

WYDZIAŁY POLITECHNICZNE KRAKÓW

BIBLIOTEKA GŁÓWNA



L. inw.

3671

Leitfaden der Chemie für Ober-Lyceen

Don
Levin und Fock

Lehrbuch der Geometrie für den mathematischen Unterricht an höheren Lehranstalten von Prof. Dr. Hugo Fenner in Braunschweig. Mit einem Vorwort von Dr. W. Krumme, weil. Direktor der Oberrealschule in Braunschweig. — Ausgabe A: (Große Ausgabe, vornehmlich für Gymnasien, Realgymnasien, Oberrealschulen). I. Teil: Ebene Geometrie. 6. Aufl. Preis 2.20 M. — II. Teil: Raumgeometrie. 4. Aufl. Preis 1.80 M. — III. Teil: Trigonometrie. 2. Aufl. Preis 2.— M. — IV. Teil: Analytische Geometrie. Preis 2.40 M. — V. Teil: Darstellende Geometrie (erschienen 1914). — Ausgabe B: (Kleine Ausgabe, vornehmlich für Realschulen). I. Teil: Ebene Geometrie. Preis 2 M. — II. Teil: Raumgeometrie und Trigonometrie. Preis 1.40 M.

Lehr- und Übungsbuch der Geometrie für die Unter- und Mittelsstufe. Mit Anhang für Realanstalten. (I.: Ebene Trigonometrie. II.: Abbildung und Berechnung einfacher Körper.) Von Realgymn.-Direktor Dr. Fr. Waither. Mit zahlreichen Figuren. Preis 2 M. 20 Pf.

Elemente der ebenen Geometrie auf funktionaler Grundlage. Von Prof. Dr. E. Schulz (Stettin). Mit 147 Fig. Preis 1 M. 40 Pf.

Der Unterricht in der analyt. Geometrie. Für Lehrer und zum Selbstunterricht von Dr. Wilhelm Krumme, weil. Direktor der Oberrealschule zu Braunschweig. Mit 53 Figuren im Text. Preis 6 M. 50 Pf.

Grundsätze und Schemata für den Rechenunterricht an höheren Schulen. Mit einem Anhang: Die periodischen Dezimalbrüche nebst Tabellen für dieselben. Von Realgymn.-Direktor Dr. Karl Boshov. 2. Aufl. Preis 2 M.

Arithmetische Aufgaben unter besonderer Berücksichtigung von Anwendungen aus dem Gebiete der Geometrie, Physik und Chemie. Für den mathematischen Unterricht an höheren Lehranstalten. Von Prof. Dr. Hugo Fenner. Ausgabe A (für Gymnasien, Realgymnasien, Oberrealschulen): Teil I. (Benjum der U III, O III, U II.) 7. verbeff. Aufl. Preis 2 M. 20 Pf. — Teil IIa für Gymnasien (Benjum der O II u. d.). 3. Aufl. Preis 3 M. — Teil II b für Realgymn. u. Oberrealsch. 1. Hälfte (Benjum der O II). 4. Aufl. Preis 1 M. 60 Pf. und 2. Hälfte (Benjum der Prima). 3. Aufl. Preis 2 M. 60 Pf. — Ausgabe B (für Mittelschulen). 4. verbeff. Aufl. Preis 1 M. 65 Pf.; mit Anhang für gewerbliche Fachschulen 1 M. 85 Pf. — Ausgabe C (für den Anfangsunterricht an mittleren Lehranstalten). 2. Aufl. Preis 1 M. 10 Pf.

Prakt. Lehrgang der Arithmetik. Ein Hilfsbuch in ausführlicher Darstellung für Lehrende und Lernende. Von Prof. J. Sonne in Jüda. Mit vielen Figuren im Text. Preis 2 M. 40 Pf.

Die Infinitesimal-Rechnung im Unterricht der Prima. Von Oskar Lesser, Professor an der Ritterg.-Oberrealschule zu Frankfurt a. M. Mit 30 Figuren im Text. 2. verbeff. Aufl. Preis 1 M. 80 Pf.

Technische Infinitesimalrechnung (Differential- und Integralrechnung) mit besonderer Berücksichtigung der Anwendungen. Von Professor Dr. F. Ebner (Höhere Maschinenbauschule Aachen). Mit 45 Fig. im Text. Preis 2 M. 40 Pf.

Niedere Analysis. Zum Unterricht und zum Selbststudium. Von Oberrealschuldirektor Dr. Mühlhaller (Allenstein). Mit 46 Fig. im Text. Preis 1 M. 60 Pf.

Leitfaden der Physik. Von Dr. F. Heußl. 17. verbeff. Aufl. Mit 223 in den Text gedruckten Holzschnitten. Bearbeitet von Prof. Dr. Götting. Preis 1 M. 50 Pf. Mit Anhang „Elemente der Chemie“. Preis 1 M. 80 Pf.

Lehrbuch der Physik für Gymnasien, Realschulen und andere höhere Bildungsanstalten. Von Dr. F. Heußl. 7. verbeff. Aufl. Mit 487 Holzschnitten. Bearbeitet von Prof. Dr. Götting. Preis 5 M.

Physikalische Apparate und Versuche einfacher Art aus dem Schöffermuseum. Mit 216 Abbild. im Text. Von Oberlehrer S. Bohn. Preis 2 M.

Physikalische Freihandversuche. Unter Benugung des Nachlasses von Professor Dr. W. Schwabe, zusammengestellt und bearbeitet von Herm. Sahn, Oberlehrer am Dorotheenstädtischen Realgymnasium zu Berlin. Teil I: Nützliche Winke, Maß und Messen, Mechanik der festen Körper. Mit 289 Abbildungen. Preis geh. 3 M., geb. 3 M. 75 Pf. — Teil II: Eigenschaften der Flüssigkeiten und Gase. Preis geh. 5 M., geb. 6 M. — Teil III: Licht. Preis geh. 7 M., geb. 8 M. — Weitere Teile in Kürze.

Technik des physikalischen Unterrichts nebst Einführung in die Chemie. Von Dr. Friedr. E. G. Müller, Professor am v. Saldernschen Realgymnasium zu Brandenburg a. S. Mit 251 Abbildungen. Preis 6 M., geb. 7 M.

Method. Leitfaden für den Anfangsunterricht in der Chemie unter Berücksichtigung der Mineralogie. Von Oberrealschuldirektor Prof. Dr. Wilh. Levin. 6. verbeff. Auflage. Mit 112 Abbildungen. Preis 2 M.

Method. Lehrbuch der Chemie und Mineralogie für Realgymnasien und Oberrealschulen. Von Oberrealschuldirektor Prof. Dr. Wilh. Levin. Teil I: Unterstufe (Benjum der U III, O III, U II.) Preis 2 M. 40 Pf. — Teil II: Oberstufe (Benjum der O II u. d.). Preis 3 M. 40 Pf.

Die Grundbegriffe der Chemie für die Unter- und Mittelsstufe. Von Prof. Dr. Wilh. Levin. 2. verbeff. Auflage. Mit 112 Abbildungen. Preis 2 M.

Die Grundbegriffe der Chemie für die Unter- und Mittelsstufe. Von Prof. Dr. Wilh. Levin. 2. verbeff. Auflage. Mit 112 Abbildungen. Preis 2 M.

Biblioteka Politechniki Krakowskiej



10000294382

ten Mineralien. Für den oberen Lehranstalten. Von

Ein neues Schulbuch von Prof. Dr. Fentner:

Mathematisches Übungsbuch.

Sammlung von Aufgaben aus der **Arithmetik, Planimetrie, Stereometrie, ebenen und sphärischen Trigonometrie, analytischen und synthetischen Geometrie.**
Ausgabe A: Für Gymnasien. 2 Teile (Unter- und Oberstufe). — Ausgabe B: Für Realgymnasien und Ober-Real Schulen. 2 Teile (Unter- und Oberstufe).

Für Lyzeen und höhere Mädchenschulen.

Rechenbuch für Lyzeen und höhere Mädchenschulen. Nach den ministeriellen Bestimmungen bearbeitet von

C. G. Hessebruch, Oberlehrer am Lyzeum zu Remscheid. 6 Hefte kart. Heft 1: 35 Pf.; Heft 2: 50 Pf.; Heft 3: 60 Pf.; Heft 4: 70 Pf.; Heft 5: 80 Pf.; Heft 6: M. 1.10.

Lehr- und Übungsbuch der Mathematik für Lyzeen und höhere Mädchenschulen. Von

Prof. Dr. S. Fentner (Oberrealschule in Braunschweig) und Oberlehrer C. G. Hessebruch (Lyzeum in Remscheid). Mit zahlreichen Figuren. In 2 Teilen. Teil I (für Klasse IV u. III). 2. Aufl. Preis 1 M. 80 Pf. — Teil II (für Klasse II u. I). 2. Aufl. Preis 1 M. 80 Pf.

Leitfaden der Physik für höhere Mädchenschulen und die Unterklassen von Studienanstalten für Mädchen. Von Prof. W. Briede und Prof. Dr. A. Wahler, Oberlehrern an der Sophienschule zu Hannover. Mit 210 Figuren. Preis 2 M. 40 Pf.

Methodischer Leitfaden der Chemie und Mineralogie für Lyzeen und höhere Mädchenschulen sowie für den Anfangsunterricht in Studienanstalten. Von Oberrealschuldirektor Prof. Dr. Wilh. Levin (Braunschweig) u. Prof. Wilh. Briede (Sophienschule-Hannover). 3. veröff. Aufl. Mit 84 Abbildungen. Preis 2 M.

Deutsche Grammatik für höhere Mädchenschulen von Maria von Bredow und Gertrud Reigte, Oberlehrerinnen in Charlottenburg. In 2 Teilen. Mittelstufe (Klasse 7 bis 5): Preis 1 M.; Oberstufe (Klasse 4—1): Preis 1 M. 50 Pf.

Leitfaden der Weltgeschichte an höheren Mädchenschulen von Dr. Eva Menck. In 5 Teilen. Teil I: 1 M. 20 Pf. — Teil II: 1 M. 50 Pf. — Teil III: 1 M. 20 Pf. — Teil IV: 1 M. 60 Pf. — Teil V: 1 M. 60 Pf.

Für Studienanstalten und Ober-Lyzeen.

Lehr- und Übungsbuch der Mathematik für Studienanstalten von Prof. Dr. S. Fentner u. Oberlehrer Dr. S. Wagner. In 2 Teilen. Teil I (Klasse 4 u. 3 der Oberrealschul- u. Realgymn.-Kurse) 3 M. 60 Pf. Teil II (Klasse 2 u. 1 der gleichen Kurse) 3 M. 40 Pf.

Lehr- und Übungsbuch der Mathematik für höhere Lehrerinnen-Seminare (Ober-Lyzeen) von Prof. Dr. S. Fentner und Oberlehrer Dr. S. Wagner. In 2 Teilen. Teil I: 2 M. 80 Pf.; Teil II: 2 M. 20 Pf.

Leitfaden der Chemie für Ober-Lyzeen. Von Oberrealschuldirektor Prof. Dr. Wilh. Levin (Braunschweig) und Oberlehrer Dr. Ernst Fod (Ober-Lyzeum Stegitz). Preis 2 M. 40 Pf.

Für Mittelschulen.

Übungsbuch für den Rechenunterricht an Knaben- und Mädchen-Mittelschulen. Nach den ministeriellen Bestimmungen vom 3. Februar 1910

bearbeitet von Prof. Dr. S. Fentner und Mittelschuldirektor Dr. R. Brüdmann. Heft 1: 60 Pf.; Heft 2: 60 Pf.; Heft 3: 60 Pf.; Heft 4: 50 Pf.; Heft 5: 50 Pf.; Heft 6: 50 Pf.; Heft 7a (für Knabenschulen): 60 Pf.; Heft 7b (für Mädchenschulen): 75 Pf.; Heft 8/9a (für Knabenschulen): M. 1.20; Heft 8/9b (für Mädchenschulen): M. 1.30.

Arithmetische Aufgaben unter besonderer Berücksichtigung von Anwendungen aus dem Gebiete der Geometrie, Physik und Chemie. Von Prof. Dr. S. Fentner. Ausgabe B. 4. veröff. Aufl. Preis 1 M. 65 Pf.

Leitfaden der Chemie

für Ober-Lyzeen

von

Prof. Dr. Wilhelm Levin, und
Oberrealschuldirektor
in Braunschweig,

Dr. Ernst Fock,
Oberlehrer an der Studienanstalt und
am Ober-Lyzeum in Liegnitz.

Mit 72 Abbildungen.

Berlin W 57

Verlag von Otto Salle.

1912.

Vorwort.

Der vorliegende Leitfaden ist eine für Ober-lyzeen bestimmte Sonderbearbeitung des zweiten und dritten Teiles von Direktor Wilhelm Levins methodischem Lehrbuch der Chemie und Mineralogie für Realgymnasien und Oberrealschulen (Verlag von Otto Salle in Berlin W 57). Er entspricht in jeder Hinsicht den neuesten amtlichen Vorschriften (Erlaß vom 18. August 1908 nebst Ausführungsbestimmungen). Da in diesen für Beobachtung und Versuche ein breiter Raum gefordert wird, so ist das Experiment stets in den Mittelpunkt der Betrachtung gestellt worden. Die Versuche sind so gruppiert, daß sie sowohl dem Demonstrationsunterricht dienen, als auch von den Schülerinnen bei ihren praktischen Übungen ausgeführt werden können. Deshalb haben wir bei ihrer Auswahl diejenigen bevorzugt, welche leicht und gefahrlos mit den einfachsten Hilfsmitteln ausführbar sind.

Da für die Behandlung der anorganischen Chemie im Ober-lyzeum kaum eine Wochenstunde zur Verfügung steht, so ist der gegebene Stoff zur vollständigen Durcharbeitung wohl etwas reichlich bemessen. Von einer weiteren Kürzung wurde aber abgesehen, um dem Lehrer möglichst viel Bewegungs- und Wahlfreiheit zu belassen. Bei knapper Zeit dürfte es genügen, daß von jeder der Hauptgruppen nach Wahl ein oder zwei Grundstoffe eingehend behandelt werden. Die zahlreichen Übersichts- und Wiederholungstabellen werden dabei einen Überblick über die kürzer behandelten Elemente ermöglichen.

Der organische Teil ist so bemessen, daß er sich mit einem guten Jahrgang in der zur Verfügung stehenden Zeit erledigen läßt. Auch hier ist besonderer Wert auf eine reiche Anzahl gut ausführbarer Versuche gelegt.

Auf die Beschreibung technischer Vorgänge glaubten wir nicht verzichten zu sollen. So wurden namentlich die Eisengewinnung

und die Herstellung der wichtigsten organischen Stoffe, wie Zucker, Stärke, Spiritus usw. eingehend berücksichtigt, aber unter strengster Vermeidung eines Übermaßes von technischen Einzelheiten.

Da nach den ministeriellen Ausführungsbestimmungen der Chemieunterricht berufen ist, dem biologischen Unterricht als Stütze zu dienen und die Forderungen der Gesundheitspflege in bezug auf Ernährung, Kleidung und allgemeine Körperpflege verständlich zu machen, so sind der Ernährungslehre zwei ausgedehnte Kapitel gewidmet, in denen die Verdauungsvorgänge und die wichtigsten Nahrungsmittel auf Grund zahlreicher Versuche eingehend besprochen wurden. Auch sonst wurde auf biologische Erscheinungen, auf Kleidung und allgemeine Körperpflege an allen hierfür geeigneten Stellen sorgfältigst Rücksicht genommen.

Um die Wiederholung des Penjums des Lyzeums zu erleichtern, sind am Schluß des anorganischen Teiles erweiterte Wiederholungstabellen eingefügt, mit deren Hilfe der Lehrer leicht und schnell die Verbindung mit dem auf dem Lyzeum durchgenommenen Lehrstoff herstellen kann. Dieses war namentlich deshalb geboten, weil die Oberlyzeastimmen meist auf den verschiedensten Lyzeen vorgebildet sind.

Im Hinblick auf diese Ungleichheit in der Vorbildung mußten wir den Leitfaden für Ober-Lyzeen möglichst allgemeinverständlich gestalten, ohne ein bestimmtes Lehrbuch auf der unteren Stufe vorauszusetzen. Andererseits aber war unser Bestreben auch darauf gerichtet, ein einheitliches Lehrmittel für den chemischen Unterricht auf den Lyzeen und Ober-Lyzeen zu schaffen. Deshalb haben wir dieses Buch sowohl in der Methode als in der Stoffauswahl angegliedert an den bereits auf vielen Lyzeen eingeführten Leitfaden der Chemie und Mineralogie für höhere Mädchenschulen von Direktor Wilhelm Levin und Professor Wilhelm Briede (2. Auflage Berlin 1910, Verlag von Otto Salle).

Braunschweig und Liegnitz, im September 1912.

Die Verfasser.

Inhaltsverzeichnis.

	Seite
Vorwort	III
Anorganische Chemie	1
Allgemeines	1
Die Lösungen der Säuren, Basen und Salze	1
Die Eigenschaften der Mineralien	7
I. Reguläres System (7), II. Quadratisches System (8), III. Rhombisches System (9), IV. Monoklines System und V. Triklines System (9), VI. Hexagonales System (9).	
Verzeichnis der Grundstoffe	11
Die Metalle	13
I. Alkalimetalle	14
Kalium (14), Natrium (19), Ammoniumverbindungen (25).	
II. Erdalkalimetalle	27
Calcium (27), Baryum-Strontium (35), Radium (36), Magnesium (37).	
III. Erdmetalle	38
Aluminium (38).	
IV. Metalle der Eisengruppe	46
Eisen (46), Nickel-Kobalt (55), Mangan (56), Chrom (58), Zink (59). — Antimon-Wismut (61), Zinn (62).	
V. Metalle der Kupfergruppe	63
Kupfer (63), Quecksilber (67), Blei (71), Silber (75). — Gold (79), Platin (81).	
Periodisches System der Grundstoffe	83
Wiederholende Übersicht über die Nichtmetalle	85
Wasserstoff (85).	
Sauerstoffgruppe	85
Sauerstoff (85), Schwefel (86).	
Gruppe der Halogene	86
Chlor, Brom, Jod, Fluor (86).	
Stickstoffgruppe	87
Stickstoff (87), Phosphor (88).	
Kohlenstoffgruppe	88
Kohlenstoff (88), Silicium (89).	

Organische Chemie	90
Allgemeines	90
Unterschied zwischen organischer und anorganischer Chemie	90
Elementaranalyse	92
Aliphatische und aromatische Kohlenwasserstoffe	95
I. Aliphatische Verbindungen	96
Kohlenwasserstoffe	96
A. Methan (96), B. Sonstige Grenzkohlenwasserstoffe (97), C. Petroleum (98), D. Ungefättigte Kohlenwasserstoffe (100), E. Halogensubstitutionsprodukte des Methans (101).	
Einwertige Alkohole der Grenzkohlenwasserstoffe. — Gster	102
Allgemeines (102), Methylalkohol (103), Äthylalkohol (104), Spiritusbrennerei (106), Bierbrauerei (108), Wein (109).	
Äther	110
Oxydationsprodukte der einwertigen Alkohole	113
Allgemeines (113), Formaldehyd und Ameisensäure (115), Acetaldehyd und Essigsäure (116), Andere Säuren der Fettsäurereihe (118), Ketone (118).	
Säuren anderer Reihen	120
Fette und Seifen. — Glycerin	126
Seife (128)	
Kohlehydrate	133
Gruppe des Traubenzuckers (133), Gruppe des Rohrzuckers (135), Gewinnung des Rohrzuckers (136), Gruppe der Zellulose (140), Stärke (142).	
II. Benzolderivate oder aromatische Verbindungen	147
A. Aromatische Kohlenwasserstoffe (149), B. Phenole (154), C. Aromatische Alkohole, Aldehyde und Säuren (156), D. Aromatische Stickstoffverbindungen (159), E. Teerfarbstoffe (161).	
—————	
Alkaloide	163
Eiweißstoffe	165
Milch (168), Blut (169).	
Die Verdauungstätigkeit des Menschen	171
Die Nahrungsmittel des Menschen	175
Übersicht über die wichtigsten Nahrungsmittel (180).	
Übersicht über die geologischen Formationen	181
Vegetationsbild aus der Steinkohlenzeit	182
Register	183

Anorganische Chemie.

Allgemeines.

Die Lösungen der Säuren, Basen und Salze.

Leitet man einen elektrischen Strom durch Salzsäure, so wird an der Kathode Wasserstoff und an der Anode Chlor ausgeschieden. Die kleinsten Wasserstoffteilchen, welche bei diesem Vorgange innerhalb der Flüssigkeit zur Kathode hinwandern und dort in gasförmigen Wasserstoff übergehen, werden als die **Wasserstoffionen**, die zur Anode wandernden Chlorteilchen dagegen als die **Chlorionen** der Salzsäure bezeichnet.

Ältere Anschauung. In der älteren Zeit pflegte man anzunehmen, daß die Wasserstoff- und die Chlorionen bis zum Beginn der elektrischen Zersetzung miteinander in fester chemischer Verbindung ständen, daß demnach der elektrische Strom die Ionen erstens chemisch trennen und zweitens auch räumlich auseinander führen müsse. Wenn dieses wirklich der Fall wäre, so müßte ein Teil der elektrischen Kraft verbraucht werden, um die zwischen den Wasserstoff- und Chlorteilchen bestehende chemische Anziehung zu überwinden; es könnte auch keine Zersetzung des Chlorwasserstoffs stattfinden, solange die elektrische Kraft schwächer bliebe als die Affinität; dagegen müßte die Zersetzung plötzlich sehr lebhaft eintreten, sobald die Affinität von der elektrischen Kraft an Stärke übertroffen würde. Dem widerspricht aber die Erfahrung, nach welcher schon die geringste elektromotorische Kraft eine räumliche Trennung von Ionen bewirkt, und nach welcher die Menge der zur Ausscheidung gelangenden Stoffe in aller Strenge proportional zur Stromstärke ist.

Ionentheorie. Deshalb wird jetzt nach dem Vorgange des schwedischen Forschers Arrhenius (1887) allgemein angenommen, daß bei der Salzsäurebildung die Chlorwasserstoffmoleküle schon in dem Augenblick, in welchem

sie sich im Wasser auflösen, eine **Dissoziation**, d. h. einen Zerfall in die Ionen Wasserstoff und Chlor erleiden, und daß dabei die Wasserstoffionen eine positive, die Chlorionen dagegen eine negative elektrische Ladung erhalten. Wird dann ein elektrischer Strom durch die Flüssigkeit geleitet, d. h. wird die eine Elektrode (Anode) positiv, die andere (Kathode) negativ geladen, so geben sofort die der Kathode unmittelbar benachbarten Wasserstoffionen ihre positive Ladung an die Kathode ab und können jetzt als freier Wasserstoff auftreten. Die übrigen Wasserstoffteilchen werden infolge der elektrischen Anziehung zur Kathode hinwandern und hier ebenfalls nach Abgabe ihrer Ladung entweichen, so daß so lange eine konstante Wasserstoffentwicklung an der Kathode stattfindet, als freie Wasserstoffionen in der Lösung vorhanden sind. Der entsprechende Vorgang findet an der Anode mit den Chlorionen statt. Es wird also nach dieser Erklärungsweise nicht die positive Elektrizität tatsächlich von der Anode durch die Lösung hindurch nach der Kathode herüber transportiert, sondern die beiden Elektroden wirken nur trennend auf die Ionen ein, die dann ihre Elektrizität zum Ausgleich an die Elektroden abgeben. Die bei der Kathode eintreffende positive Elektrizität stammt also nicht von der Anode, sondern von den Wasserstoffionen her, während die positive Elektrizität der Anode durch die negative der Chlorionen ausgeglichen wird. Es ist also die Leitfähigkeit einer Lösung von der Menge der vorhandenen freien Ionen abhängig.

Wasserstoffion und Säuren. Da nun beim Durchleiten des elektrischen Stromes jede Säure an der Kathode Wasserstoff entwickelt, müssen in allen Säurelösungen Wasserstoffionen vorkommen, und da keine weiteren Bestandteile allen Säuren gemeinsam sind, so muß das Wasserstoffion der Träger der allgemeinen Säureeigenschaften sein, d. h. der saure Geschmack und die bekannte Lackmusreaktion sind die **Kennzeichen der freien Wasserstoffionen**. Zur Bildung von Wasserstoffionen ist nur der durch Metalle vertretbare chemisch gebundene Wasserstoff befähigt, so daß viele wasserstoffreiche Verbindungen, wie die Kohlenwasserstoffe, Zucker usw., keine Ionen zu bilden vermögen.

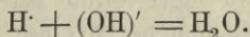
Stärke der Säuren. Da die stärksten Säuren, wie Salzsäure, Salpetersäure und Schwefelsäure, auch den Strom am besten leiten, d. h. am meisten dissoziiert sind, während die schwachen Säuren nur eine geringe Leitfähigkeit zeigen, so kann man mit Recht annehmen, daß die Stärke der Säuren von dem Grade der Dissoziation abhängig ist.

Positive und negative Ionen. Die Ionen sind nur in Lösungen oder in geschmolzenen Stoffen bekannt. In denselben sind sie durch Spaltung vorher neutraler Moleküle entstanden. Es muß daher die Gesamtladung der vorhandenen positiven Ionen gleich der der negativen Ionen sein. Wenn also z. B. das Schwefelsäuremolekül in zwei positive Wasserstoffionen und einen negativen Säurerest zerfällt, so muß die Ladung des Säurerests doppelt so groß wie die eines Wasserstoffions sein, und wenn wir die positive Ladung durch einen Punkt und die negative durch einen Strich kennzeichnen, so müssen wir das Schwefelsäurerestion mit SO_4'' und das Wasserstoffion mit H' bezeichnen.

Allotropie. Daß die Ionen andere Eigenschaften als die entsprechenden freien Stoffe zeigen, liegt an ihrem anderen Energiegehalt, der durch die elektrische Ladung zum Ausdruck kommt. Das Ion und der zugehörige Stoff, z. B. H' und H , sind zwei allotrope Formen desselben Grundstoffes, genau wie der rote und gelbe Phosphor, Diamant und Graphit, Sauerstoff und Ozon.

Basen. Ebenso wie die Säuren sind auch die Basen und die Salze in ihren Lösungen mehr oder weniger dissoziiert. Die Stärke der Basen ist wie diejenige der Säuren von dem Grade der Dissoziation abhängig. So haben wir die Hydroxyde der Alkalimetalle Kalium, Natrium usw. als sehr starke Basen zu bezeichnen, weil sie in wässriger Lösung fast völlig dissoziiert, d. h. in **Metallion** oder **Basiserestion** und in **Hydroxylion** gespalten sind. Das gemeinsame Kennzeichen der Basen, die Blaufärbung von rotem Lackmus, ist lediglich als die **Reaktion des Hydroxylions** aufzufassen, welche um so stärker hervortritt, je konzentrierter die Hydroxylionen in einer Lösung sind.

Neutralisation. Salz. Fügen wir irgendeine Säure mit irgendeiner Lauge in äquivalenten Mengen zusammen, so verschwinden sowohl die basischen als auch die sauren Eigenschaften, die Lösung wird **neutral**. Es müssen daher sowohl die Wasserstoffionen als auch die Hydroxylionen verschwunden sein. Sie haben sich unter Ausgleich der Ladungen zu undissoziiertem Wasser vereinigt, so daß jede Neutralisation durch folgende Gleichung zum Ausdruck kommt:



Die Säurerestionen und Basiserestionen bleiben als solche in der Lösung, vereinigen sich aber beim Eindampfen zu festem Salz, das bei erneutem Lösen sofort wieder in Ionen zerfällt.

Zionenreaktionen. Werden die Salze KCl , $NaCl$, $CaCl_2$, $BaCl_2$ usw. in Wasser aufgelöst, so tritt in jedem Falle Dissoziation ein in der Weise, daß Chlorion neben dem Ion des betreffenden Metalls gebildet wird. Das Chlorion ist dann immer an seiner Reaktion auf Silberion (im Silbernitrat), mit welchem es den weißen Niederschlag von Chlorsilber bildet, zu erkennen. Es ist demnach gleichgültig, ob das Chlorion durch Auflösung des Chlorwasserstoffs oder irgendeines Chlorids entstanden ist; seine Reaktion ist in allen Fällen die gleiche und unterscheidet sich nicht allein von derjenigen des Chlorgases, sondern ebenso sehr von den Reaktionen solcher Chlorverbindungen, bei deren Auflösung kein Chlorion entsteht. So gibt z. B. die Chlorsäure, $HClO_3$, nebst ihren Salzen mit Silbernitrat keinen Niederschlag, weil ihre Lösungen nicht Chlorion, Cl , sondern Chloration, ClO_3 , enthalten.

Bei der Auflösung der Sulfate in Wasser wird einerseits Metallion und andererseits das zweiwertige Sulfation SO_4 gebildet. Letzteres wird, einerlei ob es aus irgendeinem löslichen Sulfat oder aus freier Schwefelsäure entstanden ist, durch Baryumion (in Chlorbaryumlösung) unter Bildung des unlöslichen Baryumsulfats, $BaSO_4$, gefällt. So ist auch hier das gleichmäßige Verhalten einer ganzen Reihe von Verbindungen gegenüber einem bestimmten Reagens auf das **Vorhandensein desselben Zions** in diesen Verbindungen zurückzuführen. — In gleicher Weise ist jedes Metallion an Reaktionen zu erkennen, welche von dem zweiten Bestandteile der betreffenden Verbindung unabhängig sind; z. B. gibt Baryumion, Ba , mit Schwefelsäure stets den Niederschlag von Baryumsulfat, einerlei ob es durch Auflösung seines Chlorids, Nitrats oder Hydroxyds usw. entstanden ist.

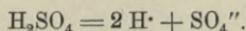
Elektrolyte. Nur die Säuren, Basen und Salze besitzen die Fähigkeit, den elektrischen Strom unter eigener Zersetzung zu leiten. Deshalb werden diese drei Gruppen von Verbindungen mit einem gemeinschaftlichen Namen als **Elektrolyte** bezeichnet; durch die eigentümliche Zersetzungsfähigkeit, welche bei ihnen ausnahmslos auf dem Zerfall in Zonen beruht, bilden sie einen Gegensatz zu sämtlichen übrigen bekannten Stoffen.

Zionen und Lösungsmittel. Der Grad der Dissoziation eines Elektrolyten ist in hohem Maße von der Art des Lösungsmittels abhängig. Unter diesen nimmt das Wasser insofern eine wichtige Ausnahmestellung ein, als es den Zerfall in Zonen in sehr viel höherem Maße hervorruft als die anderen Lösungsmittel. Sein Einfluß auf die

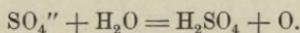
Spaltung eines Elektrolyts in Ionen ist beim Chlorwasserstoff besonders deutlich zu erkennen. Bei tiefen Temperaturen ist letzterer in reinem Zustande eine Flüssigkeit, welche weder imstande ist, Lackmus zu röthen und Metalle zu lösen, noch Chlorsilber auszufällen. Die Reaktionsfähigkeit beginnt aber, sobald Wasser hinzutritt, weil dann erst die Ionen frei werden, auf deren Tätigkeit die Reaktionen allein beruhen. Je mehr Wasser hinzugefügt wird, desto mehr Ionen werden gebildet. Die Anzahl der in einer Lösung vorhandenen Ionen ist abhängig von der Konzentration der Lösung. Wird durch äußere Umstände (d. elektr. Strom) die Zahl der vorhandenen Ionen verringert, so spaltet das Wasser neue, bisher unzersehte Moleküle in Ionen, so daß wieder die der Konzentration der Lösung entsprechende Anzahl Ionen vorhanden ist.

Versuch. In einen zylinderförmigen Zersetzungsgesäß, der mit zwei Platinelektroden, Hahntrichter und Glasröhre versehen ist, wird etwas konzentrierte Chlorcalciumlösung eingegossen, so daß die Elektroden in die Flüssigkeit hineintauchen (Fig. 1). Wird nun der Apparat nebst einem Galvanoskop in den Stromkreis von zwei Akkumulatoren eingeschaltet, so erfolgt nur ein geringer Ausschlag der Nadel; gießt man aber durch den Hahntrichter Wasser hinzu, so vergrößert sich der Ausschlag. Es wächst also die Leitfähigkeit und damit die Zahl der gespaltenen Moleküle mit steigender Verdünnung.

Elektrolyse der Schwefelsäure. Nicht immer sind die Vorgänge bei der Elektrolyse so einfach wie bei der Zersetzung der Salzsäure. Zersetzen wir z. B. stark verdünnte Schwefelsäure in einem Hofmann'schen Apparat, so wandern zur Kathode Wasserstoffionen und zur Anode Sulfationen, SO_4'' :



Während nun aber die Wasserstoffionen an der Kathode in Wasserstoffgas übergehen, wirken die Sulfationen an der Anode auf das der Säure beigemischte Wasser zersetzend ein, so daß eine entsprechende Menge Sauerstoff frei wird:



Es wird demnach bei diesem in der Regel kurz als „Wasserzerlegung“ bezeichneten Vorgange zunächst die Schwefelsäure und infolge davon auch das Wasser zerlegt. Die Menge der Schwefelsäure ändert sich nicht, während an Wasser so viel verloren wird, wie der Gesamtmenge des ausgeschiedenen Wasserstoffs und Sauerstoffs entspricht.

Physikalische Wirkung. Der bei der Auflösung eines Elektrolyts eintretende Zerfall in Ionen macht sich nicht allein durch das Hervortreten der

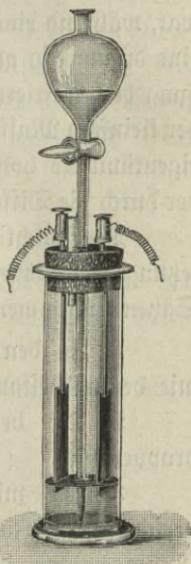


Fig. 1.

chemischen Reaktionen dieser Ionen bemerkbar, sondern er wird auch begleitet von einigen unverkennbaren physikalischen Erscheinungen, nämlich von einer eigenartigen Erniedrigung des Gefrierpunktes nebst Erhöhung des Siedepunktes und des osmotischen Druckes. Löst man von einer chemischen Verbindung, die nicht zu den Elektrolyten gehört, ein „Grammolekül“ in einem Liter Wasser auf (d. h. wenn das Molgew. d. Verbind. 50 beträgt, werden 50 g gelöst), so zeigt die Lösung einen um $1,85^{\circ}$ niedrigeren Gefrierpunkt als reines Wasser. Gehört dagegen der aufgelöste Stoff zu den Elektrolyten, so beträgt die Gefrierpunktserniedrigung, welche ein Grammolekül desselben verursacht, mehr als $1,85^{\circ}$, und zwar hängt ihre Größe von dem Grade der Dissoziation des gelösten Stoffes ab. Sind z. B. sämtliche Moleküle einer Kochsalzlösung (NaCl) in die Ionen Na^+ und Cl^- gespalten, so beträgt die Erniedrigung doppelt so viel, als nach der Anzahl der vorhandenen Moleküle zu erwarten war, während eine völlig dissoziierte Chlorbaryumlösung [$\text{Ba}^{++} + \text{Cl}^- + \text{Cl}^-$] eine dreimal so große Erniedrigung hervorruft. Maßgebend für die Erniedrigung des Gefrierpunktes ist die in einem Liter der Flüssigkeit gelöste Anzahl der kleinsten Massenteilchen. Ebenso beruht die den Lösungen der Elektrolyte eigentümliche hohe Siedetemperatur sowie ihr hoher osmotischer Druck auf der durch die Dissoziation bedingten Vermehrung der kleinsten Massenteilchen.

Die wichtigsten Gesetzmäßigkeiten, welche bei der elektrischen Zersetzung der Säuren, Basen und Salze hervortreten, können in folgenden Sätzen zusammengefaßt werden:

1. In den Elektrolyten bewegt sich die Elektrizität nur gleichzeitig mit deren Bestandteilen, den Ionen.
2. Die bewegten Elektrizitätsmengen sind den Mengen der Ionen proportional.
3. Die mit gleichen Elektrizitätsmengen verbundenen Mengen der verschiedenen Ionen verhalten sich wie die Äquivalentgewichte, (Atomgewichte, dividiert durch die Wertigkeit). Gesetz von Faraday.

Die Eigenschaften der Mineralien.

Das wichtigste Merkmal eines Minerals ist die **Form seiner Kristalle**. Jeder Kristall ist ein durch seine ganze Masse hindurch aus gleichartigem Stoff bestehender Körper, welcher von ebenen Flächen begrenzt wird, die sich in bestimmten, für den betreffenden Stoff charakteristischen Winkeln schneiden.

Man verteilt alle Mineralien, bei denen eine Kristallform zu erkennen ist, auf sechs **Kristallsysteme**, nämlich das reguläre, das quadratische, das rhombische, das monokline, das triklinische und das hexagonale System; diese unterscheiden sich durch ihren mehr oder weniger symmetrischen Aufbau und durch die Anzahl und Lage der Achsen, d. h. bestimmter Linien, die man sich durch den Mittelpunkt eines jeden Kristalls gezogen denkt.

I. Reguläres System.

Durch die Kristalle des regulären Systems denken wir uns drei gleichlange Achsen gelegt, welche einander in rechten Winkeln durchschneiden.

a) Vollflächner. Hierher gehören die in den Figuren 2—8 abgebildeten Kristalle.

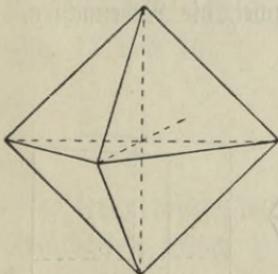


Fig. 2. Oktaeder.

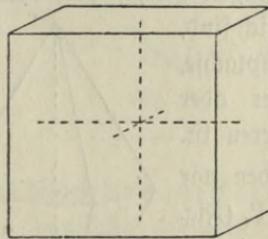


Fig. 3. Würfel.

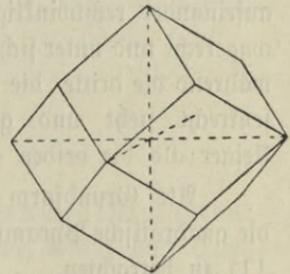


Fig. 4. Rhombendodekaeder.

b) Halbflächner. Das Tetraeder (Fig. 9), eine halbflächige oder hemiedrische Form, können wir uns dadurch entstanden denken, daß

von den acht Flächen des Oktaeders vier nicht zusammenstoßende sich ausgedehnt haben, während die übrigen vier verschwunden sind.

c) Kombinationen. Oft sind an einem Kristalle verschiedene Formen eines Kristallsystems nebeneinander ausgebildet und zu einer Kombination vereinigt. So zeigt Fig. 10 den Würfel in Kombination mit dem Oktaeder.

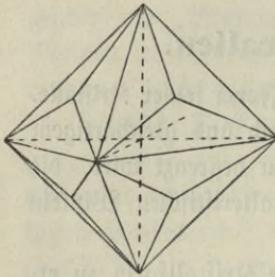


Fig. 5. Triakisoktaeder.

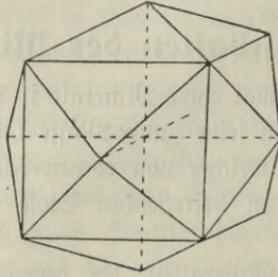


Fig. 6. Pyramidenwürfel.

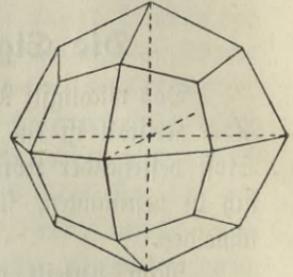


Fig. 7. Stofitetraeder.

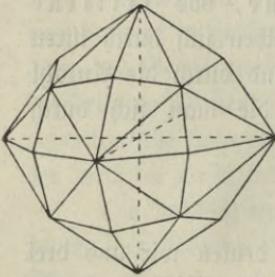


Fig. 8. Achtundvierzigflächner.

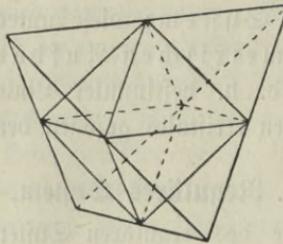


Fig. 9. Tetraeder.

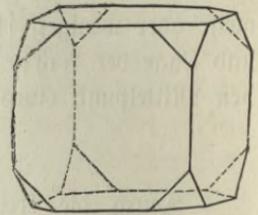


Fig. 10. Kombination.

II. Quadratisches System.

Durch die Kristalle des quadratischen Systems denken wir uns drei aufeinander rechtwinklige Achsen gelegt, von denen zwei, die Nebenachsen, wagerecht und unter sich gleich sind, während die dritte, die Hauptachse, senkrecht steht und größer oder kleiner als die beiden anderen ist.

Als Grundform haben wir die quadratische Pyramide, P, (Fig. 11) zu betrachten.

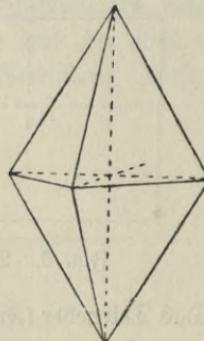


Fig. 11.

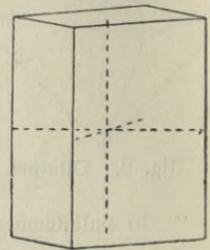


Fig. 12.

Wird die Hauptachse unendlich lang, so entsteht die quadratische Säule (Fig. 12).

III. Rhombisches System.

Die drei Achsen stehen senkrecht aufeinander, und alle drei sind ungleich lang. Es gibt auch hier Prismen und Säulen.

IV. Monoklines System und V. Triklines System.

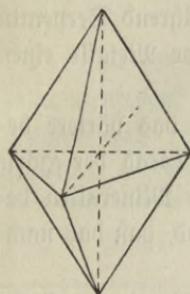


Fig. 13.

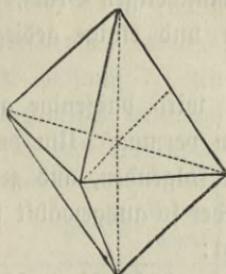


Fig. 14.

Im monoklinen System schneiden zwei der drei ungleich langen Achsen sich unter einem schiefen Winkel, während die dritte auf beiden senkrecht steht (Fig. 13). — Im triklinen System schneiden sich alle drei ungleich langen Achsen in schiefen Winkeln. Dies System zeichnet sich durch völliges Fehlen irgendwelcher Symmetrie aus (Fig. 14).

VI. Hexagonales System.

Die Kristalle des hexagonalen Systems stehen insofern im Gegensatz zu allen übrigen, als man sich durch sie nicht drei, sondern vier Achsen gelegt denkt, von denen drei gleich lang sind und in einer Ebene liegen, während die vierte auf ihnen senkrecht steht. Auch in diesem System gibt es Pyramiden und Säulen (Fig. 15 und 16).

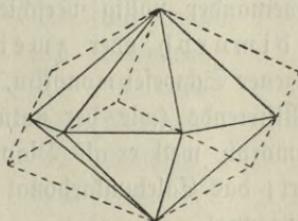


Fig. 15.

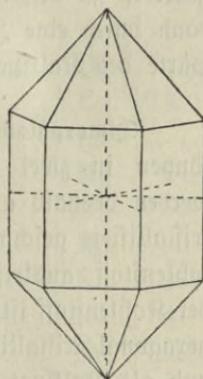


Fig. 16.

Nächst der Kristallform bilden die physikalischen Eigenschaften: Spaltbarkeit, Bruch, Härte, spezifisches Gewicht, Farbe, Glanz und Lichtbrechungsvermögen die wesentlichsten Kennzeichen der einzelnen Mineralien.

Als **Spaltbarkeit** bezeichnet man die Eigenschaft vieler Mineralien, sich nach bestimmten Ebenen leicht teilen zu lassen. Die Spaltung erfolgt stets parallel solchen Flächen, welche an dem betreffenden Kristall als

Grenzflächen wirklich vorkommen oder doch dem Kristallsystem gemäß vorkommen könnten. So spalten Bleiglanz und Steinsalz parallel den Würfelsflächen und Kalkspat nach dem Rhomboeder.

Bruch. Besitzt ein Mineral keine deutlich hervortretende Spaltbarkeit, so liefert es beim Zerbrechen nur unregelmäßig verlaufende Bruchflächen, welche man kurz als den Bruch bezeichnet. Feuerstein und andere Quarzvarietäten zeigen einen muscheligen Bruch, während Serpentin einen splitterigen, Ton einen erdigen und einige gediegene Metalle einen hakigen Bruch aufweisen.

Härte. Von zwei Mineralien wird dasjenige als das härtere bezeichnet, welches das andere zu ritzen vermag. Um den Grad der Härte zu bestimmen, bedient man sich der folgenden, aus zehn Mineralien bestehenden Härteskala, deren Glieder so ausgewählt sind, daß das nachfolgende stets das vorhergehende ritzt:

1. Talk. 2. Gips. 3. Kalkspat. 4. Flußspat. 5. Apatit. 6. Feldspat (Orthoklas). 7. Quarz. 8. Topas. 9. Korund. 10. Diamant.

Man versucht, mit einem scharfkantigen Stück des zu prüfenden Minerals die einzelnen Glieder der Skala zu ritzen, indem man von den härteren zu den minder harten hinabsteigt; der ermittelte Härtegrad wird dann durch eine Zahl angegeben, so daß z. B. der Ausdruck $H = 3$ die Härte des Kalkspats bezeichnet.

Dimorphismus. Einige kristallisierte Stoffe, z. B. der Schwefel, können in zwei voneinander völlig verschiedenen Formen auftreten und werden deshalb als dimorph oder zweigestaltig bezeichnet. So kristallisiert geschmolzener Schwefel monoklin, während der aus Schwefelkohlenstoff auskristallisierende (wie der natürliche) rhombisch ist. Auch der Kohlenstoff ist dimorph, weil er als Diamant regulär und als Graphit hexagonal kristallisiert; das Calciumkarbonat ist als Aragonit rhombisch und als Kalkspat hexagonal.

Isomorphismus. Manche Mineralien von ähnlicher chemischer Zusammensetzung nennt man isomorph oder gleichgestaltig, weil sie eine auffallende Übereinstimmung der Kristallform aufweisen. Kalkspat ist isomorph mit Magnesit, Zink-, Eisen- und Manganspat, ebenso Albit mit Anorthit, ferner Korund mit Eisenglanz. — Unter den künstlich dargestellten Verbindungen bilden die Alaune eine wichtige isomorphe Gruppe, ebenso Bittersalz, Zinkvitriol und Nickelvitriol.

Verzeichnis der Grundstoffe.

Von den Grundstoffen, welche theils frei, theils verbunden das Weltall zusammensetzen, sind bislang 78 mit Sicherheit bekannt geworden. Ihre Namen und Zeichen nebst den auf Sauerstoff = 16 bezogenen Atomgewichten ergeben sich aus folgender Tabelle:

Name	Zeichen	Atomgew.	Name	Zeichen	Atomgew.
Aluminium	Al	27	Jod	J	127
Antimon (Stibium)	Sb	120	Kadmium	Cd	112
Argon	A	40	Kalium	K	39
Arsen	As	75	Kobalt (Cobaltum)	Co	59
Baryum	Ba	137	Kohlenstoff(Carboneum)	C	12
Beryllium	Be	9	Krypton	Kr	82
Blei (Plumbum)	Pb	207	Kupfer (Cuprum)	Cu	63,6
Bor	B	11	Lanthan	La	139
Brom	Br	80	Lithium	Li	7
Calcium	Ca	40	Magnesium	Mg	24,4
Cäsium	Cs	133	Mangan	Mn	55
Cer	Ce	140	Molybdän	Mo	96
Chlor	Cl	35,5	Natrium	Na	23
Chrom	Cr	52	Neodym	Nd	144
Eisen (Ferrum)	Fe	56	Neon	Ne	20
Erbium	Er	166	Nickel	Ni	58,7
Fluor	F	19	Niob	Nb	94
Gadolinium	Gd	156	Osmium	Os	191
Gallium	Ga	70	Palladium	Pd	106
Germanium	Ge	72,5	Phosphor	P	31
Gold (Aurum)	Au	197	Platin	Pt	195
Helium	He	4	Praseodym	Pr	140,5
Indium	In	114	Quecksilber		
Iridium	Ir	193	(Hydrargyrum)	Hg	200

Name	Zeichen	Atom= gew.	Name	Zeichen	Atom= gew.
Radium	Ra	226	Thallium	Tl	204
Rhodium	Rh	103	Thorium	Th	233
Rubidium	Rb	85,4	Thulium	Tu	171
Ruthenium	Ru	102	Titan	Ti	48
Samarium	Sa	150	Uran	U	239
Sauerstoff(Oxygenium)	O	16	Vanadin	V	51
Schwefel (Sulfur) . .	S	32	Wasserstoff		
Selen	Se	79	(Hydrogenium) . .	H	1,008
Silber (Argentum) .	Ag	108	Wismut (Bismutum) .	Bi	209
Silicium	Si	28,4	Wolfram	W	184
Skandium	Sc	44	Xenon	X	128
Stickstoff(Nitrogenium)	N	14	Ytterbium	Yb	173
Strontium	Sr	88	Yttrium	Y	89
Tantal	Ta	183	Zink (Zincum) . . .	Zn	65,4
Tellur.	Te	128	Zinn (Stannum) . .	Sn	119
Terbium	Tb	160	Zirkonium	Zr	91

Von diesen 78 Grundstoffen sind 60 verhältnismäßig selten, denn die Gesamtmenge, in welcher sie frei oder verbunden in der Natur vorkommen, macht bei jedem weniger als $\frac{1}{100}$ Prozent aller bekannten Stoffe aus; die übrigen 18 Grundstoffe sind an dem Aufbau des dem Menschen zugänglichen Theiles der Erde einschließlich der Meere und der Atmosphäre im Verhältnis der folgenden Zahlen beteiligt:

Sauerstoff . 50 Proz.	Natrium . 2,3 Proz.	Phosphor . 0,09 Proz.
Silicium . 25,3 „	Kalium . 2,2 „	Mangan . 0,07 „
Aluminium 7,2 „	Wasserstoff 0,94 „	Schwefel . 0,04 „
Eisen . . 5 „	Titan . . 0,3 „	Baryum . 0,03 „
Calcium . 3,5 „	Kohlenstoff 0,21 „	Stickstoff . 0,02 „
Magnesium 2,5 „	Chlor . . 0,15 „	Chrom . . 0,01 „

Man teilt die Grundstoffe ein in **Metalle** und **Nichtmetalle** oder **Metalloide**. Die 58 Metalle bilden trotz ihrer großen Zahl eine durch leicht erkennbare Merkmale ausgezeichnete Gruppe. Die 20 Nichtmetalle dagegen besitzen keine gemeinsamen Kennzeichen, sie weisen vielmehr eine große Mannigfaltigkeit in ihren sämtlichen Eigenschaften auf; gemeinsam ist ihnen nur das Fehlen metallischer Eigenschaften.

