
Steinkohlenkokereigas 240
Steinsalz 201
Stickstoff 125
—, Eigenschaften 126
Stickstoffdioxid, Eigenschaften 126
Stickstoffgruppe 125
Stickstoffmonoxid 126
Stellungsisomerie 67, 68
Stereoisomerie 68
Stöchiometrie 100, 101
Stoff, gelöster 92
—, heterogener 9
—, homogener 9
—, reiner 9
Stoffe der Luft- und Wasserhülle 202
—, feuergefährliche 197
—, Übersicht 9
Stofftrennung 176 bis 179
Strontium 117
Strukturisomerie 67
Styrol 237
Substitution 76, 77
Substitutionsregeln 76, 77
Sulfate 132
—, Nachweis 189
Sulfide 131
—, Nachweis 189
Sulfite 132
Sulfonierung 76
Summenformel, Bestimmung 106, 107
Superphosphat, Herstellung 216
System, heterogenes 96
—, homogenes 96

T

Tartrate 161
Technetium 140
Technologie, chemische 8, 199 bis 243
Tellur 130
Terephthalate 160
Terephthalsäure s. Benzoldikarbonsäure-(1,4)
Tetrachlorkohlenstoff s. Tetrachlormethan
Tetrachlormethan 150
Thallium 120
Thermoplaste 237
Titration 187
—, Berechnungen 106
Traubenzucker s. Glukose
Treibgas 241
Trennen 204, 205
Trichlormethan 150
2,4,6-Trinitrotoluol s. 1-Methyl-2,4,6-trinitrobenzol

U

Umschlagbereiche von Indikatoren 190
Umwandlung chemischer in elektrische Energie 87
Unfallverhütung, allgemeine Regeln 193, 194

V

Val 48
Verbindung 10
Verbindungsgesetze 89
Vereinigen 206
Verfahren, chemisch-technische 208
Verfahrensprinzipien, allgemeine 207, 208
Vergaserkraftstoff 241
Verkokung der Steinkohle 220
Vinylchlorid s. Monochloräthen
Viskosefasern 239
Viskoseseide, Herstellung 229
—, Nachweis 193
Volumengesetz von Gay-Lussac
Volumenprozent 92

R

W

Wärmeübertragen 206
Wärmeumsetzungen bei chemischen Reaktionen 90
Wasser 202
—, Ionenprodukt 82
Wassergas, Erzeugung 221
—, Verwendung 240
Wasserstoff, Eigenschaften 113
—, Verwendung 230
Wasserstoff-Ionen, Nachweis 189
Weinsäure s. 2,3-Dihydroxybutandisäure
Wertigkeit-, Bindungs- 66
—, Ionen- 65, 66
—, stöchiometrische 56, 65
Wismut 125
—, Eigenschaften 129
Wolle, Nachweis 193
Wolpryla s. Polyakrylnitrilfaser

X

Xenon 135

Z

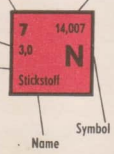
Zäsium 113
Zeichensprache, chemische 13 bis 18
Zellstoff, Herstellung 228
—, Verwendung 237
Zelluloid, Nachweis 192
Zellulose, Eigenschaften 168
—, Nachweis 191
Zelluloseazetat, Nachweis 192
Zentralion 63
Zerteilen 205
Zink 138
—, Eigenschaften 138
—, Erzeugung 219
—, Verwendung 235
Zinkblende 201
Zinkgruppe 138
Zinkoxid, Eigenschaften 138
Zinn 122
—, Eigenschaften 124
—, Verwendung 235
Zwitterionen 51
Zykloalkane 146
—, Nomenklatur 30