Die Metalle.

Die Metalle sind feste, schwere, mehr oder weniger leicht schmelzbare Stoffe von hohem Glanze, welche für das Licht undurchlässig sind, aber Wärme und Elektrizität gut leiten.

Ihr **Glanz** beruht auf der Reflexion der Lichtstrahlen und zeigt sich bei zusammenhängenden Massen, am stärksten auf polierten Flächen. In feinpulverigem Zustande besitzen nur Magnesium und Aluminium Metallglanz.

Die **Farbe** der Metalle ist ziemlich gleichartig, sie schwankt zwischen silberweiß und bleigrau; nur Kupfer ist rot, Gold, Baryum und Strontium sind gelb oder gelblich.

Die **Leitfähigkeit für Elektrizität** nimmt bei den Metallen mit steigender Temperatur erheblich ab, während sie bei dem nichtmetallischen Graphit mit steigender Temperatur zunimmt.

Spezifisches Gewicht und **Schmelzpunkt** der Metalle weisen sehr große Unterschiede auf:

	spez. Gew.	Schmelzp.		spez. Gew.	Schmelzp.
Kalium	0,87	+ 62°	Kupfer	8,9	+ 1050°
Natrium	0,97	+ 97,5°	Silber	10,5	+ 945°
Magnesium	1,75	+ 700°	Blei	11,4	+ 320°
Aluminium	2,7	+ 700°	Quecksilber	13,595	— 39,4°
Zink	7,1	+ 420°	Gold	19,3	+ 1100°
Eisen	7,86	+ 1600°	Platin	21,4	+ 1770°

Leichter als Wasser sind Kalium und Natrium. Bei den Leichtmetallen liegt das spez. Gew. (G) unter 4, bei den Schwermetallen über 4. — Alle Metalle sind schmelzbar und verdampfbar, jedoch ist die völlige Verdampfung der sehr schwer schmelzbaren bisher noch nicht gelungen.

Durch Vermischung mehrerer Metalle entstehen die **Legierungen**, von denen viele technisch wertvoll sind, da sie meist härter und leichter schmelzbar sind als ihre Bestandteile. Am wichtigsten ist neben den Legierungen

von Gold und Silber mit Kupfer (Münzen, Schmuckfachen) das Messing, eine Legierung von Kupfer und Zink.

Das **Molekulargewicht** der Metalle ist, soweit es bisher feststellbar war, gleich dem Atomgewicht, und es ist deshalb wahrscheinlich, daß die Metalle regelmäßig nur ein Atom im Molekül enthalten, während bei den Metalloiden auch in dieser Beziehung große Mannigfaltigkeit herrscht. Die bekannteren gasförmigen Metalloide (H, O, N, Cl, F) besitzen zwei Atome im Molekül.

Die Metalle zerfallen in folgende Gruppen:

A. **Leichtmetalle** ($G < 4$).

I. Alkalimetalle: Kalium, Rubidium, Cäsium, Natrium und Lithium.

II. Erdalkalimetalle: Calcium, Strontium, Baryum, Radium, Magnesium und Beryllium.

III. Erdmetalle: Aluminium und viele unwichtige.

B. **Schwermetalle** ($G > 4$).

IV. Die Eisengruppe: Eisen, Nickel, Kobalt und Mangan; Chrom, Molybdän, Wolfram und Uran. — Zink und Cadmium.

V. Die Kupfergruppe: Kupfer, Quecksilber, Silber, Blei und Thallium.

VI. Die übrigen Metalle,

a) unedle: Antimon, Wismut, Zinn usw.;

b) edle: Gold und die Platinmetalle.

I. Die Alkalimetalle.

Zu dieser Gruppe gehören die einwertigen Metalle Kalium, Rubidium, Cäsium, Natrium und Lithium, welche sehr leicht, zumeist sogar leichter als Wasser sind. Ihre Neigung, mit anderen Grundstoffen Verbindungen einzugehen, ist so stark, daß sie nicht frei in der Natur vorkommen können, und daß sowohl ihre Darstellung als auch ihre Aufbewahrung mit besonderen Schwierigkeiten verknüpft ist.

Kalium. $K = 39$.

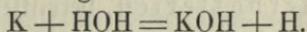
Vorkommen. Das Kalium kommt wegen seiner großen Verwandtschaft zum Sauerstoff in der Natur nicht frei vor, ist aber als Bestandteil vieler Silikate, wie Kalifeldspat, Kaliglimmer usw., sehr verbreitet.

In den Verwitterungsprodukten derselben findet es sich stets im Ackerboden. Es kommt ferner in den Abraumsalzen von Staßfurt usw. als Sylvin, kainit und Carnallit sowie im Meerwasser vor. Auch ist es ein notwendiger Bestandteil des Tier- und Pflanzenkörpers.

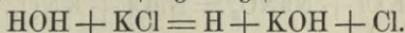
Gewinnung. Im Jahre 1807 wurde das Metall zuerst durch H. Davy mittels des elektrischen Stromes aus Kaliumhydroxyd aus-
geschieden und als metallischer Grundstoff erkannt. Man gewinnt es durch Destillation eines innigen Gemenges von Kaliumkarbonat und Kohle oder nach dem Davyschen Verfahren durch Elektrolyse des geschmolzenen Hydroxyds.

Eigenschaften. Kalium ist ein silberweißes, bei gewöhnlicher Temperatur wachsweches Metall vom spez. Gew. 0,87, welches bei 62° schmilzt und bei 720° dampfförmig wird. Auf frischen Schnittflächen erhält sich sein Metallglanz nur wenige Augenblicke, da es sich sehr leicht an der Luft oxydiert und unter Mitwirkung des Wasserdampfes in Kaliumhydroxyd, KOH, übergeht. Deshalb bewahrt man das Metall unter einer sauerstofffreien Flüssigkeit, am besten unter Vaselinöl, auf.

Verbindungen. Wirft man Kalium auf Wasser, so entwickelt sich Wasserstoff, welcher sich sofort entzündet und infolge der Entstehung von Kaliumdämpfen mit violetter Flamme verbrennt:



Hierbei entsteht eine schwimmende Kugel von glühendem Kaliumhydroxyd, welche infolge ihrer hohen Temperatur zunächst vom Wasser nicht benetzt und deshalb nicht gelöst wird. Erst wenn die Temperatur etwas gesunken ist, erfolgt die Benetzung und damit die Auflösung unter neuer heftiger Wärmeentwicklung, so daß sich unter Explosion Wasserdampf bildet. Das Kaliumhydroxyd wird im großen fast ausschließlich durch Elektrolyse einer Chlorkaliumlösung dargestellt:



Kaliumhydroxyd oder Ätzkali ist ein harter, weißer, zerfließlicher Stoff, welcher aus der Luft leicht Kohlendioxyd aufnimmt und damit in Kaliumkarbonat übergeht. Beim Erhitzen schmilzt es, so daß es leicht in Stangenform gegossen werden kann; in Wasser löst es sich unter Erhitzung zu **Kalilauge**, einer äzenden Flüssigkeit, welche sehr starke basische Eigenschaften erkennen läßt und demnach freies Hydroxylion in großer Menge enthält. Es wird im Laboratorium als wichtiges Reagens, in der Chirurgie als Ätzmittel und in der Technik namentlich zur Gewinnung der Kaliseifen verwendet.

Chlorkalium, KCl , ist das wichtigste Kaliumsalz. In der Natur kommt es rein in regulären Kristallen als **Sylvin** vor. In viel größerer Menge bildet es mit Chlormagnesium den **Carnallit**, $KCl \cdot MgCl_2 + 6H_2O$, und mit Magnesiumsulfat den **Sainit**, $KCl \cdot MgSO_4 + 3H_2O$.

Diese „Kalisalze“ kommen neben anderen weniger wichtigen als Rückstand eines früheren Meeresbeckens in großer Ausdehnung unter dem Boden Deutschlands in der weiteren Umgebung des Harzes vor und werden durch Bergbau gewonnen, z. B. bei Staßfurt, wo sie zuerst über einem Steinsalzlager angetroffen und als **Abraumsalze** bezeichnet wurden. Durch Auflösen und Umkristallisieren erhält man aus ihnen das Chlorkalium, welches zur Darstellung anderer Kaliumverbindungen und namentlich als Düngemittel Verwendung findet.

Bromkalium, KBr , und **Jodkalium**, KJ , sind weiße, leichtlösliche, in Würfeln kristallisierende Salze, welche sowohl in der Medizin als auch in der Photographie Verwendung finden. Bromkalium dient namentlich zur Herstellung der photographischen Trockenplatten.

Kaliumnitrat oder **Kalispalpet**, KNO_3 , bildet sich im Erdboden durch die Verwesung stickstoffhaltiger Tierstoffe bei Anwesenheit von Kaliumverbindungen. Dabei wird die Oxydation des Stickstoffs durch Spaltpilze, die **Salpeterbakterien**, vermittelt. In heißen Ländern, namentlich in Ostindien und Ägypten, wittert der durch Verwesung entstehende Kalispalpet aus dem Boden hervor und wird dort durch Auslaugung und nachfolgende Kristallisation gewonnen. In Deutschland dagegen stellt man die Verbindung technisch her, indem man die Lösungen von Chlorkalium und Natronsalpeter zusammenführt und das entstehende Kochsalz in der Hitze, den Kalispalpet aber beim Erkalten auskristallisieren läßt:



Das Kaliumnitrat bildet farblose, rhombische Kristalle, deren Löslichkeit in Wasser mit der Temperatur bedeutend zunimmt; 100 g Wasser lösen bei 0° 13 g Salpeter, bei 100° dagegen 247 g. Das Salz schmilzt bei 339° und zerfällt bei höherer Temperatur in **Kaliumnitrit**, KNO_2 , und Sauerstoff.

Veruche: 1) Erhitze eine Messerspitze voll Salpeter im trocknen Reagenzrohr. Das Salz verknistert, schmilzt dann und erstarrt beim Erkalten kristallinisch.

2) Löse etwas Salpeter in Wasser und prüfe Geschmack und Reaktion (Lackmuspapier). (Aufbewahren!)

3) Erhize ca. 1 cem Salpeter vorsichtig im Reagenzrohr (Reagenzrohrhalter). Stelle eine Porzellanschale mit Wasser darunter, da das Glas häufig abschmilzt.

4) Prüfe das entweichende Gas mittels eines glimmenden Holzspans.

5) Verbrenne in gleicher Weise ein Stückchen Schwefel in dem Rohr.

6) Wiederhole den Versuch mit einem kleinen Stückchen roten Phosphor (Pinzette). (Vorsicht!)

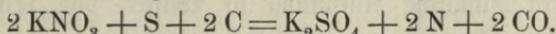
7) Ebenso mit Eisenfeile.

8) Bringe an einem Platindraht etwas Chlorkalium in die nichtleuchtende Flamme des Bunsenbrenners. Die Flamme wird violett gefärbt. Betrachte sie durch ein blaues Kobaltglas.

9) Gieße zu Lösung 2 etwas Weinsäurelösung. Es entsteht — häufig erst nach einigem Reiben der inneren Glaswand mit dem Glasstab — ein weißer, kristallinischer Niederschlag von Weinstein, saurem weinsäuren Kalium. (Reaktion auf Kalium!)

10) Der Schnellfluß, ein Gemenge von 3 Teilen Salpeter, 1 T. Schwefel und 1 T. Sägespänen, entwickelt beim Entzünden eine solche Hitze, daß kleine Silber- und Kupfermünzen darin sofort schmelzen.

Kaliumnitrat wird beim Einpökeln des Fleisches, in der Feuerwerkerei und zur Darstellung des Schwarzpulvers verwendet. Letzteres bereitet man in der Regel aus 75 Teilen Salpeter, 12 T. Schwefel und 13 T. Holzkohle, welche in Kugelmühlen zerkleinert und darauf gemischt, angefeuchtet und durch Siebe gedrückt werden; die so entstehenden Körner werden getrocknet und in rotierenden Trommeln poliert. Die Verbrennung des Schwarzpulvers erfolgt im wesentlichen nach der Gleichung:



Die Wirkung eines Sprengstoffs beruht auf der bei seiner Verbrennung eintretenden plötzlichen Volumvermehrung. Nach vorstehender Gleichung würden die gasförmigen Verbrennungsprodukte schon bei 0° einen 700 mal größeren Raum erfordern als das verbrannte Pulver. Weit stärker noch ist die Wirkung des rauchlosen Pulvers, welches hauptsächlich aus Schießbaumwolle besteht und bei der Verbrennung ganz in gasförmige Produkte zerfällt.

Kaliumchlorat, KClO_3 , bildet weiße, perlmutterglänzende Kristallblättchen, von denen bei 0° nur 3,3 g in 100 g Wasser löslich sind. Es wirkt noch stärker oxydierend als das Kaliumnitrat und wird deshalb in der Feuerwerkerei und zur Herstellung explosiver Mischungen benutzt, ferner zur Sauerstoffentwicklung, zur Darstellung von Farbstoffen (Anilinschwarz) und als Heilmittel zur Desinfektion der Mundhöhle. — Bei den schwedischen Zündhölzern besteht die Zündmasse aus Kaliumchlorat und Schwefelantimon, bei den Zündhütchen aus Kaliumchlorat und Knallquecksilber. Zu Feuerwerksfäßen ist Kaliumchlorat nur

mit Vorsicht zu verwenden, indem man das vorher pulverisierte Salz mit anderen Stoffen mittels einer Federfahne vermischt. Man erhält Rotfeuer aus 2 Teilen Kaliumchlorat, 24 T. Schwefelblumen und 56 T. Strontiumnitrat, Grünfeuer dagegen aus 3 T. Kaliumchlorat, 3 T. Schwefelblumen und 8 T. Baryumnitrat.

Kaliumkarbonat oder **Pottasche**, K_2CO_3 , ist in erheblicher Menge in der Asche des Holzes und anderer Pflanzenteile enthalten, weil die in den Pflanzen vorkommenden Kaliumsalze organischer Säuren durch die Verbrennung in das Karbonat übergeführt werden.

Es ist ein weißes, sehr leicht lösliches und an der Luft zerfließliches Salz, welches stark basisch reagiert. Bei 1000° schmilzt es, ohne sich zu zersetzen. Man benutzt es zur Gewinnung der Kaliseifen, des Kaliglasses und anderer Kaliumverbindungen; es war bis zur Erschließung der norddeutschen Kalialzlager das wichtigste Kaliumsalz.

Kaliumsulfat, K_2SO_4 , kristallisiert in farblosen, rhombischen Pyramiden und ist als Düngemittel und als Ausgangsmaterial für die Gewinnung vieler Kaliumsalze von Wichtigkeit.

Kaliumsilikat. Wird Kaliumkarbonat mit Quarzsand geschmolzen, so erhält man Kaliumsilikat als glasartige Masse, deren Zusammensetzung nicht ganz gleichmäßig ist und der Formel K_2SiO_3 nur annähernd entspricht. Die sirupähnliche Auflösung in Wasser, das Kaliumwasser-glas, wird zum Imprägnieren von Holz und Leinen als Schutz gegen Feuergefährdung und zum Konservieren von Eiern benutzt. Natürlich kommen Kaliumsilikate namentlich als Bestandteile des Kalifeldspats und des Kaliglimmers vor.

Nachweis. Man erkennt die Kaliumverbindungen am leichtesten an der violetten Färbung, welche sie einer Flamme beim Glühen erteilen. Ist gleichzeitig Natrium zugegen, so überstrahlt dieses das Kalium, und man beobachtet deshalb die Flamme durch ein blaues Kobaltglas, welches die gelben Natriumstrahlen zurückhält. Außerdem können der Weinstein (vgl. S. 17, Versuch 9) und der gelbe Niederschlag von Kaliumplatinchlorid K_2PtCl_6 , den die Platinchlorwasserstoffsäure in Kaliumlösungen erzeugt, zum Nachweis von Kalium dienen.

Rubidium und **Cäsium** sind zwei dem Kalium sehr ähnliche, selten vorkommende Metalle, die im Jahre 1860 von Bunsen mit Hilfe der Spektralanalyse entdeckt wurden.

Aufgaben. 1) Wie ist die prozentische Zusammensetzung des Kaliumhydroxyds?

- 2) Wieviel g Chlorkalium sind in 700 g Carnallit enthalten?
- 3) Wieviel kg Kaliumnitrat bilden sich bei der Zersetzung von 25 kg Natriumnitrat durch Chlorkalium?
- 4) Wieviel g Kaliumchlorat gebraucht man zur Entwicklung von 12 l Sauerstoff?

Übersicht über die Kaliumverbindungen.

Verbindung	Bemerkungen	Verbindung	Bemerkungen
K ₂ O		KNO ₃	Salpeter, Schießpulver.
KOH	Reagens, Ägmittel, Seifenfabrikation.	KClO ₃	Zündhölzer, Feuerwerkerei.
KCl	Sylvin.	K ₂ CO ₃	Pottasche. Glas, Seifenfabrikation.
KBr	Medizin (Schlafpulver).	K ₂ SO ₄	Düngemittel.
KJ	Medizin (Drüsen).	K ₂ SiO ₃	Wasserglas.

Fast alle Kaliumverbindungen sind weiß und wasserlöslich.

I Wiederholungstabelle für K = 39.

- 1) Vorkommen: Silikate, Ackererde, Tier- und Pflanzentkörper, Sylvin, kainit.
- 2) Gewinnung: Elektrolyse.
- 3) Eigenschaften.
- 4) Verbindungen.
- 5) Nachweis: Flammenfärbung, Weinstein, K₂PtCl₆.

Natrium. Na = 23.

Vorkommen. Das Natrium, das nicht frei vorkommt, ist in der Natur als Chlornatrium und als Bestandteil vieler Silikate sehr verbreitet. Auch findet es sich im Chilisalpeter in großen Massen in Südamerika. Ferner ist es in allen Teilen des Tierkörpers sowie auch in allen Pflanzen vorhanden.

Gewinnung. Es wurde von Davy gleichzeitig mit dem Kalium entdeckt und wird, wie dieses, entweder durch Destillation eines innigen Gemenges des Karbonats mit Kohle oder durch Elektrolyse des geschmolzenen Hydroxyds gewonnen.

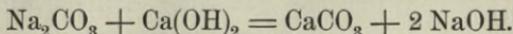
Eigenschaften. Das Natrium ist wenig leichter als Wasser ($G = 0,97$), es schmilzt bei $97,5^{\circ}$ und siedet bei 740° ; im übrigen ist es dem Kalium sehr ähnlich und unterscheidet sich von diesem hauptsächlich durch die

geringere Hefigkeit seiner Reaktionen. Auf Wasser entzündet es sich nur, wenn seine Bewegung und die dadurch bewirkte Abkühlung verhindert wird; der entweichende Wasserstoff verbrennt alsdann mit einer durch brennende Natriumdämpfe leuchtend gelb gefärbten Flamme.

Verbindungen. Bei gewöhnlicher Temperatur oxydiert sich das Natrium an der Luft zu **Natriumoxyd**, Na_2O . Dieses ist indessen ganz unbeständig, da es den Wasserdampf der Luft stark anzieht und sich damit zu Natriumhydroxyd NaOH , verbindet.

Das feste, weiße **Natriumhydroxyd**, oder **Ägnatron** zerfließt an der Luft unter Wasseraufnahme, wird aber allmählich wieder fest, indem es an der Oberfläche in Natriumcarbonat übergeht. In Wasser löst es sich leicht unter starker Erwärmung zu **Natronlauge**. Die Lösung enthält Hydroxylion in sehr großer Menge und zeigt deshalb fast die gleichen Reaktionen wie eine Kaliumhydroxydlösung. Technische Verwendung findet das Natriumhydroxyd zur Papier- und Farbenfabrikation, zur Reinigung des Speisewassers für Dampfkessel und namentlich zur Gewinnung der Natronseifen, welche man durch Kochen von Fetten mit Natronlauge erhält.

Technisch gewonnen wird die Verbindung entweder durch Elektrolyse einer Chlornatriumlösung oder durch Erhitzen von Sodablösung mit gelöchtem Kalk:



Chlornatrium oder **Kochsalz**, NaCl , ist das verbreitetste und wichtigste aller Natriumsalze. Es kommt in großen Mengen natürlich vor, und zwar in gelöster Form im Wasser der Meere, der Solquellen und mancher Seen, als **Steinsalz** dagegen in den durch Verdunstung früherer Meere entstandenen Salzlagern. — Man gewinnt das Kochsalz aus den Steinsalzlagerstätten durch Bergbau, aus den natürlichen Solen durch Vertreibung des Wassers in Gradierwerken und Siedepfannen, aus dem Meerwasser in heißen Ländern durch Verdunstung und in kalten durch Gefrierenlassen des Wassers.

Chlornatrium kristallisiert in farblosen, leicht spaltbaren Würfeln, welche sich treppenartig aneinander lagern und dadurch hohle Pyramiden bilden. Die Kristalle enthalten etwas Mutterlauge und zerspringen (verknistern) deshalb beim Erhitzen. Bei 775° schmilzt die Verbindung und beginnt zu verdampfen. 100 g Wasser lösen bei gewöhnlicher Temperatur 36 g Chlornatrium und in der Siedehitze 39 g, also nur wenig mehr.

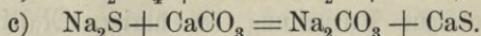
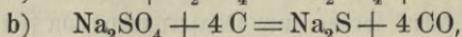
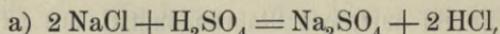
Kochsalz ist ein wichtiges Nahrungsmittel des Menschen und der höheren Tiere. Es dient ferner zum Konservieren von Fleisch, Butter usw. und als Material zur Darstellung der übrigen Natriumverbindungen. Das als Speisesalz verwendbare Kochsalz unterliegt einer hohen Steuer, das übrige wird nicht versteuert und deshalb durch Zusatz von Eisenoxyd, Wermut oder Schwefelsäure „denaturiert“, d. h. zum Genuß untauglich gemacht.

Bromnatrium, NaBr, und **Jodnatrium**, NaJ, sind dem Kochsalz ähnlich, aber noch leichter löslich; sie werden in der Medizin wie die entsprechenden Kaliumsalze verwendet.

Natriumnitrat oder **Natronsalpeter**, NaNO_3 , kommt in einem regenlosen Gebiete an der Küste von Chile natürlich vor und bildet dort unter einer dünnen Tonschicht ein 900 km langes, etwa 1 m mächtiges Lager. Das Mineral ist mit Sand und Ton vermischt und wird deshalb in den Salpeterrefinerien durch Umkristallisieren gereinigt. Etwa die Hälfte des so gewonnenen „Chilialpeters“ wird nach Deutschland exportiert. Natriumnitrat löst sich sehr leicht und kristallisiert in durchsichtigen Rhomboidern, welche bei 320° schmelzen und bei höherer Temperatur Sauerstoff abgeben. Es wird in großen Mengen als stickstoffhaltiges Düngemittel dem Ackerboden zugeführt und dient außerdem zur Gewinnung der Salpetersäure und des Kaliumnitrats. Dagegen ist es zur Bereitung des Schwarzpulvers nicht geeignet, weil es aus der Luft Feuchtigkeit anzieht.

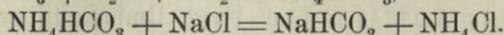
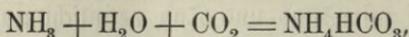
Soda. Die Soda bildet große, farblose, monokline Kristalle von der Zusammensetzung $\text{Na}_2\text{CO}_3 + 10 \text{H}_2\text{O}$, welche an der Luft unter Wasserabgabe verwittern und bei 50° im eigenen Kristallwasser schmelzen. 100 g Wasser lösen bei 0° 21 g, bei 34° aber schon 420 g kristallisierte Soda. Die Lösung reagiert stark alkalisch; wird ihr durch andauerndes Erhitzen alles Wasser entzogen, so hinterbleibt die wasserfreie oder „kalzinierte“ Soda als weißes Pulver. Dieses wird in der Technik in sehr großen Mengen zur Gewinnung des Glases, der Seife und vieler Farbstoffe gebraucht, während man im Haushalt als Reinigungsmittel hauptsächlich die kristallisierte Soda verwendet, weil sie sich schneller auflöst.

Leblanc-Verfahren. Seit 1824 gewinnt man die Soda nach dem von Leblanc schon 1791 erfundenen Verfahren, indem man (a) Chlornatrium durch Schwefelsäure in der Glühhitze in Natriumsulfat umwandelt und (b) letzteres mit Kohle zu Schwefelnatrium reduziert, welches sich (c) mit Calciumcarbonat zu Natriumcarbonat umsetzt:

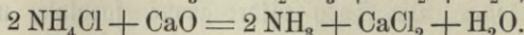
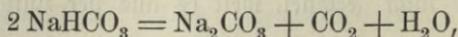


Als Nebenprodukte entstehen Chlorwasserstoff, welcher zu Salzsäure verarbeitet wird, und Schwefelcalcium, aus dem man hauptsächlich Schwefel gewinnt.

Solvay-Verfahren. Während das Verfahren Leblancs in England zurzeit noch das übliche ist, geht man in Deutschland seit 1866 zu der von Solvay erfundenen Sodagewinnung über. Eine konzentrierte Kochsalzlösung wird unter Druck und Abkühlung zunächst mit Ammoniakgas und darauf mit Kohlendioxyd gesättigt, dabei entsteht Ammoniumbikarbonat, NH_4HCO_3 , welches sich mit dem Kochsalz zu Natriumbikarbonat und Salmiak umsetzt:



Das Natriumbikarbonat, welches schwerlöslich ist, scheidet sich aus und wird durch Erhitzen in Soda, Kohlendioxyd und Wasser zerlegt; den als Nebenprodukt entstehenden Salmiak verwandelt man durch Erhitzen mit gebranntem Kalk in Ammoniak, welches dem Betriebe wieder zugeführt wird:



Versuch¹⁾. Im kleinen kann man dies Verfahren nachahmen, indem man je 150 ccm gesättigte Kochsalz- und Ammoniumkarbonatlösung mischt, Kohlenensäure hineinleitet, die eventuell entstehende Trübung durch Filtration beseitigt und auf 250 ccm der jetzt klaren Lösung in einer Sodorflasche²⁾ (Fig. 17) unter Druck die Kohlenensäure von ein bis zwei kleinen Stahlbomben wirken läßt. Es fällt sofort ein voluminöser Niederschlag von Natriumbikarbonat aus.

Elektrolyse. Seit einigen Jahren wird Soda auch auf elektrolytischem Wege gewonnen, indem man eine Kochsalzlösung durch den elek-

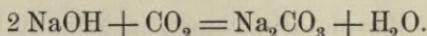


Fig. 17.

¹⁾ Falls das Natrium nicht genauer besprochen wird, können die auf S. 16 beschriebenen Versuche Nr. 1—8 an dieser Stelle mit NaNO_3 statt mit KNO_3 ausgeführt werden.

²⁾ Diese von Scheid für den Unterricht empfohlene Flasche ist für ca. 5 l in Haushaltsgeschäften zu haben. Sie dient für gewöhnlich zur Herstellung frischen Selterswassers. Die kleinen Stahlbomben kosten ca. 12 Pfg. das Stück.

trischen Strom zerlegt und in die so entstehende Natronlauge Kohlendioxyd einleitet:



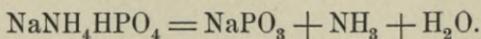
Bicarbonat. Natriumbicarbonat, welches man bei der Sodagewinnung nach Solway erhält, reagiert schwach alkalisch. Um es rein darzustellen, leitet man Kohlendioxyd über kristallisierte Soda, wobei ein Teil des Kristallwassers abfließt und die Verunreinigungen mitnimmt. Es wird zur Abstumpfung der Magensäure, ferner als Backpulver und, gemischt mit Weinsäure und Zucker, zur Bereitung kohlenensäurehaltiger Getränke als „Brausepulver“ verwendet; auch ist es ein wesentlicher Bestandteil mancher Mineralwässer, namentlich der „alkalischen Säuerlinge“.

Natriumsulfat oder **Glauberfalsz**, $\text{Na}_2\text{SO}_4 + 10 \text{H}_2\text{O}$, bildet durchsichtige Kristalle von salzig-bitterem Geschmack, welche an der Luft unter Wasserabgabe verwittern. Es wird als Heilmittel gegen Ernährungsstörungen verwendet und findet sich gelöst im Karlsbader und Marienbader Mineralwasser. 100 g Wasser lösen bei 32° 327 g Glauberfalsz. Wird die Lösung etwas abgekühlt, so ist sie übersättigt, kristallisiert aber nicht, solange man sie unter Watte vor Staub schützt; dagegen tritt die Kristallisation plötzlich ein, sobald man einen kleinen Glauberfalszkristall als „Keim“ hineinwirft.

Natriumthiosulfat oder unterschwefligsaures Natrium, $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$, löst Brom- und Chlor Silber auf, deshalb benutzt man es in der Photographie zum „Fixieren“; ferner verwendet man große Mengen davon als „Antichlor“ um aus den mit Chlor gebleichten Faserstoffen die letzten Reste des freien Chlors zu entfernen.

Natriumphosphate. Von den drei Natriumsalzen der Orthophosphorsäure ist nur das Dinatriumphosphat oder einfachsaure phosphorsaure Natrium, $\text{Na}_2\text{HPO}_4 + 12 \text{H}_2\text{O}$, von Bedeutung. Es entsteht, wenn man Phosphorsäure mit Soda bis zum Beginn der alkalischen Reaktion zerlegt. Das leichtlösliche Salz ist im Laboratorium ein wichtiges Reagens.

Das Natriummetaphosphat, NaPO_3 , hat die Fähigkeit, viele Metalloxyde in der Glühhitze mit charakteristischer Farbe zu lösen, und gelangt deshalb in der „Phosphorsalzperle“ bei der Analyse zur Verwendung. Man erhält es am Platindraht durch Glühen von Natriumammoniumphosphat, $\text{NaNH}_4\text{HPO}_4 + 4 \text{H}_2\text{O}$:



Borax, $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 + 10 \text{H}_2\text{O}$, ist das Natriumsalz der Tetraborssäure $\text{H}_2\text{B}_4\text{O}_7$ ($4 \text{H}_3\text{BO}_3 - 5 \text{H}_2\text{O}$).

Erhitzen wir ihn am Platindraht, so bläht er sich auf und bildet nach Verlust des Kristallwassers eine ruhig schmelzende, glasähnliche Masse, welche Metalloxyde mit charakteristischer Färbung aufzulösen vermag. So erhalten wir mit Kobaltsalzen eine blaue, mit Mangansalzen eine violette, mit Kupfersalzen in der Oxydationsflamme eine grüne und in der Reduktionsflamme eine rote Boraxperle. Deshalb wird Borax ähnlich wie Natriummetaphosphat in der qualitativen Analyse verwendet. — Wegen seiner Fähigkeit Metalloxyde zu lösen, benutzt man ihn auch beim Löten, indem man die zu verbindenden Metallstücke durch schmelzenden Borax reinigt, d. h. von Oxydschichten befreit. Borax gelangt beim Löten mit dem schwer schmelzbaren Hartlot (Gemenge von Kupfer, Zink und Silber) zur Verwendung, während man mit dem leicht schmelzbaren Weichlot (Zinn und Blei) die ähnlich wirkenden Stoffe Chlorzink, Salmiak, Kolophonium usw. benutzt.

Natriumsilikat ist ein Bestandteil mancher Mineralien, z. B. des Natronfeldspats. Das beim Zusammenschmelzen von Soda und Sand entstehende **Natronwasser Glas** ist dem Kaliumwasserglas ganz ähnlich und wird ebenso verwendet. Das gewöhnliche Glas ist ein Gemenge von Natrium- und Calciumsilikat.

Nachweis. Man erkennt die Natriumverbindungen an der gelben Färbung, welche sie einer nichtleuchtenden Flamme erteilen, und welche so intensiv ist, daß geringe Natriumpuren die durch größere Mengen anderer Metalle verursachten Färbungen überstrahlen. Das Spektrum der Natriumverbindungen zeigt eine hellleuchtende gelbe Linie, welche der Fraunhofer'schen Linie D entspricht und schon durch $\frac{1}{3000000}$ mg eines Natriumsalzes hervorgerufen werden kann.

Das **Lithium** ist ein dem Kalium und Natrium ähnliches Metall. Alle Lithiumverbindungen färben die Flamme schön karmesinrot.

Aufgaben. 1) Wieviel g Natriumhydroxyd werden elektrisch zerlegt bei der Darstellung von 170 g Natrium?

2) Wieviel Soda gebraucht man zur Gewinnung von einem Zentner Natriumhydroxyd?

3) Wieviel Prozent Wasser enthält die kristallisierte Soda?

4) Wieviel kg Natriumsulfat können aus 20 kg Kochsalz dargestellt werden? Wieviel Schwefelsäure ist dazu erforderlich?

Übersicht über die Natriumverbindungen.

Verbindung	Bemerkungen	Verbindung	Bemerkungen
Na ₂ O		NaHCO ₃	Natron, Brausepulver.
NaOH	Seifenfabrikation, Reagens.	Na ₂ SO ₄	+ 10 H ₂ O Glaubersalz.
NaCl	Kochsalz.	Na ₂ S ₂ O ₃	Natriumthioisulfat. Photographie, Antichlor.
NaBr	Medizin.	Na ₂ HPO ₄	Reagens.
NaJ	Medizin.	NaPO ₃	Phosphorsalz (Perle).
NaNO ₃	Chilifalpeten.	Borax	Perle, Löten.
Na ₂ CO ₃	Soda.	Na ₂ SiO ₃	Wasserglas.

Die Natriumverbindungen sind weiß und wasserlöslich.

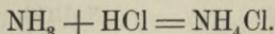
I Wiederholungstabelle für Na = 23.

- 1) Vorkommen: Kochsalz, Meer, Silikat, Chilifalpeten, Tier- und Pflanzenkörper.
- 2) Gewinnung wie K.
- 3) Eigenschaften.
- 4) Verbindungen: Soda (Leblanc, Solway), Kochsalz.
- 5) Nachweis: Flammenfärbung.

Ammoniumverbindungen.

Ammoniumgruppe. Beim Einleiten von Ammoniakgas in Wasser entsteht die Verbindung NH₄OH, welche den Hydroxyden der Alkalimetalle ähnlich ist und Ammoniumhydroxyd genannt wird. Das **Ammonium**, NH₄, ist kein für sich allein darstellbarer Stoff, sondern eine einwertige Atomgruppe, welche ebenso wie die einwertigen Metalle mit Säureresten Salze zu bilden vermag. Alle Ammoniumsalze zeigen große Ähnlichkeit mit den entsprechenden Kaliumverbindungen und sind ihnen zumeist isomorph. Wie die Metalle ist auch das Ammonium befähigt, ein Amalgam, d. h. eine Legierung mit Quecksilber zu bilden. Wird Natriumamalgam mit der konzentrierten Lösung eines Ammoniumsalzes übergossen, so entsteht neben einem Natriumsalz das **Ammoniumamalgam**, welches indessen nicht haltbar ist, sondern alsbald schwammartig anschwillt, weil das Ammonium in die beiden Gase Ammoniak und Wasserstoff zerfällt.

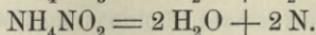
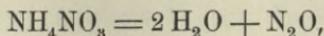
Chlorammonium oder **Salmiak**, NH_4Cl , wird technisch dargestellt, indem man das Gaswasser der Leuchtgasfabriken mit Ätzkalk erhitzt und das entweichende Ammoniakgas in verdünnte Salzsäure einleitet:



Es findet mannigfache Verwendung im Laboratorium und in der Technik, seine Benutzung beim Löten und als „Erregersalz“ in den Leclanché-Elementen beruht auf der Fähigkeit, Chlorwasserstoff abzuspalten.

Ammoniumsulfat, $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$, ist dasjenige Ammoniumsalz, welches technisch in größter Menge, als Nebenprodukt der Gasfabrikation, gewonnen wird. Es ist als stickstoffhaltiges Düngemittel sowie als Ausgangsmaterial anderer Ammoniumverbindungen von großer Wichtigkeit.

Ammoniumnitrat, NH_4NO_3 , das in Wasser unter starker Temperaturerniedrigung leicht löslich ist, explodiert bei hoher Temperatur, wobei es in nur gasförmige Produkte zerfällt. Es findet deshalb als Sprengmittel, im Roburit, für den Kohlenbergbau Verwendung. Bei vorsichtigem Erhitzen zerfällt es in Wasser und Stickstoffoxydul, während das sauerstoffärmere **Ammoniumnitrit**, NH_4NO_2 , sich sehr leicht in Wasser und Stickstoff zerlegt:



Das normale **Ammoniumcarbonat**, $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$, ist eine sehr unbeständige Verbindung.

Das saure **Ammoniumcarbonat** dagegen ist recht beständig und riecht fast gar nicht nach Ammoniak. Das käufliche Ammoniumcarbonat oder **Hirschhornsalz** besteht der Hauptsache nach aus einem Doppelsalz dieser beiden Verbindungen. Es ist ein gutes Backpulver, da es beim Erhitzen völlig in gasförmige Bestandteile zerfällt und dadurch den Teig auflockert.

Schwefelammonium, $(\text{NH}_4)_2\text{S}$, ist ein wichtiges Reagens, welches zur Unterscheidung und Trennung der Metalle benutzt wird. Man erhält es in wässriger Lösung, indem man in Ammoniakflüssigkeit Schwefelwasserstoff leitet. Das anfangs farblose Schwefelammonium wird an der Luft gelb.

Nachweis. Die Ammoniumverbindungen werden daran erkannt, daß sie beim Erhitzen mit Kali- oder Natronlauge **Ammoniakgas** entwickeln, welches durch seinen Geruch auffällt, Lackmuspapier blau färbt und mit Salzsäure weiße Salmiaknebel bildet.

Überſicht über die Ammoniumverbindungen.

Verbindung	Bemerkungen	Verbindung	Bemerkungen
NH ₄ Cl	Salmiak	(NH ₄) ₂ CO ₃	Hirschhornſalz?
NH ₄ NO ₃	Roburit. N ₂ O!	(NH ₄) ₂ SO ₄	Gasanſtalt, Dünger.

II. Die Erdalkalimetalle.

Die Metalle dieſer Gruppe: Calcium, Strontium, Baryum, Radium, Magnesium und Beryllium ſind zweiwertig und etwas ſchwerer als die Alkalimetalle. In trockenem Zuſtande bleiben ſie an der Luft zuweiſt unverändert, ſie ſind viel zäher als die Alkalimetalle und ſchwerer zu ſchmelzen und zu verflüchtigen.

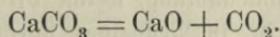
Calcium. Ca = 40.

Vorkommen. Das Calcium tritt in der Natur nur in Verbindungen auf und iſt namentlich als Karbonat, Sulfat, Phosphat, Silikat und als Fluorverbindung ſehr verbreitet. Es bildet als Phosphat den Hauptbeſtandteil des tieriſchen Knochengeriſtes und findet ſich auch in allen Pflanzen.

Gewinnung. Es wird in metalliſchem Zuſtande durch Elektrolyſe des geſchmolzenen Chlorides dargeſtellt.

Eigenſchaften. Es iſt ein ſilberweißes, bei 760° ſchmelzbares, gegen Sauerſtoff und Chlor bei gewöhnlicher Temperatur unempfindliches Metall, welches das Waſſer nur langſam zerſetzt. Beim Erhitzen an der Luft verbrennt es, indem es ſich mit Sauerſtoff und gleichzeitig mit Stickſtoff verbindet.

Verbindungen. **Calciumoxyd** oder **gebrannter Kalk**, CaO, iſt ein weißer feinporiger Stoff, der durch Glühen des Calciumkarbonats, CaCO₃, im großen gewonnen wird:



Man benutzt dabei in der Regel einen zum Dauerbetrieb geeigneten Schachtofen (Fig. 18), welcher mit Kalkſtein gefüllt und von der Seite her durch mehrere Feuerungen (a) geheizt wird. Aus dieſen ſchlagen die Flammen in den Schacht des Ofens hinein, ohne daß der Kalk durch die Aſche des Brennmaterials verunreinigt wird. Das durch die Zerſetzung des Calcium-

carbonats und durch die Verbrennung entstehende Kohlendioxyd wird oft technisch verwertet, z. B. in den Zuckerfabriken und bei der Sodagewinnung nach Solway. Bei b zieht man den gebrannten Kalk heraus, während oben frischer Kalkstein nachgeschüttet wird. Die Ausnutzung des Heizmaterials ist noch vollkommener bei den aus 12—20 Abteilungen bestehenden Ringöfen, welche indessen nur für sehr große Betriebe geeignet sind.

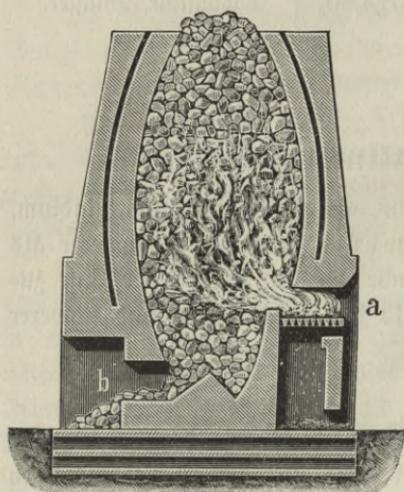
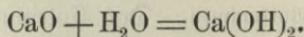


Fig. 18.

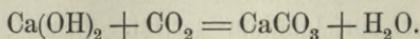
Gebrannter Kalk leuchtet, wenn er auf etwa 2000° erhitzt wird, mit sehr starkem, weißem Licht (Drummonds Kalklicht); er schmilzt erst bei ungefähr 3000°, so daß man feuerbeständige Tiegel zum Schmelzen des Platins aus ihm herstellen kann.

Calciumhydroxyd oder **gelöschter Kalk**, $\text{Ca}(\text{OH})_2$, entsteht als weißes Pulver unter starker Wärmeentwicklung, wenn gebrannter Kalk mit der Hälfte seines Gewichtes an Wasser übergossen wird:



Löslichkeit. In Wasser löst sich die Verbindung zu Kalkwasser.

Bei gewöhnlicher Temperatur nimmt 1 l Wasser etwa 2 g Calciumhydroxyd auf, aber mit steigender Temperatur wird die Löslichkeit geringer, so daß kalt gesättigtes Kalkwasser sich beim Sieden trübt. Kalkwasser schmeckt und reagiert alkalisch, es dient als Reagens auf Kohlendioxyd, welches aus ihm Calciumcarbonat niederschlägt:



Benutzung. Mit Wasser und Sand vermischt, bildet das Calciumhydroxyd den Mörtel, welchen man beim Bauen benutzt. Dieser erhärtet ganz allmählich, indem das Calciumhydroxyd aus der Luft Kohlendioxyd aufnimmt und unter Wasserabgabe in Calciumcarbonat übergeht. Man beschleunigt diese Umwandlung, welche oft nach vielen Jahren noch nicht völlig abgeschlossen ist, in Neubauten durch offene Koksfeuer, welche große Mengen Kohlendioxyd liefern und durch ihre Hitze das Wasser verflüchtigen; in bewohnten Häusern wirkt die menschliche Atmung beschleunigend auf den Vorgang ein, denn ein erwachsener Mensch atmet täglich etwa 1 kg Kohlendioxyd aus. — Außer zur Mörtelbereitung ver-

wendet man den gelöschten Kalk auch als Dünger und als Desinfektionsmittel, ferner bei der Gewinnung von Zucker, Ammoniak, Chlorkalk usw.

Zement. Durch Glühen eines Gemenges von Kalkstein und Ton (Aluminiumsilikat) erhält man den für Wasserbauten unentbehrlichen **Zement**, der aus Calciumaluminiumsilikat besteht und durch chemische Bindung von Wasser feinhart wird. Selten finden sich die Rohstoffe im richtigen Mischungsverhältnis als Mergel in der Natur vor; in der Regel zerkleinert man Kalkstein und Ton, mischt sie innig und formt das Gemenge zu Ziegeln, welche bei Weißglut bis zur beginnenden Schmelzung (Sinterung) erhitzt werden. Die so entstehenden „Zementklinker“ werden zerbrochen und darauf in Kugelmöhlen zermahlen zu einem sehr feinen Pulver von grünlich-grauer Färbung, welches in England zuerst dargestellt und **Portlandzement** benannt wurde.

Natürlich vorkommende Zemente vulkanischen Ursprungs sind die **Puzzolanerde** von Pozzuoli bei Neapel und der **Trass** von der Eifel. Da sie kalkarm sind, mischt man sie vor dem Gebrauch mit gelöschtem Kalk.

Calciumkarbonat, CaCO_3 , kommt kristallisiert als **Kalkspat** und als **Aragonit** natürlich vor, ist also dimorph. Der in allen Gebirgen

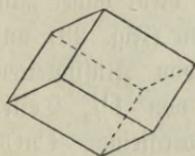


Fig. 19.

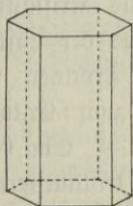


Fig. 20.

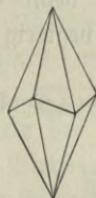


Fig. 21.

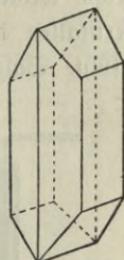


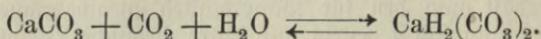
Fig. 22.

Deutschlands häufige **Kalkspat** ist hexagonal (Fig. 19—21). Wasserhelle Kristalle von Island brechen das Licht doppelt und heißen **isländischer Doppelspat**. $H = 3$, $G = 2,7$. — Der weniger verbreitete **Aragonit** ist rhombisch (Fig. 22) $H = 3,5$ bis 4 , $G = 2,94$. Kalkspat ist das beständigere der beiden Mineralien, denn beim Erwärmen auf 300° geht der Aragonit in Kalkspat über. — Gesteinsbildend tritt das Calciumkarbonat auf als **Marmor**, **Kalkstein**, **Kreide**, **Kongenstein**, **Kalktuff** und **Tropfstein**. In der Asche aller Pflanzen, in den Korallen, den Muschel- und Eierschalen bildet es einen wichtigen Bestandteil.

Versuch 1. Löse im Reagenzrohr etwas Calciumkarbonat in Wasser. Die Hauptmenge bleibt ungelöst, da 1 l Wasser kaum 0,02 g Calciumkarbonat löst. (Aufbewahren!)

Versuch 2. Löse in einem Erlenmair ca. 5 g Marmor in verdünnter Salzsäure (Gleichung!) und leite das entweichende Kohlendioxyd in die Lösung 1. Das bisher ungelöste Calciumkarbonat wird allmählich zu **Calciumbikarbonat** gelöst.

Calciumbifarbonat, $\text{CaH}_2(\text{CO}_3)_2$, ist in festem Zustande nicht bekannt, und auch in wässriger Lösung zerfällt es leicht wieder in Kohlendioxyd, Wasser und Calciumcarbonat:



Hierauf beruht die Ausscheidung von Tropfstein, Kalktuff, Rogenstein usw. aus Gewässern, welchen durch Abdunsten an der Luft oder durch Pflanzen und Tiere Kohlendioxyd entzogen wird; dieses tritt am deutlichsten bei sehr kohlenäurereichen Mineralwässern, z. B. dem Karlsbader hervor, aus dem das unter Überdruck gelöste Kohlendioxyd schnell entweicht, während der Sprudelstein sich absetzt.

Versuch 3. Die Lösung von Marmor in Salzsäure besteht aus **Chlorcalcium**, CaCl_2 . Prüfe die Reaction und füge soviel CaCO_3 oder HCl unter Erwärmen hinzu, bis die Lösung neutral ist.

Aus konzentrierten Lösungen scheidet sich das Chlorcalcium mit sechs Molekülen Kristallwasser in großen, durchsichtigen, zerfließlichen Kristallen ab, die beim Glühen das Kristallwasser abgeben. Das geglühte Salz zieht begierig Wasser aus der Luft an und dient daher zum

Trocknen von Gasen (Fig. 23) und zum Entwässern von Flüssigkeiten.

— Ein Gemenge von $1\frac{1}{2}$ Teilen kristallisiertem Chlorcalcium, $\text{CaCl}_2 + 6\text{H}_2\text{O}$, und einem Teil Schnee kühlt sich bis auf -37° ab und dient deshalb als sehr wirksame Kältemischung.

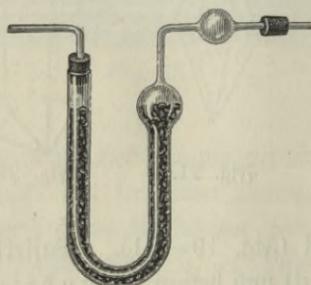


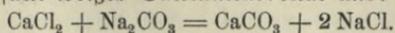
Fig. 23.

Chlorkalk erhält die Formel $\text{Ca}(\text{ClO})_2 + \text{CaCl}_2$ oder CaCl_2O , je nachdem man ihn als Gemenge oder

als Verbindung von Calciumhypochlorit und Chlorcalcium auffasst. Durch Einleiten von Chlor in geräumige Bleikammern, deren Boden 7—10 cm hoch mit gelöschtem Kalk bedeckt ist, gewinnt man ihn als weißes Pulver, welches etwa 30 % Chlor enthält und dieses bei Berührung mit Säuren ziemlich unvermindert wieder abgibt.

An der Luft zersetzt er sich allmählich unter Aufnahme von Wasser und Kohlendioxyd. Man benutzt ihn in großen Mengen zum Bleichen, Desinfizieren und Oxydieren sowie zur Chlorentwicklung.

Versuch 4. Füge zu einem Teil der Chlorcalciumlösung etwas Natriumcarbonatlösung. Es fällt weißes Calciumcarbonat aus:



Versuch 5. Füge zu einem anderen Teil der Chlorcalciumlösung sehr verdünnte Schwefelsäure. Es entsteht kein Niederschlag, da das entstehende Calciumsulfat etwas löslich ist, 2 g in 1 l Wasser.

Gelöstes Calciumsulfat gibt dem Wasser eine dauernde, d. h. beim Kochen nicht verschwindende Härte, während Calciumbifarbonat nur eine zeitliche Härte hervorbringt. Beide Salze verursachen die Bildung des Kesselsteins und machen das Wasser zum Waschen unbrauchbar, da sie mit der Seife unlösliche Verbindungen bilden.

Versuch 6. Wiederhole den Versuch 4 mit etwas stärkerer H_2SO_4 . Es fällt weißes Calciumsulfat aus.

Calciumsulfat, $CaSO_4$, kommt wasserfrei als **Anhydrit** vor, welcher häufig als Begleiter von Steinsalz in derben Massen von meist körnigem Gefüge auftritt; $H=3$, $G=2,9$. — Mit Wasser bildet es den **Gips**, (Fig. 24), $CaSO_4 + 2H_2O$; $H=1,5$ bis 2, $G=2,3$. Eine blättrige, in durchsichtige, perlmutterglänzende Tafeln zerlegbare Gipsart ist das **Marienglas**, eine feinkörnige, schneeweiße, zu Schnitzarbeiten verwendbare der **Alabastrer**. Große Gipsmassen kommen am Südharz, in Thüringen und bei Lüneburg vor.

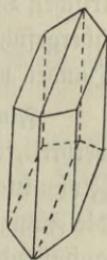


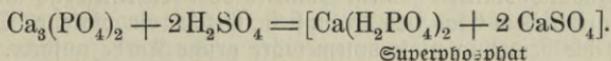
Fig. 24.

Der Gips ist das häufigere und beständigere der beiden Mineralien. Auf 120° erhitzt, verliert er drei Viertel seines Kristallwassers und wird zu einem kreideweißen Pulver, dem **gebrannten Gips**, welcher leicht unter Wasseraufnahme wieder erhärtet und deshalb zu Abgüssen, Verbänden, Stuckarbeiten usw. Verwendung findet. Beim Erhitzen über 300° wird der Gips durch völlige Vertreibung seines Kristallwassers „totgebrannt“, d. h. er verliert die Fähigkeit, mit Wasser zu erhärten. Roh oder gebrannt ist er als Düngemittel verwendbar.

Versuch 7. Gieße zu der Chlorcalciumlösung einige Tropfen Phosphorsäure. Es entsteht ein weißer, amorpher Niederschlag von **Tricalciumphosphat**, $Ca_3(PO_4)_2$. — Die Mineralien **Apatit** und **Phosphorit** bestehen hauptsächlich aus $Ca_3(PO_4)_2$.

Versuch 8. Löse den Niederschlag von $Ca_3(PO_4)_2$ mittels Schwefelsäure. Es entsteht das in Wasser lösliche, **einfachbasische Calciumphosphat**, $Ca(H_2PO_4)_2$, neben $CaSO_4$.

Dieser Versuch veranschaulicht die Gewinnung des als Düngervollständiger Superphosphates durch Aufschließen der natürlichen Calciumphosphate mittels konzentrierter Schwefelsäure:



Das Aufschließen der natürlichen Phosphate ist nötig, weil die Pflanzen nur lösliche Stoffe verwerten können.

Versuch 9. Füge zu der Chlorcalciumlösung einige Tropfen von Ammoniumoxalat. Es fällt sofort ein weißer Niederschlag von oxalsaurem Kalk aus.

Versuch 10. Verdünne die Chlorcalciumlösung stark und wiederhole den Versuch. Es entsteht eine Trübung von oxalsaurem Kalk. Oxalsaures Ammonium ist also ein sehr empfindliches Reagens auf Kalksalze.

Calciumnitrat oder Kalksalpeter, $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$, entsteht im Boden durch die Tätigkeit der Salpeterbakterien und wittert nicht selten in feinen Kristallen aus feuchten Wänden von Ställen usw. hervor. Diese sind einem Ueberzug von Schimmelpilzen ähnlich und werden als Mauerfraß bezeichnet. Calciumnitrat ist stark hygroskopisch. Seit 1905 wird er in Norwegen technisch gewonnen, indem man den Luftstickstoff im elektrischen Lichtbogen zu NO oxydiert, welches in HNO_3 und dann in $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$ übergeführt wird; das Produkt kommt als Norgesalpeter in den Handel und ist ein sehr wichtiges Düngemittel.

Fluorcalcium, CaF_2 , ist als Flußspat oder Fluorit ein weit verbreitetes Mineral. Es dient zur Gewinnung der Flußsäure und als Flußmittel bei der Verhüttung von Erzen. Die Fluoreszenz, d. h. die Fähigkeit im durchfallenden Licht eine andere Farbe zu zeigen als im auffallenden, wurde am Flußspat zuerst untersucht.

Calciumsilikat kommt für sich nur selten, als Wollastonit, CaSiO_3 , natürlich vor, aber in Verbindung mit anderen Silikaten ist es im Mineralreich häufig vertreten, z. B. im Kalkfeldspat und im Granat. Ein technisch dargestelltes Gemenge von Calcium- und Alkalisilikaten ist das **Glas**, und zwar besteht das gewöhnliche oder Natronglas aus Calcium- und Natriumsilikat, das zu chemischen Apparaten verwendbare, sehr feuerbeständige Kaliglas dagegen aus Calcium- und Kaliumsilikat. Für besondere Zwecke werden auch Glasarten von abweichender Zusammensetzung verwendet, so namentlich zu Luxusgegenständen und optischen Apparaten das stark lichtbrechende Bleiglas, ein Gemenge von Kalium- und Bleisilikat.

Die zur Glasbereitung dienenden Rohmaterialien sind: 1. Quarzsand, möglichst rein und namentlich eisenfrei; 2. Calciumcarbonat (Kalkspat, Kalkstein oder Kreide); 3. Soda oder Natriumsulfat; 4. Pottasche; 5. Mennige, Pb_2O_3 , für Bleiglas. Außerdem verwendet man häufig zum Reinigen der Glasmasse ein Oxydationsmittel, zumeist Salpeter oder Arsenoxyd und zum Entfärben von grünlichem Glas den Braunstein, welcher ein violettes Silikat bildet und dadurch die dem Violett komplementäre grüne Farbe aufhebt.

Die zerkleinerten Rohmaterialien werden gemischt und in etwa 1 m weiten Lontiegeln, den Glashäfen (Fig. 25), mittels eines Regeneratorofens bis zur Weißglut erhitzt. Im Großbetriebe sind die Glashäfen durch den Siemens'schen Wannenofen entbehrlich geworden, auf dessen wannenförmiger Bodenfläche die Glasmasse ohne weiteres eingeschmolzen werden kann. Ist aus der dünnflüssig gewordenen Glasmasse alles Kohlendioxyd entwichen, so wird ihre Temperatur bis zur Rotglut erniedrigt, und es beginnt die Verarbeitung mittels der Pfeife, eines mit Mundstück versehenen, etwa 1 m langen, eisernen Rohres. Mit diesem entnimmt man dem Schmelzofen kleine Mengen und formt sie durch Blasen, Drehen und Schwenken teils mit, teils ohne Benutzung einer Holz- oder Metallform zu Hohlglas (Flaschen, Retorten, Trinkgläsern u. dgl.). Fig. 26 zeigt die Entstehung eines Weinglases, dessen Kelch geblasen wird und durch Aufstoßen einen wagerechten Boden erhält; darauf wird ein Glastropfen angefügt, welchem man mit einer Zange unter fortwährendem Drehen eine stielartige Form gibt usw. — Zur Herstellung von Tafel- oder Fensterglas wird ein hohler Zylinder geblasen, an einer Seite aufgeschnitten und in einem Ofen gestreckt. Nur große Spiegelscheiben werden gegossen und dann mit Schmirgel geschliffen und mit Eisenoxyd poliert.

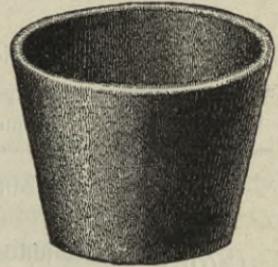


Fig. 25.

Die geformten Glasgegenstände läßt man im Kühllofen ganz allmählich im Laufe mehrerer Tage erkalten. Schnelle Abkühlung bringt Spannungen im Innern des Glases hervor, welche bei den in Wasser plötzlich erstarrten „Glastränen“ einen Zerfall zu feinem Staub veranlassen, sobald die Oberfläche verlegt wird.

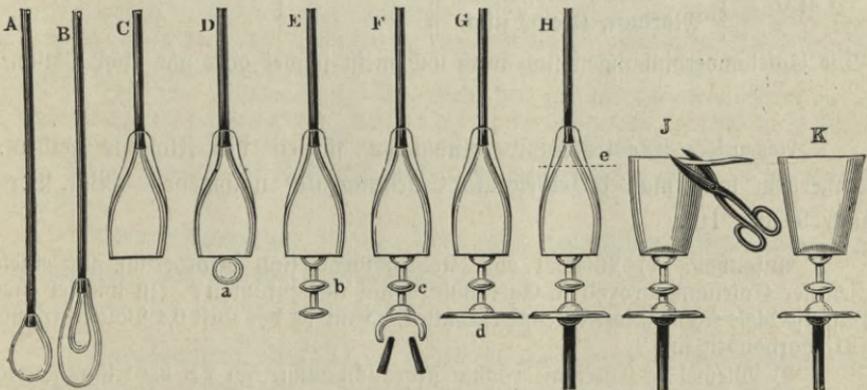


Fig. 26.

Glas löst manche Metalloxyde zu schön gefärbten Silikaten, so daß man durch Chromoxyd grünes, durch Kobaltoxyd blaues, durch Manganoxyd violettes und durch Uranoxyd gelbes, grün fluoreszierendes Glas erhält. Das gewöhnliche Flaschenglas ist durch Eisenverbindungen hellgrün bis dunkelbraun gefärbt.

Milchglas gewinnt man durch Zusatz von Knochenasche oder Kryolith, welche sich nicht auflösen und das Glas deshalb weiß erscheinen lassen; ebenso wird Emailglas durch Zinndioxyd undurchsichtig gemacht.

Neuerdings hat man durch Überleiten von Stickstoff über weißglühendes Calciumcarbid den **Kalkstickstoff**, CaCN_2 , hergestellt, der schnell zu einem wichtigen Stickstoffdünger geworden ist.

Überzicht über die Calciumverbindungen.

Verbindung	Bemerkungen	Verbindung	Bemerkungen
CaO	Gebannter Kalk.	CaSO_4	Anhydrit, Gips(abguß), Mabafter, Marienglas.
Ca(OH)_2	Gelöchter Kalk, Kalkwasser.	$\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$	Apatit, Phosphorit.
CaCl_2	Trockenmittel, Kältemischung.	$\text{Ca(H}_2\text{PO}_4)_2$	Superphosphat? (+ 2CaSO_4).
CaF_2	Flußpat.	Ca-Silikat	Glasbereitung.
$\text{Ca(NO}_3)_2$	Norgesalpeter.	CaCN_2	Kalkstickstoff, Düngemittel.
CaCO_3	Kalkpat, Aragonit, Marmor, Kreide usw.		

Die Calciumverbindungen sind weiß und meist schwer oder gar nicht löslich.

Nachweis. Die Calciumverbindungen färben die Flamme gelbrot. Außerdem kann man dieselben als Calciumoxalat nachweisen. (Vgl. Versuch 9 und 10).

Aufgaben. 1) Wieviel cbm Kohlendioxyd sind erforderlich, um einen Zentner Calciumhydroxyd in Calciumcarbonat überzuführen? In wieviel cbm Luft ist diese Kohlendioxydmenge enthalten, wenn in der Luft 0,4 Volumprozent CO_2 vorhanden sind?

2) Wieviel kg Calciumcarbonat gebraucht man, um 2,8 kg kristallisiertes Chlorcalcium darzustellen? Wieviel kg 34 prozentige Salzsäure sind dazu erforderlich? Wieviel l Kohlendioxyd werden dabei entwickelt?

3) Wieviel Flußpat und 94 prozentige Schwefelsäure sind nötig zur Darstellung von 15 g Fluorwasserstoff? Wieviel Calciumsulfat entsteht dabei?

4) Wieviel Prozent Calcium enthält die Knochenasche, welche im wesentlichen aus 85 % Tricalciumphosphat und 15 % Calciumcarbonat besteht? Wieviel g Phosphor sind in 700 g Knochenasche enthalten?

II
Wiederholungstabelle für $\text{Ca} = 40$.

- 1) Vorkommen: Marmor, Aragonit, Kalkspat, Kalkstein, Tuff- und Tropfstein, Anhydrit, Gips, Maaaster, Fluorit, Calciumsilikat, Knochen, Pflanzen.
- 2) Gewinnung: Elektrolyse.
- 3) Eigenschaften des Calciums.
- 4) Verbindungen des Calciums.
- 5) Glasfabrikation.
- 6) Nachweis des Calciums: als Oxalat und durch Flammenfärbung.

Baryum. $\text{Ba} = 137$. **Strontium.** $\text{Sr} = 88$.

Baryum und Strontium sind zwei Metalle von gelblicher Farbe, welche das Wasser schon bei gewöhnlicher Temperatur kräftig zersetzen. Sie können durch Elektrolyse der geschmolzenen Chloride dargestellt werden, finden aber keinerlei Verwendung. Ihre Verbindungen sind denen des Calciums ähnlich.

Chlorbaryum, BaCl_2 , ist ein farbloses und wie alle löslichen Baryumverbindungen giftiges Salz.

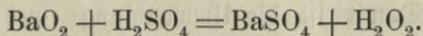
Wir stellen eine Chlorbaryumlösung her und prüfen ihr Verhalten gegen:
Versuch 1. Natriumkarbonat. Es fällt weißes Baryumkarbonat, BaCO_3 , aus, das in der Natur als *Witherit* vorkommt und in Säuren löslich ist.

Versuch 2. Schwefelsäure. Es entsteht weißes Baryumsulfat, BaSO_4 , das auch in Säuren fast völlig unlöslich ist. Es findet sich in der Natur als **Schwerspat** oder **Baryt**. Das künstlich hergestellte Baryumsulfat wird unter dem Namen „*Permanentweiß*“ als Farbe vielfach verwendet.

Versuch 3. Gelbes Kaliumchromat. Es entsteht ein gelber Niederschlag von chromsaurem Baryum (vgl. Bleisalze). Calcium und Strontium geben den Niederschlag nicht.

Versuch 4. Natronlauge. Es wird bei genügender Konzentration der Baryumlösung weißes Baryumhydroxyd ausgefällt. Dieses ist in Wasser weit leichter löslich als Calciumhydroxyd. Die wäßrige Lösung, *Barytwasser*, reagiert stark alkalisch und ist ein empfindliches Reagens auf Kohlenoxyd.

Baryumsuperoxyd, BaO_2 , dient zur technischen Gewinnung des Sauerstoffs und Wasserstoffsuperoxyds.



Baryumnitrat, $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$, findet zu Grünfeuer in der Feuerwerkerei Verwendung. Von den Strontiumverbindungen kommt **Strontiumsulfat**, SrSO_4 , als *Cölestin* und **Strontiumkarbonat**, SrCO_3 , als *Strontianit* in der Natur vor.

Nachweis. Baryumsalze färben die Flamme grün, Strontiumsalze dagegen rot. Charakteristisch ist der fast unlösliche, weiße Niederschlag ihrer Sulfate: BaSO_4 und SrSO_4 .

Übersicht über die Baryumverbindungen.

Verbindung	Bemerkungen	Verbindung	Bemerkungen
BaO ₂	Sauerstoff, H ₂ O ₂ .	Ba(NO ₃) ₂	Feuerwerkerei.
Ba(OH) ₂	Barytwasser.	BaCO ₃	Witherit.
BaCl ₂	Reagens auf SO ₄ ".	BaSO ₄	Unlöslich, Schwefspat!

Die Baryumverbindungen sind weiß.

Radium. Ra = 226.

Im Jahre 1898 sonderte das Ehepaar Curie in Paris aus der *Bleichen Erde*, einem Uranerz, das Chlorid und Bromid eines Elementes ab, das die Fähigkeit besitzt, besondere Strahlungserscheinungen hervorzurufen, die jetzt unter dem Namen *Radioaktivität* zusammengefaßt werden. Das Element nannten die Curies *Radium*. Es ist chemisch dem Baryum ähnlich und wurde zuerst im Jahre 1910 von Frau Curie und H. Debierre als ein weiß glänzendes Metall dargestellt. Es zeichnet sich, wie alle radioaktiven Stoffe — Uran, Thorium, Polonium, Aktinium usw. — durch ein besonders hohes Gewicht aus.

Die von dem Radium ausgehenden Strahlen wirken auf die photographische Platte und ionisieren die Luft, d. h. sie machen sie leitend, so daß z. B. ein geladenes Elektroskop durch die Strahlen schnell entladen wird. Um alle Erscheinungen der Radioaktivität erklären zu können, nimmt man an, daß in jedem Augenblick ein oder mehrere Radiumatome zerfallen. Hierbei werden kleinste, elektrisch geladene Teilchen ausgestrahlt, und ein schweres Gas, die *Emanation*, bleibt zurück. Diese verwandelt sich dann weiter unter ständiger Ausstrahlung kleinster Teilchen und geht schließlich in *Helium* über, wie leicht mit Hilfe der Spektralanalyse nachzuweisen ist. Damit ist die Umwandlung eines Elementes in ein anderes zur Tatsache geworden. — Alle radioaktiven Erscheinungen zeichnen sich dadurch aus, daß sie in keiner Weise künstlich zu beeinflussen sind, weder sind sie zu verlangsamen noch zu beschleunigen noch sonstwie zu verändern.

Radium gehört zu den giftigsten aller Grundstoffe. Die Strahlung der Radiumverbindungen verursacht schon nach kurzer Zeit heftige Kopfschmerzen und bei längerer Einwirkung schwere Störungen der Nerventätigkeit und schmerzhaftes, sehr langsam heilende Geschwüre; sie zerstört die Keimkraft der Pflanzen-

famen und bringt Bakterien zum Absterben. Andererseits scheint die Heilwirkung mancher Mineralquellen, z. B. der Gasteiner Thermen, zum Teil auf ihrem Gehalt an Radiumemanation zu beruhen.

Magnesium. Mg = 24,4.

Eigenschaften. Das Magnesium ist ein silberweißes, an der Luft wenig veränderliches Metall, welches von kaltem Wasser kaum angegriffen wird, aber in siedendem Wasser langsam Wasserstoff entwickelt. Es ist nur 1,75 mal schwerer als Wasser und schmilzt bei 750°. In verdünnten Säuren löst es sich leicht unter starker Wasserstoffentwicklung.

Gewinnung und Verwendung. Magnesium wird durch die Elektrolyse des Chlormagnesiums oder des Carnallits gewonnen und als Band sowie als Pulver in den Handel gebracht. Magnesiumband läßt sich leicht entzünden und verbrennt in der Luft und nicht minder in Wasserdampf mit großer Licht- und Wärmeentwicklung. Ein Gemenge von 10 Teilen Magnesiumpulver und 17 Teilen Kaliumchlorat wird als „Blitzpulver“ zu photographischen Aufnahmen in dunklen Räumen verwendet. Bei der Darstellung von Silicium, Bor und manchen Metallen benutzt man Magnesiumpulver als sehr kräftiges Reduktionsmittel.

Verbindungen. Bei der Verbrennung des Magnesiums entsteht **Magnesiumoxyd**, MgO , als ein weißes, sehr leichtes, unerschmelzbares Pulver. Dieses wird gewöhnlich durch gelindes Glühen von Magnesiumcarbonat dargestellt und daher Magnesia usta oder gebrannte Magnesia genannt. Man benutzt es als Heilmittel zur Abstumpfung der Magensäure. Auf der großen Feuerbeständigkeit des Magnesiumoxyds beruht einerseits die starke Leuchtkraft der Magnesiumflamme, andererseits auch seine Verwendung zum Auskleiden von elektrischen Öfen.

Von den übrigen Magnesiumverbindungen seien erwähnt: das **Magnesiumsulfat**, $MgSO_4$, das mit sieben Molekülen Kristallwasser das Bittersalz bildet, das **Magnesiumcarbonat**, $MgCO_3$, das als **Magnesit** und im **Dolomit** vorkommt, und die **Magnesiumsilicate**. Diese sind im Mineralreich in großer Anzahl vertreten und zeichnen sich zumeist durch geringe Härte und große Widerstandsfähigkeit gegen hohe Temperaturen aus. Der nach seiner olivengrünen Farbe benannte **Olivin**, Mg_2SiO_4 , geht durch Verwitterung in dunkelgrün gefleckten oder geaderten, meist dichten **Serpentin**, $Mg_3Si_2O_7 + 2H_2O$, über; der lichtgrüne, fettglänzende **Talk** ($H=1$) findet als Schmiermittel, **Speckstein** und **Meerschäum** dagegen zu Schnitzarbeiten Verwendung. Auch in vielen zu-

sammengesetzten Silikaten, z. B. Magnesiaglimmer, Augit und Hornblende, bildet Magnesiumsilikat einen wesentlichen Bestandteil.

Überblick über die Magnesiumverbindungen.

Verbindung	Bemerkungen	Verbindung	Bemerkungen
MgO	Magnesia usta.	MgSO ₄	+ 7 H ₂ O Bittersalz.
MgCl ₂		MgNH ₄ PO ₄	Reaktion!
MgCO ₃	Magnesit, Dolomit.	Mg-Silikat	Olivin, Serpentin, Talk, Speckstein, Meerschäum.

Nachweis. Charakteristisch für das Magnesium sowie auch für die Phosphorsäure ist der in ammoniakhaltigem Wasser vollkommen unlösliche Niederschlag von **Magnesiumammoniumphosphat**, $MgNH_4PO_4 + 6 H_2O$, der entsteht, wenn Magnesiumion, Phosphorsäureion und Ammoniumion zusammentreffen.

Wiederholungstabelle für Magnesium $Mg = 24,4$.

- 1) Vorkommen: Magnesit, Dolomit.
- 2) Eigenschaften.
- 3) Gewinnung: Elektrolyse.
- 4) Verwendung: Blitzpulver, Reduktionsmittel.
- 5) Verbindungen.
- 6) Nachweis: $MgNH_4PO_4$.

III. Die Erdmetalle.

Das einzige wichtige Metall dieser Gruppe ist das dreiwertige, an der Luft gut haltbare Aluminium. Die übrigen sind sehr selten, die am sichersten bekannt gewordenen heißen: Cer, Lanthan, Neodym, Praseodym, Scandium, Yttrium, Samarium und Ytterbium.

Aluminium. Al = 27.

Allgemeines. Aluminium ist das häufigste aller Metalle, da sowohl die Urgesteine (Granit, Syenit, Porphyr usw.) als auch manche ihrer Zersetzungserzeugnisse, z. B. Ton und Lehm, zum großen Teil aus Aluminiumsilikat bestehen. Trotzdem wurde es erst 1827 durch **Wöhler** entdeckt. Die elektrolytische Darstellung gelang **Bunsen** 1854.

Gewinnung. Man gewinnt das Metall durch Elektrolyse feines Oxyds in einem elektrischen Ofen (Fig. 27). Dieser besteht aus einem eisernen Kasten, welcher mit einer sehr dicken Graphitschicht ausgefüttert ist; letztere dient als Kathode, während die Anode durch ein Bündel von senkrecht herabhängenden Kohleplatten gebildet wird. Beim Durchleiten eines Stromes von mindestens 4000 Ampère schmilzt das Oxyd und zerfällt in Aluminium, welches zur Kathode geht und sich am Boden des Ofens sammelt, und in Sauerstoff, welcher sich mit der Kohle

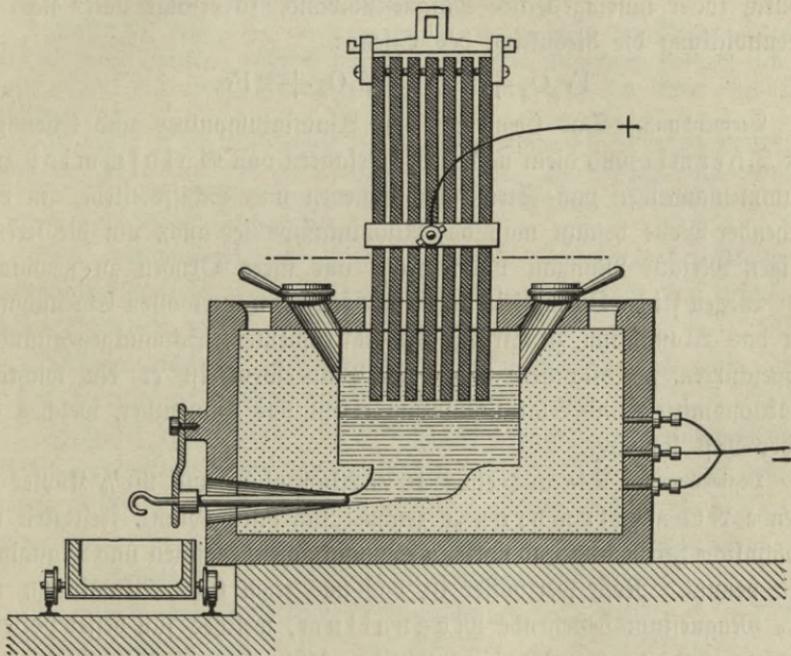
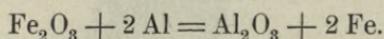


Fig. 27.

der Anode zu Kohlenoxyd verbindet. Die Schmelzung des Aluminiumoxyds erleichtert man durch einen Zusatz von Kryolith. (Aluminiumwerke in Neuhausen am Rhein.)

Eigenschaften. Das Aluminium ist stark glänzend und silberweiß mit schwach bläulichem Anflug, es besitzt einen schönen Metallklang. An der Luft verändert es sich wenig, weil an seiner Oberfläche eine sehr feine, unsichtbare Oxydschicht entsteht, welche das übrige Metall wie ein Firnis schützt. Schmelzp. 700° , $G = 2,7$. Es läßt sich feilen und gießen und ist so dehnbar, daß man es zu feinem Draht ausziehen und zu sehr

dünnen Blättern auswalzen kann. Sowohl in verdünnten Säuren als in Kali- und Natronlauge löst es sich unter Wasserstoffentwicklung; nur Salpetersäure löst das Metall nicht, sondern macht es „passiv“, d. h. sie überzieht es mit einer die Lösung verhindernden Oxidschicht. Wenn wir Blattaluminium in die Flamme halten oder Aluminiumpulver in eine wagerecht brennende Flamme einstreuen, so verbrennt das Metall mit lebhaftem Glanze. Drücken wir ein Gemenge von 5 g Aluminiumpulver und 15 g trockenem Eisenoxyd in einen heftigen Tiegel und entzünden es durch locker hineingestecktes Magnesiumband, so erfolgt unter stärkster Hitzeentwicklung die Reduktion des Eisens:



Verwendung. Das Gemenge von Aluminiumpulver und Eisenoxyd heißt *Thermit* und dient nach dem Verfahren von *Goldschmidt* zum Zusammenschweißen von Straßenbahnschienen und Schiffsteilen. In entsprechender Weise benutzt man das Aluminiumpulver auch, um die strengflüssigen Metalle Mangan und Chrom aus ihren Oxyden zu gewinnen.

Wegen seiner Leichtigkeit und seiner sonstigen wertvollen Eigenschaften dient das Aluminium zu chirurgischen Instrumenten, Schmuckgegenständen, Kochgeschirren, Feldflaschen usw. In Pulverform ist es ein wichtiges Reduktionsmittel, und Blattaluminium ersetzt das Blattsilber, welches sich an der Luft schwärzt.

Legierungen. Die aus etwa 10% Aluminium und 90% Kupfer bestehende *Aluminiumbronze* zeichnet sich durch Glanz, Festigkeit und goldähnliche Farbe aus und wird zu Schmucksachen, Geräten und Maschinenteilen benutzt. Noch wertvoller ist das aus etwa 85% Aluminium und 15% Magnesium bestehende *Magnalium*, welches sich besser polieren, abdrehen und zu Gewinden verarbeiten läßt als das Aluminium und deshalb in der Feinmechanik vielseitige Verwendung findet.

Verbindungen. Das Aluminium ist in seinen Verbindungen dreiwertig.

Versuch 1. Füge zu einer Lösung von Aluminiumsulfat, $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$, einige Tropfen Natronlauge. Es fällt weißes **Aluminiumhydroxyd**, $\text{Al}(\text{OH})_3$, das sich im Überschuß von Natronlauge wieder löst zu Natriumaluminat, $\text{Al}(\text{ONa})_3$. Das Aluminiumhydroxyd verhält sich also einer starken Basis gegenüber wie eine Säure.

Versuch 2. Aus der Lösung von Natriumaluminat fällt Salzsäure (wenige Tropfen) wieder weißes Aluminiumhydroxyd. Die Salzsäure vertreibt die schwache Aluminiumsäure.

Versuch 3. Setzen wir mehr Salzsäure hinzu, so wird das Aluminiumhydroxyd gelöst zu **Aluminiumchlorid**, AlCl_3 . Einer starken Säure gegenüber spielt das Hydroxyd die Rolle einer Base.

Versuch 4. Natriumkarbonat fällt aus der Aluminiumsalzlösung Aluminiumhydroxyd, weil die schwache Kohlensäure mit der schwachen Base Aluminiumhydroxyd kein Salz zu bilden vermag.

Versuch 5. Auf Zusatz von Ammoniak entsteht in der Aluminiumsulfatlösung ebenfalls Hydroxyd, das im Überschuß von Ammoniak indessen nicht wieder gelöst wird.

Versuch 6. Färbe eine Aluminiumsulfatlösung mit Blauholz, Lackmus oder Cochinlösung und fälle das Hydroxyd mit Ammoniak aus. Die Lösung wird klar, und aller Farbstoff verbindet sich mit dem Hydroxyd zu „Farblack“.

Auf dieser Eigenschaft des Hydroxydes beruht die Verwendung der Aluminiumsalze als Beizmittel in der Färberei.

Versuch 7. Erhitze ca. 20 g weiße Wolle ungefähr 20 Minuten lang in 100—200 ccm Wasser, welches durch Cochin oder Blauholz gefärbt ist. Die Wolle nimmt nur wenig Farbstoff auf, und dieser läßt sich leicht wieder auswaschen.

Versuch 8. Man wiederhole den Versuch, nachdem man ca. 1 g Aluminiumsulfat oder auch Alaun in die Lösung getan hat. Die Lösung wird allmählich entfärbt, und der Farblack schlägt sich so fest in der Faser nieder, daß er beim Waschen nicht mehr verschwindet.

Das **Aluminiumsulfat**, $Al_2(SO_4)_3$, wird ebenso wie der **Alaun**, ein Doppelsalz aus Kalium- und Aluminiumsulfat, auch noch zum Leimen von Papier gebraucht.

Aluminiumchlorid, $AlCl_3$, ist sehr reaktionsfähig und wird deshalb bei der Darstellung organischer Verbindungen häufig benutzt.

Natürlich vorkommende Aluminiumverbindungen. **Aluminiumhydroxyd**, $Al(OH)_3$, findet sich in der Natur als Hydrargillit. Es geht beim Erhitzen unter Wasserabgabe in seine Anhydride, zuletzt in das Oxyd, Al_2O_3 , über. Diese kommen in der Natur als Bauxit, Diaspor und Korund vor.

Der **Bauxit**, $H_4Al_2O_5$, dient als Ausgangsmaterial zur Gewinnung des metallischen Aluminiums und vieler Aluminiumverbindungen.

Der sehr harte **Korund** ($H = 9$), Al_2O_3 (Fig. 28), ist in einer roten Varietät als Rubin, in einer blauen als Saphir ein sehr wertvoller Edelstein. Eine feinkörnige Varietät, der Smirgel, dient als Schleifmittel für Glas und Metalle; kleine Rubine benutzt man als Zapfenlager für Uhren.

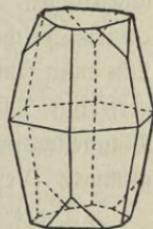


Fig. 28.

Aluminiumsilikat. In den Gesteinen, welche sich aus feurigflüssigen Massen gebildet haben, wie z. B. Granit, Syenit, Porphyr und Basalt, kommt das Aluminiumsilikat nicht für sich vor, sondern es ist mit den Silikaten der Alkali- und Erdalkalimetalle verbunden zu Doppelsilikaten. Diese bilden eine große Anzahl weit verbreiteter Mineralien, unter denen

die Feldspat- und Glimmerarten sowie Hornblende, Augit und Granat die wichtigsten sind.

Der **Orthoklas** oder **Kalifeldspat**, AlKSi_3O_8 , kristallisiert monoklin (Fig. 29), häufig in Zwillingen (Fig. 30). $H=6$. Die Kristalle sind glasglänzend und meist gelblich bis fleischrot, seltener farblos bis weiß (beim **Aldular**) oder grau (beim **Sanidin**). Im Boden ist der Orthoklas eine wichtige Quelle für Kaliumverbindungen.

Der **Albit** oder **Natronfeldspat**, $\text{AlNaSi}_3\text{O}_8$, ist gewöhnlich weiß und kristallisiert triklin ($H=6$). Ihm isomorph ist der **Anorthit** oder **Kalkfeldspat**, $\text{Al}_2\text{CaSi}_2\text{O}_8$, (Fig. 31). $H=6$.

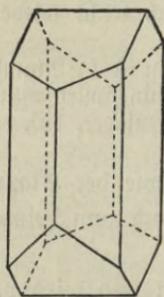


Fig. 29.

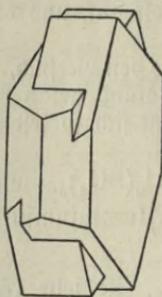


Fig. 30.

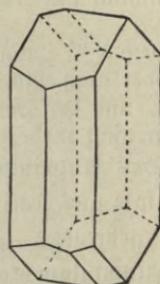


Fig. 31.

Die **Glimmerarten** bilden eine Reihe von monoklinen Mineralien, welche sich durch sehr vollkommene Spaltbarkeit parallel der Basis sowie durch Glanz, Elastizität und Widerstandsfähigkeit gegen hohe Temperaturen auszeichnen. Sehr häufig ist der weiße oder farblose **Kaliglimmer** (**Muscovit**), welcher in Ostindien und Sibirien in großen Tafeln austritt, so daß man Lampenzylinder, durchsichtige Platten für Öfen usw. aus ihm verfertigt. Gleichfalls häufig ist der dunkelgrün bis schwarz gefärbte **Magnesiaglimmer** (**Biotit**), selten dagegen der rötliche oder graue **Vithionglimmer** (**Lepidolith** und **Zinnwaldit**).

Die **Hornblende** oder der **Amphibol** besteht aus dem dunkelgrünen bis schwarzen Doppelsalz der beiden Silikate $\text{MgCa}(\text{SiO}_3)_2$ und $\text{MgAl}_2\text{SiO}_6$. $H=5$ bis 6 . $G=3$. — Eine sehr feinfaserige, hellgraue, seidenglänzende Abart ist der in Kanada und Südafrika häufige **Asbest**, welcher zu unverbrennbaren Geweben und als Filtriermittel benutzt wird. In vorgeschichtlicher Zeit fand der **Nephrit**, ein sehr zähes, dichtfaseriges, grünes Hornblendegestein aus Innerasien, ausgedehnte Verwendung zu Steinbeilen usw.

Der **Granat** umfaßt eine Gruppe von isomorphen Mineralien, welche in gut entwickelten Rhombenzwölfflächnern (Fig. 32), Vierundzwanzigflächnern und Achtundvierzigflächnern auftreten und nach der allgemeinen Formel $M_3^{II} M_2^{III} (SiO_4)_3$ zusammengesetzt sind. Das zweiwertige Metall M^{II} kann Calcium, Magnesium, Eisen oder Mangan sein, während das dreiwertige M^{III} Aluminium, Eisen oder Chrom ist. Nach der Zusammensetzung unterscheidet man Kalktongranat, Kalkeisengranat, Eisentongranat usw. Die Kristalle zeigen Glas- oder Fettglanz und sind rot, gelb, braun, grün oder schwarz gefärbt. $H = 7$. $G = 3,5$ bis $4,3$. **Almandin** (edler Granat) und **Pyrop** (böhmischer Granat) sind geschätzte Edelsteine.

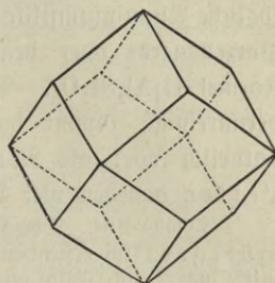


Fig. 32.

Der **Granit** (granum, das Korn) ist ein sehr hartes Gestein von rötlicher, grauer oder weißlicher Färbung. Er ist ein Gemenge von rötlichen oder weißen Stücken von Feldspat, grauen, glänzenden Körnern von Quarz und silberweißen oder schwarzbraunen Schuppen von Kali- oder Magnesiaglimmer. Aus Granit bestehen die höchsten Erhebungen vieler Gebirge, z. B. Montblanc, Feldberg und Brocken; er ist sehr häufig in Finnland und Schweden und in den Finglingsblöcken der norddeutschen Tiefebene. — Sind die Bestandteile des Granits schichtenweise angeordnet, so heißt das Gestein **Gneis**. Diesem ähnlich ist der aus Glimmer und Quarz bestehende **Glimmerschiefer**, welcher nicht selten eingesprenzte Granatkristalle enthält. Gneis und Glimmerschiefer sind weit verbreitet im Erzgebirge, Fichtelgebirge, Riesengebirge und in den Alpen.

Der **Syenit** (Syene = Assuan am Nil) ist ein granitähnliches Gemenge von weißem oder rötlichem Orthoklas und grünschwarzer Hornblende. Er kommt in Sachsen, Schlesien und Norwegen vor und wird zu Denkmälern benutzt wie der Granit, den er an Widerstandsfähigkeit noch übertrifft.

Der **Porphyr** besteht aus einer scheinbar dichten, gleichmäßig roten oder braunen Grundmasse mit eingestreuten Quarz- oder Feldspatkristallen. Er ist in Thüringen, Sachsen und im Odenwald häufig und eignet sich wegen seiner Härte und Politurfähigkeit zu Bildhauerarbeiten. — Ähnliche Gesteine mit meist grünlicher Grundmasse und eingestreuten hellen Feldspatkristallen sind der **Dias** (Massau, Westfalen, Harz), der **Diorit** (Thüringen, Erzgebirge, Harz) und der **Gabro** (Radautal im Harz, Zobtenberg in Schlesien).

Den jüngeren Abschnitten der Erdgeschichte bis herab zur Jetztzeit entstammt der **Basalt**, ein schwarzes Gestein mit einer Grundmasse aus mikroskopisch kleinen Kristallen von Augit, Olivin und Magnet Eisen, zu denen sich entweder trikliner Feldspat oder eins der beiden Mineralien Nephelin und Leucit gesellt. Grobkörnigen Basalt bezeichnet man als **Dolerit**. Der Basalt bildet Kuppen und Regel (Hessen, Sifel, Siebengebirge, böhmisches Mittelgebirge) und zeigt häufig eine säulensförmige Absonderung, am schönsten in der Fingalsöhle auf Staffa. Man benutzt ihn gern als Bau- und Pflasterstein. — Etwa

gleichaltrig mit dem Basalt ist der im Siebengebirge, im Westerwald und in der Auvergne vorkommende **Trachyt**, welcher große, graue Sanidinkristalle in einer Grundmasse von Hornblende, Glimmer und triklinem Feldspat aufweist.

Die **Lava** der noch tätigen Vulkane gleicht in ihrer Zusammensetzung teils dem Basalt, teils dem Trachyt; nur ist sie häufig porös. Bei sehr schneller Abkühlung erstarrt sie zu glasartigem **Obsidian**; durch Dämpfe zellig aufgetrieben, bildet sie den **Bimsstein**.

Die Doppelsilikate verwittern unter dem Einfluß von Wasser und Kohlendioxyd in der Weise, daß die Alkali- und Erdkalimetalle als Carbonate gelöst und vom Wasser fortgeführt werden, während das unlösliche Aluminiumsilikat hinterbleibt. Dieses bildet in reinster Form die **Porzellanerde** oder den **Kaolin**, ein weißes, erdiges Mineral von der Formel $H_4Al_2Si_2O_6$. Durch Calciumcarbonat, Quarz und Eisenhydroxyd verunreinigt, kommt das Aluminiumsilikat als **Ton** und als **Lehm** natürlich vor; als **Mergel** enthält es sehr viel Calciumcarbonat, als **Letten** daneben viel Quarzsand.

Tonindustrie. Der Kaolin dient zur Herstellung des von dem Alchimisten **Böttger** 1709 erfundenen **Porzellans**. Er wird durch Schlämmen gereinigt, mit Quarz- und Feldspatpulver gemengt und in feuchtem Zustande auf der wagenrechten, rotierenden Töpferscheibe geformt. Die so bereiteten Gegenstände werden zum ersten Male bei mäßiger Hitze gebrannt und darauf in ein milchähnliches Gemenge von sehr fein gemahlenem Feldspat und Wasser getaucht, so daß sie sich durch Aufsaugung des Wassers mit einer gleichmäßigen, dünnen Schicht von Feldspatpulver bedecken. Nach dem Trocknen erhitzt man sie zur Weißglut, dabei schmilzt der Feldspat und bildet eine Glasur, welche die poröse Tonmasse vollständig durchtränkt.

Das **Steingut** ist eine dem Porzellan ähnliche, meist weiße Masse, welche aus schwer schmelzbarem Ton nebst Quarz und Feldspat geformt, bei hoher Temperatur gebrannt und darauf mit einer aus dem leichtflüssigen Bleiglas bestehenden Glasur überzogen wird. Letztere verbindet sich hier nicht so innig mit der Unterlage wie beim Porzellan, deshalb wird sie im Laufe der Zeit rissig und unansehnlich. Aus **Majolika**, einem gelblichen Steingut, das mit undurchsichtigen, farbigen Glasuren überzogen ist, bestehen viele Gebrauchs- und Kunstgegenstände, zumal aus älterer Zeit.

Das braune **Töpfergeschirr** wird aus weniger reinem Ton geformt und vor dem Brennen mit einer Glasur versehen, welche man aus Ton, Bleiglatte und färbenden Metalloxyden, z. B. Braunstein, bereitet. Hoher Bleigehalt der Glasur macht das Geschirr zum Kochen unbrauchbar. — Um die feuerfesten **Schamottesteine** zu brennen, gebraucht man einen kalkfreien, dem Kaolin möglichst ähnlichen Ton. Dagegen genügt zur Herstellung der **Ziegel** ufm. ein ziemlich unreiner Ton, welcher gewöhnlich in einem kammerartig getheilten Ringofen gebrannt wird und dadurch bei hohem Eisengehalt eine rote, aber bei geringem Eisen- und hohem Kalkgehalt eine gelbe Farbe erhält.

Ultramarin. Das **Ultramarin** ist ein schöner, blauer, aus Aluminium, Silicium, Natrium und Schwefel bestehender Farbstoff, dessen chemische Formel man bislang nicht mit Sicherheit ermittelt hat. Es wurde früher

aus einem in Tibet und am Baikalsee in Sibirien vorkommenden und als Schmuckstein sehr geschätzten, blauen Mineral, dem *L a s u r f e i n* oder *Lapis Lazuli*, gewonnen. Jetzt wird es in großen Mengen künstlich dargestellt. Ultramarin ist gegen Licht, Luft, Seife und Alkalien sehr widerstandsfähig, dagegen wird es schon durch schwache Säuren unter Entwicklung von Schwefelwasserstoff entfärbt. Es dient als Malerfarbe, zum Bläuen der Wäsche und zum Entfärben von gelblichen Stoffen, z. B. von Zucker und Papier.

Übersicht über die Aluminiumverbindungen.

Verbindung	Bemerkungen	Verbindung	Bemerkungen
Al_2O_3	Korund, Rubin, Saphir.	$Al_2(SO_4)_3$	Färberei, Leimen von Papier.
$Al(OH)_3$	Schwache Base u. Säure. Hydrargillit.	$Al_2(SO_4)_3 + K_2SO_4$	Alaune, f. $Al_2(SO_4)_3$
$AlCl_3$	Sehr reaktionsfähig (Herstellung organ. Verbindungen).	Al-Silikat	Feldspat, Glimmer, Hornblende, Granat usw.

Nachweis. Aluminiumion wird durch Kali- und Natronlauge, Ammoniak, Schwefelammonium und Alkalicarbonat weiß gefällt. Das so entstehende Hydroxyd löst sich in einem Überschuß von Kali- oder Natronlauge wieder auf unter Bildung eines Aluminats, aber bei Zusatz von Salmiak wird es nochmals gefällt.

Verfuch 9. Tränkt man ein Stück Filtrierpapier mit Aluminiumlösung, befeuchtet es mit sehr verdünnter Kobaltnitratlösung und verkohlt und verbrennt es dann, so färbt sich die Asche blau (Thénards Blau).

Aufgaben. 1) Wieviel Aluminiumoxyd wird zerlegt bei der Gewinnung von 10 kg Aluminium? Wieviel reiner Bauxit wird mindestens erforderlich sein, um das Aluminiumoxyd zu liefern?

2) Wieviel Kalium enthält ein 18 g schwerer Kristall von Kaliumalaun? Wieviel Prozent beträgt sein Wassergehalt?

3) Wieviel Soda und wieviel Aluminiumhydroxyd kann man aus einem Zentner Kryolith darstellen? Wieviel Aluminiumsulfat entsteht bei der Auflösung des Hydroxyds in Schwefelsäure?

Wiederholungstabelle für Aluminium. ^{III} Al = 27.

1) Vorkommen: Bauxit, Korund, Saphir, Rubin, Feldspat, Glimmer, Hornblende, Granat, Kaolin, Ton, Lehm usw.

2) Gewinnung: Elektrolyse.

3) Eigenschaften des Aluminiums.

4) Verwendung: Thermit, chirurg. Instrumente, Kochgeschirre usw.

5) Legierungen: Aluminiumbronze, Magnalium.

- 6) Verbindungen: $\text{Al}(\text{OH})_3$, Alaun, Silikate (Gesteine).
- 7) Porzellan, Steingut.
- 8) Ultramarin.
- 9) Nachweis des Aluminiums.

IV. Die Metalle der Eisengruppe.

Die Eisengruppe besteht in erster Linie aus den vier Metallen Eisen, Nickel, Kobalt und Mangan; ferner wird das Chrom dazu gerechnet, welchem sich die drei selteneren Metalle Molybdän, Wolfram und Uran anschließen. — Auch Zink und Cadmium gleichen den Metallen der Eisengruppe in manchen Beziehungen, obwohl sie andererseits auch Ähnlichkeit mit dem Magnesium aufweisen.

Eisen (Ferrum). $\text{Fe} = 56$.

Vorkommen. Gediegen kommt das Eisen nur selten in der Natur vor, und zwar teils als tellurisches (irdisches), z. B. in den Basalten Grönlands in Körnern und bis 500 Zentner schweren Blöcken, teils als meteorisches, welches dem Weltenraume entstammt. Dieses „Meteoreisen“ enthält meist 3–8%



Fig. 33.

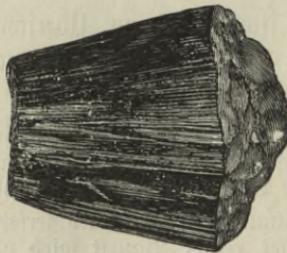


Fig. 34.