Periodensystem der E

Periode	I. Hauptgruppe	I. Nebengruppe	II. Hauptgruppe	II. Nebengruppe	III. Hauptgruppe	III. Nebengruppe	IV. Hauptgruppe	IV. Nebengruppe	Hauptgruppe
1	1 1,008 2,1 H Wasserstoff								
2	3 6,94 1,0 Li Lithium		4 9,01 1,5 Be Beryllium		5 10,81 2,0 B Bor		6 12,01 2,5 C Kohlenstoff		7 14,00 3,0 N Stickstoff
3	11 22,989 0,9 Na Natrium		12 24,31 1,2 Mg Magnesium		13 26,98 1,5 Al Aluminium		14 28,09 1,8 Si Silizium		15 30,9 2,1 P Phosphor
4	19 39,10 0,8 K Kalium		20 40,08 1,0 Ca Kalzium			21 44,96 1,3 Sc Skandium		22 47,90 1,5 Ti Titan	
		29 63,54 1,9 Cu Kupfer		30 65,37 1,6 Zn Zink	31 69,72 1,6 Ga Gallium		32 72,59 1,8 Ge Germanium		33 74,92 2,0 As Arsen
5	37 85,47 0,8 Rb Rubidium		38 87,62 1,0 Sr Strontium			39 88,91 1,3 Y Yttrium		40 91,22 1,4 Zr Zirkonium	
		47 107,87 1,9 Ag Silber		48 112,40 1,7 Cd Kadmium	49 114,82 1,7 In Indium		50 118,69 1,8 Sn Zinn		51 121,75 1,9 Sb Antimon
6	55 132,91 0,7 Cs Zäsium		56 137,34 0,9 Ba Barium			57* 138,91 1,1 La Lanthan		72 178,49 1,3 Hf Hafnium	
		79 196,97 2,4 Au Gold		80 200,59 1,9 Hg Quecksilber	81 204,37 1,8 Tl Thallium		82 207,19 1,8 Pb Blei		83 208,98 1,9 Bi Wismut
7	87 [223] 0,7 Fr Franzium		88 [226] 0,9 Ra Radium			89** [227] 1,1 Ac Aktinium		104 [260] Kur-(Ku) tschatowium	

Schlüssel

Charakter der Oxide: basisch, amphoter, sauer, Edelgase



* Lanthanide

58 140,12 1,1 Ce Zer	59 140,91 1,1 Pr Praseodym	60 144,24 1,2 Nd Neodym	61 [147] Pm Promethium	62 150,35 1,2 Sm Samarium

** Aktinide

90 232,04 1,3 Th Thorium	91 [231] 1,5 Pa Protaktinium	92 238,03 1,7 U Uran	93 [237] 1,3 Np Neptunium	94 [242] 1,3 Pu Plutonium

emente

V. Nebengruppe	VI. Hauptgruppe	VI. Nebengruppe	VII. Hauptgruppe	VII. Nebengruppe	VIII. Hauptgruppe / Nebengruppe
					2 4,003 He Helium
	8 15,999 3,5 O Sauerstoff		9 18,998 4,0 F Fluor		10 20,18 Ne Neon
	16 32,06 2,5 S Schwefel		17 35,45 3,0 Cl Chlor		18 39,95 Ar Argon
23 50,94 1,6 V Vanadin		24 51,996 1,6 Cr Chrom		25 54,94 1,5 Mn Mangan	26 55,85 1,8 Fe Eisen / 27 58,93 1,8 Co Kobalt / 28 58,71 1,8 Ni Nickel
	34 78,96 2,4 Se Selen		35 79,91 2,8 Br Brom		36 83,80 Kr Krypton
41 92,91 1,6 Nb Niob		42 95,94 1,8 Mo Molybdän		43 [99] 1,9 Tc Technetium	44 101,07 2,2 Ru Ruthenium / 45 102,91 2,2 Rh Rhodium / 46 106,4 2,2 Pd Palladium
	52 127,60 2,1 Te Tellur		53 126,90 2,5 J Jod		54 131,30 Xe Xenon
73 180,95 1,5 Ta Tantal		74 183,85 1,7 W Wolfram		75 186,2 1,9 Re Rhenium	76 190,2 2,2 Os Osmium / 77 192,2 2,2 Ir Iridium / 78 195,09 2,2 Pt Platin
	84 209 2,0 Po Polonium		85 [210] 2,2 At Astat		86 [222] Rn Radon

63 151,96 Eu ropium	64 157,25 1,1 Gd Gadolinium	65 158,92 1,2 Tb Terbium	66 162,50 Dy Dysprosium	67 164,93 1,2 Ho Holmium	68 167,26 1,2 Er Erbium	69 168,93 1,2 Tm Thulium	70 173,04 1,1 Yb Ytterbium	71 174,97 1,2 Lu Lutetium
95 [243] Am erizium	96 [247] Cm Kurium	97 [247] Bk Berkelium	98 [251] Cf Kalifornium	99 [254] Es Einsteinium	100 [253] Fm Fermium	101 [256] Md Mendelevium	102 [254] (No) Nobelium	103 [257] Lr Lawrenzium