Nickel neben kleineren Beimischungen von Kobalt und anderen Metallen und zeigt auf geschliffenen, mit Säure geätzten Flächen die Widmannstätten'schen Figuren (Fig. 33). Eisenverbindungen sind in allen drei Naturreichen sehr wich-

tig, denn der die Atmung vermittelnde rote Blutfarbstoff, das Hämoglobin, und das für die Assimilation unentbehrliche Chlorophyll sind eisenhaltig; im Ackerboden, in den meisten Felsarten und in manchen Mineralquellen (Stahlquellen) treten Eisenverbindungen in kleineren Mengen auf, in großer Menge bilden sie die Eisenerze:

1. **Roteisenstein**, Fe_2O_3 , kommt rhomboedrisch kristallisiert, eisenschwarz und metallglänzend vor als Eisenglanz, in feinschuppiger Abart als Eisenglimmer, in derber, blut- oder braunroter als dichter Roteisenstein, dagegen radialsäferig mit nierenförmiger

Oberfläche als roter Glaskopf (Fig. 34) oder erdig und mit Ton verunreinigt als Rötcl. $G = 5,2$. $H = 6$. Massenhaft in Westfalen, Hessen-Massau, Sachsen und am Harz, schön kristallisiert auf Elba und am St. Gotthard.

2. **Brauneisenstein**, $2\text{Fe}_2\text{O}_3 + 3\text{H}_2\text{O}$, tritt nicht in Kristallen, sondern in braunen, derben Massen auf als dichter Brauneisenstein, ferner in traubig-faseriger Abart als brauner Glaskopf, in schaligen Kügelchen als Bohnerz, erdig und stark verunreinigt als gelber Eisenocker sowie als Raseneisenstein oder Sumpferz. Sehr verbreitet in Nord- und Mitteldeutschland.

3. **Magneteisenstein**, Fe_3O_4 , kristallisiert in Oktaedern (Fig. 2), seltener in Rhombendodekaedern (Fig. 4) und kommt auch körnig bis dicht vor. Zwillingsbildung nach einer Fläche des Oktaeders. Das schwarze, stark magnetische Mineral ist mit etwa 72% Fe das eisenreichste Erz. $G = 5$. $H = 6$. Skandinavien, Uralgebiet, Sachsen und Böhmen.

4. **Spat Eisenstein** oder Eisenspat, FeCO_3 , ist mit Kalkspat isomorph und rhomboedrisch spaltbar. Er ist gelblichgrau und verwittert an feuchter Luft zu Brauneisenstein. $G = 3,7$. $H = 3,5$ bis 4,5. Eine kugelige Abart ist der Sphärosiderit, eine durch Ton und Kohle verunreinigte der Kohleneisenstein. Westfalen, Rheinland, Schlesien, Steiermark und England.

5. **Schwefelkies** oder **Pyrit**, FeS_2 , ist metallglänzend und messinggelb. Häufigstes Schwefelmetall, schöne Kristalle auf Elba und am St. Gotthard. Die gleiche Zusammensetzung besitzt der graugelbe, rhombische **Markasit**, welcher meist kugelige oder nierenförmige Kristallgruppen bildet und viel leichter verwittert als Schwefelkies. FeS_2 verliert beim Glühen im Glasröhrchen einen Teil seines Schwefels.

Gewinnung. Während man Schwefelkies und Markasit auf Schwefelsäure und Eisenverbindungen verarbeitet, dienen die übrigen Erze zur **Gewinnung des metallischen Eisens**. Für diesen Zweck werden sie zunächst in Hoehwerken zerkleinert, von anhaftendem Gestein möglichst befreit und, wenn viel flüchtige Bestandteile (CO_2 , H_2O , S, As) vorhanden sind, geröstet; darauf mischt man sie mit den zur Bildung einer leichtflüssigen Schlacke erforderlichen Zuschlägen und reduziert sie in 15 bis 30 m hohen **Hochöfen** (Fig. 35 I) durch Koks oder (in holzreichen Ländern wie Schweden und Rußland) durch Holzkohle. Die Beschickung eines Hoehofens erfolgt durch dessen obersten Teil, die **Gicht**, indem man schichtenweise das Brennmaterial und die Erze nebst Zuschlägen einträgt. Letztere bestehen bei

quarz- und tonreichen Erzen hauptsächlich aus Kalkstein, dagegen bei kalkreichen aus Sand und Tonschiefer, so daß immer Calcium-Aluminiumsilikat entstehen kann. Unter der Gicht liegt die Vorwärmezone, in welcher die Erze bei etwa 400° getrocknet und aufgelockert werden. In der dann folgenden Reduktionszone ist viel Kohlenoxyd vorhanden,

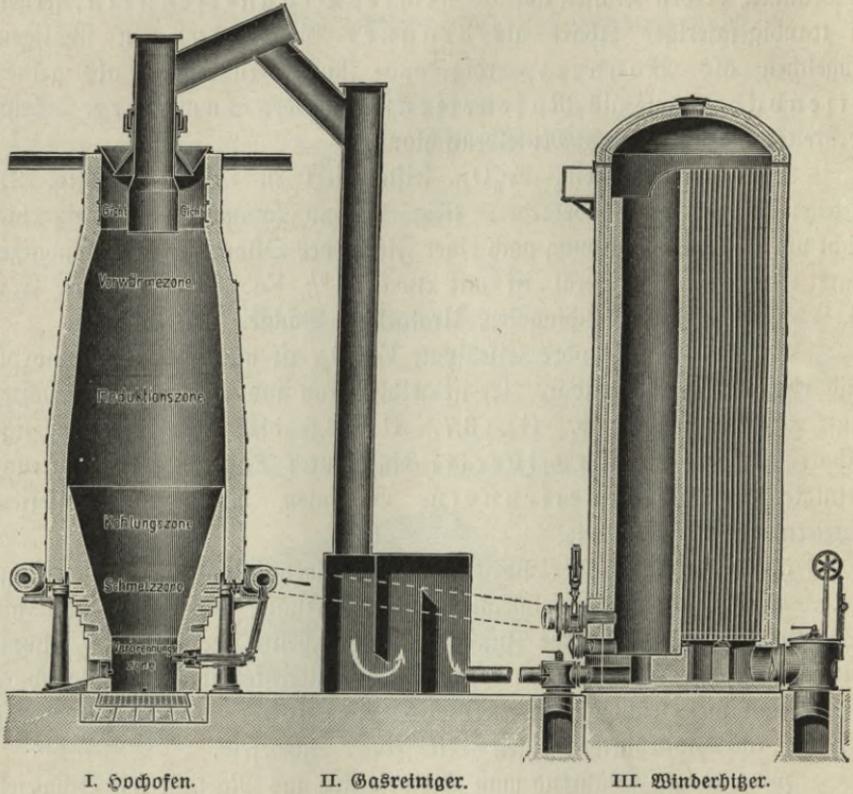
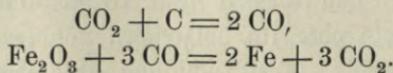


Fig. 35.

welches beim Emporsteigen des unten im Ofen gebildeten Kohlendioxyds durch glühende Kohle entsteht; das Kohlenoxyd reduziert die Erze bei 500—900° zu metallischem Eisen:



Zur Schmelzung des Metalls genügt die Temperatur hier nicht, deshalb tritt das reduzierte Eisen zunächst in schwammiger Form auf.

In der Kohlungszone nimmt es bei 1000° Kohlenstoff auf und schmilzt dann schon bei etwa 1200° in der Schmelzzone zu Tropfen zusammen, welche sich mit der gleichzeitig entstehenden glasartigen Schlacke überziehen, so daß sie beim Herabfallen durch die sehr heiße Verbrennungszone vor der oxydierenden Einwirkung der Gebläseluft geschützt sind. Auf der Sohle des Ofens sammelt sich unter einer Schlackenschicht, welche durch einen Überlauf beständig abfließt und zur Herstellung von Bau- oder Pflastersteinen dient, das fertige Roheisen. Dieses wird etwa viermal täglich durch die Abstichöffnung abgelassen und zu länglichen Blöcken geformt oder zu Gußwaren verarbeitet.

Die aus der Gicht entweichenden Gase enthalten etwa 24% Kohlenoxyd neben einigen Prozenten Wasserstoff und Kohlenwasserstoff, sie sind deshalb ein wertvolles Heizmaterial. Man leitet sie durch ein weites, senkrecht abfallendes Rohr in den gewöhnlich aus mehreren Kammern bestehenden Gasreiniger (Fig. 35 II), in welchem der Gichtstaub zurückgehalten wird, und verwendet sie theils zum Heizen der Dampfkessel oder zum Antrieb von Gasmotoren, theils zum Vorwärmen der Gebläseluft in gemauerten, mit Eisenblech umgebenen Winderhitzern, von denen mehrere mit jedem Hochofen in Verbindung stehen. Der in Fig. 35 III dargestellte Cowper'sche Winderhitzer enthält links einen hohen Verbrennungsschacht, in welchem die unten eintretenden Gichtgase brennend emporsteigen; letztere durchstreichen dann, wieder abwärts ziehend, den durch feuerfeste Steine in viele Röhren von quadratischem Querschnitt eingetheilten Heizraum und werden schließlich unten rechts zum Schornstein abgeführt. Sind die Steine bis zur hellen Rotglut erhitzt, so wird der Winderhitzer ausgeschaltet. Darauf preßt man durch ihn in umgekehrter Richtung die Gebläseluft, welche hierdurch eine Temperatur von etwa 800° erreicht, bevor sie der den Hochofen ringförmig umgebenden Windleitung und dann von hier aus durch 5—10 an der Spitze mit Wasserkühlung versehene Düsen der Verbrennungszone des Hochofens zugeführt wird.

Das **Roß-** oder **Gußeisen** enthält 2,3—5% Kohlenstoff neben wechselnden Mengen von Silicium, Phosphor, Schwefel und Mangan, es schmilzt bei 1100—1200° ohne vorhergehende Erweichung und ist deshalb nicht schmiedbar. Man unterscheidet das zu Gußwaren dienende graue Roheisen, welches siliciumreich ist, von dem zur Gewinnung von schmiedbarem Eisen geeigneten weißen Roheisen, welches härter und spröder ist. Weißes Roheisen von grobblättrig kristallinischem Bruch und hohem Mangangehalt heißt **Spiegeleisen**.

Die Roheisengewinnung betrug im Jahre 1909:

in den Vereinigten Staaten	26,1	Millionen	Tonnen.
„ Deutschland	12,6	„	„
„ Großbritannien	9,2	„	„
„ Frankreich	3,6	„	„
„ Rußland	2,6	„	„
„ Österreich-Ungarn	1,8	„	„
„ Belgien	1,6	„	„
„ Schweden	0,4	„	„

Das **schmiedbare Eisen** enthält 0,05 bis 1,5% Kohlenstoff und ist von Silicium, Phosphor, Schwefel und Mangan möglichst befreit. Durch Silicium wird es faulbrüchig, so daß es unter dem Hammer wie faulendes Holz zerfällt; durch Phosphor wird es kaltbrüchig und durch Schwefel rotbrüchig, d. h. es neigt zur Zersplitterung in der Kälte oder bei Rotglut. Der Schmelzpunkt schwankt je nach dem Kohlenstoffgehalt zwischen 1400 und 2000°, aber schon bei etwa 600° wird das schmiedbare Eisen weich wie Wachs oder Natrium, so daß es durch Schmieden, Walzen, Pressen und Schweißen in jede beliebige Form gebracht werden kann.

Es wird eingeteilt in **Schmiedeeisen**, welches durch sehnigen Bruch, niedrigen Kohlenstoffgehalt (unter 0,6%) und hohen Schmelzpunkt ausgezeichnet ist, und in **Stahl**, welcher feinkörnigen Bruch, hohen Kohlenstoffgehalt (0,6 bis 1,5%) und niedrigen Schmelzpunkt aufweist.

Der Stahl wird glashart, wenn man ihn rotglühend macht und ihn dann durch Eintauchen in Wasser oder Öl plötzlich abkühlt. Durch Anlassen, d. h. durch mäßige Erhitzung nebst langsamer Abkühlung, wird der Stahl wieder weicher. Den Grad der Erweichung erkennt man an den beim Anlassen auftretenden Oxydationsfarben der blanken Stahlfläche. Das Härten des Stahls kann auch durch Zusatz von Wolfram, Chrom oder Nickel bewirkt werden. So enthält der zu Panzerplatten verwendbare Nickelstahl etwa 2,5% Nickel.

Nach der Art ihrer Herstellung und den hierbei erzielten Temperaturen treten Schmiedeeisen und Stahl in je zwei verschiedenen Formen auf, ersteres als Schweiß(schmiede)eisen und Fluß(schmiede)eisen, letzterer als Schweißstahl und Flußstahl; demnach ergibt sich folgende Übersicht der technisch verwendbaren Eisenarten:

Technisches Eisen

I. Roheisen

II. Schmiedbares Eisen

A. ungeschmolzen:

B. geschmolzen:

- a) graues
- b) weißes

- a) nicht härtbar: Schweßeisen
- b) härtbar: Schweißstahl

- a) nicht härtbar: Flußeisen
- b) härtbar: Flußstahl.

Schweißeisen wird durch den Frischprozeß gewonnen, indem man Roheisen unter starkem Luftzutritt auf dem Herd (Fig. 36) oder im Puddelofen (Fig. 37) zum Schmelzen erhitzt. Hierbei verbrennt der Kohlenstoff des Eisens zum größten Teil, während die übrigen Verunreinigungen mit einem Teil des Eisens die leichtflüchtige Frischschlacke bilden. Das hinterbleibende zähe, teigartige Produkt, die Luppe, walzt man zu Stäben von rundem, eckigem oder T-förmigem Querschnitt und zu Blechen aus.

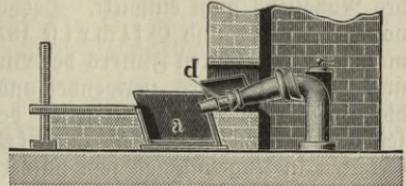


Fig. 36. Herd.

a Feuerstelle, d Düse, die Luft zuführt.

Um **Schweißstahl** zu erhalten, muß man den Frischprozeß im Herd oder im Puddelofen unterbrechen, sobald der Kohlenstoffgehalt des Roheisens auf den des Stahls heruntergegangen ist. Ferner wird Schweißstahl durch das von Réaumur 1722 zuerst beschriebene Zementieren aus flachen Schweißeisenstäben gewonnen, welche man schichtenweise zwischen Holzkohlenpulver in Kästen aus feuerfestem Ton einlegt und dann 7—9 Tage lang im Flammofen auf etwa 1000° erhitzt, damit etwas Kohlenstoff in das Eisen eindringt. Umgekehrt erhält man kleine Stahlgegenstände (Türbeschläge, Schlüssel usw.) durch das Tempern, indem man sie zunächst aus Gußeisen herstellt und die Stücke dann zwischen Eisenoxyd in feuerfeste Kästen einlegt, um sie mehrere Tage zur Rotglut zu erhitzen. Hierbei entzieht der Sauerstoff des Oxyds dem Gußeisen so viel Kohlenstoff, daß dieses in „Temperstahl“ oder „schmiedbaren Guß“ übergeht.

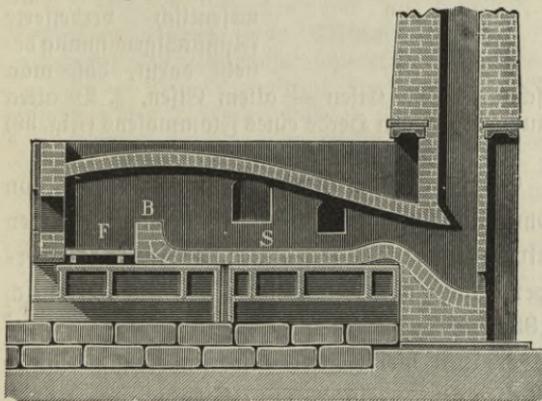


Fig. 37. Puddelofen.

S Schmelzraum, F Feuerung, B Feuerbrücke.

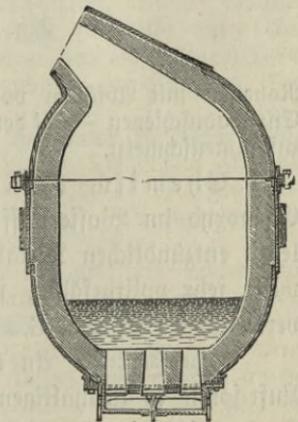


Fig. 38.

Flußeisen und **Flußstahl** werden nach dem von Bessemer 1855 erfundenen Verfahren dargestellt, indem man geschmolzenes Roheisen in den Converter oder die Bessemer-Öfeln (Fig. 38), einen etwa 5 m hohen, drehbaren Behälter aus Schmiedeeisen, einlaufen läßt und Gebläseluft durch zahlreiche am Boden der Öfeln angebrachte Öffnungen hindurchpreßt, so daß Silicium, Kohlenstoff und Mangan in dem Roheisen nacheinander ver-

brennen. Zum Schluß wird nach Bedarf wieder etwas Kohlenstoff in Form von Koks, Graphit oder Ferrumangan, einer kohlenstoffreichen Legierung von Eisen und Mangan, hinzugefügt. Die Bessemer-Birne ist mit Steinen aus kieseläurereichem, feuerfestem Ton ausgekleidet, welcher auf den Phosphorgehalt des Roheisens nicht einwirkt. Deshalb wird phosphorhaltiges Eisen nach dem von Thomas und Gilchrist 1878 eingeführten Verfahren bearbeitet, indem man statt des sauren Futters der Birne ein basisches, aus gebranntem Dolomit und Teer bestehendes, verwendet und außerdem noch gebrannten Kalk dem in die Birne einfließenden Roheisen beifügt. Hierdurch wird der Phosphor bei seiner Verbrennung in Thomas'sche übergeführt, welche man nach dem Erkalten in Kugelmühlen fein pulvert, um sie wegen ihres hohen Gehaltes an Calciumphosphat als

Düngemittel zu verwenden. Bessemer- und Thomaseisen werden meist zu vierseitigen Blöcken gegossen und dann zu Eisenbahnschienen, Trägern usw. ausgewalzt.

Eine andere von den Gebrüdern Martin 1865 erfundene und von Siemens 1885 durch Einführung der Regeneratorfeuerung wesentlich verbesserte Flußstahlgewinnung besteht darin, daß man

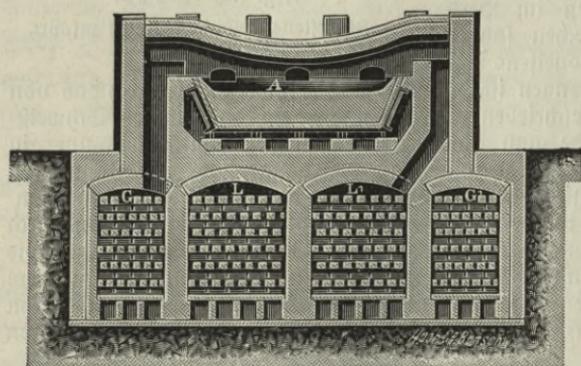


Fig. 39.

Roheisen mit Abfällen von schmiedbarem Eisen — altem Eisen, z. B. alten Eisenbahnschienen — auf dem muldenförmigen Herde eines Flammofens (Fig. 39) zusammenschmelzt.

Chemisch reines Eisen erhält man durch Reduktion von Eisenoxyd im Wasserstoffstrom und Zusammenschmelzen des entstehenden leicht entzündlichen Metallpulvers im Knallgasgebläse; es ist fast silberweiß, sehr politurfähig, schwer schmelzbar und weicher als alles technisch verwendbare Eisen. $G = 7,88$.

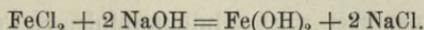
Eigenschaften. An trockner Luft bleibt Eisen unverändert, an feuchter Luft sowie in lufthaltigem Wasser geht es in Rost (Eisenhydroxyd) über. In der Glühhitze überzieht es sich mit Hamerschlag, einem Gemenge von Eisenoxydul und Eisenoxyd. Alle verdünnten Säuren lösen das Metall leicht auf, konzentrierte Salpetersäure macht es passiv durch Bildung eines Oxidhäutchens. Vom Magneten wird es stark angezogen, Wärme und Elektrizität leitet es weniger gut als Silber und Kupfer. Es ist zweiwertig in den Ferro- oder Oxydulverbindungen, aber dreiwertig in den Ferri- oder Oxydverbindungen.

Verbindungen.

Versuch 1. Wir lösen in einem Becherglase einen eisernen Nagel in Salzsäure. Es entsteht eine blaßgrüne Lösung von **Eisenchlorür** oder **Ferroschlorid**, FeCl_2 , welche tintenartig schmeckt.

Versuch 2. Wir gießen einen Teil der Lösung in eine flache Porzellanschale. Es entsteht durch Einwirkung des Luftsauerstoffs allmählich eine gelbe Lösung von **Ferrichlorid** oder **Eisenchlorid**, FeCl_3 .

Versuch 3. Zur Eisenchlorürlösung fügen wir Natronlauge. Es entsteht ein weißer, flockiger Niederschlag von **Ferrohydroxyd** oder **Eisenhydroxydul**, $\text{Fe}(\text{OH})_2$, der an der Luft schnell graugrün wird und schließlich in braunes Ferrihydroxyd, $\text{Fe}(\text{OH})_3$, übergeht:



Versuch 4. Die Ferrosalzlösung gibt mit Schwefelwasserstoff keinen Niederschlag. Erst auf Zusatz von Ammoniak oder durch Behandeln der Ferrosalzlösung mit Schwefelammonium fällt schwarzes **Schwefeleisen**, FeS , aus.

Versuch 5. Natriumkarbonat gibt mit Ferrosalzlösung einen grünlich-weißen Niederschlag von **Ferroskarbonat**, FeCO_3 . Dieses ist, in kohlenstoffhaltigem Wasser gelöst, ein Bestandteil der Stahlquellen von Pyrmont, Doberan u. a.

Versuch 6. Versetzen wir einen Teil der inzwischen zu Ferrichlorid, FeCl_3 , oxydierten Lösung (2)¹⁾ mit Natronlauge, so fällt ein brauner Niederschlag von **Eisenhydroxyd**, $\text{Fe}(\text{OH})_3$, aus. — Das ihm entsprechende rote Eisenoxyd, Fe_2O_3 , wird als Farbe (Englisch Rot) und Poliermittel verwendet. Als Roteisenstein ist es das wichtigste Eisenerz. — Der Rest ist Eisenhydroxyd mit vermindertem Wassergehalt.

Versuch 7. Erhitzen wir im trockenen Reagenzrohr einige bläulich-hellgrüne Kristalle von **Eisenvitriol**, $\text{FeSO}_4 + 7 \text{H}_2\text{O}$, so bleibt unter Entweichen von Kristallwasser schließlich ein weißes Pulver von wasserfreiem FeSO_4 zurück. — Der Eisenvitriol findet vielfache Anwendung zur Färberei, Desinfektion und Tintenbereitung.

Versuch 8. Zu einer Eisenvitriollösung fügen wir etwas Gerbsäurelösung. Das zuerst entstehende Ferrosalz oxydiert sich an der Luft zu schwarzem Ferrisalzl. Durch Zusatz von Gummi oder Zucker wird das Salz in der Flüssigkeit schwebend erhalten und bildet so die **Eisengallustinte**. — Weniger haltbare Tinten bereitet man aus Anilinfarbstoffen, Gummi und Wasser.

Versuch 9. Wir bereiten im Reagenzrohr eine kalt gesättigte Lösung von Eisenvitriol (so viel FeSO_4 , daß noch einige Kristalle ungelöst bleiben), fügen etwas verdünnte Salpetersäure hinzu und unterschichten die Salpetersäure mit konzentrierter Schwefelsäure, indem wir die H_2SO_4 langsam an der inneren Wand des schräg gehaltenen Rohres herabfließen lassen. Es entsteht an der Berührungsstelle der Flüssigkeiten ein brauner Ring von in Eisenvitriol gelöstem Stickstoffoxyd (Nachweis der Salpetersäure!).

Ferrocyanalium oder gelbes Blutlaugensalz, $\text{K}_4\text{Fe}(\text{CN})_6 + 3 \text{H}_2\text{O}$, ist eine in großen, monoklinen Kristallen auftretende Verbindung, welche früher durch Verkohlen von Blut mit Pottasche und Eisenfeile und Aus-

¹⁾ Eventuell füge etwas Salpetersäure hinzu, damit sicher ein Ferrisalzl vorhanden ist.

laugen des Rückstandes gewonnen wurde, aber jetzt aus der im Trockenreiner der Leuchtgasfabriken hinterbleibenden Gasreinigungsmasse dargestellt wird. Es verhält sich ganz anders als die Ferrosalze, denn es wird weder durch Schwefelammonium noch durch Alkalilaugen gefällt; ferner ist es nicht wie die einfachen Cyanide giftig. Folglich enthält es weder Ferroion noch Cyanion und kann deshalb nicht etwa als Doppelsalz von $\text{Fe}(\text{CN})_2$ und 4KCN betrachtet werden. Es ist vielmehr ein **komplexes Salz**, in welchem das zusammengesetzte oder komplexe, vierwertige Ferrocyanion, $\text{Fe}(\text{CN})_6$, vorhanden ist.

Ferricyankalium oder rotes Blutlaugensalz, $\text{K}_3\text{Fe}(\text{CN})_6$, erhält man durch Einleiten von Chlor in eine Lösung von gelbem Blutlaugensalz.

Versuch 10. Füge zu einer Lösung von gelbem Blutlaugensalz eine Ferrisalzlösung. Es entsteht ein blauer Niederschlag von Berliner Blau (sehr empfindliche Reaktion). — Dieses ist ein schöner, gegen Licht und Säuren unempfindlicher, blauer Farbstoff, der aber durch Basen leicht zersetzt wird.

Versuch 11. Verseze eine Lösung von rotem Blutlaugensalz mit Ferrosalzlösung. Es entsteht ein Niederschlag von Turnbulls Blau, das dem Berliner Blau sehr ähnlich ist.

Versuch 12. Rhodankaliumlösung gibt mit Ferrisalzen blutrotes Eisenrhodanid (äußerst empfindliche Reaktion).

Übersicht über die Eisenverbindungen.

I. Ferroreihe:		
Name	Farbe	Bemerkung
FeO	schwarz	Unbeständig.
$\text{Fe}(\text{OH})_2$	weiß	Geht leicht in $\text{Fe}(\text{OH})_3$ über.
FeCl_2	bläßgrün	
FeS	schwarz	Fällt nur in alkalischer Lösung.
FeCO_3	grünlichweiß	Stahlquellen.
FeSO_4	grünlich	Eisenvitriol: Färberei, Desinfektion, Tintenbereitung.
K_4FeCy_6 ¹⁾	gelb, fein Fe^{\dots} u. Cy'	gelbes Blutlaugensalz. Gibt mit Fe^{\dots} Berliner Blau.

¹⁾ Für (CN) gebraucht man häufig das Symbol Cy.

II. Ferrireihe:

Name	Farbe	Bemerkungen
Fe_2O_3	rot	Roteisenstein. Malerfarbe (engl. Rot). Polierpulver.
$\text{Fe}(\text{OH})_3$	braun	
FeCl_3	gelblich, wenn H_2O -haltig	Blutstillend (Eisenchloridwatte).
$\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$		
K_3FeCy_6	rot	rotes Blutlaugensalz. Gibt mit $\text{Fe}^{\cdot\cdot}$ Turnbulls Blau.
Eisenthodanid	rot	Entsteht aus Rhodankalium u. $\text{Fe}^{\cdot\cdot}$
Gerbj. Eisen	schwarz	Linie.

Nachweis. Das Ferriion läßt sich leicht durch die Niederschläge von FeS , $\text{Fe}(\text{OH})_2$ und vor allem von Turnbulls Blau nachweisen, die es mit Schwefelwasserstoff, Natronlauge und rotem Blutlaugensalz bildet. Das Ferriion läßt sich leicht mit Hilfe von gelbem Blutlaugensalz oder von Rhodankalium erkennen.

II u. III
Wiederholungstabelle für $\text{Fe} = 56$.

- 1) Vorkommen: tellurisch, meteorisch, Roteisenstein, Brauneisenstein, Magneteisenstein, Spateisenstein, Schwefelkies, Chlorophyll, Hämoglobin.
- 2) Gewinnung: Hochofen (Gicht, Vorwärme-, Reduktions-, Rohlungs-, Schmelzzone), Zuschlag, Schlacke, Gasreiniger, Winderhizer.
- 3) Eigenschaften von Gußeisen, Stahl und Schmiedeeisen.
- 4) Schweißeisen und Schweißstahl (ungeschmolzen): Frischprozeß in Herd und Puddelofen; Zementieren, Tempern.
- 5) Flußeisen und Flußstahl: Bessemer-Birne, Thomasverfahren, Thomas-schlacke.
- 6) Eigenschaften des metallischen Eisens.
- 7) Verbindungen des Eisens.
- 8) Nachweis: als Turnbulls und als Berliner Blau; mit Rhodankalium.

Nickel. $\text{Ni} = 58,7$. **Kobalt.** $\text{Co} = 59$.

Vorkommen. Diese beiden Metalle kommen wie das Eisen gediegen in manchen Meteoriten vor. Sie sind magnetisch wie Eisen und bilden

Verbindungen, welche der Ferroreihe entsprechen; dreiwertig treten sie nur in einigen wenig beständigen Verbindungen auf. Mit den Namen Kobalt (Kobold) und Nickel wurden von den Bergleuten ursprünglich Erze bezeichnet, welche wie Kupfer glänzten, aber damals wertlos waren. Nickel findet sich hauptsächlich im Rotnickelkies, NiAs , und Kobalt im Speiskobalt, CoAs_2 , Kobaltglanz, CoAsS , und Kobaltnickelkies, $(\text{Co, Ni})_3\text{S}_4$.

Eigenschaften und Verwendung. Nickel ist ein hartes, politurfähiges, sehr schwer schmelzbares Metall, dessen weiße Farbe einen Stich ins Gelbliche zeigt. Um es zu Geräten für Laboratorium und Haushalt zu verarbeiten, erniedrigt man den Schmelzpunkt durch einen geringen Zusatz von Magnesium oder Aluminium. Große Mengen des Metalls werden zur Darstellung von Nickelstahl und zur galvanischen Vernickelung von Eisen und Messing gebraucht. In Legierung mit Kupfer (25 % Ni und 75 % Cu) dient es als Münzmetall, mit Kupfer und Zink (20 % Ni, 60 % Cu und 20 % Zn) bildet es das Neusilber.

Metallisches Kobalt ist stahlgrau, glänzend, politurfähig und an der Luft unveränderlich. Praktisch verwertet wird es nicht.

Verbindungen. Die Nickelverbindungen sind mit Ausnahme des schwarzen Oxides meist grün und sehr giftig.

Die Kobaltosalze sind in Lösung und in wasserhaltigen Kristallen rot, wasserfrei dagegen blau.

Versuch 1. Dampfe eine konzentrierte Kobaltlösung in einer Porzellanschale ein. Es entsteht ein rosa gefärbtes Salz, das beim Glühen blau wird. Durch Zusatz von Wasser wird es aber wieder rot u. s. f.

Versuch 2. Schreibe mit einer Kobaltchlorürlösung auf Papier. Die Schriftzüge sind kaum sichtbar. Beim Erwärmen treten sie blau hervor (sympathetische Tinte).

Nachweis. Nickel und Kobalt werden wie Eisen durch Schwefelammonium schwarz gefällt; während aber FeS sich in verdünnter Salzsäure leicht löst, sind NiS und CoS darin unlöslich. Natriumkarbonat fällt aus Nickelösungen ein apfelgrünes, aus Kobaltlösungen ein violett-rotes, basisches Karbonat. Die Phosphorsalzperle wird durch Nickelverbindungen rötlich und durch Kobaltverbindungen smalteblau gefärbt.

Mangan. Mn = 55.

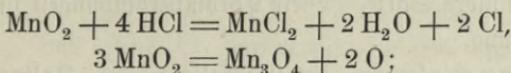
Vorkommen. Das wichtigste Manganerz ist der Braunstein (Fig. 40). Es tritt außerdem auch als Begleiter des Eisens in vielen Eisenerzen auf und ist in geringer Menge häufig ein Bestandteil der Pflanzenasche.

Verwendung. Für sich allein findet das Mangan keine Verwendung, dagegen werden seine Eisenlegierungen (Spiegeleisen, Ferromangan) häufig zur Stahlgewinnung benutzt.

Verbindungen. Das Mangan ist zwei-, drei-, vier-, sechs- und siebenwertig. Seine wichtigsten Verbindungen sind der Braunstein und das übermangansaure Kalium.

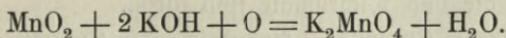
Der **Braunstein** oder **Pyrolusit**, MnO_2 , wird in der Töpferei zur Herstellung dunkelbrauner Glasuren benutzt und hat daher seinen Namen erhalten. Ferner dient er zum Entfärben eisenhaltiger (grüner) Gläser.

Beim Erwärmen mit Salzsäure liefert er Chlor, und bei starkem Glühen gibt er ein Drittel seines Sauerstoffgehaltes ab:



auf der Neigung zur Sauerstoffabgabe beruht auch seine Verwendung als positiver Pol in den Leclanché-Elementen. In vielen Fällen ist Braunstein als katalytisch wirkender Stoff verwendbar.

(Versuch.) Durch Schmelzen von Braunstein und Kaliumhydroxyd (oder Kaliumcarbonat) an der Luft oder mit einem Oxydationsmittel erhält man **Kaliummanganat**, K_2MnO_4 :



Die Schmelze löst sich in Wasser mit dunkelgrüner Farbe, welche an der Luft allmählich in blau, violett, purpurn und zuletzt in rot übergeht (mineralisches Chamäleon).

Kaliumpermanganat, übermangansaures Kalium, $KMnO_4$, bildet dunkle, metallglänzende Kristalle, die sich in Wasser zu einer violetten, stark oxydierenden und desinfizierenden Flüssigkeit lösen. Viele organische Stoffe (Haut) werden durch die Lösung gebräunt. Sie dient als Mundwasser und zum Reinigen von altem Fleisch.

Nachweis. Versuch 1. Füge zu einer Mangansalzlösung (Mn^{++}) Ammoniak und Schwefelammonium. Es entsteht ein in Säuren leicht löslicher, fleischfarbener Niederschlag von **Manganulfür**.

Versuch 2. Beim Schmelzen mit Soda und Salpeter auf dem Platin-

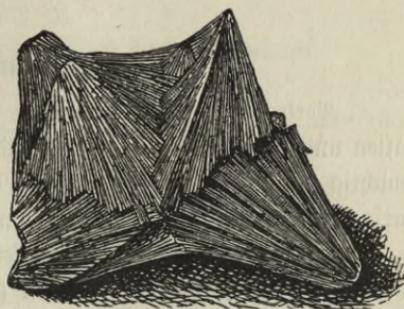


Fig. 40.

blech liefert die geringste Spur einer Manganverbindung dunkelgrünes Alkali-manganat, welches sich in Säuren als rotes Permanganat löst.

Versuch 3. Borax gibt mit den Manganverbindungen in der Oxydationsflamme eine amethystfarbige, in der Reduktionsflamme eine farblose Perle.

Chrom. Cr = 52.

Vorkommen. Das häufigste Chromerz ist der besonders in Kleinasien und Nordamerika vorkommende **Chromeisenstein**, $\text{Fe}(\text{CrO}_2)_2$. Weniger wichtig ist das Rotbleierz, PbCrO_4 . In sehr geringer Menge verursachen Verbindungen des Chroms die grüne Farbe mancher Mineralien, z. B. des Smaragds. Der starken Färbung der Chromverbindungen verdankt das Metall seinen Namen (*χρῶμα*, chroma, die Farbe).

Verbindungen. In den Chromverbindungen ist das Metall zweiwertig, in den Chromverbindungen drei- und in den Chromsäuren sechswertig.

Die Chromverbindungen sind sehr unbeständig und gehen leicht in die Chromverbindungen über. Diese sind violett gefärbt, bilden aber leicht grüne, komplexe Salze. Viele Chromverbindungen finden als Malerfarben Verwendung.

Der **Chromalaun**, ein Doppelsalz aus Kalium- und Chromsulfat, wird in der Färberei, Druckerei und Gerberei benutzt.

Die chemisch wichtigste Chromverbindung ist das rote **Kaliumdichromat**, $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$, welches aus dem gelben Chromat, K_2CrO_4 , durch Hinzufügen irgend einer Säure entsteht. Es wirkt stark oxydierend. Seine Lösung in verdünnter Schwefelsäure benutzt man in den Bunsenschen Tauchelementen. Auch ist es ein wichtiges Reagens auf Blei und Baryumsalze. Alle löslichen Chromate und Dichromate sind giftig.

Das rubinrote **Chromsäure-Anhydrid** oder **Chromtrioxyd**, CrO_3 , zerfließt an der Luft und färbt die Haut braun. Schon bei mäßigem Erhitzen im Reagenzrohr entwickelt es Sauerstoff und beim Kochen mit Salzsäure Chlor.

Versuch. Läßt man auf vollkommen trocknes Chromtrioxyd tropfenweise absoluten Alkohol herabfallen, so entzündet sich dieser sofort, und das rote Trioxyd wird zu grünem Oxyd. In der chemischen Industrie wird das Chromtrioxyd als starkes Oxydationsmittel häufig benutzt.

Nachweis. Alle Chromverbindungen geben mit Soda und Salpeter auf dem Platinblech eine gelbe Schmelze von Alkalichromat, dessen mit Essigsäure angesäuerte Lösung durch Bleisalze gelb gefällt wird (PbCrO_4). Die Boraxperle wird durch Chromverbindungen smaragdgrün gefärbt.

Uran besitzt das höchste Atomgewicht. Es ist ein radioaktives Element.

Molybdän ist bekannt durch das molybdänsaure Ammonium, das ein wichtiges Reagens auf Phosphorsäure ist.

Wolfram wird zu Glühfäden in elektrischen Lampen benutzt.

Wiederholungstabelle für Nickel Ni = 58,7, Kobalt Co = 59, Mangan Mn = 55 und Chrom Cr = 52.

1) Vorkommen: Ni — Rotnickelerz, Co — Speisekobalt, Kobaltglanz, Kobaltnickelfies, Mn — Braunstein, Pflanzenasche, Cr — Chromeisenstein, Rotbleierz.

2) Eigenschaften.

3) Verwendung: Ni zu Geräten, Mn zu Legierungen, Co und Cr gar nicht.

4) Verbindungen: Oxydul- und Oxydsalze. Mn und Cr außerdem noch höhere Oxydationsstufen. Nickelsalze sind grün, Kobaltsalze rosa, wasserfrei blau. Mn — Braunstein, Kaliumpermanganat; Cr — K_2CrO_4 , $K_2Cr_2O_7$, CrO_3 , Malerfarben.

5) Nachweis.

Zink. Zn = 65,4.

Vorkommen. Das Zink ist zweiwertig, in der Natur kommt es ziemlich häufig, aber nie gediegen vor. Sein wichtigstes Erz, die **Zinkblende**, ZnS , kristallisiert regulär. Der edle Galmei oder **Zinkspat**, $ZnCO_3$, ist rhomboedrisch, und der Kieselgalmei oder das **Kieselszinkerz**, $Zn_2SiO_4 + H_2O$, weist rhombische Kristalle auf.

Gewinnung. Zur Gewinnung des Metalls verwandelt man Zinkblende und Zinkspat durch Rösten in Zinkoxyd, welches darauf mit Kohle reduziert wird; Kieselszinkerz ist in feingepulvertem Zustande ohne weiteres zur Reduktion mit Kohle geeignet. Das hierbei dampfförmig entweichende Zink wird in freiliegenden Vorlagen aufgefangen. Fig. 41 zeigt einen schlesischen Zinkofen mit paarweise einander gegenüberliegenden Muffeln (m) im Querschnitt. Die größte Zinkgewinnung hat Deutschland, dann folgen Belgien und die Vereinigten Staaten.

Eigenschaften. Zink ist ein weißes, wenig hartes Metall, welches sich leicht mit einer feinen, zusammenhängenden Oxydschicht überzieht und dadurch gegen weitere Einflüsse von Luft und Wasser ziemlich unempfindlich wird. Über 100° erhitzt, wird es so geschmeidig, daß man es zu Blechen auswalzen und zu Draht ausziehen kann. Bei 420° schmilzt und bei 950° siedet es. Sein Dampf verbrennt an der Luft mit heller, bläulicher Flamme zu Zinkoxyd. $G = 7,1$. In Säuren löst es sich leicht, und auch in heißer Kalilauge ist es unter Wasserstoffentwicklung löslich.

Verwendung. Man benutzt das Zink zu galvanischen Elementen, zum Überziehen von Eisenblech und -draht, sowie zur Herstellung von Dachrinnen, Wasserbehältern usw. Mit Kupfer legiert, bildet es das Messing, mit Kupfer und Nickel das Neusilber. Der bei der Destillation des Metalls anfangs entstehende Zinkstaub dient als Anstrichfarbe zum Schutze des Eisens und im Laboratorium als starkes Reduktionsmittel.

Verbindungen. **Zinkoxyd**, ZnO , welches wir durch Verbrennung von Zinkdrehspänen in einer Gasflamme erhalten, ist ein lockeres, in der Hitze gelbes, in der Kälte weißes, in Wasser unlösliches Pulver. Es wird als Zinkweiß zum Ölfarbenastrich verwendet, der im Gegensatz zum Bleiweiß sich in schwefelwasserstoffhaltiger Luft nicht ändert.

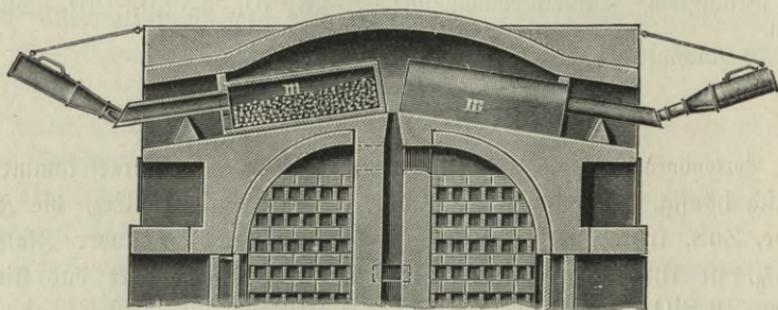


Fig. 41.

Zinkhydroxyd, $Zn(OH)_2$, löst sich in Alkalien zu Zinkaten (vgl. Aluminium).

Eine konzentrierte Lösung von **Chlorzink**, $ZnCl_2$, vermag große Mengen Zinkoxyd aufzulösen und damit unter Bildung von Dzychlorid schnell zu einer steinharten Masse zu erstarren, welche als Zahnkitt beim Plombieren der Zähne benutzt wird. Als Lösungsmittel für Metalloxyde findet Chlorzink auch beim Löten Verwendung. Als fäulnisverhinderndes Mittel dient es zum Imprägnieren der Eisenbahnschwellen.

Zinksulfat oder Zinkvitriol, $ZnSO_4 + 7H_2O$, wird in der Zeugdruckerei und zu Augenwasser verwendet.

Schwefelzink, ZnS . Während die Zinkblende eine gelbe, braune oder schwarze Farbe zeigt, ist das künstlich dargestellte Schwefelzink an seiner weißen Farbe von den Sulfiden der übrigen Schwermetalle zu unterscheiden.

Übersicht über die Zinkverbindungen.

Verbindung	Bemerkungen	Verbindung	Bemerkungen
ZnO	Zinkweiß	ZnS	weiß, Zinkblende gelb.
Zn(OH) ₂	Säure u. Base!	ZnSO ₄	Druckerei, Augenwasser.
ZnCl ₂	Zahntitt		

Nachweis. Für die Zinksalze ist es charakteristisch, daß Schwefelammonium aus ihren Lösungen weißes Schwefelzink niederschlägt. Den Aluminiumsalzen gleichen sie darin, daß sie durch Alkalihydroxyde weiß gefällt, aber im Überschuß der Hydroxyde wieder gelöst werden; aus einer so gewonnenen alkalischen Lösung wird das Zink durch Schwefelwasserstoff, das Aluminium dagegen durch Salmiak gefällt.

Das **Radium** (Cd = 112) kommt in geringer Menge als Begleiter des Zinks namentlich im schlesischen Galmei vor. Es dient zur Darstellung leicht schmelzender Legierungen und wird mit Quecksilber als **Radium amalgam** zu Zahnpfomben verwendet.

Das **Radiumsulfid**, CdS, ist rein gelb und findet als Malerfarbe Verwendung.

II Wiederholungstabelle für Zink, Zn = 65,4.

- 1) Vorkommen: Zinkblende, Galmei.
- 2) Gewinnung: Rösten, Reduktion.
- 3) Verwendung: Überziehen von Eisenblech, galvanische Elemente, Legierungen (Messing, Neusilber).
- 4) Verbindungen.
- 5) Nachweis.

Antimon. Sb = 120. **Wismut.** Bi = 209.

Die beiden Metalle sind drei- und fünfwertig und neigen zur Stickstoffgruppe hinüber. Sie werden häufig zur Herstellung von Metalllegierungen benutzt.

Die bekanntesten sind:

Letternmetall: Blei-Antimon.

Britanniametall (Rüchengeräte): Antimon-Zinn.

Roses Metall: 2 Teile Wismut, 1 T. Blei, 1 T. Zinn. Es schmilzt bei 94° .

Woods Metall: 4 Teile Wismut, 2 T. Blei, 1 T. Zinn und 1 T. Kadmium. Es schmilzt bei $60\frac{1}{2}^{\circ}$.

Zinn. Sn = 119.

Vorkommen und Gewinnung. Seit dem Altertum gewinnt man das Zinn aus dem **Zinnstein**, SnO_2 , den die Phönizier aus Cornwall holten. Er findet sich außerdem im Erzgebirge, in Ostindien, in Bolivia und in Australien.

Eigenschaften. Zinn ist ein weißes, bei gewöhnlicher Temperatur gegen Luft und Wasser sehr widerstandsfähiges Metall, welches schon bei 235° schmilzt. $G = 7,3$. Es erstarrt kristallinisch und knistert deshalb beim Biegen (Zinnschrei); in Folge seiner geringen Härte läßt es sich zu dünnen Blättern von Stanniol (Zinnfolie) auswalzen. Verdünnte Säuren greifen das Zinn wenig an. Konzentrierte Salzfäure löst es unter Wasserstoffentwicklung, während konzentrierte Salpetersäure eine Oxydation, aber keine Lösung bewirkt.

Verwendung. Zinn dient zu Eß- und Trinkgeschirren, Retorten und Kühltischen, zum Verzinnen von Eisenblech (Weißblech) und Kupfer, ferner als Stanniol zum Belegen der Leydener Flaschen und zum Verpacken von Tee, Fettwaren, Schokolade usw. Zinngeschirr darf höchstens 10 % Blei enthalten. Wichtige Zinnlegierungen sind das Schnellot der Klempner (50 % Zinn, 50 % Blei), Britanniametall (90 % Zinn, 10 % Antimon), Bronze für Statuen und Geschütze, Glockenmetall und Zinnamalgam. — Um Zinnamalgamspiegel, welche indessen durch Silber Spiegel allmählich verdrängt werden, zu erhalten, überzieht man große Stannioltafeln mit Quecksilber, legt die gereinigten Glasplatten darauf und stellt letztere dann senkrecht, damit das überflüssige Quecksilber abläuft.

Verbindungen. Das Zinn tritt in den Stannoverbindungen zweiwertig und in den Stanniverbindungen vierwertig auf.

Das **Zinnchlorür**, SnCl_2 , wirkt stark reduzierend. Mit Quecksilberchlorid versetzt, reduziert es dieses zu Kalomel resp. zu metallischem, grauem Quecksilber, während es selbst in das **Zinnchlorid**, SnCl_4 , übergeht. Es wird beim Färben als Beize (Zinn Salz des Handels) und bei der Darstellung organischer Verbindungen als Reduktionsmittel verwendet.

Nachweis. Schwefelwasserstoff fällt aus saurer Lösung die Stannoverbindungen schwarzbraun und die Stannverbindungen hellgelb; Sublimatlösung wird nur durch Stannoverbindungen reduziert. Alle Zinnlösungen geben mit Kalis- oder Natronlauge einen weißen, im Überschuß des Fällungsmittels löslichen Niederschlag; Zinn fällt aus ihnen schwammiges, metallisches Zinn. Auf Kohle vor dem Lötrohr geben alle Zinnverbindungen in der Reduktionsflamme ein weißes, dehnbares Metallkorn.

V. Die Metalle der Kupfergruppe.

Kupfer, Quecksilber, Silber, Blei und Thallium.

Kupfer (Cuprum). $\text{Cu} = 63,6$.

Vorkommen. Das Kupfer kommt gediegen in der Natur vor und gehört deshalb wie Silber und Gold zu den am längsten bekannten Metallen, es wurde viel früher als das Eisen zu Geräten und Waffen (Bronzezeit) benutzt. **Gediegenes Kupfer** kristallisiert in Oktaedern und Würfeln und wird am Ural, in Australien und namentlich am Oberen See in Nordamerika gefunden.

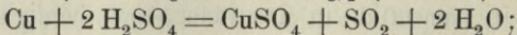
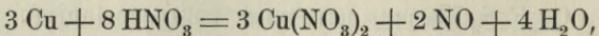
Mit Sauerstoff bildet Kupfer das Rotkupfererz, Cu_2O , und mit Kohlensäure die Mineralien **Malachit**, $\text{CuCO}_3 \cdot \text{Cu(OH)}_2$, und **Kupferlasur**, $2 \text{CuCO}_3 \cdot \text{Cu(OH)}_2$, von denen ersteres smaragdgrün und letzteres schön blau gefärbt ist. — Ferner kommt es vor als **Kupferglanz**, Cu_2S (dunkelgrau), **Kupferkies**, CuFeS_2 (messing- bis goldgelb) und **Buntkupfererz**, Cu_3FeS_3 (braun, gewöhnlich bunt angelaufen).

Kupferkies ist namentlich in Deutschland das häufigste Kupfererz; von dem ähnlichen Schwefelkies ($H > 6$) unterscheidet er sich durch geringere Härte ($H < 4$). — Der bei Mansfeld zur Kupfergewinnung dienende Kupfererzkieser ist ein schwarzer, an Fischreihen reicher Mergel, welcher unzählige Körnchen von Kupferkies und anderen Kupfererzen in feinsten Verteilung enthält.

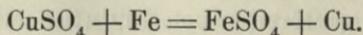
Gewinnung. Die Gewinnung des Metalls aus seinen Verbindungen mit Sauerstoff und Kohlensäure ist sehr einfach, weil diese durch Erhitzen mit Kohle im Schachtofen leicht zu reduzieren sind. Viel schwieriger ist die Verhüttung der schwefelhaltigen Erze, welche zunächst zur Verminderung des Schwefelgehaltes geröstet und dann mit Kohle und quarz-

reichen Zuschlägen im Schachtofen geschmolzen werden. Das in den Erzen fast immer vorhandene Eisen geht hierbei zumeist als Ferrosilikat in die Schlacke, trotzdem erhält man nicht gleich metallisches Kupfer, sondern den „Rohstein“ mit etwa 30 % Kupfergehalt. Dieser wird durch eine Wiederholung des ganzen Verfahrens in den etwa 60—75 % Kupfer enthaltenden „Konzentrationsstein“ übergeführt, aus dem man durch nochmaliges Rösten und Schmelzen das Schwarzkupfer mit etwa 90 % Feingehalt gewinnt. Um letzteres in das reinere Garkupfer zu verwandeln, kann man es längere Zeit bei lebhaftem Luftzutritt bis über den Schmelzpunkt erhitzen und es so durch Verbrennen der Verunreinigungen „gar“ machen, oder man reinigt es auf elektrolytischem Wege, indem man eine schwere Platte von Schwarzkupfer als Anode und ein dünnes Blech von reinem Kupfer als Kathode in einer sauren Lösung von Kupfersulfat verwendet. Die Verunreinigungen des Schwarzkupfers und die in ihm vorhandenen Spuren von Edelmetallen fallen bei der Elektrolyse als schwarzer Anodenschlamm zu Boden.

Eigenschaften. Kupfer ist das einzige Metall von roter Farbe. Es läßt sich hämmern, auswalzen und zu sehr feinem Draht von großer Festigkeit ausziehen; dagegen ist es zu Gußwaren nicht geeignet, weil es beim Schmelzen Gase aufnimmt und dadurch blasig wird. $G = 8,9$. Schmelzp. 1050° . Nächst dem Silber ist es der beste Leiter für Elektrizität. An feuchter Luft überzieht es sich langsam mit grünem Karbonat (edler Grünspan); bei Rotglut verbrennt es an der Oberfläche zu schwarzem Oxyd. Es löst sich in Salpetersäure und in heißer, konzentrierter Schwefelsäure, dabei entwickelt sich kein Wasserstoff, sondern im ersten Fall Stickstoffoxyd, im zweiten Schwefeldioxyd:



andere Säuren, z. B. Essigsäure, greifen das Kupfer nur bei Luftzutritt an. Aus feinen Lösungen wird das Metall durch Eisen und Zink gefällt, z. B.:



Verwendung. Wegen seiner Leitfähigkeit wird das Kupfer in sehr großen Mengen in der Elektrotechnik benutzt, ferner ermöglicht der hohe Schmelzpunkt und die chemische Widerstandsfähigkeit eine vielseitige Anwendung des Metalls zu Siedepfannen, Destilliergefäßen und Apparaten aller Art. Von den vielen technisch verwendbaren Legierungen des Kupfers sind Messing, Bronze und Neusilber die wichtigsten.

Das **Messing** besteht aus etwa 70 % Kupfer und 30 % Zink. Sehr kupferreiches heißt Tombak oder Rotmessing, dieses wird fein ausgehämmert zu unechtem Blattgold und dann pulverisiert zu goldähnlichen Bronzefarben. — Talmi ist vergoldeter Tombak, zinnhaltiges Messing heißt Cuivre poli.

Die **Bronze** besteht aus Kupfer und Zinn, und zwar beträgt der Zinngehalt bei der Geschützbronze 10 %, bei der Glockenbronze 20 %. Zu Kunstgegenständen verwendet man eine Bronze, welcher Zink und Blei beigemischt sind, damit sie sich leichter gießen und bearbeiten läßt. Die deutschen Kupfermünzen bestehen aus 95 % Kupfer, 4 % Zinn und 1 % Zink. — Die zu Telephondrähten und Starkstromleitungen dienende Siliciumbronze enthält neben Kupfer 1 bis 9 % Zinn und 0,02 bis 2 % Silicium.

Das **Neusilber** ist eine Legierung von etwa 60 % Kupfer, 20 % Nickel und 20 % Zink. Galvanisch verfilbert, kommt es als Alfenid und als Chromstoffsilber in den Handel.

Verbindungen. In seinen Verbindungen tritt Kupfer zwei- oder einwertig auf. Dementsprechend haben wir zwei Reihen, die Cuprerverbindungen (CuCl_2 , $\text{Cu}(\text{OH})_2$ usw.) und die Cuproverbindungen (CuCl , CuOH usw.), zu unterscheiden. Erstere sind die reaktionsfähigeren und deshalb wichtigeren. Lösliche Kupferverbindungen sind giftig.

Der **Kupfervitriol**, $\text{CuSO}_4 + 5\text{H}_2\text{O}$, ist die wichtigste Kupferverbindung.

Versuch 1. Erhitze einen der blauen Kristalle des Kupfervitriols im trocknen Reagenzrohr. Es entsteht unter Entweichen von Kristallwasser eine weiße, wasserfreie Masse, welche beim Anfeuchten unter Wasseraufnahme wieder blau wird.

Leitet man einen elektrischen Strom durch Kupfervitriollösung, so scheidet sich metallisches Kupfer als sehr gleichmäßiger, zusammenhängender Niederschlag an der Kathode ab. Hierauf beruht die Anwendung des Kupfervitriols sowohl zur galvanischen Verkupferung als auch zum Abformen von Gegenständen aller Art (Galvanoplastik). Soll z. B. ein Holzschnitt zum Buchdruck benutzt werden, so drückt man ihn zunächst in erwärmter Guttapercha oder einer leicht schmelzbaren Metalllegierung ab, und die so entstandene Form macht man zur Kathode eines durch Kupfervitriollösung geleiteten Stromes; die Anode besteht aus Kupfer und verliert so viel Metall, als auf der Kathode niedergeschlagen wird. Guttapercha- und Gipsformen reibt man, um sie leitend zu machen, mit Graphitstaub ein. — Große Mengen von Kupfervitriol verwendet man auch zur Färberei, zur Darstellung anderer Kupferverbindungen und zum Beizen der für die Aussaat bestimmten Weizenkörner als Schutz gegen Pilzsporen.

Versuch 2. Lege einen eisernen Nagel oder ein Stück Zink in eine Kupfer-sulfatlösung. Nach kurzer Zeit beginnt die Lösung sich blässer zu färben, und es scheidet sich metallisches Kupfer auf dem Nagel ab, während eine ent-

sprechende Menge Eisen, resp. Zink in Lösung geht. Das Kupferion hat seine Ladung an das Eisen bzw. Zink abgegeben.

Versuch 3. Verseze etwas Kupfervitriollösung mit Natronlauge. Es scheidet sich hellblaues **Kupferhydroxyd**, $\text{Cu}(\text{OH})_2$, ab. Beim Erwärmen zerfällt der Niederschlag in Wasser und schwarzes **Kupferoxyd**, CuO . Dieses wird durch organische Verbindungen leicht zu Metall reduziert und findet deshalb Verwendung in der Elementaranalyse.

Versuch 4. Fülle das Kupferhydroxyd mittels wenig Ammoniak. Füge darauf mehr Ammoniak hinzu. Kupferhydroxyd löst sich in Ammoniak mit tiefblauer Farbe.

Versuch 5. Wirf etwas Zellulose (Watte oder Filtrierpapier) in die blaue Lösung. Nach einiger Zeit hat sie sich gelöst.

Versuch 6. Füge Soda zu der Kupferlösung. Es entsteht blaugrünes basisches Karbonat, $\text{CuCO}_3 \cdot \text{Cu}(\text{OH})_2 + \text{H}_2\text{O}$.

Die gleiche Zusammensetzung besitzt der auf Kupfer an feuchter Luft entstehende edle Grünspan (Patina). Die beiden natürlich vorkommenden basischen Karbonate, der Malachit, $\text{CuCO}_3 \cdot \text{Cu}(\text{OH})_2$, und die Kupferlasur, $2 \text{CuCO}_3 \cdot \text{Cu}(\text{OH})_2$, finden außer zur Kupfergewinnung auch als Malerfarben Verwendung, ersterer als Mineralgrün und letztere als Bergblau. Die im Ural häufigen großen Malachitstücke werden zu Kunstgegenständen verarbeitet.

Versuch 7. Schwefelwasserstoff oder Schwefelammonium gibt mit Kupfer-
salzlösung schwarzes **Schwefelkupfer**, CuS , das in verdünnter Salzsäure unlöslich ist. Es bildet sich auch beim Zusammenschmelzen der Elemente im Reagenzrohr.

Versuch 8. Löse **Kupferchlorid**, CuCl_2 , in Alkohol und entzünde die Lösung in einer flachen Porzellanschale. Sie brennt mit grüner Flamme.

Eine konzentrierte Lösung von Kupferchlorid in Wasser ist grün, eine verdünnte blau. Das wasserfreie Salz ist gelbbraun.

Kupfernitrat, $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$, entsteht beim Lösen von Kupfer oder Kupferoxyd in Salpetersäure und bildet beim Eindampfen blaue Kristalle mit 3 Mol. Wasser.

Kupferacetat oder Grünspan bildet sich durch Einwirkung der Essigsäure auf Kupfer bei Luftzutritt als basisches Salz, welches beim Kristallisieren aus verdünnter Essigsäure in das neutrale Salz $\text{Cu}(\text{C}_2\text{H}_3\text{O}_2)_2 + \text{H}_2\text{O}$ übergeht. Beide Verbindungen sind stark giftige, grüne Malerfarben. — Andere schöne Kupferfarben sind das Scheele'sche Grün oder Kupferarsenit, CuHAsO_3 , und namentlich das feurige Schweinfurter Grün, ein Doppelsalz des Acetats mit dem Arsenit.

Die **Cuproverbindungen** sind sämtlich in Wasser unlöslich.

Nachweis. Alle Kupferlösungen geben mit Schwefelwasserstoff einen braunschwarzen, in Salzsäure unlöslichen Niederschlag und mit Alkalilauge hellblaues Hydroxyd, welches Ammoniak tiefblau färbt und sich beim Erwärmen schwärzt. Durch Eisen und Zink werden sie metallisch

gefällt, die Boraxperle wird durch Cuprerverbindungen blaugrün und durch Cuproverbindungen rot gefärbt.

Übersicht über die Cuprerverbindungen.

Name	Farbe	Bemerkungen
CuO	schwarz	Elementaranalyse.
Cu(OH) ₂	hellblau	Löslich in NH ₃ (Zellulose).
CuCl ₂	grün	Farbenänderung.
CuS	schwarz	
Cu(NO ₃) ₂	blau	NO
CuCO ₃ · Cu(OH) ₂	blaugrün	Patina, Lasur, Malachit (Farbe).
CuSO ₄	blau	Galvanoplastik, Färberei.
Cu-Acetat	grün	Grünspan.

III. II

Wiederholungstabelle für Kupfer, Cu = 63,6.

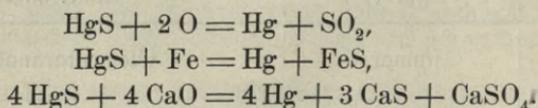
- 1) Vorkommen: Gediegen, Rottkupfererz, Malachit, Kupferlasur, Kupferglanz, Kupferkies, Buntkupfererz.
- 2) Gewinnung: Kohlen säure- und Sauerstoff erze, Schwefel erze, Röstten, Aufschmelzen, Rohstein, Konzentrationsstein, Schwarzkupfer, Garkupfer.
- 3) Eigenschaften des Kupfers.
- 4) Verwendung: Geräte, Draht.
- 5) Legierungen: Messing, Bronze, Neufilber.
- 6) Verbindungen: Cupri- und Cuproreihe.
- 7) Nachweis: Sulfid, blaue Hydroxydlösung in Ammoniak, metallische Aufschcheidung durch Fe oder Zn.

Quecksilber (Hydrargyrum). Hg = 200.

Vorkommen. Das Quecksilber kommt gediegen in kleinen Tropfen in Gesteinsmassen eingeprengt vor; viel häufiger ist es als **Zinnober**, HgS, in roten hexagonalen Kristallen oder weniger rein in rotgrauen,

erdigen Massen. Fundstellen für Zinnober und gediegenes Quecksilber sind Moschellandsberg in der Pfalz, Idria in Krain, Almaden in Spanien, ferner Kalifornien, Mexiko und China.

Gewinnung. Um das Metall zu gewinnen, röstet man den Zinnober in Schachtöfen oder erhitzt ihn mit Eisen oder Kalk in Retorten:



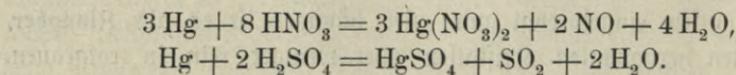
Das dampfförmig entweichende Quecksilber wird verdichtet und darauf gereinigt, indem man es durch Leder preßt.

Eigenschaften. Quecksilber ist das einzige bei gewöhnlicher Temperatur flüssige Metall, es hat silberweiße Farbe und starken Metallglanz. Bei $-39,4^\circ$ gefriert es zu einer hämmerbaren, oktaedrisch kristallisierenden Masse, es verdunstet schon bei Zimmertemperatur merklich und siedet bei 358° . $G = 13,595$. Quecksilber ist sehr giftig, besonders in Dampfform. Es oxydiert sich erst bei andauernder Erhitzung. In Salzsäure und kalter Schwefelsäure ist es unlöslich, aber in Salpetersäure und heißer, konzentrierter Schwefelsäure leicht löslich. Nur unreines Quecksilber beneßt Glas und Porzellan und fließt in länglichen statt in runden Tropfen. Mit den meisten anderen Metallen legiert sich das Quecksilber zu *Amalgamen*. Reibt man Natrium mit Quecksilber zusammen, so entsteht *Natriumamalgam* unter Zischen und Feuererscheinung.

Benutzung. Man benützt das Quecksilber zu Thermometern, Barometern und anderen Instrumenten, als Sperrflüssigkeit und zum Lösen von Silber und Gold. Die Belegung der Quecksilberpiegel, die heute immer mehr durch Silberpiegel verdrängt werden, besteht aus 25% Quecksilber und 75% Zinn.

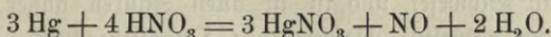
Verbindungen. Quecksilber tritt zwei- oder einwertig auf; demnach haben wir wie beim Kupfer zwei Verbindungsreihen zu unterscheiden, die Mercuri- und die Mercurverbindungen. Alle löslichen Quecksilberverbindungen sind heftige Gifte.

Mercurinitrat, $\text{Hg}(\text{NO}_3)_2$, erhält man durch Erhitzen von Quecksilber in überschüssiger konzentrierter Salpetersäure. **Mercurisulfat**, HgSO_4 , entsteht beim Lösen des Metalls in reichlich vorhandener, heißer, konzentrierter Schwefelsäure:



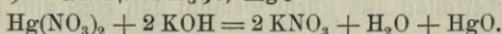
Die beiden weißen Verbindungen zerfallen bei Berührung mit viel Wasser in gelbe, schwerlösliche basische Salze und freie Säure.

Ist bei der Bildung eines Quecksilbersalzes das Metall im Überschuß vorhanden, so entsteht ein Mercurosalz. So erhalten wir eine Lösung von **Mercuronitrat**, HgNO_3 , durch gelindes Erwärmen von überschüssigem Quecksilber mit verdünnter Salpetersäure:



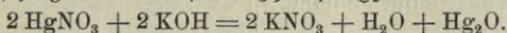
Das Salz bildet sich auch beim Aufbewahren einer Lösung von Mercurinitrat mit metallischem Quecksilber. Umgekehrt wird es bei Abwesenheit von Quecksilber leicht zu Mercurinitrat oxydiert. Das schwerlösliche **Mercurosulfat**, Hg_2SO_4 , wird zur Herstellung galvanischer Normal-elemente verwendet.

Veruch 1. Gib etwas Alkalilösung zu Mercurisalzlösung, es entsteht gelbes, amorphes **Quecksilberoxyd**, HgO :



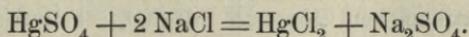
Erhitzen wir Quecksilbernitrat schwach, oder oxydieren wir das Metall durch andauerndes Erhitzen auf etwa 300° an der Luft, so erhalten wir das Quecksilberoxyd als rotes, kristallinisches Pulver. Bei starker Erhitzung zerfällt das HgO in Metall und Sauerstoff (Sauerstoffdarstellung!). Quecksilberhydroxyd und -hydroxydul sind nicht bekannt.

Veruch 2. Füge Alkalilösung zu Mercurosalzlösung, es entsteht ein schwarzer Niederschlag von **Quecksilberoxydul**, Hg_2O :



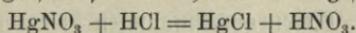
Veruch 3. Gieße etwas Salzsäure zu Mercurisalzlösung; es bildet sich kein Niederschlag, da das **Quecksilberchlorid** oder **Sublimat**, HgCl_2 , das entstehen müßte, leicht löslich ist.

Durch Sublimation von Mercurisalzlösung mit Kochsalz wird das Sublimat als weiße, kristallinische Masse gewonnen.



Es entsteht auch beim Lösen von Quecksilber in Königswasser und von Quecksilberoxyd in Salzsäure. Aus wäßriger Lösung kristallisiert es in langen, weißen rhombischen Prismen. Es ist sehr giftig und wird als stärkstes Desinfektionsmittel bei Operationen und zum Konservieren von anatomischen Präparaten, Eisenbahnschwellen usw. häufig benutzt.

Veruch 4. Aus Mercurosalzlösung fällt Salzsäure weißes **Quecksilberchlorür** oder **Kalomel**, HgCl , aus, das durch Ammoniak geschwärzt wird (vgl. AgCl):



Das feine, weiße Kalomel dient seit langer Zeit als Heilmittel gegen Brechdurchfall, Cholera usw. — Alle Mercurosalze sind viel weniger giftig

als die entsprechenden Mercuriverbindungen, weil sie durch die Salzsäure des Magensaftes in fast unlösliches Kalomel umgewandelt werden.

Versuch 5. Leite Schwefelwasserstoff in Mercurilösung, es bildet sich schwarzes **Quecksilbersulfid**, HgS (beachte den Farbenübergang von weiß über gelb und rot nach schwarz).

Schwarzes Quecksilbersulfid entsteht auch durch Zusammenreiben von Quecksilber und Schwefel und ist in allen Säuren außer Königswasser unlöslich. Das natürlich vorkommende Quecksilbersulfid, der **Zinnober**, ist rot. Es läßt sich aber auch das schwarze Quecksilbersulfid durch Sublimation bei Luftabschluß in die beständigere, rote Modifikation überführen. Dieses künstliche, rote Quecksilbersulfid ist eine geschätzte, aber wenig lichtbeständige Malerfarbe, während der natürliche Zinnober fast nur zur Quecksilbergewinnung dient.

Versuch 6. Leite Schwefelwasserstoff in eine Mercuriolösung, es entsteht ein schwarzer Niederschlag aus einem Gemisch von HgS und Hg.

Übersicht über die Quecksilberverbindungen.

Mercurireihe:		Mercuroreihe:	
Verbindung	Bemerkungen	Verbindung	Bemerkungen
HgO	gelb und rot, Sauerstoffgewinnung.	Hg ₂ O	unbeständig.
HgCl ₂	Sublimat. †	HgCl	Kalomel; unlöslich.
HgS	schwarz, rot, Zinnober.		
Hg(NO ₃) ₂	Überschuß von Säure.	HgNO ₃	Überschuß von Metall.
HgSO ₄	Überschuß von Säure.	Hg ₂ SO ₄	Normalelement.

Alle löslichen Hg-Verbindungen sind sehr giftig.

Nachweis. Alle Quecksilberlösungen werden durch Schwefelwasserstoff schwarz gefällt, Kupfer schlägt aus ihnen weißes, in der Hitze flüchtiges Metall nieder. Die Mercuroverbindungen werden durch Alkalilaugen schwarz und durch Salzsäure weiß gefällt, die Mercuriverbindungen dagegen durch Alkalilaugen gelb und durch Salzsäure gar nicht. Die

trockenen Quecksilbersalze geben beim Erhitzen mit Soda im Glasröhrchen einen aus kleinen Tropfen bestehenden Quecksilberspiegel.

Aufgaben. 1) Kalomeldampf ist 8,177mal schwerer als Luft. Wievielmals ist er schwerer als Wasserstoff? Welches Molekulargewicht ergibt sich daraus? Welcher Formel entspricht dasselbe?

2) Das Molekulargewicht des Quecksilbers ist 200. Wievielmals ist demnach der Quecksilberdampf schwerer a) als Wasserstoff, b) als Luft?

3) Wieviel Mercurisulfat ist zur Darstellung von 50 g Sublimat erforderlich? Wieviel Quecksilber und Schwefelsäure verbraucht man bei der Gewinnung des Mercurisulfats?

Ia. II

Wiederholungstabelle für Quecksilber, Hg = 200.

- 1) Vorkommen: gediegen, Zinnober.
- 2) Gewinnung: aus Zinnober, Rösten, Erhitzen mit Eisen oder Kalk.
- 3) Eigenschaften: flüchtig, giftig, Säurelöslichkeit, Amalgame.
- 4) Verwendung: Thermometer, Barometer, Spiegel, Goldgewinnung.
- 5) Verbindungen: Mercurio- und Mercurireihe (Cl, OH, S').
- 6) Nachweis: HgS, Hg-Niederschlag durch Cu.

Blei (Plumbum). Pb = 207.

Vorkommen. Das wichtigste Bleierz ist der **Bleiglanz**, PbS, welcher an vielen Stellen Deutschlands, z. B. im Harz, häufig ist und in besonders großen Mengen in Spanien und den Vereinigten Staaten auftritt. Dieses Mineral ist regulär und zeigt gewöhnlich Würfel und Oktaeder in Kombination (Fig. 42). Die Kristalle sind bleigrau und besitzen meist lebhaften Metallglanz. $G = 7,5$. $H = 2,5$. Weniger häufige Bleierze sind der Cerussit, $PbCO_3$ (Weißbleierz), und der Anglesit, $PbSO_4$ (Vitriolbleierz).

Gewinnung. Die Gewinnung erfolgt fast nur aus Bleiglanz. Bei der **Röstreduktionsarbeit** röstet man dieses Mineral im Flammofen, um es möglichst vollständig in Bleioxyd überzuführen; das geröstete und zerkleinerte Erz wird mit geeigneten Zuschlägen im **Bleihochofen** (Fig. 43) mit Koks geschmolzen und so zu Metall reduziert:

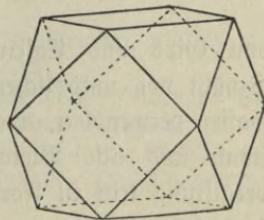
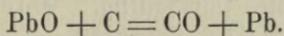
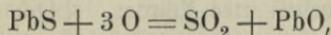
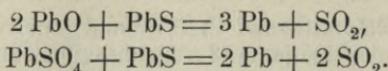


Fig. 42.

Sehr reiner Bleiglanz wird der **Röstreaktionsarbeit** unterworfen, indem man ihn bei niedriger Temperatur langsam röstet, wodurch ein Gemenge von Bleioxyd, Bleisulfat und unzersehtem Bleiglanz entsteht; diese drei Stoffe

läßt man alsdann bei Luftabschluß und stark erhöhter Temperatur aufeinander reagieren:



Bei der Niederschlagsarbeit wird das Blei durch Eisen oder eisenhaltige Schlacke ausgefällt:

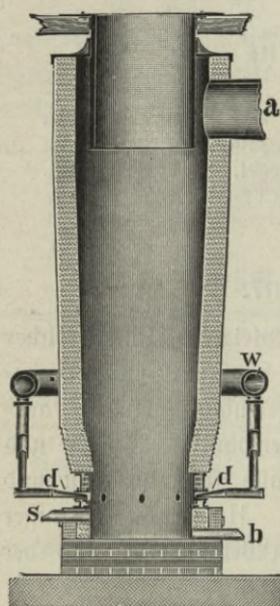
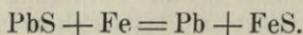


Fig. 43. Bleihochofen.
w Windleitung. a Düsen des
Gebläses. s Schlackenstich.
b Bleistich. a Abzug d. Sichtgase.

Das aus den Erzen gewonnene rohe Blei wird Werkblei genannt, es enthält etwas Silber und wird deshalb zunächst von diesem getrennt (vgl. Silbergewinnung).

Eigenschaften. Blei ist auf frischer Fläche bläulichgrau und stark glänzend, überzieht sich aber an der Luft mit einer dünnen, dunkelgrauen Oxydschicht. Es ist so weich, daß es zerschnitten werden kann und auf Papier abfärbt; es besitzt große Dehnbarkeit, aber wenig Festigkeit, so daß ein Bleidraht schon bei geringer Belastung reißt. $G = 11,4$. Schmelzpt. 330° . Salzfäure und verdünnte Schwefelsäure greifen das Blei kaum an, warme Salpetersäure löst es leicht zu Bleinitrat. Organische Säuren, z. B. Essigsäure, lösen das Metall unter Mitwirkung des Luftsaurestoffs. Reines Wasser verwandelt das Blei bei Luftzutritt an der Oberfläche in lösliches Bleihydroxyd, dagegen überzieht sich das Metall in gewöhnlichem Quell- und Flußwasser, welches Spuren

von Gips und Calciumcarbonat enthält, sogleich mit einer schützenden Schicht von unlöslichen Bleisalzen; deshalb sind Bleiröhren für Trinkwasser verwendbar, aber nicht für destilliertes Wasser. Bleidampf, Bleistaub und alle Bleiverbindungen sind stark giftig. Chronische Bleivergiftung tritt in Form von Darmkrämpfen auf, welche man als Bleikolik bezeichnet.

Verwendung. Das Blei dient zur Bedachung, zu Bleikammern, Siedepfannen und Akkumulatoren, zur Umhüllung elektrischer Kabel, zu Röhren für Wasser und Gas, zu Geschossen und zur Darstellung vieler

Bleisalze und -legierungen. Zu letzteren gehören das Letternmetall (Blei mit Antimon und etwas Zinn) und das Schnellot (gleiche Teile Blei und Zinn).

Um Bleischrot zu erhalten, mischt man geschmolzenes Blei mit $\frac{1}{4}\%$ Arsen, gießt es durch ein eisernes Sieb und läßt die entstehenden Tropfen in einem hohen Turme auf Wasser herabfallen; die hierbei erstarrenden Körner werden durch Sortiersiebe der Größe nach geschieden und in rotierenden Trommeln mit Graphit poliert.

Verbindungen. In seinen Verbindungen ist Blei zwei- oder vierwertig.

Bleioxyd, PbO , erhält man beim Erhitzen des Metalls über seinen Schmelzpunkt. Es wird als „Bleiglätte“ zum Glasieren von Tonwaren, zu Bleiglas, Firnis usw. benutzt, ist in verdünnter Salpetersäure und in Essigsäure löslich und kann durch Kohle leicht zu Metall reduziert werden.

Mennige, Pb_3O_4 , entsteht als scharlachrotes, kristallinisches Pulver durch andauerndes Erhitzen des Bleioxydes an der Luft auf $3-400^\circ$. Sie findet als Deckfarbe für Eisen vielfach Verwendung. Behandelt man sie mit verdünnter Salpetersäure, so entsteht neben gelöstem Bleinitrat unlösliches braunes **Bleisuperoxyd**, PbO_2 , welches häufig als Oxydationsmittel, z. B. bei der Herstellung von Zündhölzern, benutzt wird. Auf der abwechselnden Zersetzung und Neubildung des Bleisuperoxydes beruht die Wirksamkeit der Akkumulatoren. — Bleisuperoxyd kann als Anhydrid der hypothetischen Bleisäure, H_4PbO_4 , angesehen werden. Das Calciumsalz, Ca_2PbO_4 , dieser Säure entsteht beim Erhitzen von Bleioxyd und Kalk an der Luft; als ihr Bleisalz, Pb_2PbO_4 , kann man die Mennige betrachten.

Bleinitrat, $Pb(NO_3)_2$, erhält man durch Auflösung von Blei oder Bleioxyd in verdünnter, warmer Salpetersäure.

Versetzen wir Bleinitratlösung:

Versuch 1. mit Salzsäure, so entsteht weißes, kristallinisches **Bleichlorid**, $PbCl_2$, welches in kaltem Wasser schwer, in heißem viel leichter löslich ist;

Versuch 2. mit Schwefelsäure, so bildet sich weißes, schweres, in Wasser unlösliches **Bleisulfat**, $PbSO_4$;

Versuch 3. mit Kaliumchromat, so fällt gelbes **Bleichromat**, $PbCrO_4$, aus, welches als **Chromgelb** in der Malerei benutzt wird;

Versuch 4. mit Kali- oder Natronlauge, so wird weißes, flockiges **Bleihydroxyd**, $Pb(OH)_2$, ausgefällt, welches in Wasser etwas löslich ist und mit überschüssigen Alkalien leichtlösliche, salzartige Verbindungen, $Pb(OK)_2$ und $Pb(ONa)_2$, bildet, ähnlich wie Aluminium- und Zinkhydroxyd. Das Bleihydroxyd zerfällt bei 145° in Wasser und Bleioxyd;

Versuch 5. mit Schwefelwasserstoff, so scheidet sich schwarzes **Schwefelblei**, PbS , ab. Diese Reaktion ist so empfindlich, daß mit Bleilösung getränktes Papier das empfindlichste Reagens auf Schwefelwasserstoff bildet;

Versuch 6. mit Ammoniumcarbonat, dann entsteht weißes, unlösliches **Bleicarbonat**, $PbCO_3$, eine als **Bleweiß** bekannte Malerfarbe.

Durch Auflösen von Blei oder Bleiglätte in verdünnter Essigsäure entsteht essigsaures Blei, **Bleiacetat** oder Bleizucker. Dasselbe wird in der Färberei und Zeugdruckerei sowie zur Bereitung von Firnis und Öl-farben sehr viel benutzt. Die wäßrige Lösung von Bleiazetat trübt sich leicht an der Luft unter Aufnahme von Kohlendioxyd, sie vermag über-schüssiges Bleioxyd zu basischem Bleiacetat, $\text{CH}_3\text{COO} \cdot \text{Pb} \cdot \text{OH}$, zu lösen. Eine Lösung der letztgenannten Verbindung heißt Bleieffig und dient als Heilmittel und als Reagens; in starker Verdünnung bildet sie das gegen Entzündungen wirksame Bleiwasser.

Nachweis. Die bei den Versuchen 1—6 entstehenden Niederschläge können zum Nachweis des Bleions dienen. Außerdem scheidet Zink das Blei aus seinen Lösungen in metallisch glänzenden Blättchen ab (Blei-baum), und auf Kohle vor dem Lötrohr geben Bleiverbindungen mit Soda ein dehnbares Metallkorn und einen gelben Beschlag.

Übersicht über die Bleiverbindungen.

Verbindung	Farbe	Bemerkungen
PbO	rötlichgelb	Bleiglätte, Glasierung, Firnis.
Pb_3O_4	scharlachrot	Deckfarbe.
PbO_2	braun	Zündhölzer.
Pb(OH)_2	weiß	etwas löslich.
PbCl_2	weiß	schwerlöslich.
PbS	schwarz	Erkennung von H_2S ?
PbCO_3	weiß	Bleiweiß.
PbSO_4	weiß	schwerlöslich.
Pb-Acetat	weiß	Bleizucker, Färberei, Firnis. Basisch: Bleieffig, Bleiwasser.

Blei-Thalliumgruppe: Dem Blei sehr ähnlich ist das 1861 von Crookes entdeckte **Thallium**, $Tl = 204$, das daher häufig mit dem Blei zu einer besonderen Gruppe zusammengefaßt wird.

IIa, IV
Wiederholungstabelle für Blei, $Pb = 207$.

- 1) Vorkommen: Bleiglanz, Cerussit, Anglesit.
- 2) Verhüttung: Röstverfahren und Niederschlagsverfahren.
- 3) Eigenschaften des Pb: Löslichkeit, gewöhnliches und destilliertes Wasser.
- 4) Verwendung: Bleirohre, Bleiplatten, Bleibleche, Geschosse, Bleisäure, Letternmetall, Schnellot.
- 5) Verbindungen.
- 6) Nachweis: Chromat, Chlorid, Bleibaum.
- 7) Blei-Thalliumgruppe.

Silber (Argentum). $Ag = 108$.

Vorkommen. Das Silber kommt in der Natur gediegen vor in Form von kleinen Würfeln und Achteckflächern, zumeist aber haar-, draht- oder baumsförmig (Fig. 44), z. B. bei Andreasberg und Freiberg. Bei Kongsberg (Norwegen), in Südperu und in Nevada (Vereinigte Staaten) sind einzelne 5 bis 8 Zentner schwere Stücke gefunden worden.



Fig. 44.

Die wichtigsten Silbererze sind Silberglanz, dunkles und liches Rotgültigerz und Fahlerz. Der **Silberglanz**, Ag_2S , bildet kleine, dunkel bleigraue Kristalle. Das **dunkle Rotgültigerz**, Ag_3SbS_3 , ist karmesinrot bis dunkel bleigrau, das nicht so häufige **lichte Rotgültigerz**, Ag_3AsS_3 , ist etwas heller und weniger undurchsichtig. Das **Fahlerz** besitzt eine mannigfache und schwankende chemische Zusammensetzung, denn in ihm sind Schwefel, Arsen und Antimon mit Silber, Kupfer, Zink, Eisen und Quecksilber in wechselnden Verhältnissen verbunden.

Für die Silbergewinnung ist es sehr wichtig, daß der **Bleiglanz** regelmäßig einen Silbergehalt von 0,02 bis 3,5% aufweist, und daß auch Kupferkies, Schwefelkies und Zinkblende häufig silberhaltig sind.

Gewinnung. Um das Metall zu gewinnen, bringt man das Silber der Erze zuerst in Lösung oder führt es in Amalgam über. Aus der Lösung wird dann das Silber durch metallisches Kupfer abgeschieden, während man es aus dem Amalgam durch Destillation gewinnt.

Aus silberhaltigem Bleiglanz erhält man das Silber, indem man die zunächst gewonnene, silberarme Legierung, das **Werkblei**, langsam erkalten läßt (Pattinsonsches Verfahren), wobei sich reines Blei abscheidet.

Die übrigbleibende silberreichere Legierung bringt man auf den Treibherd (Fig. 45). Hier wird das Blei in Bleioxyd verwandelt, welches abfließt. Das zurückbleibende Silber wird sichtbar (Silberblick), sobald der letzte Überzug von verdeckendem Bleioxyd verschwunden ist.

Im Jahre 1909 betrug die Silbergewinnung:

in Mexiko	2300 Tonnen,
„ den Vereinigten Staaten	1702 „
„ Australien	509 „
„ Deutschland	166 „

Eigenschaften. Silber ist ein glänzendes Metall von schöner, weißer Farbe, welches sich an trockner oder feuchter Luft weder in der Kälte noch in der Hitze oxydiert und sich dadurch unter den verschiedensten Umständen als Edelmetall bewährt. Es ist der beste Leiter für Wärme und Elektrizität und so dehnbar, daß man 1 g Silber zu einem Draht von 2 km Länge ausziehen kann. $G = 10,5$. Silber schmilzt bei 945° und ist in größerer Hitze flüchtig; geschmolzen absorbiert es erhebliche Mengen Sauerstoff und gibt sie beim Erstarren unter Geräusch wieder ab (Spratzen).

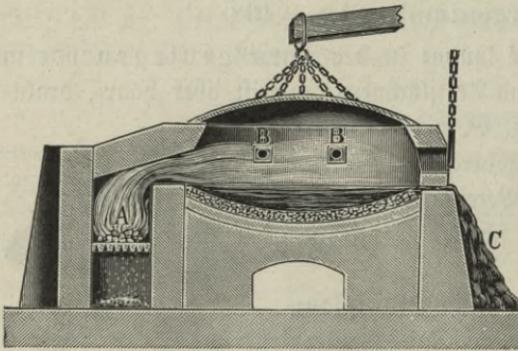
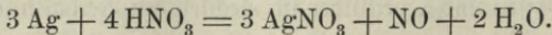


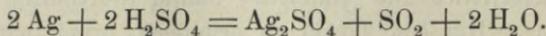
Fig. 45. Treibherd.

A Feuerung, B Luftzufuhr, C abfließendes Bleioxyd.

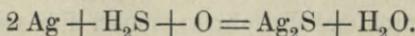
Das Silber ist einwertig. Verdünnte Säuren greifen es nicht an mit Ausnahme der Salpetersäure, welche das Metall leicht zu Silbernitrat löst unter Entwicklung von Stickstoffoxyd:



Konzentrierte, siedende Schwefelsäure löst es zu Silberjulfat, indem Schwefeldioxyd entweicht:



Gegen Basen ist das Silber sehr widerstandsfähig, selbst von schmelzendem Kalium- und Natriumhydroxyd werden silberne Tiegel kaum angegriffen. Dagegen ist es empfindlich gegen Schwefelwasserstoff und organische Schwefelverbindungen (z. B. Eiweiß), von denen es zumal in Gegenwart von Sauerstoff leicht geschwärzt wird:



Verwendung. Für den Gebrauch zu Schmucksachen, Geräten und Münzen legiert man das Silber mit Kupfer, um es härter zu machen. Man berechnet den Feingehalt einer Silberlegierung nach Tausendteilen. Die neueren Gebrauchsgegenstände haben meist einen Feingehalt von 800 Tausendteilen aufzuweisen. Die deutschen Silbermünzen besitzen 900 Tausendteile Feingehalt, und zwar wird ein Pfund feines Silber auf 100 Einmarkstücke (20 Fünfstücke usw.) verteilt, während man nach dem alten Münzfuße nur 30 Taler daraus prägte. Früher hatte ein Pfund feines Silber tatsächlich den Wert von 30 Talern, aber durch die gesteigerte Produktion der letzten Jahrzehnte ist sein Preis auf etwa 40 Mark gesunken.

Silbernitrat, AgNO_3 , welches durch Auflösung von Silber in Salpetersäure gewonnen wird, ist das wichtigste der löslichen Silbersalze. Geschmolzen und in Stangenform gegossen, wird es unter dem Namen **Söllenstein** in der Heilkunde als Arzneimittel verwendet. Es wirkt giftig und schwärzt die Haut, indem es zu Silber reduziert wird. Man benutzt es ferner zum Nachweis der Chlorverbindungen und zum Zeichnen der Wäsche, namentlich aber zur Darstellung lichtempfindlicher Verbindungen für die Photographie.

Versuch 1. Übergießt man Kupferdrehspäne mit Silbernitratlösung, so bildet sich auf dem Kupfer ein weißer Überzug von Silber. Ebenso können wir aus jeder löslichen Silberverbindung das Metall (Zement Silber) durch Kupfer, Zink oder Eisen ausfällen.

Versuch 2. In einer Probierröhre wird Silbernitratlösung mit Natronlauge und Ammoniak erhitzt, nachdem noch eine Lösung von Milchzucker hinzugefügt ist. Letztere reduziert die Silberlösung zu glänzendem Metall, welches als spiegelnde Schicht dem Glase anhaftet.

In ähnlicher Weise stellt man die **Silber Spiegel** her, welche die bislang gebräuchlichen Zinnamalgalmspiegel immer mehr verdrängen. Man übergießt eine geschliffene und gereinigte Glasplatte mit der aus Silbernitrat, Alkalien und einem Reduktionsmittel bereiteten Versilberungsflüssigkeit und erhält, ohne zu erwärmen, eine spiegelnde Silberschicht, welche alsdann getrocknet und mit einer schützenden Firnissschicht überzogen wird.

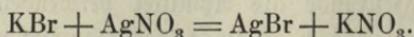
Versuch 3. Fügt man Kali- oder Natronlauge zu einer Lösung von Silbernitrat, so entsteht nicht das zu erwartende Hydroxyd, sondern dessen Anhydrid, das **Silberoxyd**, Ag_2O . Dieses ist ein braunes Pulver, welches bei 250° in Silber und Sauerstoff zerfällt und im Wasserstoffstrom schon bei 100° reduziert wird. In Wasser ist es wenig löslich, verursacht dort aber eine deutliche basische Reaktion.

Versuch 4. **Schwefel Silber**, Ag_2S , bildet sich als schwarzbrauner Niederschlag, sobald man eine Silberlösung mit Schwefelwasserstoff oder Schwefelammonium zusammenbringt. Ein brauner Fleck von Schwefel Silber entsteht bei der Berührung von Schwefelnatrium mit angefeuchtetem Silber; darauf beruht der analytische Nachweis des Schwefels in seinen Verbindungen (Schmelzen mit Soda und Kohle, Anfeuchten der Schmelze auf Silberblech, Heparreaktion).

Versuch 5. Chlor Silber, AgCl , erhalten wir aus jeder Silberlösung durch Salzsäure oder Kochsalz als weißen, der geronnenen Milch ähnlichen Niederschlag. Es ist in verdünnten Säuren unlöslich, löst sich aber in konzentrierter Kochsalzlösung, in Ammoniak und in Natriumthiosulfat. Im Licht färbt es sich unter Zersetzung dunkel.

Man verwendet das Chlor Silber zum Kopieren der photographischen Negativbilder, wobei das Chlor durch die organischen Stoffe des Papierees gebunden wird; dagegen gelangt es bei der ersten photographischen Aufnahme nicht zur Verwendung.

Brom Silber, AgBr , entsteht als gelblichweißer, sehr feiner Niederschlag, sobald wir die Lösung eines Bromsalzes mit Silbernitratlösung zusammenbringen:



Es löst sich in Ammoniak viel schwerer als Chlor Silber, aber ziemlich leicht in Natriumthiosulfatlösung. Wegen seiner großen Lichtempfindlichkeit wird es bei photographischen Aufnahmen vorwiegend verwendet. Man mischt die Lösungen von Gelatine und Bromkalium und fügt bei gedämpftem, rotem Licht eine Silbernitratlösung hinzu. Nachdem das so gebildete, fein verteilte Brom Silber durch Erwärmung des Gemisches eine Vergrößerung seines Kornes erfahren und dadurch an Lichtempfindlichkeit gewonnen hat, wird die Masse zum Überziehen von Glasplatten benutzt. Derartige Brom Silber gelatineplatten (Trockenplatten) können so lichtempfindlich erhalten werden, daß sich ihre Belichtungsdauer bei Momentaufnahmen auf weniger als $\frac{1}{1000}$ Sekunde reduzieren läßt. Bei der photographischen Aufnahme spaltet das Brom Silber je nach dem Grade der Belichtung eine größere oder geringere Menge Brom ab unter Bildung einer bromärmeren Silberverbindung. Letztere geht erst beim „Entwickeln“, d. h. beim Übergießen der Platte mit einer reduzierenden Flüssigkeit in schwarzes Silber über und bringt dadurch das dunkle Negativbild hervor. Um dieses zu „fixieren“, muß man den nicht zerlegten Rest von Brom Silber durch Auflösen in Natriumthiosulfatlösung (Fixiernatron) entfernen.

Das gelbe **Jod Silber**, AgJ , ist weniger lichtempfindlich und weniger leicht löslich als Brom Silber und wird deshalb in der Photographie nur noch wenig gebraucht.

Nachweis. Die Silberverbindungen geben mit Soda auf Kohle vor dem Lötrohr ein glänzendes, weißes Metallkorn; ihre Lösungen liefern mit Schwefelwasserstoff schwarzes Schwefel Silber und mit Salzsäure weißes

Chlor Silber, welches in verdünnten Säuren unlöslich, aber in Ammoniak leicht löslich ist.

Silberverbindungen.

Name	Farbe	Bemerkungen
Ag_2O	braun	Leicht zersetzbar.
AgCl	weiß	Kopieren in der Photographie, Nachweis des Cl'.
AgBr	gelblich	Photographie.
AgJ	gelb	Photographie.
Ag_2S	schwarz	Hepar.
AgNO_3	weiß	Höllenstein, Spiegel.

Aufgaben. 1) Wieviel g Silber kann man in 30 g einer 50 prozentigen Salpetersäure auflösen?

2) Wieviel g und wieviel l Sauerstoff entweichen beim Erhitzen von 7 g Silberoxyd?

3) Wieviel g Bromsilber kann man aus 4 g Silbernitrat darstellen? Wieviel Bromkalium ist dazu erforderlich?

Wiederholungstabelle für Silber, $\overset{\text{I}}{\text{Ag}} = 108$.

1) Vorkommen: Gediegen, Silberglanz, liches und dunkles Rotgültigerz, Fahlerz, Bleiglanz.

2) Gewinnung: Aus Lösungen und Amalgamen.

3) Eigenschaften: Edles Metall.

4) Verwendung: Münzen, Schmuckfachen, Geräte.

5) Verbindungen.

6) Nachweis: Chlorid.

Gold (Aurum). $\text{Au} = 197$.

Vorkommen. Das Gold ist trotz seiner Seltenheit das am längsten bekannte und am frühesten benutzte Metall. Es kommt fast nur gediegen in der Natur vor, und zwar hauptsächlich in den Quarzmassen der ältesten Gesteine und den aus ihnen entstandenen Sanden und Geröllen, z. B. in Transvaal, Australien, Kalifornien und Alaska. Auch

die Sande des Rheins, der in den Alpen entspringenden Donaunebenflüsse und der Schwarza enthalten Spuren von Gold, so daß sie vorübergehend zur Gewinnung des Metalls benutzt werden konnten. Gediegenes Gold tritt selten in regulären Kristallen, häufiger in Blechen und unregelmäßigen Körnern auf. Mit Tellur und Silber verbunden, kommt das Gold in Siebenbürgen als Schriftez vor. Schwefelkies, Bleiglanz und Kupferkies enthalten häufig geringe Goldmengen.

Gewinnung. Zur Gewinnung des Goldes werden die goldführenden Quarzmassen auf Mahlgängen zerkleinert und darauf ebenso wie die goldhaltigen Gerölle und Sande geschlämmt in schnell fließendem Wasser, welches die leichten Bestandteile fortführt, aber die schweren Goldkörner zurückläßt. Ist das Gold fein zerteilt, so würde es beim Schlämmen fortgespült werden; deshalb löst man es in diesem Falle in Quecksilber, welches später durch Destillation zurückgewonnen wird. Noch feiner zerteiltes Gold wird durch sehr verdünnte Cyankaliumlösung ausgezogen und durch einen elektrischen Strom wieder gefällt.

Im Jahre 1909 produzierte Afrika	257 000 kg Gold.
" " " " d. nordam. Union	150 000 " "
" " " " Australien	107 000 " "
" " " " Rußland	49 000 " "
" " " " Deutschland	104 " "

Eigenschaften. Gold ist ein gelbes Metall von geringer Härte und sehr lebhaftem Glanze, welcher bei allen Temperaturen, auch in feuchter und in schwefelwasserstoffhaltiger Luft unverändert bleibt. In der Dehnbarkeit übertrifft es alle anderen Metalle, 1 g Gold liefert einen 2,6 km langen Draht; sehr fein ausgehämmerte Goldblättchen lassen das Licht grün durchscheinen. Schmelzp. 1035°, G = 19,3. — In Säuren löst sich das Gold nicht, es hinterbleibt vielmehr als braunes Pulver, wenn man goldhaltige Legierungen mit Salpetersäure oder konzentrierter Schwefelsäure behandelt. In Chlorwasser aber und in allen Flüssigkeiten, die freies Chlor entwickeln, ist es löslich, so namentlich in Königswasser. Mit dem Quecksilber bildet es ein leichtflüssiges Amalgam, so daß Goldsachen bei der Berührung mit Quecksilber und seinen Dämpfen stark beschädigt werden.

Verwendung. Für den Gebrauch zu Münzen und Schmucksachen legiert man das Gold, um es härter zu machen, mit geeigneten Metallen, zumeist mit Kupfer. Früher wurde der Feingehalt einer Goldlegierung in Karaten angegeben (1 Mark feines Gold = 24 Karat), jetzt ist die Angabe nach Tausenden üblich, so daß z. B. die am häufigsten zu Schmucksachen verwendete 14 karätige Legierung nunmehr als 585 teilig bezeichnet wird. Die deutschen Goldmünzen enthalten 900 Tausend Gold und 100 Tausend Kupfer. Seit der in Deutschland 1873 erfolgten Einführung der Goldwährung haben nur

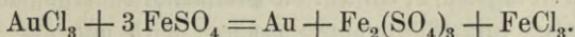
noch die Goldmünzen den vollen Metallwert. Der Preis für 1 kg gemünztes Gold ist gesetzlich zu 2790 Mark festgelegt, so daß also 279 Zehnmarkstücke 1 kg reines Gold enthalten.

Um eine Legierung auf Gold zu prüfen, reibt man sie auf einem Probierstein aus schwarzem Kiefelschiefer und betupft den Strich mit Salpetersäure; diese löst davon um so mehr, je weniger Gold vorhanden ist.

Verbindungen. In seinen Verbindungen tritt das Gold vorwiegend dreiwertig, seltener einwertig auf. Beim Auflösen des Metalls in Königswasser entsteht eine gelbe Flüssigkeit, aus der sich bei vorsichtigem Eindampfen leichtlösliche Kristalle von **Goldchlorwasserstoffsäure**, $\text{HAuCl}_4 + 4\text{H}_2\text{O}$, ausscheiden. Das Natriumsalz derselben, $\text{NaAuCl}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$, wird als „Goldsalz“ beim Photographieren verwendet.

Leicht ist es, das Gold aus seinen Verbindungen zu reduzieren. Beim Benetzen der Haut mit einer Goldlösung erhält man eine festhaftende violette Goldschicht; ebenso erzeugt der Photograph beim „Tonen“ der Silberbilder eine feine, braunviolette Goldschicht durch die Einwirkung des metallischen Silbers auf eine sehr verdünnte Goldlösung.

Nachweis. Um Gold in einer Lösung nachzuweisen, fügt man gelösten Eisenvitriol hinzu, welcher die Goldverbindungen zu braunem Metallpulver reduziert, z. B.:



Vergoldung. Porzellan wird vergoldet, indem man das durch Eisenvitriol ausgefällte Goldpulver aufträgt und durch nachfolgendes Glühen in die Glasur einbrennt; Gegenstände aus Holz, Stein u. dgl. werden mit feinem Blattgold beklebt. Bei den Metallen dagegen gelangt die **Feuervergoldung** und mehr noch die **galvanische Vergoldung** zur Anwendung. Erstere besteht darin, daß man ein Goldamalgam aufstreicht und dann das Quecksilber durch Erhitzen vertreibt; die galvanische Vergoldung wird ausgeführt, indem man ein Goldblech als Anode und den zu vergoldenden Gegenstand als Kathode in einer Lösung von **Kaliumgoldcyanid**, $\text{KAu}(\text{CN})_2$, benützt.

Platin. Pt = 195.

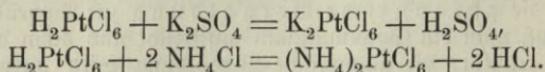
Vorkommen und Gewinnung. Das **Platinerz**, welches im angeschwemmten Sande am Ural, in Brasilien und auf Borneo in kleinen Körnern, seltener in Stücken von 1 bis 8 kg Gewicht gefunden wird, ist eine Legierung von etwa 80% gediegenem Platin mit Palladium, Iridium, Rhodium, Osmium, Ruthenium und Eisen.

Eigenschaften. Das gewöhnliche Platin ist zinnweiß und an der Luft ganz unveränderlich. Es ist schweißbar bei heller Rotglut, schmilzt aber erst bei etwa 1770°. $G = 21,4$. In sehr feiner Verteilung bildet das Metall den grauen, lockeren **Platin schwamm**, welcher aus den meisten

Platinverbindungen beim Erhitzen entsteht, und den nach seiner schwarzen Farbe benannten, pulverförmigen Platinohr, welchen man durch Reduktion einer alkalischen Platinlösung mit organischen Stoffen (z. B. Ameisensäure) erhält. Keine Säuren greifen Platin nicht an, auch Königswasser löst es nur ziemlich langsam. Von Kalium- und Natriumhydroxyd wird es in der Glühhitze angegriffen, und mit leicht reduzierbaren Metallen vermischt es sich zu leicht schmelzenden Legierungen. Namentlich in fein zerteiltem Zustande ist es zu starken katalytischen Wirkungen befähigt. Rotglühendes Platin ist für Wasserstoff leicht durchdringlich, für Sauerstoff und andere Gase nicht.

Verwendung. Wegen seiner Widerstandsfähigkeit gegen chemische Einflüsse und hohe Temperaturen wird Platin in Form von Tiegeln, Schalen, Retorten, Blech und Draht sehr viel im Laboratorium und in der Technik benutzt. Ferner dient es zu Elektroden und zu elektrischen Leitungen durch Glas, z. B. bei Glühlampen. Platinschwamm ist als Katalysator bei der Gewinnung von Schwefeltrioxyd und bei selbsttätigen Gaszündern im Gebrauch.

Verbindungen. Platin tritt vier- oder zweiwertig auf. Beim Lösen des Metalls in Königswasser entsteht die **Platinchlorwasserstoffsäure**, H_2PtCl_6 , welche gewöhnlich kurz Platinchlorid genannt wird und als Reagens auf Kalium- und Ammoniumverbindungen dient, aus deren Lösungen sie gelbe, in Wasser schwer, in Alkohol gar nicht lösliche Niederschläge von **Kalium-** und **Ammoniumplatinchlorid** fällt:



Das grüne Baryumplatincyänür, $BaPt(CN)_4$, zeigt starke Phosphoreszenzercheinungen und dient zur Erkennung der unsichtbaren Röntgen- und Uranstrahlen, da es auch durch diese zum Leuchten angeregt wird.

Dem Platin ähnlich sind das Palladium, Iridium, Rhodium, Osmium und Ruthenium.

Das periodische System der Grundstoffe.

Ein Versuch, die Grundstoffe nach der Größe ihres Atomgewichtes zu ordnen, führte Döbereiner 1829 zur Aufstellung der von ihm als Triaden bezeichneten Gruppen von je drei in ihrem Verhalten ähnlichen Elementen. In diesen ist entweder ein Atomgewicht ziemlich genau das arithmetische Mittel der beiden anderen, oder die drei Atomgewichte sind einander fast gleich. Triaden der ersten Art sind:

Element	Atomgewicht	Differenz	Element	Atomgewicht	Differenz	Element	Atomgewicht	Differenz
Lithium . .	7	16	Calcium . .	40	48	Chlor . . .	35,5	44,5
Natrium . .	23		Strontium	88		Brom . . .	80	
Kalium . .	39	16	Baryum .	137	49	Jod	127	47

Triaden der zweiten Art sind:

Eisen = 56	Ruthenium = 102	Osmium = 191
Nickel = 58,7	Rhodium = 103	Iridium = 193
Kobalt = 59	Palladium = 106	Platin = 195.

Später gelang es Lothar Meyer und Mendelejeff unabhängig voneinander, die sämtlichen Gruppen zu dem natürlichen oder periodischen System der Grundstoffe zu vereinigen. In diesem sind die Elemente nach der Größe ihres Atomgewichtes zu einer einzigen allmählich aufsteigenden Reihe geordnet, in welcher alle Eigenschaften der Grundstoffe von Glied zu Glied in regelmäßiger Weise wechseln und deshalb als eine periodische Funktion des Atomgewichtes erscheinen. Zerlegt man die ganze Reihe in einzelne Perioden und stellt die entsprechenden Abschnitte untereinander, so entsteht die folgende Tabelle, deren senkrechte Spalten die einander ähnlichen Grundstoffe in sich vereinigen.

Periodisches System der Grundstoffe:

H = 1,008.

0.	I.	II.	III.	IV.	V.	VI.	VII.	VIII.		
He 4	Li 7	Be 9	B 11	C 12	N 14	O 16	F 19			
Ne 20	Na 23	Mg 24,4	Al 27	Si 28,4	P 31	S 32	Cl 35,5			
A 40	K 39	Ca 40	Sc 44	Ti 48	V 51	Cr 52	Mn 55	Fe 56	Ni 58,7	Co 59
	Cu 63,6	Zn 65,4	Ga 70	Ge 72,5	As 75	Se 79	Br 80			
Kr 82	Rb 85,4	Sr 88	Y 89	Zr 91	Nb 94	Mo 96		Ru 102	Rh 103	Pd 106
	Ag 108	Cd 112	In 114	Sn 119	Sb 120	Te 128	J 127			
X 128	Cs 133	Ba 137	La 139	Ce 140						
			Yb 173		Ta 183	W 184		Os 191	Ir 193	Pt 195
	Au 197	Hg 200	Tl 204	Pb 207	Bi 209					
		Ra 226		Th 233		U 239				

In der mit 0 bezeichneten Spalte stehen die Gase der Argongruppe, denen wahrscheinlich jede Verbindungsfähigkeit fehlt. Spalte I enthält in erster Linie die einwertigen Alkalimetalle, in zweiter die zum Teil einwertigen Schwermetalle Kupfer, Silber und Gold. Spalte II umfaßt die zweiwertigen Erdalkalimetalle usw. Die Wertigkeit steigt gleichmäßig weiter bis Spalte IV; unter V stehen Grundstoffe, welche drei- und fünfwertig auftreten können; unter VI sind zwei- und sechswertige, unter VII ein- und siebenwertige verzeichnet. Der metallische Charakter ist in Spalte I am schärfsten ausgeprägt und verliert sich allmählich bis Spalte VII, wo die Nichtmetalle stark überwiegen. Spalte VIII enthält drei Döbereiner'sche Triaden, welche sich dem übrigen System nicht vollkommen anpassen.

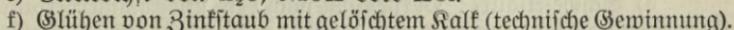
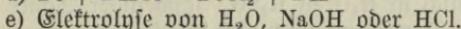
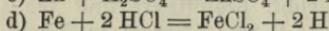
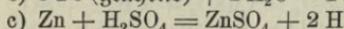
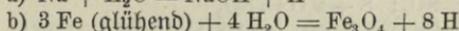
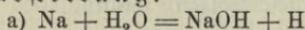
Durch die Aufstellung und allmähliche Bervollkommnung des periodischen Systems ist die bereits von Döbereiner erstrebte natürliche Systematik der anorganischen Chemie wahrscheinlich im wesentlichen erreicht, obgleich nicht zu verkennen ist, daß dieser Anordnung der Grundstoffe auch jetzt noch einige Mängel anhaften.

Wiederholende Übersicht über die Nichtmetalle.

Wasserstoff. $\overset{\text{I}}{\text{H}} = 1.$

1) Vorkommen: In den Vulkangasen und als Bestandteil des Wassers, der Säuren und der meisten organischen Verbindungen.

2) Darstellung:



3) Eigenschaften: Farb-, geruch- und geschmacklos, sehr leicht (14,4 mal so leicht als Luft). $1 \text{ l H} = 0,089947 \text{ g}$ (abgerundet 0,09 g); brennbar mit schwach leuchtender, sehr heißer Flamme. Er unterhält die Verbrennung nicht.

4) Knallgasgebläse. Füllung der Luftschiffe.

5) Vorkommen, Darstellung und Eigenschaften des Wassers, H_2O .

6) Wasserstoffsuperoxyd, H_2O_2 (starkes Oxydationsmittel).

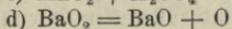
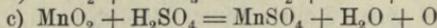
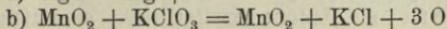
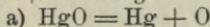
Sauerstoffgruppe.

Hierher gehören Sauerstoff, Schwefel, Selen und Tellur.

Sauerstoff. $\overset{\text{II}}{\text{O}} = 16.$

1) Vorkommen: Luft ($\frac{1}{5}$), Wasser, Gesteine (SiO_2 , CaCO_3 usw.), organische Verbindungen. Verbreitetstes Element.

2) Darstellung:



e) aus flüssiger Luft } technische Darstellungen.

3) **Eigenschaften:** Farb-, geruch- und geschmacklos, wenig schwerer als Luft, nicht brennbar, unterhält und fördert die Verbrennung.

4) **Verbrennungsversuche** in Sauerstoff mit S, P, Fe, Na usw. (Säuren- und Basenbildung).

5) **Ozon, O₃**, bildet sich beim Durchschlagen des elektrischen Funkens durch Luft usw., eigentümlicher Geruch, hohe Reaktionsfähigkeit. Nachweis: Jodkaliumstärkepapier wird gebläut.

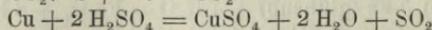
Schwefel. $\overset{\text{II}}{\text{S}} = 32.$

1) **Vorkommen:** Frei in der Nähe der Vulkane, ferner als Sulfid in den Riesen (Schwefelkies), Blenden (Zinkblende) und Glanzen (Bleiglanz); im Gips, $\text{CaSO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$, Schwerpat usw., im Tier- und Pflanzenkörper.

2) **Darstellung:** Durch Ausschmelzen (Meiler, Stangenschwefel, Schwefelblumen).

3) **Eigenschaften:** Gelb, fast geruchlos, geschmacklos, brennbar, schmelzbar (zuerst dünn-, dann dick-, schließlich wieder dünnflüssig), verdampfbar, unlöslich in H_2O , löslich in Schwefelkohlenstoff. Verschiedene Modifikationen: Rhombisch (Verdunstung), monoklin (geschmolzen), amorph.

4) **Schwefeldioxyd, SO₂:** $\text{S} + 2\text{O} = \text{SO}_2$



farbloses, stechend riechendes Gas, bleicht, desinfiziert und reduziert, läßt sich leicht verflüssigen, ist löslich in H_2O zu H_2SO_3 , schwefliger Säure (Sulfite).

5) **Schwefelsäure:** Darstellung nach dem Bleikammerverfahren oder durch Überleiten von SO_2 und Luft über glühenden Platinasbest. — Unlösliche Sulfate: BaSO_4 , PbSO_4 ; schwerlösliche: CaSO_4 , SrSO_4 . — Konzentrierte H_2SO_4 zerstört organische Stoffe, zieht begierig H_2O an (Exsikkator). Sehr starke Säure.

6) **Schwefelwasserstoff:** $\text{FeS} + 2\text{HCl} = \text{FeCl}_2 + \text{H}_2\text{S}$, übelriechendes, farbloses, giftiges, schwachsaures, in H_2O lösliches Gas. (Schwefelmetalle!) Es färbt Bleipapier schwarz.

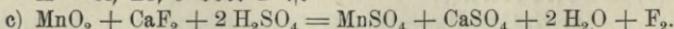
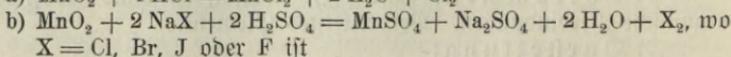
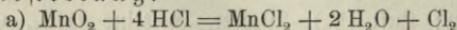
Gruppe der Halogene.

Chlor, Cl = 35,5. Brom, Br = 80. Jod, J = 127.

Fluor, F = 19.

1) **Vorkommen:** Kochsalz NaCl und dessen Begleiter KCl , NaBr , NaJ (Meeresalgen), Flußpat CaF_2 .

2) **Darstellung:**



3) **Eigenschaften:** a) **Chlor:** Hellgrünes, eigentümlich stechend riechendes, schweres, giftiges Gas (Schleimhäute), löslich in H_2O , desinfiziert, bleicht Farbstoffe. Verwandtschaft mit H und Metallen, Vereinigung unter Feuererscheinung.

b) Brom: Braunrote, schwere, leicht flüchtige Flüssigkeit von chlorähnlichem Geruch. Dem Chlor ähnlich, nur schwächer in den Eigenschaften.

c) Jod: Dunkelgraue, glänzende Blättchen, violette Dämpfe, löslich in H_2O , Alkohol, Jodkalium usw., färbt Stärkekleister blau.

d) Fluor: Dem Chlor ähnlich, aber stärker.

Halogenwasserstoffsäuren: $2 NaX + H_2SO_4 = Na_2SO_4 + 2 HX$; $X = Cl, Br, I$ oder F . Die Säuren sind stark sauer riechende, farblose, an der Luft rauchende, sehr leicht lösliche Gase, die mit NH_3 weiße Nebel bilden und deren wäßrige Lösungen mit Silbernitrat einen weißen, bez. weißlichgelben Niederschlag geben. — Flußsäure ätzt Glas und gibt mit $BaCl_2$ einen weißen Niederschlag.

Sauerstoffverbindungen:

Cl_2O	Cl_2O_3	Cl_2O_5	Cl_2O_7
HClO	HClO ₂	HClO ₃	HClO ₄
unterchlorige Säure	chlorige Säure	Chlorsäure	Überchlorssäure,
Hypochlorite	Chlorite	Chlorate	Perchlorate,
Chloralk $Ca \begin{array}{l} - Cl \\ - ClO \end{array}$	—	KClO ₃	—

Die Brom- und Jodsauerstoffverbindungen sind denen des Chlors ähnlich. Fluor vereinigt sich nicht mit Sauerstoff.

Stickstoffgruppe.

Hierher gehören Stickstoff, Phosphor, Arsen und Antimon. Drei- und fünfwertig.

IIIa.v Stickstoff. N = 14.

1) Vorkommen: Luft ($\frac{1}{5}$), Salpeter, Ammoniumsalze, organische Verbindungen.

2) Darstellung: Aus Luft oder durch Kochen einer konzentrierten Lösung von NH_4NO_2 (vgl. S. 26).

3) Eigenschaften: Farb-, geruch- und geschmacklos, leichter als Luft, nicht brennbar, unterhält die Verbrennung nicht und ist wenig aktiv.

4) Ammoniak, NH_3 : $Ca(OH)_2 + 2 NH_4Cl = CaCl_2 + 2 H_2O + 2 NH_3$; bläut rotes Lackmuspapier, wird begierig vom H_2O absorbiert, bildet mit HCl weiße Nebel. — (S. v.)

5) Salpetersäure, HNO_3 : $NaNO_3 + H_2SO_4 = NaHSO_4 + HNO_3$; farblose Flüssigkeit, stark oxydierend, leicht zerseßlich (braune Dämpfe), löslich in H_2O . Sie zerstört organische Farbstoffe, färbt Wolle und Haut gelb und färbt Eisenvitriollösung braun (NO). Sämtliche Nitrate sind löslich. Königswasser (3 HCl + HNO_3).

6) Oxyde des N: $N_2O, N_2O_2, N_2O_3, N_2O_4, N_2O_5$.

N_2O : Luft- oder Lachgas, wirkt betäubend, süßlich, farblos.

N_2O : Stickoxyd, farblos, bräunt Eisenvitriollösung und gibt mit O braunes NO_2 und N_2O_4 .

N_2O_3 und N_2O_5 sind die Anhydride der salpetrigen Säure und der Salpetersäure.

IIIu.V
Phosphor. P = 31.

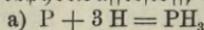
1) **Vorkommen:** Als phosphorsaures Calcium im Phosphorit, Apatit, in den Knochen, im Guano, in den Pflanzen.

2) **Darstellung:** Aus saurem phosphorsaurem Calcium durch Reduktion mittels Kohle.

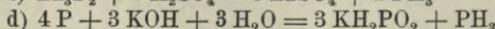
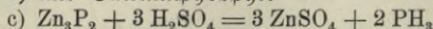
3) **Eigenschaften:** Gelber und roter Phosphor. Der gelbe Phosphor ist leicht schmelzbar und leicht entzündlich; er ist wachweich, sehr giftig und löslich in Schwefelkohlenstoff. Er phosphoresziert. Der rote Phosphor ist unlöslich in Schwefelkohlenstoff, ist nicht giftig, schwer entzündlich und phosphoresziert nicht.

4) **Verwendung:** Zündholzindustrie.

5) **Phosphorwasserstoff, PH₃:**

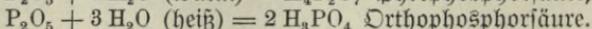
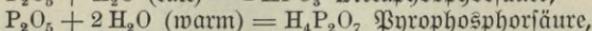
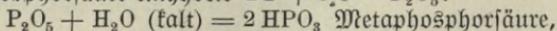


b) aus Calciumphosphid



farblos, widriger Geruch, giftig und meist selbstentzündlich durch Beimengung von P₂H₄.

6) **Phosphorsäure-Anhydrid** $2 P + 5 O = P_2O_5$:



H₃PO₄: MgNH₄PO₄; molybdänsaures Ammonium. Salze unlöslich, nur K-, Na- und saures Ca-Salz löslich, (vgl. S. 31); farblose, schwachsaure, nicht giftige Flüssigkeit.

Kohlenstoffgruppe.

Kohlenstoff und Silicium. Vierwertig.

IV
Kohlenstoff. C = 12.

1) **Vorkommen:** Diamant, Graphit, Steinkohle, Braunkohle, Torf; Kohlendioxyd (Luft), kohlen-saure Salze (Kalkstein, Marmor, Dolomit usw.), organische Stoffe.

2) **Darstellung:**

a) Glühen organischer Stoffe bei beschränkter Luftzufuhr.

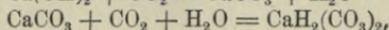
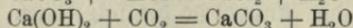
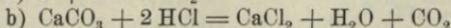
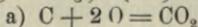
b) Zucker + konzentrierte H₂SO₄.

3) **Eigenschaften:** Nicht schmelzbar, löslich in schmelzendem Eisen. Allotropisch. Diamant, Graphit, Kohle (Holz- und Tierkohle, Koks). Kristallform. Härte. Porosität.

4) Entstehung der Kohlenflöze.

5) Die Kohlenwasserstoffe: Methan usw., siehe organische Chemie.

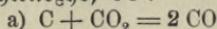
6) **Kohlendioxyd (Kohlensäure-Anhydrid), CO₂:**



farblos, geruchlos, schwer, nicht brennbar, löslich in H_2O , trübt Kalk- und Barytwasser.

7) Kohlen säure, H_2CO_3 : Frei nicht bekannt; ihre Salze, die Carbonate, sehr wichtig (Na_2CO_3 , K_2CO_3 , $CaCO_3$ usw., $NaHCO_3$, $CaH_2(CO_3)_2$ usw.).

8) Kohlenoxyd, CO :



b) vgl. Oxalsäure,

farblos, fast geruchlos, sehr giftig.

IV **Silicium.** Si = 28,4.

1) Vorkommen: SiO_2 als Quarz, Bergkristall usw., Kieselsäure Salze.

2) Darstellung: $SiO_2 + 2 Mg = Si + 2 MgO$.

3) Eigenschaften: Braunes, leichtentzündliches Pulver oder sehr harte, unverbrennbare Kristalle.

4) Verbindungen: SiO_2 ist das Anhydrid der Kieselsäuren H_2SiO_3 und H_4SiO_4 , ferner der Polytiefsäuren, z. B. $H_2Si_2O_5$. Kieselsäure Salze oder Silikate in der Natur sehr verbreitet, z. B. Feldspat, Glimmer, Augit, Hornblende und Granat. Die meisten Silikate sind unlöslich, nur Na_2 und K_2 Salze nicht. Wasserglas.

Organische Chemie.

Allgemeines.

Unterschied zwischen organischer und anorganischer Chemie.

Der Name **organische Chemie** entstammt einer Zeit, in welcher man einen schroffen Gegensatz zu erkennen glaubte zwischen den in den Organismen, d. h. im Körper der Tiere und Pflanzen, entstehenden chemischen Verbindungen und allen aus der leblosen oder anorganischen Natur hervorgehenden Stoffen. Man nahm an, daß die Grundstoffe in der lebenden Natur anderen Gesetzen unterworfen wären als in der toten. So galt die künstliche Darstellung aller in der anorganischen Natur vorkommenden chemischen Verbindungen als ausführbar, da sie lediglich auf einer zweckmäßigen Anwendung der chemischen Gesetze beruhe; dagegen hielt man es für unmöglich, eine beim Stoffwechsel der lebenden Wesen entstehende Verbindung durch chemische Umsetzungen aus den Stoffen der leblosen Natur herzustellen. Man glaubte vielmehr, daß zu ihrer Bildung die Tätigkeit einer den chemischen Gesetzen nicht unterworfenen „Lebenskraft“ erforderlich sei, deren Wirkungen außerhalb der lebenden Organismen gar nicht hervorgebracht werden könnten. In diesem Sinne wurde die Erforschung der Verbindungen, welche dem tierischen und pflanzlichen Leben ihre Entstehung verdanken, als die Aufgabe der organischen Chemie betrachtet, während man alle im Mineralreich vorkommenden oder aus leblosen Naturkörpern künstlich dargestellten Stoffe der anorganischen Chemie überwies; letztere wurde auch als Mineralchemie bezeichnet.

Diese Anschauungen wurden dadurch erschüttert, daß **Wöhler** im Jahre 1828 den Harnstoff, $\text{CO}(\text{NH}_2)_2$, welchen man bis dahin nur als

ein Endprodukt des tierischen Stoffwechsels gekannt hatte, künstlich darstellte. Später wurde dann die künstliche Zusammenfügung oder Synthese einer organischen Verbindung aus Stoffen, welche der leblosen Natur angehören, in sehr vielen, voneinander völlig verschiedenen Fällen ausgeführt. So z. B. gelang es Kolbe im Jahre 1843, die Essigsäure, $C_2H_4O_2$, synthetisch unter ausschließlicher Benutzung von Kohle, Schwefel, Chlor, Wasser und Zink darzustellen.

Die durch Wöhler, Kolbe und andere ausgeführten Synthesen lieferten den Beweis, daß eine besondere Lebenskraft zum Aufbau der organischen Verbindungen nicht erforderlich ist, daß vielmehr die künstliche Darstellung einer organischen Verbindung ebenso wohl möglich ist und auf denselben chemischen Gesetzen beruht wie die einer anorganischen. Hierdurch wurde der Unterschied zwischen organischer und anorganischer Chemie in seiner ursprünglichen Bedeutung hinfällig. Gleichwohl hat man die Namen der beiden Wissensgebiete beibehalten, aber mit dem Unterschiede, daß man jetzt unter organischer Chemie die **Chemie der Kohlenstoffverbindungen** versteht, während man der anorganischen Chemie die sämtlichen übrigen Stoffe zuweist. Eine scharfe Grenzlinie zwischen den Wissensgebieten zu ziehen, ist hier wie in jedem anderen Zweige der Naturwissenschaft unmöglich. So werden die beiden Oxide des Kohlenstoffs mit ihren sämtlichen Abkömmlingen, insbesondere den Salzen der Kohlen Säure, allgemein zu den anorganischen Stoffen gerechnet; Schwefelkohlenstoff, die Cyanverbindungen und die Carbide der Metalle, z. B. Calcium- und Eisencarbid, können dem anorganischen und mit gleichem Rechte dem organischen Gebiete zugerechnet werden.

Der Kohlenstoff zeigt in seinen Verbindungen eine außerordentliche Mannigfaltigkeit, welche dadurch bedingt wird, daß die Kohlenstoffatome mehr als die Atome irgendeines anderen Grundstoffes die Fähigkeit besitzen, sich ketten- oder ringförmig aneinander zu lagern. Deshalb ist auch die Zahl der Kohlenstoffverbindungen unverhältnismäßig groß, so daß das Gebiet der organischen Chemie einen weit größeren Umfang hat als das der anorganischen. Während die Anzahl der anorganischen Verbindungen insgesamt einige Tausende beträgt, kennt man über 100 000 organische Verbindungen. Ebenso ist die Zahl der in einem Molekül vereinigten Atome bei den organischen Verbindungen in der Regel größer als bei den anorganischen. So besitzt z. B. der Kalifeldspat, $KAlSi_3O_8$, ein anorganischer Stoff von verhältnismäßig verwickelter Zusammensetzung,

nur 13 Atome im Molekül; dagegen enthält der Traubenzucker, $C_6H_{12}O_6$, eine ziemlich einfache organische Verbindung, schon 24 und der Rohrzucker, $C_{12}H_{22}O_{11}$, 45 Atome im Molekül; das Stearin endlich vereinigt in einem Molekül 173 Atome, wie seine Formel $C_3H_5(C_{18}H_{35}O_2)_3$ erkennen läßt.

Die meisten organischen Verbindungen, zumal die in der Natur vorkommenden, enthalten neben dem Kohlenstoff nur wenige Elemente. Sehr viele bestehen aus Kohlenstoff, Wasserstoff und Sauerstoff oder auch nur aus Kohlenstoff und Wasserstoff, andere enthalten daneben noch Stickstoff; ferner treten auch Schwefel und Phosphor sowie Chlor, Brom und Jod nicht selten als Bestandteile der Kohlenstoffverbindungen auf.

Die Elementaranalyse.

Versuch 1. Erhizen wir organische Verbindungen, wie z. B. Zucker, Stärke, Weinstein oder Seife, in einem einseitig geschlossenen Glasröhrchen, so verkohlen sie, d. h. sie zerfallen unter Ausscheidung von schwarzem Kohlenstoff (Erkennungszeichen für organische Verbindungen).

Bei der Unterscheidung der organischen Stoffe im einzelnen stößt man auf große Schwierigkeiten. Während die Natur und Zusammensetzung einer anorganischen Verbindung durch wenige Reaktionen in kurzer

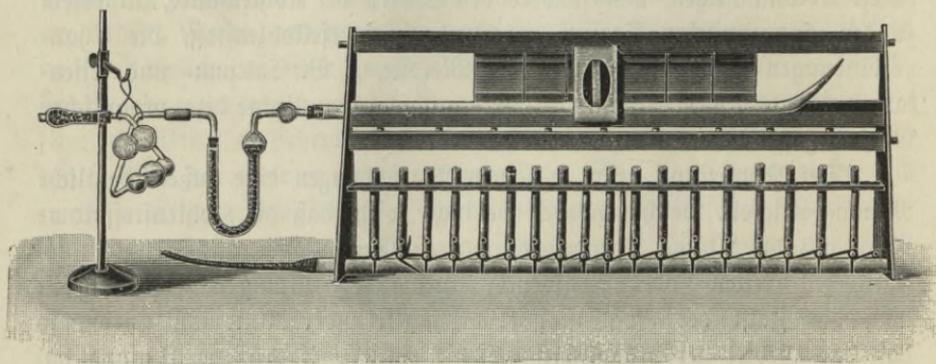


Fig. 46.

Zeit ermittelt werden kann, ist dieses bei organischen Stoffen nur ausnahmsweise der Fall. Fast immer ist es erforderlich, den betreffenden Stoff rein darzustellen, seine physikalischen und chemischen Eigenschaften zu beobachten und dann durch eine Elementaranalyse genau festzustellen,

in welcher Menge jeder einzelne Grundstoff an seinem Aufbau beteiligt ist. So wird z. B. die Bestimmung des Kohlenstoffs und die des Wasserstoffs ausgeführt, indem man eine genau abgewogene Menge der zu untersuchenden Substanz im Verbrennungssofen (Fig. 46) verbrennt und die hierbei entstehenden Verbindungen Kohlendioxyd¹⁾ und Wasser²⁾ auffängt und wiegt.

Ist die Gegenwart von Stickstoff nachgewiesen (s. u.), so wird mit einer neuen Stoffprobe eine zweite Verbrennung ausgeführt und der nach Reduktion mittels Kupfer gasförmig aufgefangene Stickstoff gemessen.

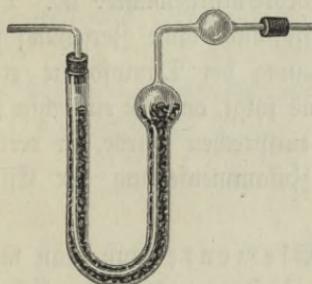


Fig. 47.

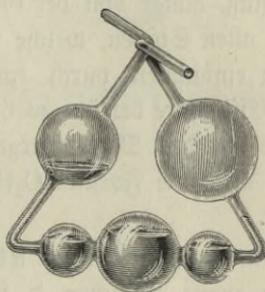


Fig. 48.

Der Sauerstoff kann nicht direkt bestimmt werden; man ermittelt die Menge desselben, indem man die Gewichte aller übrigen Bestandteile der Verbindung genau feststellt und sie vom Gesamtgewicht der Substanz abzieht. Enthält die untersuchte Substanz nur Kohlenstoff, Wasserstoff und Sauerstoff, so erfolgt die Berechnung wie in folgendem Beispiel:

0,234 g reine Essigsäure wurden verbrannt. Der Wasserstoffgehalt dieser Substanz wurde mit 0,0156 g und der Kohlenstoffgehalt mit 0,0936 g ermittelt. Aus der Differenz $0,234 \text{ g} - (0,0156 + 0,0936) \text{ g}$ ergeben sich 0,1248 g Sauerstoff. Folglich sind in 0,234 g Essigsäure vorhanden:

0,0936 g	oder 40,00 Prozent	Kohlenstoff,
0,0156 g	" 6,67 "	Wasserstoff,
0,1248 g	" 53,33 "	Sauerstoff.

¹⁾ Im Kalilauge enthaltenden Liebig'schen Kugelapparat (Fig. 48).

²⁾ Im Chlorcalciumrohr (Fig. 47).

Aus diesen Gewichtszahlen der beteiligten Grundstoffe finden wir ihr Atomverhältnis, indem wir durch die Atomgewichte dividieren:

$$C = 40,00 : 12 = 3,33$$

$$H = 6,67 : 1 = 6,67$$

$$O = 53,33 : 16 = 3,33.$$

In der Essigsäure stehen demnach die Grundstoffe im Atomverhältnis $3,33 : 6,67 : 3,33 = 1 : 2 : 1$, und hieraus ergibt sich als einfachste der möglichen Formeln CH_2O . Ob diese einfachste Formel die richtige ist, oder ob ein Vielfaches derselben, etwa $C_2H_4O_2$ oder $C_6H_{12}O_6$ angenommen werden muß, hängt von der Größe des Molekulargewichtes ab. Letzteres wird bei allen Stoffen, welche wie die Essigsäure ohne Zersetzung flüchtig sind, am einfachsten durch eine Bestimmung der Dampfdichte ermittelt. Bei der Essigsäure beträgt es 60. Hieraus folgt, daß die einfachste Formel CH_2O , welche dem Molekulargewicht 30 entsprechen würde, zu verdoppeln ist, daß also die Formel $C_2H_4O_2$ die Zusammensetzung der Essigsäure ausdrückt.

Zum Nachweis der übrigen Elemente muß man meist die Substanz zuerst veraschen, d. h. bis zur Zerstörung der organischen Verbindung glühen und dann die in der anorganischen Chemie üblichen Methoden anwenden. Nur einige Metalloide, so vor allem Schwefel und Stickstoff, werden nach besonderer Methode bestimmt.

Versuch 2. Erhitze etwas trocknes Eiweiß mit dem fünffachen Gewicht Natronalkali (Mischung von Natrium und Kalk) im Reagenzrohr und halte an die Mündung des Glases einen Streifen angefeuchtetes rotes Lackmuspapier. Es wird durch entweichendes Ammoniak gebläut (Nachweis des Stickstoffs).

Versuch 3. Erwärme etwas Eiweiß mit einer Lösung von Natrium (1:2). Die erhaltene Lösung enthält etwas Na_2S . Füge bis zum Eintritt der sauren Reaktion einige Tropfen Essigsäure hinzu und versetze die Lösung mit Bleiacetat. Es fällt schwarzes Bleisulfid aus (Nachweis des Schwefels).

Versuch 4. Gieße einen Tropfen der Lösung von Eiweiß in Natronlauge auf eine Silbermünze. Es entsteht ein schwarzbrauner Fleck von Schwefelsilber. Deshalb werden auch silberne Löffel bei der Berührung mit Gierspeifen schwarzbraun.

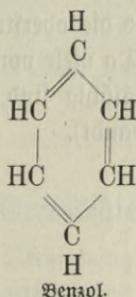
Aliphatische und aromatische Kohlenwasserstoffe.

Die weitaus meisten organischen Verbindungen lassen sich von zwei einfachen Stoffen herleiten:

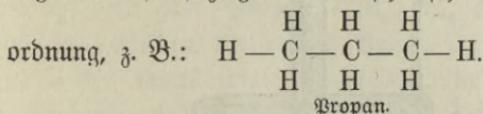
1. dem Methan, CH_4 (Sumpfgas oder Grubengas);
2. dem Benzol, C_6H_6 .

Die vom Methan abgeleiteten Stoffe werden „aliphatische“ Verbindungen oder „Fettkörper“ genannt. Die Derivate (Abkömmlinge) des Benzols dagegen heißen „aromatische“ Verbindungen, weil die zuerst bekannten Benzolabkömmlinge aus aromatisch riechenden Ölen und Harzen dargestellt wurden.

Während im Benzol und seinen Abkömmlingen die Kohlenstoffatome ringförmig



angeordnet sind, zeigen die aliphatischen Verbindungen kettenförmige An-



I. Aliphatische Verbindungen.

Kohlenwasserstoffe.

A. Methan.

Das Methan, Sumpf- oder Grubengas, CH_4 , in welchem alle vier Wertigkeiten des Kohlenstoffs durch Wasserstoff gesättigt sind, ist das Anfangsglied einer langen Reihe von Verbindungen, welche hinsichtlich der Höhe ihres Wasserstoffgehaltes die oberste Grenze erreichen und deshalb **Grenzkohlenwasserstoffe** heißen. Da viele von ihnen, namentlich die kohlenstoffreicheren, sehr wenig reaktionsfähig sind, nennt man sie auch **Paraffine** (von *parum affinis*, wenig verwandt).

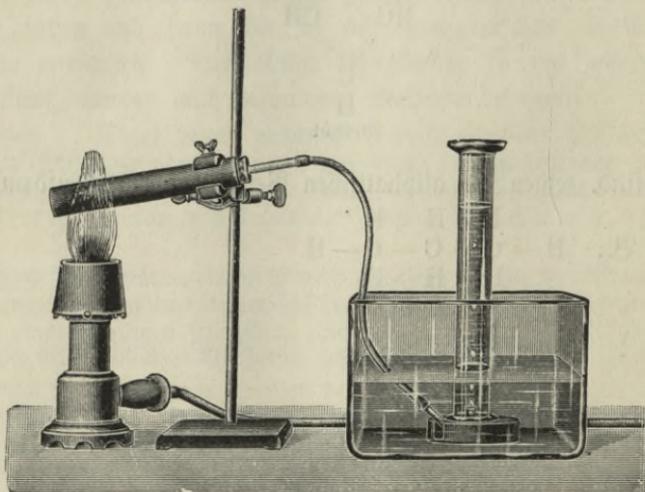
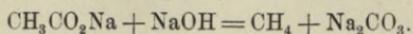


Fig. 49.

Versuch 1. Erhize ein vorher entwässertes Gemenge von Natriumacetat und Natriumhydroxyd in einer einseitig geschlossenen eisernen Röhre (Fig. 49) und fange das erhaltene Gas (CH_4) auf:



Fülle einige Zylinder mit Methan.

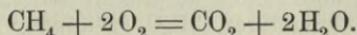
Versuch 2. Brenne einen mit Methan gefüllten Zylinder ab.

Versuch 3. Gieße nach dem Abbrennen schnell etwas Kaltwasser in den Zylinder und schüttele. Das Wasser trübt sich. (Warum?)

Versuch 4. Fülle einen dickwandigen Explosionszylinder zu $\frac{2}{3}$ mit Sauerstoff und zu $\frac{1}{3}$ mit Methan, schüttele und entzünde. Explosion. (Schlagende Wetter!)

Versuch 5. Führe mit einem umgebogenen Draht eine brennende Kerze in einen herabhängenden Zylinder mit Methan. Die Flamme erlischt. (Vgl. Wasserstoff.)

Eigenschaften. Das Methan ist ein leichtes, farb- und geruchloses, schwer zu verflüssigendes Gas, welches mit schwach leuchtender Flamme brennbar ist. Es vermag die Verbrennung nicht zu unterhalten und bildet mit Sauerstoff oder Luft explosive Gemenge:



Methyl. Das Methan, CH_4 , kann aufgefaßt werden als eine Verbindung der einwertigen Atomgruppe CH_3 , welche als *Methyl* bezeichnet wird, mit Wasserstoff. Gleich dem Ammonium ist das Methyl für sich allein nicht existenzfähig, aber es kann wie ein Grundstoff aus einer Verbindung in eine andere übertreten; man nennt eine derartige in vielen einander ähnlichen Verbindungen wiederkehrende Atomgruppe ein *Radikal*.

B. Sonstige Grenzkohlenwasserstoffe.

Denken wir uns in der Verbindung $\text{CH}_3 \cdot \text{H}$ das eine Wasserstoffatom durch Methyl ersetzt, so entsteht das *Ethan*, $\text{CH}_3 \cdot \text{CH}_3$ oder C_2H_6 . Wird in diesem wieder ein Wasserstoffatom durch Methyl vertreten, so gelangt man zum *Propan*, $\text{C}_2\text{H}_5 \cdot \text{CH}_3$ oder C_3H_8 . Aus letzterem bildet sich in derselben Weise das *Butan*, $\text{C}_3\text{H}_7 \cdot \text{CH}_3$ oder C_4H_{10} , und so erhalten wir, indem immer wieder CH_3 für ein Wasserstoffatom eintritt, die nachstehende Reihe, in welcher sich jedes folgende Glied vom vorhergehenden durch die Differenz CH_2 unterscheidet:

CH_4	Methan	C_5H_{12}	Pentan
C_2H_6	Ethan	C_6H_{14}	Hexan
C_3H_8	Propan	C_7H_{16}	Heptan
C_4H_{10}	Butan	C_8H_{18}	Octan usw.

Die allgemeine Formel dieser Reihe lautet $\text{C}_n\text{H}_{2n+2}$. Das höchste bis jetzt bekannt gewordene Glied ist das *Hexacontan*, $\text{C}_{60}\text{H}_{122}$. Die ersten Glieder der Reihe sind Gase, die mittleren (mit 5 bis 15 Kohlenstoffatomen) sind Flüssigkeiten und die letzten feste Stoffe. Schmelzpunkt,

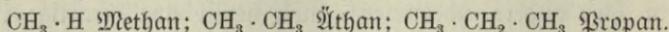
Siedepunkt und spezifisches Gewicht steigen bei den Grenzkohlenwasserstoffen ziemlich gleichmäßig mit dem wachsenden Kohlenstoffgehalt. Sämtliche Glieder der Reihe sind in Wasser fast oder ganz unlöslich, an der Luft brennbar, aber gegen starke Oxydationsmittel wie z. B. rauchende Salpetersäure sehr wenig empfindlich.

Verbindungen, welche bei ähnlichem chemischem Verhalten die Zusammensetzungsdifferenz CH_2 oder ein Vielfaches davon aufweisen, nennt man *homologe Reihen*; sie bilden, nach steigendem Kohlenstoffgehalt geordnet, **homologe Reihen**.

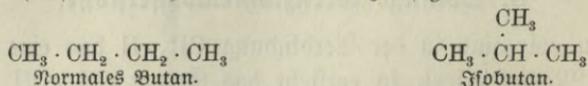
Während wir nun nur je eine Verbindung von der Zusammensetzung des Methans, Ethans und Propanes kennen, gibt es zwei Butanverbindungen, die trotz gleicher prozentualer Zusammensetzung und gleichem Molekulargewicht verschiedene Eigenschaften haben. Man nennt solche Verbindungen *isomer*, während als *polymer* Stoffe bezeichnet werden, die bei gleicher prozentualer Zusammensetzung ungleiches Molekulargewicht aufweisen, wie z. B. CH_2O (Formaldehyd), $\text{C}_2\text{H}_4\text{O}_2$ (Essigsäure), $\text{C}_3\text{H}_6\text{O}_3$ (Milchsäure) und $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$ (Traubenzucker).

Isomerie tritt nun bei allen höheren Gliedern unserer homologen Reihe auf. Man sucht sie zu erklären, indem man annimmt, daß die Atomgruppen isomerer Stoffe verschiedene Lagerung aufweisen.

Bei den drei ersten Gliedern unserer homologen Reihe ist nur die eine durch folgende Formeln angedeutete Lagerung der Atome möglich:



Dagegen sind beim Butan, C_4H_{10} , zwei verschiedene Anordnungen der Atome möglich, je nachdem ein endständiges oder ein mittelständiges Wasserstoffatom des Propanes durch das Radikal CH_3 ersetzt wird:



Das normale Butan ist ein Kohlenwasserstoff mit einer einfachen Kette der Kohlenstoffatome, das Isobutan ein solcher mit verzweigter Kette.

Beim Pentan sind drei, beim Hexan sogar fünf isomere Verbindungen zu unterscheiden, und mit zunehmendem Kohlenstoffgehalt steigt die Anzahl der Isomeren sehr schnell. — Formeln, aus denen die Anordnung der Atome innerhalb des Moleküls sowie die Art ihrer gegenseitigen Bindung ersichtlich ist, werden *Struktur-* oder *Konstitutionsformeln* genannt.

C. Petroleum.

Die meisten Grenzkohlenwasserstoffe kommen im **Kohlpetroleum** natürlich vor. Das in Pennsylvanien, Rußland, Galizien und auch an einigen Stellen Deutschlands, z. B. in der Lüneburger Heide und im Elsaß, den Erdschichten ent quellende Petroleum oder Erdöl verdankt seinen Ursprung wahrscheinlich der Zersetzung von fettreichen, tierischen Substanzen. In seiner Zusammensetzung ist es nicht gleichmäßig, nur das amerikanische besteht fast ausschließlich aus Grenzkohlenwasserstoffen. Methan ent-

strömt dem petroleumreichen Boden in Form von Gasquellen; bei Baku am Kaspischen Meere unterhält es seit Alters die „heiligen Feuer“, und bei Pittsburg in Pennsylvanien wird es nebst dem Athan in großen Mengen aufgefangen und technisch benutzt. Aus tief in die Erde eingetriebenen Bohrlöchern steigt das Rohpetroleum, häufig bedeutende Mengen Sand mit sich führend und anfangs mächtige Ölfontänen bildend, empor als meist dunkel olivengrüne bis pechschwarze Flüssigkeit, welche leichter ist als Wasser. Diese wird in den Raffinerien einer fraktionierten Destillation unterworfen und dadurch in viele einzelne Produkte von verschiedenem Siedepunkt zerlegt.

Beim Erhitzen des Rohpetroleums bis 40° entweichen aufgelöste Gase, namentlich Methan, Athan, Propan und Butan. Zwischen 40 und 150° destillieren die **Benzin**, welche als Petroleumäther, Benzin, Ligroin und Fußöl technische Verwendung finden. Sie dienen als Lösungsmittel für Harze und Fette, als Brennstoff in Sicherheitslampen und zur Darstellung von „Luftgas“, einem brennbaren Gemenge ihrer Dämpfe mit Luft; namentlich findet das Benzin in chemischen Waschanstalten, ferner zur Entfettung von Knochen und Palmkernen sowie als Heizmaterial für Motore ausgedehnte Verwendung. — Die zwischen 150 und 300° überdestillierenden Kohlenwasserstoffe bilden das **Leuchtpetroleum**, eine farblose oder schwach gelbe Flüssigkeit mit bläulicher Fluoreszenz und einem Gehalt von etwa 86% Kohlenstoff und 14% Wasserstoff.

Versuch 1. Gieße in eine Porzellanschale etwas Petroleum und tauche einen brennenden Span hinein. Er erlischt.

Versuch 2. Erhize etwas Petroleum vorsichtig auf dem Wasserbade auf 40° . Die entwickelten Dämpfe werden durch einen angenäherten brennenden Span sofort entzündet.

Versuch 3. Erwärme in einem mit einem Thermometer versehenen Destillationsapparat etwas Petroleum und beobachte das Steigen des Siedepunktes (kein einheitlicher Stoff).

Aus den über 300° siedenden Teilen des Rohpetroleums, den **Erdölrückständen**, gewinnt man die Schmier- oder Mineralöle, das Paraffin und durch Reinigung mittels rauchender Schwefelsäure die halbweiche, zu Salbe verwendbare **Vaseline**.

In Deutschland wird das Paraffin aus der in der Umgegend von Weisensfels häufigen **Schwelkohle**, einer hellen Braunkohlenart, gewonnen. Aus dieser erhält man durch wiederholte Destillation Benzin, Solaröl („deutsches Petroleum“) und die Paraffinmasse, welche in der Kälte das zu Kerzen und Zündhölzern verwendbare feste Paraffin ausscheidet. In

den Destillationsgefäßen hinterbleibt ein pulverförmiger Rückstand, der als Grudekoks zum Heizen eigens dafür hergestellter eiserner Herde, der Gruden, benutzt wird. — Der **Asphalt**, welcher auf Trinidad, am Toten Meere und auch bei Bentheim und Zimmer natürlich auftritt, ist ein durch Aufnahme von Luftsaurestoff verharzter und geschwärzter Erddrückstand. Er dient hauptsächlich zur Straßenpflasterung. Durch Einblasen von Luft in erhitzte Erddrückstände erhält man ein dem Asphalt sehr ähnliches Kunstprodukt.

D. Ungefüttigte Kohlenwasserstoffe.

Diese Gruppe umfaßt Verbindungen, bei denen nicht alle Wertigkeiten des Kohlenstoffs gebunden sind.

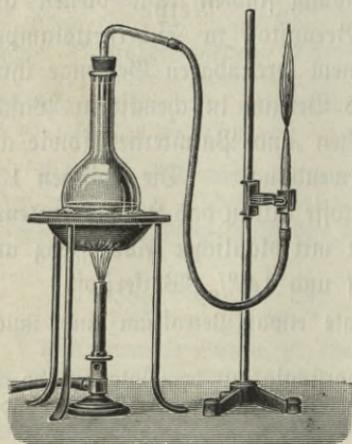


Fig. 50.

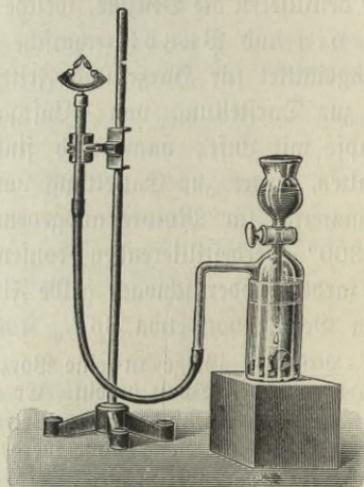
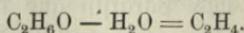


Fig. 51.

Äthylen, C_2H_4 , enthält zwei Wasserstoffatome weniger als das Äthan. Es ist ein farbloses, ätherartig riechendes Gas, das mit starkleuchtender, etwas rußender Flamme brennt.

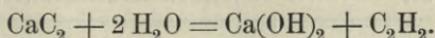
Veruch 1. Erhize in einer Kochflasche 1 L. starken Alkohol und 3 L. konzentrierte Schwefelsäure mit etwas Quarzsand (um das Aufschäumen zu vermeiden) im Sandbad (Fig. 50). Es entsteht Äthylen:



Das aus weiter Spitze entweichende Gas entzünden wir nach Verdrängung der Luft.

Acetylen, C_2H_2 , ist ein farbloses und in reinem Zustande auch geruchloses Gas, welches sich aus seinen Elementen bildet, wenn man

einen elektrischen Flammenbogen zwischen Kohlespitzen in einer Wasserstoffatmosphäre hervorruft. Technisch gewinnt man ein durch Spuren von Phosphorwasserstoff usw. verunreinigtes und deshalb übelriechendes Produkt, indem man Calciumkarbid, CaC_2 , mit Wasser in Berührung bringt:



Veruch 2. Lassen wir Wasser tropfenweise auf einige Stückchen Calciumkarbid herabfallen (Fig. 51), so können wir das entweichende Gas mit glänzend weißer Flamme zur Verbrennung bringen. Acetylen leuchtet 20 mal kräftiger als Leuchtgas; seine Flamme rußt stark, falls es nicht durch besondere Brenner sehr fein verteilt und mit etwas Luft vermischt wird.

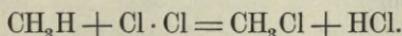
Äthylen und Acetylen sind die Anfangsglieder zweier homologer Reihen.

Flor, Brom, Jod, Zinn
erzeugt für Wasserstoff Chlor

E. Halogensubstitutionsprodukte des Methans.

Das Methan ist, wie alle Paraffine, chemischen Reagenzien gegenüber sehr widerstandsfähig. Nur die Halogene vermögen direkt auf dasselbe einzuwirken, und die entstehenden Halogenverbindungen haben den Vorzug, sehr reaktionsfähig zu sein. Die Halogenverbindungen des Methans sind deshalb die einzigen Ausgangspunkte für die synthetische Darstellung der Methanderivate aus dem Methan.

Bei der Einwirkung von Chlor auf Methan wird zunächst ein Wasserstoffatom durch Chlor ersetzt, und es entsteht das **Methylchlorid**, CH_3Cl .



Durch weitere Einwirkung von Chlor kann man nacheinander alle Wasserstoffatome des Methans durch Chlor ersetzen. Wichtig ist von diesen Verbindungen nur das **Chloroform**, CHCl_3 . Dieses hat einen süßlichen, ätherischen Geruch und brennenden Geschmack und wird bei chirurgischen Operationen häufig benutzt, weil sein Dampf beim Einatmen Gefühls- und Bewußtlosigkeit hervorruft. Es dient auch als Lösungsmittel für Jod, Brom, Phosphor und viele organische Stoffe, z. B. Fette, Harze und Kautschuk.

Den Chlorverbindungen ähnlich sind die entsprechenden Brom- und Jodverbindungen. Hierher gehört das bekannte, gelbe, eigentümlich riechende **Jodoform**, CHI_3 , das wegen seiner desinfizierenden Wirkung zur Wundheilung benutzt wird.

Versuch. Füge zu etwa 10 ccm kalt gesättigter Sodalösung im Reagenzrohr 2 ccm Alkohol und erwärme durch Eintauchen in heißes Wasser auf 70°. Gib tropfenweise eine Lösung von 1 g Jod in etwas Jodkalium hinzu. Es scheidet sich sehr bald Jodoform aus.

Übersicht über die einfachsten Kohlenwasserstoffe.

C_nH_{2n+2} Grenzkohlenwasserstoffe	CH_4 Methan	C_2H_6 Äthan	C_3H_8 Propan	C_4H_{10} Butan	usw.
C_nH_{2n+1} Einwertiges Radikal (frei nicht vorkommend)	CH_3 Methyl	C_2H_5 Äthyl	C_3H_7 Propyl	C_4H_9 Butyl	usw.
C_nH_{2n} Äthylenreihe	(CH_2) —	C_2H_4 Äthylen	C_3H_6 Propylen	C_4H_8 Butylen	usw.
C_nH_{2n-2} Acetylenreihe	—	C_2H_2 Acetylen	C_3H_4	C_4H_6	usw.

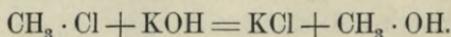
Wiederholungstabelle für die aliphatischen Kohlenwasserstoffe.

- 1) Methan: Brennbares Gas. Explosion. Schlagende Wetter. Sumpfo- oder Grubengas.
- 2) Methyl: Einwertiges Radikal, CH_3 , C_2H_5 ...
- 3) Grenzkohlenwasserstoffe: gesättigt, geringe Verwandtschaft. Methan, Äthan, Propan usw. Isomerie.
- 4) Petroleum: Petroleumäther, Benzin, Ligroin, Leuchtpetroleum, Paraffin, Vaseline. Schwefelkohle. Asphalt.
- 5) Ungesättigte Kohlenwasserstoffe: Äthylen- und Acetylenreihe.
- 6) Halogensubstitutionsprodukte: Ausgangsmaterial der übrigen Derivate. Chloroform, Jodoform.

Die einwertigen Alkohole der Grenzkohlenwasserstoffe. — Ester.

Allgemeines.

Die Alkohole sind eine sehr wichtige Gruppe von Verbindungen, welche aus den Kohlenwasserstoffen entstehen, indem ein oder mehrere Wasserstoffatome durch die gleiche Anzahl von Hydroxylgruppen ersetzt werden. Ihre Bildung kann erfolgen, wenn Kaliumhydroxyd auf ein Halogensubstitutionsprodukt des betreffenden Kohlenwasserstoffs einwirkt, z. B.:



Nach der Zahl der in ihnen enthaltenen Hydroxylgruppen bezeichnet man die Alkohole als ein-, zwei- oder dreiwertig. Wird in den Grenzkohlenwasserstoffen je ein Atom Wasserstoff durch Hydroxyl substituiert, so erhält man einwertige Alkohole von der Zusammensetzung $\text{CH}_3 \cdot \text{OH}$, $\text{C}_2\text{H}_5 \cdot \text{OH}$, $\text{C}_3\text{H}_7 \cdot \text{OH}$ usw.; diese unterscheiden sich wie die Grenzkohlenwasserstoffe durch die konstante Differenz CH_2 , sie bilden demnach eine homologe Reihe. Die allgemeine Formel dieser Reihe lautet $\text{C}_n\text{H}_{2n+2}\text{O}$ oder $\text{C}_n\text{H}_{2n+1}\text{OH}$. Die ersten Glieder der Reihe sind farblose, leicht bewegliche Flüssigkeiten, die mittleren ölarartig und die letzten (mit 12 oder mehr Kohlenstoffatomen) fest und paraffinähnlich. Der Siedepunkt steigt ziemlich regelmäßig, wie folgende Übersicht zeigt:

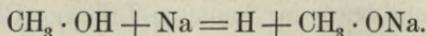
Siedepunkt		
CH_3OH	Methylalkohol	66°
$\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$	Äthylalkohol	78°
$\text{C}_3\text{H}_7\text{OH}$	Propylalkohol	97°
$\text{C}_4\text{H}_9\text{OH}$	Butylalkohol	117°
$\text{C}_5\text{H}_{11}\text{OH}$	Amylalkohol	137°
$\text{C}_6\text{H}_{13}\text{OH}$	Hexylalkohol	157° usw.

Jeder dieser Alkohole enthält ein einwertiges Radikal, der erste CH_3 oder Methyl, der zweite C_2H_5 oder Äthyl, der dritte C_3H_7 oder Propyl usw. Es gibt nur einen Methyl- und einen Äthylalkohol, dagegen treten beim Propylalkohol zwei, beim Butylalkohol vier und beim Amylalkohol acht isomere Modifikationen auf usw. Vorstehende Angabe des Siedepunktes bezieht sich, falls isomere Verbindungen vorhanden sind, auf den normalen Alkohol, d. h. auf einen von dem betreffenden normalen Kohlenwasserstoff abzuleitenden Alkohol mit der einwertigen Atomgruppe — $\text{CH}_2 \cdot \text{OH}$.

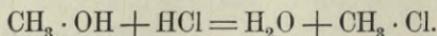
Methylalkohol.

Der Methylalkohol oder Holzgeist, $\text{CH}_3 \cdot \text{OH}$, ist eine farblose, schwach riechende und leicht bewegliche Flüssigkeit vom spezifischen Gewicht 0,796, welche angezündet mit bläulicher, nicht leuchtender Flamme verbrennt. Er wirkt berauschend wie der Äthylalkohol und ist sehr giftig. In geringen Mengen genossen, verursacht er Erblindung, in größeren, den Tod. Aus dem bei der trockenen Destillation des Holzes entstehenden Holzessig wird er fabrikmäßig gewonnen, weil er zur Darstellung von Anilinfarben Verwendung findet.

Alle Alkohole reagieren weder sauer noch basisch. Bringen wir aber ein stark elektropositives Metall mit einem Alkohol in Berührung, so wirkt dieser ähnlich wie eine Säure, denn unter Wasserstoffentwicklung entsteht ein Alkoholat des Metalls, z. B. aus Natrium und Methylalkohol das weiße, kristallinische Natriummethylat, $\text{CH}_3 \cdot \text{ONa}$:



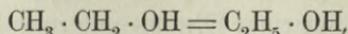
Andererseits zeigen die Alkohole Säuren gegenüber ein den Basen ähnliches Verhalten, denn aus Methylalkohol und Salzsäure erhält man bei längerer Einwirkung Wasser und Chlormethyl, welches nach seiner Formel $\text{CH}_3 \cdot \text{Cl}$ den Salzen NaCl , NH_4Cl usw. vergleichbar ist:



Das Chlormethyl ist indessen kein Salz im eigentlichen Sinne, denn es ist bei gewöhnlicher Temperatur ein Gas, und in wässriger Lösung zerfällt es nicht in Ionen. Man bezeichnet derartige Verbindungen auch nicht als Salze, sondern als **Ester**, und zwar ist das Chlormethyl der Salzsäureester des Methylalkohols.

Äthylalkohol.

Der Äthylalkohol, Spiritus oder Weingeist,



ist die wichtigste Verbindung dieser Reihe und wird gewöhnlich nur Alkohol genannt. Er ist farblos und leicht beweglich wie Methylalkohol, von schwachem, angenehmem Geruch, aber von brennendem Geschmack. Seine Flamme ist von geringer Leuchtkraft, aber doch heller als die des Methylalkohols. Er wirkt berauschend und ist in konzentriertem Zustande ein akutes, in verdünntem ein schleichendes Gift. Absoluter, d. h. wasserfreier Alkohol siedet bei 78° , gefriert bei -112° und hat bei 15° das spezifische Gewicht 0,79. Er ist sehr hygroskopisch und mischt sich in jedem Verhältnis mit Wasser, indem Erwärmung und Volumverminderung eintritt.

Versuch 1. Gießen wir 100 cem absoluten Alkohol zu 107,4 cem Wasser, so füllt die Mischung nicht 207,4 sondern genau 200 cem aus.

Den Gehalt einer Mischung von Äthylalkohol und Wasser erkennt man aus dem spezifischen Gewicht mittels besonderer Aräometer, welche die vorhandene Alkoholmenge in Volum- und Gewichtsprozenten angeben und Alkoholometer genannt werden. Die Volumprocente werden

nach der Skala von Tralles, die Gewichtsprozente nach der von Richter ermittelt.

Verfuch 2. Erhize im Reagenzrohr etwas Kupfervitriol, bis das wasserfreie, weiße Salz entsteht, und gieße etwas verdünnten Alkohol hinzu. Es tritt Blaufärbung des Salzes ein (Nachweis des Wassers im Alkohol!).

Verfuch 3. Mische 10 cem Wasser und 1 cem Weingeist und füge ein Körnchen Jod hinzu. Dann gib tropfenweise verdünnte Kalilauge hinzu, bis Entfärbung eintritt. Beim Erkalten scheiden sich gelbe Kristalle von Jodoform ab (Nachweis des Alkohols!).

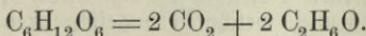
Verfuch 4. Behandle im Reagenzrohr etwas Kolophonium (Harz) mit Alkohol. Es löst sich (Firniss). Gieße die Lösung auf Wasser, dann scheidet sich eine milchige Flüssigkeit ab.

Verfuch 5. Löse Jod in Alkohol (Tinktur).

Verfuch 6. Ziehe etwas gestoßenen Rummel mit Alkohol aus. Es entsteht Rummel essen z.

Der Alkohol ist ein wesentlicher Bestandteil des Weins, des Biers und vieler anderer Getränke. Keiner Spiritus wird auch als Zusatz für Wein und Liköre verwendet; ferner dient der Alkohol als Brennstoff und zur Konservierung anatomischer Präparate sowie als Ausgangsmaterial zur Darstellung zahlreicher Verbindungen und als Lösungsmittel für Harze, ätherische Öle, Schellack, Jod usw. Der zu Genußmitteln verwendbare Alkohol unterliegt einer hohen Steuer, dagegen bleibt der zum Brennen usw. bestimmte steuerfrei, wenn er durch Zusatz von 2% rohem Methylalkohol und $\frac{1}{2}$ % Pyridinbasen denaturiert, also ungenießbar gemacht ist.

Um Äthylalkohol darzustellen, lösen wir etwa 20 g Traubenzucker, $C_6H_{12}O_6$, in Wasser auf und gießen die lauwarne Lösung in eine geräumige Gasentwicklungsflasche, welche Bierhefe enthält. Hat sich die Flüssigkeit auf etwa 30° abgekühlt, so beginnt eine Gärung, durch welche der Traubenzucker in Kohlendioxyd und Äthylalkohol gespalten wird:



Während das Kohlendioxyd unter Aufschäumen entweicht, bleibt der Alkohol in der Flüssigkeit und erteilt dieser bei längerer Dauer der Gärung einen eigenartigen „geistigen“ Geruch. Wird er von der Flüssigkeit abdestilliert, so ist er im Destillat leicht zu erkennen (s. o. Verfuch Nr. 3).

Die Spaltung des Traubenzuckers ist durch die *Zymase* bewirkt worden. Diese ist ein eiweißähnlicher, katalytisch wirkender Stoff (Ferment), der im Innern des Hefepilzes entsteht.

Als Nebenprodukte entstehen bei der alkoholischen oder geistigen

Gärung stets geringe Mengen von Glycerin und Bernsteinsäure, meist auch von Fuselölen. Die Gärung erfolgt zwischen 3 und 40°, am schnellsten verläuft sie zwischen 25 und 30°.

Technisch gewinnt man den Alkohol in sehr großen Mengen durch die Gärung von Zucker und zuckerhaltigen Stoffen, und zwar bei der Spiritus- und Branntweinbrennerei, der Bierbrauerei und der Weinbereitung.

Spiritusbrennerei.

a) Kartoffelspiritus. Zur Spiritusbrennerei dienen die Kartoffeln, aus denen zunächst Stärke, dann Zucker und zuletzt durch den Gärungsvorgang Alkohol erhalten wird.

Die Stärkekörnchen liegen fertig gebildet in den Zellen der reifen Kartoffeln, und um sie daraus freizulegen, kocht man die letzteren in eisernen, unten spitz zulaufenden Kesseln, welche Dämpfer genannt werden (D in Fig. 52), durch überhitzten Wasserdampf unter einem Druck von drei Atmosphären. Beim Öffnen eines Ventils (v) am Grunde des Dämpfers werden die Kartoffeln durch den starken Druck herausgeschleudert, in einem scharfkantigen Koft zerkleinert und mittels eines Rohres (r) dem Maischbottich (M), einer geräumigen, gußeisernen Schale, zugeführt. Das in den Zellen der Kartoffeln eingeschlossene Wasser beginnt, da es plötzlich von dem drei Atmosphären betragenden Überdruck befreit ist, zu sieden und zersprengt dabei die Zellwände explosionsartig, so daß die Stärke frei wird.

Im Maischbottich mischt man die Stärke mit Wasser und zerkleinertem Malz und erhitzt das Gemenge auf 60 bis 65°; das Malz wird erhalten, indem man Gerstenkörner in Wasser quellen läßt und sie dann auf der Malztenne, der mit Steinplatten belegten Bodenfläche eines luftigen Raumes mit gleichmäßiger Temperatur von 8 bis 10°, zu Haufen schichtet, damit sie keimen und dabei in ihrem Inneren die Diastase entwickeln; letztere ist ein der Zymase ähnliches Ferment, welches die Fähigkeit hat, große Mengen der unlöslichen Stärke in löslichen Zucker überzuführen.

Ist die im Maischbottich vorhandene Stärke durch die Diastase nach etwa einer Stunde verzuckert, so kühlt man die Maische schnell ab und versetzt sie in offenen, hölzernen Bottichen bei 20° durch Zusatz von Hefe in eine stürmisch verlaufende Gärung, welche in ungefähr drei Tagen allen Zucker in Alkohol verwandelt. Dieser wird abdestilliert, und zwar in dem hohen, durch viele Querböden getheilten Kolonnenapparate, in welchen man die gegorene Maische oben eintreten läßt, so daß sie von einer Kammer des Apparats zur anderen durch kurze Überlaufrohre herabfließt; gleichzeitig tritt unten ein Wasserdampfstrom ein und erhitzt die Maische zum Sieden, indem er die einzelnen Kammern in ihrer Mitte von unten nach oben durchläuft und sich in den oberen teilweise zu Wasser verdichtet. Die entgeistete Maische fließt unten beständig ab und ist als Schlempe ein wertvolles Viehfutter. Oben entweichen ununterbrochen Spiritus- und Wasserdämpfe, welche dann einen zweiten Kolonnenapparat durchlaufen und dadurch verdichtet und voneinander geschieden werden. Man erhält so den Rohspiritus mit 80 bis 95% Alkohol und einer Beimischung von Fuselölen. Letztere werden in den Spiritusraffinerien beseitigt, indem man den Rohspiritus auf 50% verdünnt, über Holzkohle filtriert und

ihn dann durch nochmalige Destillation rektifiziert. Hierdurch wird ein Alkoholgehalt von 96 bis 97% erreicht; die letzten 3 bis 4% Wasser kann man der Flüssigkeit nur durch wasserbindende Stoffe wie gebrannten Kalk, Chlorcalcium oder Kupfersulfat entziehen.

b) Branntwein erhält man durch Vermischung von gereinigtem Kartoffelspiritus mit Wasser oder durch Verarbeitung von Getreide in der Branntweimbrennerei. Das Getreide, namentlich Roggen, wird mit Malz gemischt, zerdrückt und mit Wasser im Maischbottich auf 60 bis 65° erhitzt,

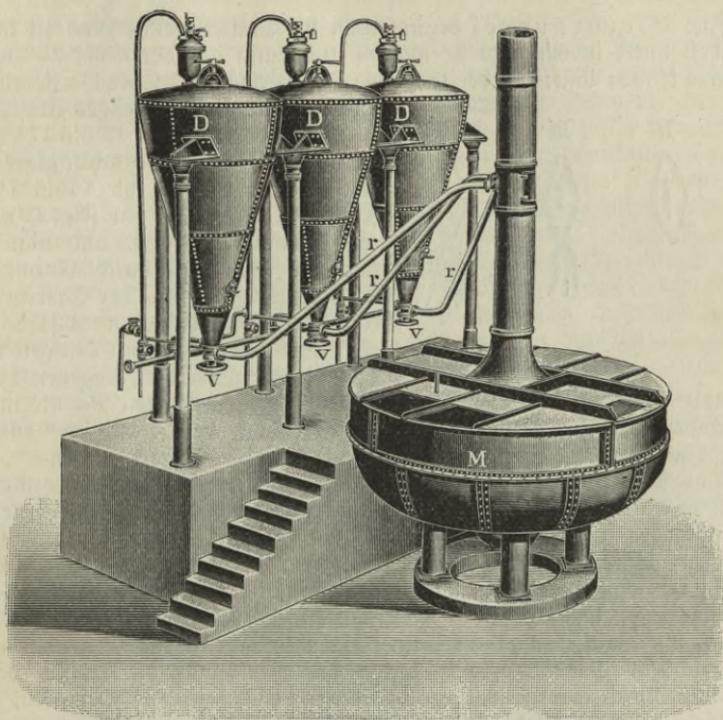


Fig. 52.

damit die Stärke in Zucker übergeht; darauf erfolgt die Gärung und das Brennen, d. h. die Destillation, ähnlich wie bei der Spiritusbereitung. Man gewinnt so eine Flüssigkeit mit 25 bis 50 Volumprozenten Alkohol und einem geringen Gehalt an Fuselölen, welche nicht entfernt werden, da sie aromatischen Geruch und Geschmack besitzen.

Aus Reis, allein oder in Mischung mit Zuckerrohrmelasse, gewinnt man auf Java den Arrak. Der Rum wird namentlich auf Jamaika und Kuba aus der Zuckerrohrmelasse durch Gärung und Destillation erhalten. Den Cognak destilliert man aus Wein und läßt ihn in Eichenfässern lagern, aus deren Holz er einen gelben Farbstoff aufnimmt.

Ein Nebenprodukt vieler Branntweimbrennereien ist die Preßhefe, welche zur Auflockerung des Weißbrotteigs verwendet wird, weil sie in diesem

eine Alkoholgärung hervorruft. Um sie zu erhalten, läßt man Roggenmaische bei fast 30° sehr schnell vergären, schöpft die empor-schäumende Hefe ab und wäscht sie, indem man sie durch ein auf Wasser schwimmendes Haarsieb drückt; die herabsinkenden Hefezellen bilden am Boden einen Schlamm, welcher gewöhnlich durch Stärkezusatz konsistenter gemacht und dann durch Pressen von überschüssigem Wasser befreit wird.

Bierbrauerei.

Zur Bierbrauerei benutzt man die Gerste, welche zunächst in Malz verwandelt wird, indem man sie quellen und dann auf der 8 bis 10° warmen Malztenne keimen läßt; hierbei tritt eine Selbsterwärmung der Gerste ein, aber

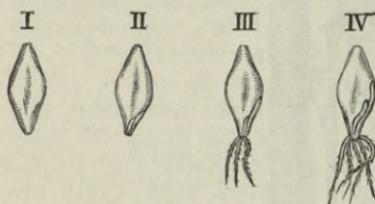


Fig. 53.

man verhindert durch häufiges Umschaukeln, daß die Temperatur über 15 bis 17° hinausgeht. Haben nach etwa achttägiger Keimdauer die Wurzelkeime die 1 bis 1½fache Kornlänge erreicht (IV in Fig. 53), so ist genug Diastase gebildet, und man unterbricht die Keimung durch Entwässerung des Malzes. Das in der Spiritus- und Branntweindrennerei verwendbare „Luftmalz“ wird nur in einem luftigen Raume bei 20 bis 40° getrocknet, dagegen muß das

„Darmmalz“ der Bierbrauereien in der Darre, einem geheizten Raume mit zwei übereinander liegenden Gorden aus Drahtgeflecht, bei 50 bis 100° entwässert werden, damit sich die Farb- und Geschmacksstoffe des Bieres bilden.

Das Malz wird von den Wurzelkeimen befreit, in den Schrotmaschinen zerdrückt und im Maischbottich mit Wasser auf etwa 65° erhitzt. Letzteres geschieht nach dem namentlich in England üblichen Aufgußverfahren durch Zusatz von heißem Wasser, dagegen wird nach dem in Deutschland und Österreich gebräuchlichen Kochverfahren die Temperatur ganz allmählich gesteigert, indem man kaltes Wasser zugibt und mehrfach einen Teil der Maische abzieht und kocht, um ihn dann wieder mit dem übrigen zu vereinigen.

Nachdem so die Stärke verzuckert ist, trennt man die Treber, d. h. die Malzkörner, durch eine Filtration im Läuterbottich von der Flüssigkeit, welche nun Würze genannt wird, und kocht letztere mit den weiblichen Blütenzapfen des Hopfens (Fig. 54); hierdurch erhält sie einen bitteren Geschmack, und gleichzeitig wird die Fermentwirkung der Diastase vernichtet. — Bevor man die Würze in Gärung versetzt, wird sie gekühlt, und zwar bis 50° im Kühlschiff, einer flachen, eisernen Schale, und weiter auf dem Flächenberieselungskühler, wo sie über viele von fließendem Eiswasser erfüllte Röhren herabläuft.



Fig. 54.

Erfolgt die durch Hefezusatz verursachte Gärung bei 5 bis 6°, so sammeln sich die Hefezellen am Boden, und man erhält ein untergäriges Lagerbier; läßt man sie dagegen bei 15 bis 22° stürmisch verlaufen, so wird die Hefe durch das Kohlendioxyd gehoben, und es entsteht ein obergäriges Weiß- oder Braunbier. Nachdem die in Gärbottichen stattfindende Hauptgärung beendet ist, macht das Lagerbier in Fässern und das Weißbier in Flaschen eine langsam verlaufende

Nachgärung durch. Das fertige Bier enthält neben dem Alkohol noch erhebliche Mengen unvergorener, zuckerartiger Stoffe; z. B. besitzt das Lagerbier bei 3 bis 4% Alkoholgehalt in der Regel 5 bis 8% „Extraktstoffe“, unter denen Zucker und Dextrin an Menge überwiegen.

Wein.

Der Wein entsteht durch die Alkoholgärung aus Most, dem zuckerhaltigen Saft der Weintrauben. Gärt nur der Saft, so entsteht aus weißen und roten Trauben Weißwein; um Rotwein zu erhalten, läßt man die Schalen der roten Weinbeeren mit vergären. Während die Spiritus-, Branntwein- und Biergärung durch den Bierhefepilz verursacht wird, ist zur Weingärung der länglich geformte Weinhefepilz, *Saccharomyces ellipsoideus*, erforderlich. Da dieser auf den Weinbeeren überall vorkommt, ist ein Zusatz von Hefe nicht nötig; trotzdem wird in neuerer Zeit der Weinhefepilz in Reinkulturen gezüchtet und dem Most zugesetzt, damit die Gärung gleichmäßiger verläuft. Beim Steigen des Alkoholgehaltes kristallisiert aus dem Wein allmählich eine harte, braune Schicht von Weinstein in den Lagerfässern aus. Reine Naturweine enthalten durchschnittlich 7 bis 12% Alkohol, bei manchen südländischen Weinen, z. B. dem Portwein, steigt der Gehalt infolge von Alkoholzusatz auf 20 bis 24%. Um die Alkoholmenge im Wein, Bier usw. zu bestimmen, destilliert man von einer Probe etwa die Hälfte ab, ergänzt das Destillat durch Wasserzusatz bis zum ursprünglichen Volumen und prüft sein spezifisches Gewicht. — Die Obstweine, welche aus den Säften verschiedener Obstarten, z. B. der Stachel- und Johannisbeeren, meist nach reichlichem Zuckerzusatz gewonnen werden, entstehen durch die Gärthätigkeit des Spizhefepilzes, *Saccharomyces apiculatus*.

Ein Verschneiden, d. h. ein Vermischen mehrerer Most- oder Weinsorten, ist statthaft. Ebenso darf einem Weine etwas Alkohol und, falls zuviel Weinsäure vorhanden ist, reines Calciumcarbonat zugesetzt werden. Als Gallisieren bezeichnet man das Zusetzen von Zucker und Wasser; dieses ist nur statthaft, solange der Wein mehr als 1,5% Extraktstoffe enthält. Gips zum Klären des Rotweins zu benutzen, ist in Frankreich üblich, in Deutschland nicht. — Um Schaumwein zu erhalten, versetzt man einen jungen Wein mit 2% Zucker, füllt ihn in starke Flaschen und überläßt ihn dort einer neuen, 1 bis 2 Jahre andauernden Gärung. Dann werden die Flaschen umgekehrt und zur Beseitigung der Hefe einen Augenblick geöffnet, bevor man sie mit einem Gemenge wohlgeschmeckender Stoffe nachfüllt und sie wieder verkorkt.

Eine Gewinnung des Alkohols aus dem Hauptbestandteil des Holzes, dem Zellstoff oder der Zellulose, ist möglich, aber technisch nicht lohnend.

Die übrigen einwertigen Alkohole der Grenzkohlenwasserstoffe sind nicht von größerer Bedeutung. Als Hauptbestandteil der bei der Gärung der Kartoffelmaische entstehenden Fuselöle kommt der giftige Gärungsamylalkohol in Betracht, welcher aus einem Gemenge zweier isomeren Verbindungen von der Formel $C_5H_{11} \cdot OH$ besteht. Dieser ist eine farblose, ölartige, stark lichtbrechende Flüssigkeit, die sich mit Wasser nicht mischt;

er besitzt widrigen Geruch und brennenden Geschmack und bewirkt starken Hustenreiz und Kopfschmerz.

Wiederholungstabelle für die Alkohole.

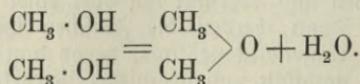
- 1) Allgemeine Formel, Wertigkeit, allgemeine Eigenschaften der Alkohole, Ester.
- 2) Methylalkohol: giftig. Anilinfarben.
- 3) Äthylalkohol: Firnis, Tinktur, Essenz.
- 4) Spiritusbrennerei: Kartoffelspiritus, Stärke, Malz, (Diastase), Maische, Rohspiritus, Schlempe, Branntwein.
- 5) Bierbrauerei: untergäriges und obergäriges Bier.
- 6) Weinbereitung: Portwein, Obstwein, Schaumwein.

Die Äther.

Ersetzt man den Hydroxylwasserstoff im Methylalkohol durch Methyl, im Äthylalkohol durch Äthyl, im Propylalkohol durch Propyl usw., so entstehen die **einfachen Äther**, und zwar:

aus Methylalkohol, $\text{CH}_3 \cdot \text{OH}$, der Methyläther, $(\text{CH}_3)_2\text{O}$,
 „ Äthylalkohol, $\text{C}_2\text{H}_5 \cdot \text{OH}$, „ Äthyläther, $(\text{C}_2\text{H}_5)_2\text{O}$,
 „ Propylalkohol, $\text{C}_3\text{H}_7 \cdot \text{OH}$, „ Propyläther, $(\text{C}_3\text{H}_7)_2\text{O}$,
 „ Butylalkohol, $\text{C}_4\text{H}_9 \cdot \text{OH}$, „ Butyläther, $(\text{C}_4\text{H}_9)_2\text{O}$,
 usw.

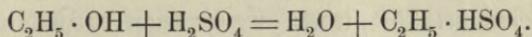
Man kann aber die einfachen Äther auch als die Anhydride der Alkohole betrachten, indem man sich ein Molekül Äther aus zwei Molekülen Alkohol durch Austritt eines Wassermoleküls entstanden denkt, z. B.:



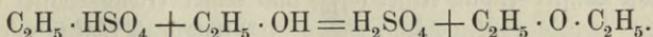
Tatsächlich werden die Äther durch Überhitzung mit Wasser in Gegenwart von etwas Säure unter Wasseraufnahme in die Alkohole zurückverwandelt.

Die bekannteste dieser Verbindungen ist der **Äthyläther**, $(\text{C}_2\text{H}_5)_2\text{O}$, welcher gewöhnlich kurz Äther genannt wird. Man gewinnt ihn durch Destillation einer Mischung von 9 Teilen konzentrierter Schwefelsäure und 5 T. Äthylalkohol bei 130 bis 140° (Fig. 55); in demselben Maße, wie der entstehende Äther aus dem Destillierkolben entweicht, läßt man fortwährend wieder frischen Alkohol hinzufließen. Die Umsetzung erfolgt

in zwei Stufen, denn zunächst entsteht Wasser und Äthylschwefelsäure, $C_2H_5 \cdot HSO_4$ ¹⁾:



Die Äthylschwefelsäure geht dann mit einem zweiten Molekül Alkohol in freie Schwefelsäure und Äther über:



Die wieder frei werdende Schwefelsäure kann aufs neue Äthylschwefelsäure bilden, so daß der Vorgang theoretisch unbegrenzt ist.

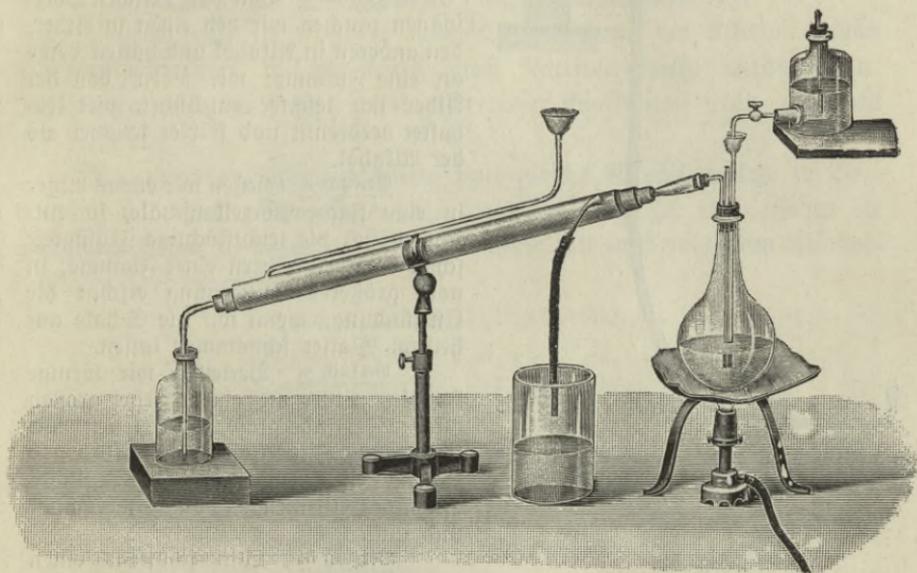


Fig. 55.

Diese in zwei Reaktionen gegliederte Ätherbildung ist nicht mit einer einfachen durch Schwefelsäure bewirkten Wasserentziehung zu verwechseln, zumal das dabei entstehende Wasser nicht von der Schwefelsäure zurückgehalten, sondern mit dem Äther abdestilliert wird.

Man befreit den Äther durch Waschen mit Wasser von mitgerissenem Alkohol und trocknet ihn durch Destillation über Kalk oder Chlorcalcium; die letzten Spuren von Wasser und Alkohol können durch Natrium gebunden werden, welches auf den Äther selbst nicht einwirkt.

¹⁾ Nicht der zu erwartende Schwefelsäure=Äthylester.

Reiner Äthyläther ist eine leicht bewegliche, farblose, stark „ätherisch“ riechende Flüssigkeit vom spez. Gew. 0,72, welche sich sehr leicht verflüchtigt und schon bei 35° siedet. Er ist leicht entzündlich und deshalb feuergefährlich, ein Gemisch seines Dampfes mit Sauerstoff und auch mit Luft explodiert heftig beim Entzünden. Mit Wasser ist er nicht mischbar, indessen löst Wasser etwas Äther ($\frac{1}{10}$) und Äther etwas Wasser ($\frac{1}{36}$) auf.

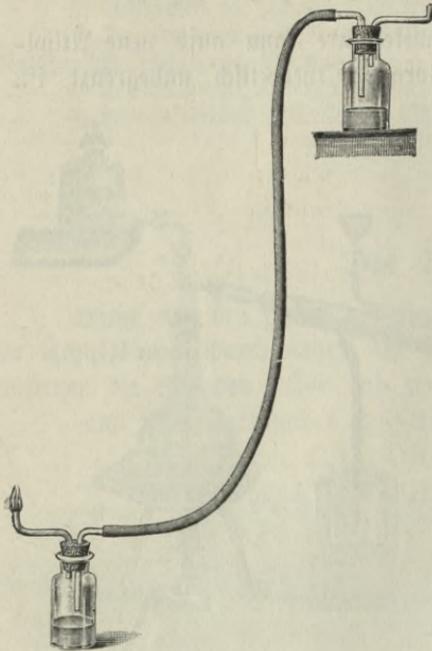


Fig. 56.

Verfuch 1. Tröpfeln wir Äther auf die flache Hand, so verdunstet er schnell und verursacht dadurch ein starkes Kältegefühl.

Verfuch 2. Von zwei gleichen Holzspänen tauchen wir den einen in Äther, den anderen in Alkohol und halten beide an eine Flamme; wir sehen, daß der Äther sich leichter entzündet, viel lebhafter verbrennt und stärker leuchtet als der Alkohol.

Verfuch 3. Gießen wir etwas Äther in eine flache Porzellanschale, so entzündet sich die leichtflüchtige Flüssigkeit schon beim Annähern einer Flamme; in noch größerer Entfernung erfolgt die Entzündung, wenn wir die Schale auf heißem Wasser schwimmen lassen.

Verfuch 4. Verteilen wir wenige Tropfen Äther in einem sehr großen offenen Zylinderglase, oder leiten wir Luft oder Sauerstoff durch Äther, so entsteht ein dem Knallgase ähnliches explosives Gemenge von Ätherdampf und Luft.

Verfuch 5. Wir schütteln einen Tropfen Olivenöl, etwas Talg oder ein

Körnchen Jod mit Äther in einem Probierglase und bemerken, daß vollständige Auflösung erfolgt.

Verfuch 6. Um die Schwere seines Dampfes zu zeigen, gießen wir wenig Äther (Molekulargew. 74) in zwei kleine Pulverflaschen, die mit doppelten Ableitungsröhren versehen und durch einen etwa 50 cm langen Schlauch verbunden sind, wie Fig. 56 zeigt; wird in die obere Flasche anfangs etwas Luft eingeblasen, so entwickelt sich alsbald ein Strom von Ätherdampf, welcher aus der unteren Flasche entweicht und dort entzündet wird; heben wir letztere bis über das Niveau der ersteren, so strömt der Dampf in umgekehrter Richtung und kann an der entgegengesetzten Stelle entzündet werden.

Äther findet Verwendung als Lösungsmittel für viele organische Stoffe, z. B. Fette, Schießbaumwolle, Alkaloide und Harze. Eine Lösung von 1 Teil Äther in 3 T. Alkohol ist das unter dem Namen Hoffmanns Tropfen bekannte Heilmittel. Eingeatmet bewirkt der Äther

Gefühl- und Bewußtlosigkeit; deshalb wurde er, bevor das Chloroform im Gebrauch war, bei schmerzhaften Operationen als „Anästhetikum“ verwendet. Die örtliche Unempfindlichkeit eines Körperteils wird häufig durch Aufspritzen von fein zerteiltem Äther und die hierdurch entstehende Verdunstungskälte hervorgerufen.

Die allgemeine Formel der einfachen Äther ist $C_nH_{2n+2}O$. Da nun die einwertigen Alkohole die gleiche allgemeine Formel haben, so entspricht jedem dieser Äther ein mit ihm isomerer Alkohol, z. B. ist

C_2H_6O entweder Methyläther oder Äthylalkohol,

$C_4H_{10}O$ „ Äthyläther „ Butylalkohol usw.

Eine Verwechslung ist trotzdem ausgeschlossen, denn der Alkohol enthält Hydroxylwasserstoff, welcher leicht durch Natrium ersetzt werden kann; dagegen reagiert der Äther, weil ihm dieser Wasserstoff fehlt, gar nicht auf Natrium.

Die einfachen Äther enthalten zwei gleiche Alkoholradikale in Verbindung mit einem Sauerstoffatom. Im Gegensatz zu ihnen stehen die **gemischten Äther**, in denen das Sauerstoffatom mit zwei ungleichen Alkoholradikalen verbunden ist, z. B.:

Äthylmethyläther, $C_2H_5 \cdot O \cdot CH_3$,

Äthylbutyläther, $C_2H_5 \cdot O \cdot C_4H_9$,

Methylamyläther, $CH_3 \cdot O \cdot C_5H_{11}$.

Wiederholungstabelle für Äther.

- 1) Entstehung der Äther.
- 2) Darstellung des Äthyläthers.
- 3) Eigenschaften des Äthyläthers. (Versuche.)
- 4) Einfache und gemischte Äther.

Die Oxydationsprodukte der einwertigen Alkohole.

(Aldehyde und Fettsäuren. — Ketone.)

Allgemeines.

Die Verbindungen:

$H \cdot CH_2 \cdot OH$ Methylalkohol,

$CH_3 \cdot CH_2 \cdot OH$ Äthylalkohol,

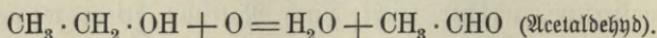
$CH_3 \cdot CH_2 \cdot CH_2 \cdot OH$ normaler Propylalkohol,

$CH_3 \cdot CH_2 \cdot CH_2 \cdot CH_2 \cdot OH$ normaler Butylalkohol,

usw.

enthalten sämtlich die einwertige Atomgruppe $-\text{CH}_2 \cdot \text{OH}$ und werden primäre Alkohole genannt. Im Gegensatz zu ihnen stehen sekundäre und tertiäre Alkohole. Für die sekundären ist die zweiwertige Atomgruppe $= \text{CH} \cdot \text{OH}$ charakteristisch, für die tertiären die dreiwertige Gruppe $\equiv \text{C} \cdot \text{OH}$. Ein sekundärer Alkohol ist z. B. der Isopropylalkohol, $(\text{CH}_3)_2 \cdot \text{CH} \cdot \text{OH}$, ein tertiärer ist der vom Isobutan abzuleitende Alkohol $(\text{CH}_3)_3 \cdot \text{C} \cdot \text{OH}$. Diese drei Arten der einwertigen Alkohole liefern bei ihrer Oxydation vollkommen verschiedene Produkte.

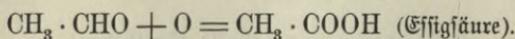
Wird ein primärer Alkohol stufenweise oxydiert, so entsteht zunächst durch die Einwirkung eines Sauerstoffatoms auf das Alkoholmolekül der entsprechende Aldehyd, z. B.:



Der Aldehyd unterscheidet sich vom Alkohol dadurch, daß er zwei Wasserstoffatome weniger besitzt, und hierauf bezieht sich sein Name, der aus „Alkohol dehydrogenatus“ zusammengezogen ist. Jeder Aldehyd

enthält die einwertige Atomgruppe $-\text{CHO}$, aufgelöst: $-\text{C} \begin{array}{l} \text{H} \\ \diagdown \\ \text{O} \end{array}$.

Schreitet die Oxydation weiter fort, so nimmt der Aldehyd ein Sauerstoffatom auf und verwandelt sich in eine Säure mit gleich vielen Kohlenstoffatomen, z. B.:



Dabei geht die Gruppe $-\text{CHO}$ über in die für alle organischen Säuren charakteristische Carboxylgruppe $-\text{COOH}$, aufgelöst:

$-\text{C} \begin{array}{l} \text{OH} \\ \diagdown \\ \text{O} \end{array}$. So entstehen durch die Oxydation der primären Alkohole

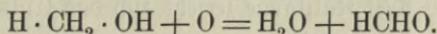
zwei homologe Reihen von Verbindungen, nämlich die Aldehyde von der allgemeinen Formel $\text{C}_n\text{H}_{2n}\text{O}$ und die Fettsäuren von der Formel $\text{C}_n\text{H}_{2n}\text{O}_2$. Letztere sind einbasisch, weil sie nur eine Carboxylgruppe enthalten; ihr Name rührt daher, daß manche von ihnen in den Fetten enthalten sind und andere durch deren Oxydation entstehen. Die Reihe der Säuren ist die wichtigere und vollständigere, zu ihr gehören:

	Formel:	Siedepunkt bei 760 mm Druck:
Ameisensäure	CH_2O_2	99°
Essigsäure	$\text{C}_2\text{H}_4\text{O}_2$	118°

	Formel:	Siedepunkt bei 760mm Druck:	Siedepunkt bei 100mm Druck:
Propionsäure	$C_3H_6O_2$	141°	
Buttersäure ¹⁾	$C_4H_8O_2$	163°	
Valeriansäure	$C_5H_{10}O_2$	186°	
Capronsäure	$C_6H_{12}O_2$	205°	
Palmitinsäure	$C_{16}H_{32}O_2$	<i>6,35 H₃₁ 600H</i>	269°
Margarinsäure	$C_{17}H_{34}O_2$		277°
Stearinsäure	$C_{18}H_{36}O_2$	<i>6,17 H₃₅ 600H</i>	287°
usw.		<i>6,12 H₂₃ 600H</i>	

Formaldehyd und Ameisensäure.

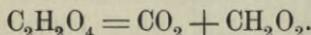
Formaldehyd. Der **Formaldehyd**, CH_2O oder $H \cdot CHO$, ist das erste Oxydationsprodukt des Methylalkohols. Er entsteht, wenn ein Gemenge von Methylalkoholdampf und Luft über eine erwärmte Spirale aus Kupferdrahtnetz geleitet wird:



Formaldehyd ist ein Gas von großer Reaktionsfähigkeit, welches sich bei starker Kälte zu einer wasserhellen, leichtbeweglichen, schon bei -21° siedenden Flüssigkeit verdichtet. Eine 40 prozentige Auflösung des Gases in Wasser kommt als **Formalin** in den Handel und findet Verwendung als sehr wirksames Desinfektionsmittel.

Verfuch. Gießen wir Formalin in eine ammoniakalische Silbersalzlösung, so entsteht ein Silber Spiegel, weil der Aldehyd sich zur Säure oxydiert und dadurch reduzierend wirkt.

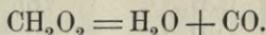
Ameisensäure. **Ameisensäure** (Acidum formicium von formica, die Ameise), CH_2O_2 oder $HCOOH$, wurde zuerst in dem sauren Saft beobachtet, den die Ameisen zu ihrer Verteidigung ausspritzen. Sie kommt außerdem in manchen Nadeln und in den Borsten der Brennesseln natürlich vor. Man gewinnt sie zumeist durch Erhitzen der Oxalsäure, $C_2H_2O_4$, welche in Gegenwart von Glycerin leicht in Kohlendioxyd und Ameisensäure zerfällt:



Die Ameisensäure ist eine farblose, ägend riechende und wirkende Flüssigkeit, welche stark sauer reagiert und sich in jedem Verhältnis in

¹⁾ Von C_4 ab kommen Isomeren vor. Die Siedepunktangabe bezieht sich alsdann auf die normale Verbindung.

Wasser löst. Auf weichen Hautstellen erzeugt sie Blasen und Wunden. Sie siedet bei 99° und erstarrt in der Kälte zu weißen, bei 9° schmelzbaren Kristallen. Spez. Gew. 1,22. Mit viel konzentrierter Schwefelsäure im Probierglase erhitzt, zerfällt sie in Wasser und reines Kohlenoxyd, welches leicht an seiner Brennbarkeit erkannt wird:



Kohlenoxyd ist als das Anhydrid der Ameisensäure zu betrachten.

Acetaldehyd und Essigsäure.

Acetaldehyd. Der **Acetaldehyd**, $\text{CH}_3 \cdot \text{CHO}$, bildet sich, wenn man Äthylalkohol durch Erhitzen mit Kaliumdichromat und verdünnter Schwefelsäure oxydiert. Er ist eine farblose, erstickend riechende, brennbare Flüssigkeit, welche bei 21° siedet und sich in Wasser, Alkohol und Äther leicht löst. Ein Chlorsubstitutionsprodukt desselben ist das Chloral, $\text{CCl}_3 \cdot \text{CHO}$; dieses verbindet sich mit Wasser zu Chloralhydrat, $\text{CCl}_3 \cdot \text{CH}(\text{OH})_2$, einem farblos kristallisierenden, sublimierbaren Stoff, der als Schlafmittel häufig Verwendung findet. Mit Kalilauge zersetzt sich das Chloral in Chloroform und Kaliumformiat, $\text{H} \cdot \text{COOK}$:

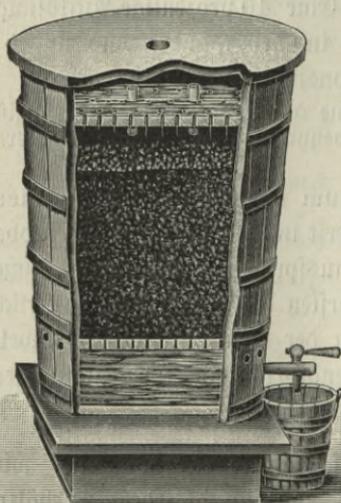
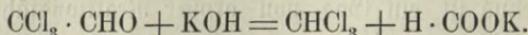


Fig. 57.

Essigsäure. **Essigsäure** (Acidum aceticum von acetum, der Essig), $\text{C}_2\text{H}_4\text{O}_2$ oder $\text{CH}_3 \cdot \text{COOH}$, ist die wichtigste und am längsten bekannte aller organischen Säuren, sie hat in den meisten Sprachen der Gruppe der Säuren den Namen gegeben. Der Essig ist eine meist nur 3 bis 6 prozentige Lösung von Essigsäure in Wasser. Wir erhalten sehr leicht Essigsäuredämpfe neben Acetaldehyd bei der Oxydation von Äthylalkohol durch Platinmohr. Salze der Essigsäure treten im Saft mancher Bäume sowie im Schweiß natürlich auf.

Keine Essigsäure ist eine durchdringend sauer riechende, farblose, auf der Haut Blasen ziehende Flüssigkeit, welche das spez. Gew. 1,055 besitzt und bei 118° siedet. Ihr Dampf brennt mit blauer Flamme.

Veruch. Erhize im Reagenzrohr einige Kubitzentimeter starker Essigsäure und entzünde die entweichenden Dämpfe.

In der Kälte erstarrt sie zu großen, bei 17° schmelzenden Kristallblättern und wird dann wegen ihres eisähnlichen Aussehens als Eisessig bezeichnet.

Technisch gewinnt man die Essigsäure entweder durch einen Gärungsvorgang aus Alkohol oder durch Verarbeitung des bei der trockenen Destillation des Holzes auftretenden Holzessigs. Die Essiggärung des Alkohols besteht in einer Aufnahme von Luftsaurestoff, welche durch den Essigpilz, *Mycoderma aceti*, vermittelt wird. Bei der in Deutschland üblichen „Schnellessigfabrikation“ benugt man 2 bis 4 m hohe Holzfässer, die Essigbilder, deren Inneres durch zwei Siebböden geteilt ist (Fig. 57); zwischen letzteren liegt eine Schicht von Hobelspänen aus Buchenholz, welche man zunächst mit erwärmtem, starkem Essig durchtränkt, um dadurch einen Nährboden für den aus der Luft hinzutretenden Essigpilz zu schaffen. Alsdann läßt man 6 bis 10prozentigen Spiritus mehrmals durch den ganzen Essigbilder herabrieseln, in welchem die Reaktionswärme eine Temperatur von etwa 30° und gleichzeitig einen lebhaften Luftwechsel hervorbringt. In ähnlicher Weise kann man Obstwein und ungehopftes Bier in Essig überführen.

Während die Essiggärung nur stark verdünnte Lösungen von Essigsäure ergibt, kann man aus Holzessig die vollkommen reine Verbindung darstellen.

Die Essigsäure findet neben ihrer Benutzung als Speiseessig auch mannigfache Verwendung zur Darstellung von Farbstoffen und als Lösungsmittel für organische Verbindungen. Rohes Holzessig wird auch zum Bestreichen von Fleischwaren als Ersatz der Räucherung in großen Mengen verwendet.

Von den essigsauren Salzen oder Acetaten benugt man im Laboratorium am häufigsten das Natriumacetat, $\text{NaC}_2\text{H}_3\text{O}_2 + 3\text{H}_2\text{O}$, welches durch Auflösen von Soda in Essigsäure dargestellt wird. Es kristallisiert in klaren, rhombischen Prismen und löst sich in Wasser unter starker Temperaturerniedrigung. — Calciumacetat, $\text{Ca}(\text{C}_2\text{H}_3\text{O}_2)_2 + 2\text{H}_2\text{O}$, ist die aus Essigsäure und Kalkmilch bei der Destillation des Holzessigs entstehende Verbindung. — Mehrere essigsaure Salze sind wichtige Beizmittel in der Färberei und Rattundruckerei, namentlich das nur in Lösung bekannte neutrale Aluminiumacetat oder die essigsaure Tonerde. Diese Verbindung dient auch als zusammenziehendes oder adstringierendes Heilmittel. Beim Eintrocknen ihrer Lösung zerlegt sie sich unter Abgabe von Essigsäure.

Wichtig sind ferner auch das Blei- und das Kupferacetat, die auf S. 74 und S. 66 behandelt worden sind.

Die Acetate werden daran erkannt, daß sie beim Erhitzen mit Schwefelsäure den charakteristischen Geruch der Essigsäure entwickeln. Erwärmt man sie mit Alkohol und Schwefelsäure, so entsteht der angenehm riechende Essigsäure-Äthylester, $(C_2H_3O_2)C_2H_5$.

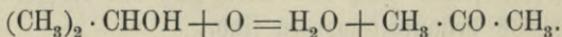
Andere Säuren der Fettsäurereihe.

Buttersäure. Normale Buttersäure, $C_4H_8O_2$ oder $CH_3 \cdot CH_2 \cdot CH_2 \cdot COOH$, kommt neben anderen Fettsäuren in der Butter vor, und zwar in Verbindung mit einem dreiwertigen Alkohol, dem Glycerin, als Buttersäure-Glycerinester. Dieser zerfällt bei längerem Aufbewahren der Butter teilweise in Buttersäure und Glycerin. Frei tritt die Buttersäure im Schweiß und in der Flüssigkeit der Muskeln auf. Sie ist eine farblose, ölige, bei 163° siedende Flüssigkeit von ranzigem Geruch.

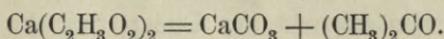
Palmitin- und Stearinsäure. Die Fettsäuren mit mehr als zehn Atomen Kohlenstoff sind bei gewöhnlicher Temperatur feste Stoffe. Die wichtigsten unter ihnen sind die **Palmitinsäure**, $C_{16}H_{32} \cdot COOH$, und die **Stearinsäure**, $C_{18}H_{36} \cdot COOH$, weil ihre Glycerinester zwei Hauptbestandteile aller tierischen Fette bilden (vgl. später Ölsäure). Der Glycerinester der Palmitinsäure kommt auch in pflanzlichen Fetten in großer Menge vor. Palmitinsäure wird gewöhnlich aus dem von der Ölpalme (*Elaeis guinensis*) gewonnenen Palmöl dargestellt, Stearinsäure dagegen aus Talg. Die Stearinterzen bestehen aus einem Gemenge von Stearin- und Palmitinsäure, welchem man, um die kristallinische Struktur der beiden Säuren zu vermeiden, etwas Paraffin oder Wachs beifügt. Die sogenannte Elfenbeinmasse besteht aus Gips, welcher mit geschmolzener Stearinsäure getränkt ist.

Ketone.

Während die Oxidation eines primären Alkohols nacheinander zwei Produkte, den Aldehyd und die entsprechende Säure ergibt, erhält man aus einem sekundären Alkohol unter denselben Bedingungen nur ein Oxidationsprodukt, das **Keton**. Die zweiwertige Gruppe $=CHOH$, welche für die sekundären Alkohole charakteristisch ist, verliert bei der Oxidation zwei Wasserstoffatome und wird dadurch zur zweiwertigen **Karboxylgruppe**, $=CO$. Der einfachste der sekundären Alkohole ist der bei 84° siedende **Isopropylalkohol**, $(CH_3)_2 \cdot CHOH$. Dieser verwandelt sich bei seiner Oxidation in das **Dimethylketon** oder **Aceton**, $CH_3 \cdot CO \cdot CH_3$:



Aceton. Aceton ist eine wasserhelle, bei 56° siedende Flüssigkeit von eigentümlich ätherischem und erfrischendem Geruch. Es dient als Material zur Darstellung zahlreicher organischer Verbindungen und wird auch als Lösungsmittel bei der Bereitung des rauchlosen Pulvers gebraucht. In reichlicher Menge, aber nicht völlig rein wird es neben Methylalkohol aus dem „rohen Holzgeist“ gewonnen. Reines Aceton erhält man durch Erhitzen von Calciumacetat in eisernen Kesseln auf 400 bis 600°:



Tertiäre Alkohole. Wird ein tertiärer Alkohol oxydiert, so entsteht weder ein Keton noch ein Aldehyd oder eine Säure mit gleich vielen Kohlenstoffatomen. Der Alkohol geht vielmehr unter Zerfall der Kohlenstoffkette in verschiedene Verbindungen mit geringerer Anzahl von Kohlenstoffatomen über. So z. B. zerfällt der tertiäre Butylalkohol, $(\text{CH}_3)_3 \cdot \text{COH}$, bei der Oxydation durch Chromsäure in Kohlendioxyd, Essigsäure und Aceton.

Wiederholungstabelle für die Oxydationsprodukte der einwertigen Alkohole.

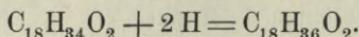
- 1) Primäre ($-\text{CH}_2\text{OH}$), sekundäre ($=\text{CHOH}$) und tertiäre ($\equiv\text{COH}$) Alkohole. Aldehyde, Fettsäuren. — Ketone.
- 2) Fettsäurereihe.
- 3) Formaldehyd: Gas, Formalin.
- 4) Ameisensäure: Ameisen. Brennessel. Kohlenoxyd.
- 5) Acetaldehyd: Chloralhydrat (Schlafmittel).
- 6) Essigsäure: Holzessig, Weinessig, Eisessig, Acetate.
- 7) Butterssäure, Palmitin-, Stearinsäure.
- 8) Ketone: Aceton.

Die Grenzkohlenwasserstoffe und ihre einfachsten gesättigten Derivate.

Grenzkohlenwasserstoff	Halogen-substitutionsprodukt	Alkohol	Aldehyd	Säure	Äther
CH_4 Methan	CH_3Cl Methylchlorid	CH_3OH Methylalkohol	HCHO Formaldehyd	HCOOH Ameisensäure	$\text{CH}_3 > \text{O}$ Dimethyläther
C_2H_6 Äthan	$\text{C}_2\text{H}_5\text{Cl}$ Äthylchlorid	$\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$ Äthylalkohol	CH_3CHO Acetaldehyd	CH_3COOH Essigsäure	$\text{C}_2\text{H}_5 > \text{O}$ Äthyläther
C_3H_8 Propan	$\text{C}_3\text{H}_7\text{Cl}$ Propylchlorid	$\text{C}_3\text{H}_7\text{OH}$ Propylalkohol	$\text{C}_2\text{H}_5\text{CHO}$	$\text{C}_2\text{H}_5\text{COOH}$ Propionsäure	$\text{C}_3\text{H}_7 > \text{O}$ Propyläther

Säuren anderer Reihen.

Ölsäure. Die **Ölsäure**, $C_{18}H_{34}O_2$ oder $C_{17}H_{33} \cdot COOH$, gehört zu einer Reihe von der allgemeinen Formel $C_nH_{2n-2}O_2$, deren Glieder also stets zwei Atome Wasserstoff weniger enthalten als die der entsprechenden Fettsäuren. Sie steht der Stearin- und der Palmitinsäure insofern nahe, als die Glycerinester dieser drei Säuren gemeinsam die meisten Fette und Öle zusammensetzen. Besonders reich an Ölsäure sind die nicht trocknenden Pflanzenöle (Oliven-, Mandel-, Baumwollensaat- und Rüböl), während z. B. in dem leicht trocknenden Leinöl die ähnliche Leinölsäure, $C_{18}H_{32}O_2$, vorherrscht. Die tierischen Fette enthalten um so mehr Ölsäure, je weicher sie sind; so kommt im Schweine- und Gänsefischmalz sowie im Fischtran hauptsächlich Ölsäure, aber in den härteren Fetten vom Rind und Schaf sehr viel Stearinsäure vor. Man gewinnt die Ölsäure als Nebenprodukt bei der Herstellung der Stearinkerzen. Sie ist eine ölige, geschmacklose Flüssigkeit und erstarrt bei 4° zu blendend weißen Nadeln, welche erst bei 14° wieder schmelzen. Mit freierwerdendem Wasserstoff kann sie sich zu Stearinsäure verbinden:



Ersetzt man in einer Säure ein Wasserstoffatom des Radikals, das mit der Gruppe $COOH$ verbunden ist, durch die Hydroxylgruppe, so entsteht eine **Oxy Säure**.

Milchsäure. Die gewöhnliche **Milchsäure** oder **Gärungsmilchsäure**, $C_3H_6O_3$ oder $CH_3 \cdot CHOH \cdot COOH$, ist die Oxy Säure der Propionsäure. Sie kommt im Opium und im Magenjaft natürlich vor und bildet sich aus Zucker durch die Gärungstätigkeit des Milch säure spalt pilzes, *Bacillus acidilactici*, beim Sauerwerden der Milch sowie im Sauerkraut und in den sauren Gurken. Mit wenig Wasser vermischt, ist die Gärungsmilchsäure eine farblose, sirupartige Flüssigkeit von stark und angenehmem saurem Geschmack; völlig wasserfrei ist sie nicht darstellbar. Von ihren Salzen, den **Laktaten**, finden einige als Arzneimittel Verwendung, besonders das in hellgelben Nadeln kristallisierende **Ferrolaktat**, $Fe(C_3H_5O_3)_2 + 3H_2O$, welches man durch Auflösung von Eisenseilspänen in sauren Molken erhält.

Um eine Milch säure g ä r u n g im Schwarzbrotteig hervorzurufen, versetzt man ihn mit Sauerteig, welcher den Milch säure spalt pilz in Menge enthält. Dagegen schützt man die Milch vor der Einwirkung des Gärungsregers, indem man sie mittels des Soxhlet'schen Apparats

in Flaschen mit selbsttätigem Gummiverschluß kocht, um die in ihr vorhandenen Spaltpilze zu töten und das Eindringen anderer aus der Luft zu verhindern. Da auch die Bierwürze an der Luft zwischen 25 und 30° leicht in Milchsäuregärung gerät, überspringt man diese Temperatur durch möglichst schnelle Abkühlung der Würze auf dem Flächenberieselungskühler.

Asymmetrisches Kohlenstoffatom. Mit Strychnin bildet die Gärungsmilchsäure zwei Salze, welche man infolge ihrer verschiedenen Löslichkeit trennen und dann wieder in Milchsäure überführen kann. Auf diese Weise wird die Gärungsmilchsäure in zwei isomere Modifikationen, die Rechts- und die Linksmilchsäure, gespalten. Erstere dreht in wässriger Lösung die Ebene eines polarisierten Lichtstrahls nach rechts, letztere dagegen nach links; Gärungsmilchsäure selbst beeinflusst das polarisierte Licht gar nicht, sie ist also optisch inaktiv. Die Rechtsmilchsäure wurde schon 1847 von Liebig im Fleischextrakt beobachtet und damals als Fleischmilchsäure bezeichnet.

Nach einer Hypothese von Le Bel und van't Hoff (1874) ist das optische Verhalten der Milchsäure bedingt durch ein asymmetrisches Kohlen-

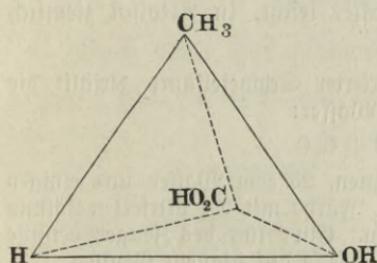


Fig. 58.

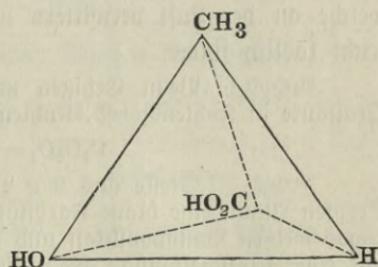
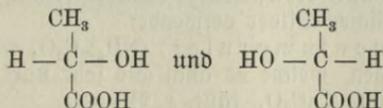


Fig. 59.

stoffatom, d. h. durch ein solches, dessen vier Wertigkeiten durch vier voneinander verschiedene Atome oder Atomgruppen (CH_3 , H, OH und COOH) gebunden sind. Stellen wir uns das asymmetrische Kohlenstoffatom im Mittelpunkte eines Tetraeders vor, auf dessen vier Ecken die übrigen Atome oder Atomgruppen der Milchsäure verteilt sind, so ergibt sich, daß zwei verschiedene Lagerungen möglich sind; entsprechend den beiden Formeln



erhalten wir zwei Tetraeder, welche nicht zur Deckung gebracht werden können, sondern symmetrisch zueinander liegen wie die rechte und die linke Hand (Fig. 58 und 59; das asymmetrische Kohlenstoffatom selbst ist nicht angedeutet). Das eine der beiden Tetraeder stellt die Anordnung der Atome in der rechtsdrehenden, das andere die in der linksdrehenden Milchsäure dar. Aus einer lockeren Verbindung je eines Moleküls der rechtsdrehenden und der linksdrehenden Modifikation besteht die optisch inaktive Säure. — Man bezeichnet Verbindungen, welche wie die Rechts- und die Linksmilchsäure nicht durch die Bindung, sondern

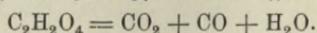
nur durch die räumliche Anordnung ihrer Atome verschieden sind, als stereoisomer. Der Zweig der chemischen Wissenschaft, welcher sich mit der Anordnung der Atome im Raume beschäftigt, ist die Stereochemie.

Oxalsäure. **Oxalsäure**, Klee säure, $C_2H_2O_4$ oder $\begin{matrix} COOH \\ | \\ COOH \end{matrix}$, enthält

zwei Karboxylgruppen und ist demnach zweibasisch. Ihr saures Kaliumsalz kommt im Saft des Sauerklees (Oxalis) und des Sauerampfers natürlich vor.

Die Oxalsäure bildet sich bei der Oxydation zahlreicher organischer Stoffe, z. B. beim Kochen von Zucker mit 40 prozentiger Salpetersäure. Technisch gewinnt man sie aus ihrem Kaliumsalz, welches durch Erhitzen von Sägespänen mit Kaliumhydroxyd unter Mitwirkung des Luftsauerstoffs erhalten wird. Sie ist giftig, reagiert stark sauer und besitzt von allen organischen Säuren den stärksten sauren Geschmack. Mit zwei Molekülen Wasser kristallisiert sie in feinen, durchsichtigen, monoklinen Säulen, welche an der Luft verwittern und in Wasser leicht, in Alkohol ziemlich leicht löslich sind.

Versuch 1. Beim Erhitzen mit konzentrierter Schwefelsäure zerfällt die Oxalsäure in Kohlendioxyd, Kohlenoxyd und Wasser:

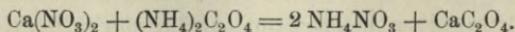


Versuch 2. Stelle aus 2 g Blauholzspänen, 25 cem Wasser und einigen Tropfen Maaß eine blaue Farbflüssigkeit her. Färbe mit der filtrierten Lösung etwas weißen Baumwollstoff und laß trocknen. Ein Stück des Zeugens betupfe mit einer Kleealzlösung. Es entstehen gelbe Flecke auf blauem Grunde.

Man benutzt die Oxalsäure in der Rattundruckerei und der Färberei sowie zum Bleichen von Flachß und Stroh. Ihre Salze heißen Oxalate. Kleealzl dient zum Beseitigen von Tinten- und Rostflecken aus Wäsche, weil es mit Ferriverbindungen leichtlösliches Kaliumferrioxalat bildet.

Versuch 3. Neutrales Kaliumoxalat, $K_2C_2O_4 + H_2O$, gibt mit Eisenvitriollösung eine stark reduzierende, blutrote Flüssigkeit, welche man zum Entwickeln photographischer Bilder verwendet.

Versuch 4. Ammoniumoxalat, $(NH_4)_2C_2O_4 + H_2O$, ist ein Reagens auf Calciumverbindungen, welche es auch aus sehr stark verdünnten Lösungen als Calciumoxalat, CaC_2O_4 , fällt, z. B.:

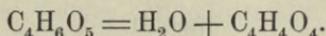


Äpfelsäure. **Äpfelsäure**, $C_4H_6O_5$ oder $\begin{matrix} CH_2 \cdot COOH \\ | \\ C^*H(OH) \cdot COOH \end{matrix}$, ist die Oxy-

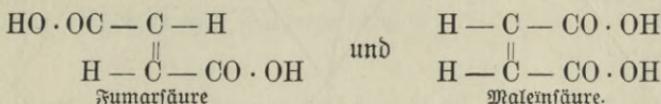
säure der Bernsteinäure. Sie enthält wie die Milchsäure ein asymmetrisches Kohlenstoffatom (durch * bezeichnet) und tritt deshalb in drei optisch verschiedenen Modifikationen, einer linksdrehenden, einer rechtsdrehenden und

einer inaktiven, auf. Die **Linksäpfelsäure** kommt namentlich in unreifen Äpfeln, Vogelbeeren, Weintrauben, Stachel- und Johannisbeeren natürlich vor. Sie bildet weiße, nadelförmige, zerfließliche Kristalle von angenehm saurem Geschmack. Die **Rechtsäpfelsäure**, welche nicht natürlich auftritt, wird aus Weinsäure dargestellt. Durch eine Vereinigung von Rechts- und Linksäpfelsäure entsteht die optisch inaktive Modifikation. Die Äpfelsäure ist zweibasisch, ihr Eisen Salz färbt Stahlmesser beim Schälen der Äpfel schwarz.

Fumar- und Maleinsäure. Wird Äpfelsäure rasch destilliert, so spaltet sie Wasser ab und verwandelt sich teils in **Maleinsäure**, welche überdestilliert, und teils in **Fumarsäure**, welche in der Retorte zurückbleibt und dort kristallinisch erstarrt; diese beiden Verbindungen sind stereoisomer und besitzen die Zusammensetzung $C_4H_4O_4$:

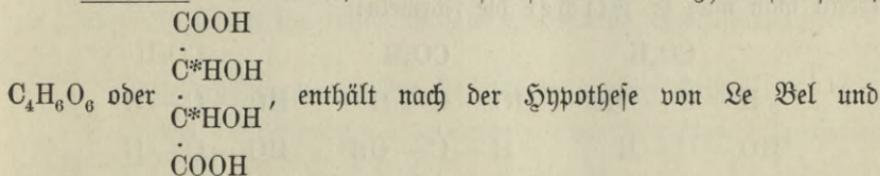


Nach van't Hoff gibt man den beiden Säuren die Formeln:



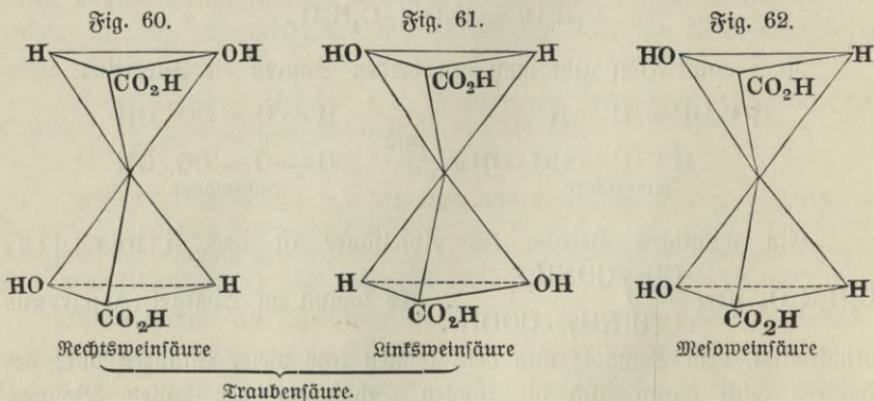
Ein wichtiges Derivat der Äpfelsäure ist das **Asparagin**, $C_4H_8N_2O_3$ oder $\begin{array}{c} CH_2 \cdot CONH_2 \\ \cdot \\ C^*H(NH_2) \cdot COOH \end{array}$. Es kommt im Spargel (*Asparagus officinalis*), dem Süßholz und den Keimen sehr vieler Pflanzen vor; besonders reich daran sind die jungen Schößlinge der Erbsen, Bohnen, Wicken und Linsen, deren Samen aber keine Spur davon enthalten. Wahrscheinlich ist das Asparagin für den Aufbau der Eiweißstoffe in den Pflanzen von großer Bedeutung.

Weinsäure. Die **Weinsäure**, Weinsäure oder Dioxybernsteinsäure,

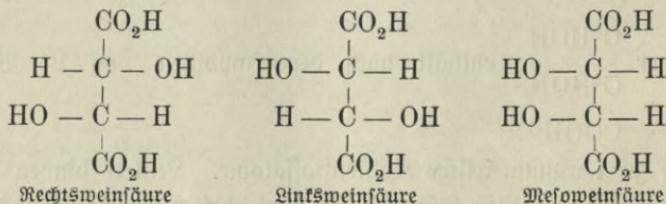


van't Hoff zwei asymmetrische Kohlenstoffatome. Letztere binden sich mit einer Wertigkeit gegenseitig, während die drei übrigen Wertigkeiten durch H, OH und COOH gesättigt sind. Die Anordnung der Bestandteile H, OH und COOH kann nun bei den beiden Kohlenstoffatomen gleich oder verschieden

sein. Ist sie gleich, so verstärkt sich ihre optische Wirkung, und die Moleküle sind alsdann entweder rechtsdrehend (Rechtswineisäure) oder ebenso stark linksdrehend (Linkswineisäure); ist aber die Anordnung verschieden, so hebt sich ihre optische Wirkung auf, und wir erhalten die inaktive Mesowineisäure. Neben diesen drei Formen kommt noch eine vierte, die Traubensäure, vor, welche durch eine lockere Verbindung gleich vieler rechts- und linksdrehender Moleküle gebildet wird und wie die Mesowineisäure optisch unwirksam ist. Diese unterscheidet sich von der Mesowineisäure dadurch, daß sie in die rechtsdrehende und die linksdrehende Modifikation gespalten werden kann, was bei der Mesowineisäure (intramolekularer Ausgleich!) unmöglich ist. Wird jedes der beiden asymmetrischen Kohlenstoffatome im Mittelpunkt eines Tetraeders angenommen, so ergibt sich folgende Anordnung:



Das obere Tetraeder ist mit dem unteren kongruent bei der Rechts- und der Linkswineisäure, symmetrisch dagegen bei der Mesowineisäure. Durch Projektion der räumlichen Gebilde auf die Ebene des Papiers erhält man nach E. Fischer die Formeln:



Von den vier stereoisomeren Formen der Weinsäure ist die schon von Scheele 1769 entdeckte Rechtswineisäure (Acidum tartaricum)

die wichtigste. Ihr saures Kaliumsalz ist im Traubensaft gelöst und scheidet sich nach der Gärung des Weines als Weinstein (Tartarus) kristallinisch aus.

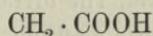
Versuch 5. Erhitze einige Weinsäurekristalle im Reagenzrohr. Sie schmelzen bei 170° und werden dann braun, indem sie den Geruch nach verbranntem Zucker annehmen.

Versuch 6. Gieße Weinsäurelösung zu Kupfersulfatlösung und füge dann Kalilauge im Überschuß hinzu. Es entsteht eine blaue Lösung (Fehling'sche Lösung¹⁾).

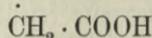
Versuch 7. Verseze etwas Weinsäurelösung mit konzentrierter Kalisalpetrelösung. Es entsteht ein weißer, kristallinischer Niederschlag von saurem weinsäurem Kalium (Weinstein).

Versuch 8. Löse 2 Z. Weinsäure, 3 Z. Natriumbicarbonat und 5 Z. Zucker in Wasser (Brausepulver zur Herstellung moussierender Limonade).

Die Salze der Rechtsweinsäure heißen Tartrate. Das in prächtigen rhombischen Säulen kristallisierende Kalium-Natriumtartrat heißt nach seinem Entdecker Seignettesalz und galt früher als wirksames Heilmittel. Der Brechweinstein, $2K(SbO)C_4O_6H_4 + H_2O$, wird häufig in der Medizin und Färberei benutzt.



Zitronensäure. Die **Zitronensäure**, $C_6H_8O_7$ oder $\overset{\cdot}{C}OH \cdot COOH$, ist



dreibasisch. In freiem Zustande kommt sie in den Zitronen, Orangen und Preiselbeeren vor, mit Äpfelsäure gemischt in Stachelbeeren und anderen Früchten. Um sie zu gewinnen, neutralisiert man den Saft nicht ganz reifer Zitronen mit fein geschlämmter Kreide und zersetzt das sich ausscheidende Calciumcitrat durch Schwefelsäure. Zitronensäure kristallisiert mit 1 Mol. Wasser in leichtlöslichen rhombischen Prismen, bei 130° wird sie wasserfrei, und bei höherer Temperatur zerfällt sie unter Bildung von Aconitsäure. Sie bildet drei Reihen wohlcharakterisierter Salze und Ester. Man benutzt die Säure als Ersatz für Essig und zur Herstellung von Limonaden.

Wiederholungstabelle für die Säuren anderer Reihen.

1) Ölsäure und Leinölsäure; verwandt mit den Fettsäuren. Trocknende und nichttrocknende Öle.

2) Milchsäure: asymmetrisches Kohlenstoffatom.

3) Oxalsäure: zweibasisch, Keesalz, Eisenreaktion.

¹⁾ Die Fehling'sche Lösung besteht meist aus 34,64 g Kupfervitriol, 173 g Seignettesalz und 50 g Natriumhydroxyd, die in Wasser zu einem Liter gelöst sind.

- 4) Äpfelsäure: Monoxysäure der Bernsteinsäure. Fumar- und Maleinsäure.
 5) Weinsäure: Dioxysäure der Bernsteinsäure. Rechtsweinsäure, Weins-
 stein, Seignettesalz, Linksweinsäure, Mesoweinsäure, Traubensäure.
 6) Zitronensäure: dreibasische Säure.

Fette und Seifen. — Glycerin.

Vorkommen. Sowohl im Tier- als im Pflanzenreiche sind **feste Fette** und **fette Öle** sehr verbreitet. In den Pflanzen bilden sie sich durch die Assimilation aus unorganischen Stoffen, sie lagern sich in den Samen ab und dienen als Nährstoffe für den Keimling. Im tierischen Körper werden sie durch die Spaltung von Eiweißstoffen oder durch die Zersetzung von Kohlehydraten gebildet und im Bindegewebe an verschiedenen Stellen, namentlich unter der Haut und an den Eingeweiden, Nieren und Knochen abgelagert.

Zusammensetzung. Die Fette sind Gemenge von Estern, welche das **Glycerin**, ein dreiwertiger Alkohol von der Formel $C_3H_5(OH)_3$, mit verschiedenen Fettsäuren, besonders mit Stearin-, Palmitin- und Ölsäure bildet, und zwar sind in ihnen alle drei Hydroxylgruppen durch einwertige Fettsäurereste ersetzt (Triglyceride):

Die wichtigsten sind:

- das **Stearin** (Tristearin), $C_3H_5(C_{18}H_{35}O_2)_3$,
 „ **Palmitin** (Tripalmitin), $C_3H_5(C_{16}H_{31}O_2)_3$,
 „ **Ölein** (Triolein), $C_3H_5(C_{18}H_{33}O_2)_3$;

daneben treten in vielen Fetten noch Triglyceride anderer Fettsäuren, z. B. der Butter-, Caprin-, Laurin- und Leinölsäure auf. Stearin und Palmitin sind fest, Ölein aber flüchtig.

Eigenschaften. In reinem Zustande sind alle Fette farb-, geruch- und geschmacklos und schlüpfrig anzufühlen.

Versuch 1. Berühre ein Stück Papier mit etwas Butter. Es entsteht ein Fettfleck.

Versuch 2. Versuche, etwas Butter in Wasser zu lösen. Sie schwimmt, ohne sich zu lösen, auf dem Wasser.

Versuch 3. Löse etwas frische Butter in Alkohol (wenig löslich).

Versuch 4. „ „ „ „ „ Ather (leicht löslich).

Versuch 5. „ „ „ „ „ Schwefelkohlenstoff (leicht löslich).

Versuch 6. „ „ „ „ „ Benzin (leicht löslich).

Versuch 7. Füge zu 2 cem gelber Rosolsäurelösung einige Tropfen Natronlauge. Die Lösung wird rosa. Gieße einige Tropfen Säure hinzu, die Rosafärbung verschwindet sofort.

Versuch 8. Füge eben alkalisch gewordene Rosolsäurelösung (rosa) zu einer Fettlösung. Die Rosafärbung verschwindet nicht. Die frischen Fette sind neutral.

Versuch 9. Führe Versuch 8 mit einer Lösung von ranziger Butter aus. Die Rosolsäurelösung wird gelb. Ranzige Fette enthalten freie Säure.

Versuch 10. Erhitze Butter oder Rindertalg mit saurem schwefelsaurem Kalium im trocknen Reagenzrohr. Es bildet sich intensiv stechend riechendes Akrolein (wie bei angebranntem Fett).

Versuch 11. Stelle eine Kältemischung her und laß Olivenöl darin gefrieren. Es scheiden sich Palmitin und Stearin ab. Olein bleibt flüssig.

Versuch 12. Vergleiche Rindertalg oder Schweinefett mit Butter. (Versuche 1—11).

Keine Fette sind beim Aufbewahren haltbar; enthält aber ein Fettstickstoffhaltige Beimengungen, so wird es an der Luft ranzig, indem es in freie Fettsäuren und Glycerin zerfällt. — Man benutzt die Fette als Nahrungsmittel und zur Herstellung von Seifen, Stearinkerzen, Schmiermitteln und Firnissen.

Gewinnung. Die meisten tierischen Fette, z. B. der Talg und das Schweinefett, werden aus dem einschließenden Bindegewebe gewonnen, indem man letzteres zerkleinert und es entweder trocken oder unter Wasserdampf aus-schmelzt. Die Zellwände des Bindegewebes bleiben als „Grieben“ zurück. Je niedriger die Temperatur beim Aus-schmelzen ist, um so weniger werden die Fette durch Zer-sezungsprodukte des Bindegewebes verunreinigt. Aus den Knochen löst man das Fett durch Benzin. — Rindertalg enthält durchschnittlich fast 57% Tristearin und Tripalmitin neben 43% Triolein.

Um die fetten Öle des Pflanzenreiches aus Rübsamen, Lein, Mohn usw. zu erhalten, zerkleinerte man früher die Samenkörner in den Ölschlägereien durch Stampfwerke. Heute werden die Körner auf Mahlgängen zwischen gußeisernen Walzen zerdrückt und darauf durch hydraulischen Druck von 150 bis 200 Atmosphären warm ausgepreßt; die Preßrückstände (Ölkuchen) dienen als Viehfutter.

Butter. Das Butterfett, welches durchschnittlich 82,5% der natürlichen Butter ausmacht, unterscheidet sich von allen anderen Fetten dadurch, daß es neben dem Tristearin, Tripalmitin und Triolein nahezu 8% Buttersäure-Glycerinester oder Tributyrin enthält. Es ist zunächst in äußerst feinen Tröpfchen in der Milch suspendiert und steigt, wenn diese ruhig steht, als Rahm nach oben. Rahm-milch enthält im Mittel 3,8% Fett neben Casein, Milchzucker, Salzen und etwa 88% Wasser.

Die Gewinnung des Rahms durch Stehenlassen der Milch in einem

Versuch 5. Durch Kochen mit Bleiacetat fällt aus der Seifenlösung weißes, fettsaures Blei aus.

Pflaster. Fettsaures Blei bildet als Blei- oder Gesteppflaster ein wichtiges äußerliches Heilmittel. Das deutsche Gesteppflaster ist meist ein auf Leinen gestrichenes Gemisch von 100 Teilen fettsaurem Blei mit 10 T. Wachs, 10 T. Harz und 1 T. Terpentin. „Englisches Pflaster“ dagegen besteht aus Taft, bestrichen mit einer Lösung von Hausenblase.

Firnis. Der Firnis ist eine leicht trocknende und deshalb zum Holzansrich und zur Bereitung von Ölmalen gut verwendbare Auflösung von fettsaurem Blei oder fettsaurem Mangan in Leinöl. Man gewinnt ihn nach einem älteren Verfahren durch andauerndes Erhitzen von Leinöl mit 3% Bleiglätte bis auf 300° oder nach einem neueren, indem man die vorher zubereiteten fettsauren Salze des Bleies oder Mangans mit Leinöl mäßig erwärmt.

Versuch 6. Erhitze etwas Wasser zum Sieden und füge etwa die gleiche Menge geschabter Kernseife hinzu. Es entsteht eine klare Lösung, die beim Erkalten zu einer gallertartigen Masse erstarrt. Die Seife löst Wasser.

Anwendung. Die Seifen sind ein wichtiges Reinigungsmittel. Ihre Anwendung beruht im wesentlichen darauf, daß ihre Lösungen befähigt sind, die an sich unlöslichen Fette zu feinsten Tröpfchen zu verteilen und mit ihnen Emulsionen zu bilden. Außerdem zerfällt die Seife in wäßriger Lösung teilweise in saure fettsaure Salze und freies Alkali; letzteres verseift die Fette und bringt sie dadurch in Lösung. Durch die Beseitigung der Fette wird auch der ihnen anhaftende Schmutz von der Haut und den Zeugstoffen abgelöst.

Einteilung und Gewinnung. Die Seifen teilt man ein in:

I. harte und austrocknende **Natronseifen**, nämlich:

- a) Kernseifen,
- b) Leimseifen;

II. weiche und hygroskopische **Kalipseifen** (Schmierseifen).

Die Kernseifen gelangen zumeist zur Verwendung, sie enthalten die Natriumsalze der Fettsäuren in der reinsten Form. Zu ihrer Gewinnung dienen alle als Nahrungsmittel nicht gut verwendbaren Fette des Tier- und Pflanzenreichs, namentlich Talg, Knochenfett, Baumwollensaatöl, unreines Olivenöl und in großen Mengen auch das den Früchten der Ölpalme entflammende Palmkernfett. Diese werden in eisernen Kesseln geschmolzen und mit dem gleichen Gewicht Wasser nebst wenig Natronlauge gekocht, bis sich eine Emulsion gebildet hat, d. h. bis die Fette in der Flüssigkeit zu feinsten Tröpfchen verteilt sind. Nach weiterem Laugezusatz kocht man die Masse bis zur vollständigen Verseifung, welche nach 1 bis 2 Tagen eintritt. Der so erhaltene „Seifenleim“ wird durch Ausfalten, d. h. durch Einwerfen von festem Kochsalz in die unlösliche Seife und in eine aus Glycerin, Salzen und überschüssiger Lauge bestehende

Flüssigkeit, die Unterlage, geschieden. Letztere wird entfernt, bevor man die noch schaumige Seife mit frischem Salz und etwas Lauge erhitzt, um sie zu einer blasenfreien, gelblichen Masse, dem Kern, zu vereinigen (Klarfieden). Den halbflüssigen Seifenkern läßt man in rechteckigen Formen erkalten und zerschneidet ihn mit Stahldrähten zu Platten, Riegeln und kleineren Stücken. Kernseife enthält 25 bis 30% Wasser; wird aber beim Klarfieden eine stark verdünnte Salzlösung benutzt, so bildet sich eine „geschliffene“ Seife mit einem um 10 bis 15% höheren Wassergehalt.

Wird das Ausfalzen unterlassen, so erhält man eine Leimseife, welche durch Glycerin, Salze und Lauge verunreinigt ist. Zur Herstellung harter Leimseifen eignet sich hauptsächlich das aus Kopra, dem Fruchtfleisch der Kokosnüsse, extrahierte halbweiche Kokosfett. Dieses wird schon durch kalte Natronlauge leicht verseift und erstarrt alsdann zu einer harten, weißen Leimseife, welche zum Waschen gut verwendbar ist und dabei sehr stark schäumt. — Die aus Kokosfett bereitete Seife kann leicht „gefüllt“, d. h. verfälscht werden durch Zusatz von Wasserglaslösung, Soda, Talk oder Borax, wodurch die Ausbeute verdoppelt wird, ohne daß die Seife an Härte und Aussehen einbüßt.

Die weichen Kali- oder Schmierseifen werden durch Kochen von Kalilauge mit billigen, flüssigen Ölen, wie Fischtran, Leinöl, Hanföl und Baumwollensaatöl, gewonnen. Der entstehende Seifenleim wird nicht ausgefalzen, die Kaliseifen sind deshalb stets Leimseifen. Sie sind meist braun, seltener grün gefärbt und zeigen den Geruch des verwendeten Öls. Häufig treten in ihrem Inneren weiße, kristallinische Ausscheidungen von stearinsäurem Kalium auf. Man benutzt sie als starke Reinigungsmittel im Haushalt und namentlich in den Tuchfabriken. Verfälschungen durch Harze, Wasserglas oder Mehl kommen nicht selten vor. — In der älteren Zeit wurde auch zur Gewinnung der Kernseife zunächst aus Fetten und Kalilauge eine Kaliseife hergestellt, welche man alsdann durch Ausfalzen mit Chlornatrium in die harte Natronseife umwandelte.

Um feine „Toilettenseifen“ zu erhalten, benutzt man eine aus ganz reinen Fetten zubereitete Kernseife, welche zerschnitzelt, getrocknet, mit Farbstoffen und den verschiedensten ätherischen Ölen vermischt und darauf durch Knet- und Preßmaschinen verarbeitet, in Stücke zerschnitten und gestempelt wird. „Medizinische Seifen“ stellt man zumeist aus Olivenöl und Natronlauge her und gibt ihnen Zusätze von Karbolsäure, Sublimat, Teer usw., welche desinfizierend wirken.

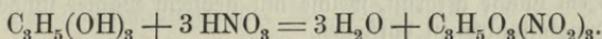
Stearinkerzen. Stearinkerzen bestehen aus einem Gemenge von Stearin- und Palmitinsäure. Die aus Talg, rohem Palm- oder Knochenfett gewonnenen freien Säuren werden gereinigt, geschmolzen und mit wenig Paraffin oder Wachs gemischt, in Formen um einen stark gedrehten Docht zu Kerzen gegossen. Die Drehung bewirkt, daß der Docht sich beim Brennen einer Kerze seitwärts krümmt, so daß sein Ende an der Luft verbrennt und nicht in der Flamme verkohlt.

Glycerin.

Glycerin. Sowohl bei der Gewinnung der Kernseifen als auch bei der Stearinkerzenbereitung erhält man als Nebenprodukt große Mengen von

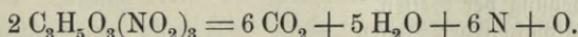
Glyzerin, welche mannigfache Verwendung finden. Das gereinigte und durch Eindampfen in Vakuumapparaten bei möglichst niedriger Temperatur entwässerte Glyzerin ist eine farblose, sehr dicke Flüssigkeit vom spez. Gew. 1,27. Seinen Namen verdankt es einem stark süßen Geschmack (*γλυκερός* süß). Es ist hygroskopisch und mischt sich mit Wasser und Alkohol in jedem Verhältnis. In starker Kälte erstarrt es zu kandisartigen Kristallen. Bei 150° kann es entzündet und mit leuchtender Flamme verbrannt werden. Siedepunkt 290°. Man benutzt es als äußerliches Heilmittel, als Zusatz für Liköre, Fruchtkonserven und Kunstwein, ferner zu nicht trocknenden Stempelfarben, namentlich aber in der Farbenindustrie und zur Darstellung von Nitroglyzerin, Dynamit und Sprenggelatine.

Nitroglyzerin. Das **Nitroglyzerin** oder **Sprengöl**, $C_3H_5O_3(NO_2)_3$, ist der Salpetersäureester des Glyzerins. Man gewinnt es leicht, indem man in einem „Nitriergefäß“ wasserfreies Glyzerin langsam in ein kaltes Gemenge von konzentrierter Salpetersäure und Schwefelsäure einspritzt:



Die Schwefelsäure hat nur den Zweck, das bei der Reaktion frei werdende Wasser zu binden und das in der Salpetersäure lösliche Nitroglyzerin unlöslich zu machen. Die Temperatur darf 25 bis 30° nicht übersteigen, sonst kann Explosion eintreten. Durch einen Scheidetrichter trennt man die schwerere Säureschicht von dem oben schwimmenden Nitroglyzerin, welches mit Sodablösung sorgfältig neutralisiert und mehrmals mit Wasser gewaschen wird.

Nitroglyzerin ist ein farbloses oder schwach gelbliches, in Wasser unlösliches Öl von süßem, aber brennendem Geschmack. Es ist giftig, seine Dämpfe rufen Kopfweh und Schwindel hervor. An einer offenen Flamme verbrennt es in kleineren Mengen ohne Explosion, aber bei schneller Erhitzung auf 180° und infolge von Schlag oder Stoß explodiert es mit furchtbarer Heftigkeit, indem es völlig in gasförmige Zersetzungserzeugnisse zerfällt:



Die Verbindung enthält demnach mehr Sauerstoff, als zu ihrer Verbrennung erforderlich ist. 1 kg Nitroglyzerin entwickelt bei der Explosion 713 l Gase (auf 0° und gewöhnlichen Atmosphärendruck reduziert), 1 kg Schießbaumwolle 859 l und 1 kg Schwarzpulver 270 l. Die mechanische Arbeit, welche ein Sprengstoff zu leisten vermag, ergibt sich in Meterkilogrammen, wenn man die Anzahl der freiwerdenden Wärme-

einheiten (große Kalorien, Cal) mit dem Wärmeäquivalent 425 multipliziert. So entwickelt:

	Cal	Meterkg
1 kg Nitroglyzerin	1570	667 000
1 „ Schießbaumwolle	1070	445 000
1 „ Schwarzpulver	800	340 000

Dynamit. Reines Nitroglyzerin wird nur noch selten als Sprengstoff benutzt, weil es sehr schwierig zu handhaben ist und schon beim Transport leicht explodiert. An seiner Stelle verwendet man das von Nobel 1867 erfundene *Dynamit*, eine Mischung von Nitroglyzerin und Kieselgur. Die in der Lüneburger Heide, in Norwegen und Schottland in ausgedehnten Lagern natürlich vorkommende Kieselgur vermag nämlich das Dreifache ihres Gewichtes an Sprengöl aufzusaugen und damit eine plastische Masse zu bilden, deren Handhabung völlig gefahrlos ist. Das sehr feintörnige Kieselgurpulver wird getrocknet und sorgfältig von organischen Stoffen gereinigt, bevor man es mit der Hand dem Nitroglyzerin beimischt; das Gemenge wird zur Vervollkommnung der Mischung durch Metallsiebe gedrückt und darauf durch Pressen zu zylindrischen Stücken von 6 bis 10 cm Länge geformt, welche mit geöltem Papier umgeben werden und so die Dynamitpatronen darstellen.

Die nicht brennbare Kieselgur kann bei der Dynamitbereitung ganz oder teilweise durch kohlenstoffhaltige Substanzen ersetzt werden, welche den überschüssigen Sauerstoff des Nitroglyzerins binden und sich dadurch selbst an der Explosion beteiligen. So besteht das *Zellulosedynamit* aus Nitroglyzerin und halb verkohlter Holzfaser. Die *Sprenggelatine*, welche das Kieselgurdynamit an Stärke weit übertrifft und es deshalb mehr und mehr verdrängt, besteht aus 93 % Nitroglyzerin und 7 % Kollodiumwolle. Letztere ist schon an sich ein sehr explosiver Stoff (vgl. später Schießbaumwolle); sie löst sich in mäßig erwärmtem Nitroglyzerin, und beim Erkalten erstarrt die Lösung zu einer durchscheinenden, knetbaren Gallerte, welche man leicht zu Patronen formen kann. Die Sprenggelatine ist noch weniger empfindlich als das Kieselgurdynamit und selbst unter Wasser gut haltbar.

Wiederholungstabelle für Fette, Seifen, Glycerin.

- 1) Vorkommen der Fette.
- 2) Eigenschaften der Fette.
- 3) Gewinnung der Fette.
- 4) Kunstbutter.
- 5) Entstehung der Seifen.
- 6) Eigenschaften der Seifen.
- 7) Pflaster, Firnis.
- 8) Gewinnung der Seifen: Natronseifen (Kern- und Leimseifen). — Kali- oder Schmierseifen.
- 9) Stearinkerzenbereitung.
- 10) Glycerin.
- 11) Nitroglyzerin: Dynamit, Sprenggelatine.

Die Kohlehydrate.

Die **Kohlehydrate** sind aus Kohlenstoff nebst den Elementen des Wassers zusammengesetzt, und zwar sind letztere, wie der Name andeutet, in demselben Atomverhältnis vertreten wie im Wasser. Die allgemeine Formel dieser Verbindungen ist demnach $C_n(H_2O)_m$. Sie sind in der Natur sehr weit verbreitet. Viele von ihnen gehören zu den wichtigsten Bestandteilen des Pflanzenkörpers, einige kommen auch im tierischen Organismus vor, und die meisten sind als Nahrungsmittel für den Menschen und die Tiere von großer Bedeutung.

Die wichtigeren Kohlehydrate bilden drei isomere Gruppen, deren Glieder einander sehr nahe stehen, nämlich:

die des Traubenzuckers, $C_6H_{12}O_6$,
 " " Rohrzuckers, $C_{12}H_{22}O_{11}$,
 und die der Zellulose, $(C_6H_{10}O_5)_n$.

Für die Verbindungen der Zellulosegruppe ist die Molekulargröße noch nicht mit Sicherheit ermittelt. Jedenfalls ist ihre Molekularformel ein Vielfaches der einfachen Analysenformel $C_6H_{10}O_5$.

Die Verbindungen der Rohrzucker- und der Zellulosegruppe sind von denen der Traubenzuckergruppe durch Wasseraustritt abzuleiten.

Die meisten Kohlehydrate sind optisch aktiv, indem sie die Ebene des polarisierten Lichtes entweder nach rechts oder nach links drehen.

Gruppe des Traubenzuckers, $C_6H_{12}O_6$.

Traubenzucker. Der **Traubenzucker**, $C_6H_{12}O_6 + H_2O$, kommt in den meisten süßen Früchten, namentlich in den Weintrauben, Kirschen, Pflaumen und Feigen natürlich vor; auch im Honig ist er (neben Fruchtzucker) enthalten und kristallisiert darin häufig in kleinen Körnchen aus. Er schmeckt rein süß, aber nur $\frac{3}{5}$ so stark wie Rohrzucker. Weil seine Lösung die Ebene des polarisierten Lichtes nach rechts ablenkt, heißt er auch **Dextrose**. Eine frisch bereitete Lösung dreht die Polarisationsebene fast doppelt so stark wie eine aufbewahrte oder zum Kochen erhitzte; diese Erscheinung wird „**Birotaion**“ genannt.

Versuch 1. Stelle eine Lösung von Honig in Wasser her.

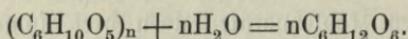
Versuch 2. Füge zu einem Teil der Lösung im Reagenzrohr etwas ammoniakalische Silbernitratlösung und erwärme im Wasserbad. Es bildet sich ein Silberpiegel auf der Innenfläche des Reagenzrohres.

Versuch 3. Erwärme einen Teil der Lösung 1 mit Fehlingscher Lösung. Es fällt rotes Kupferoxydul aus (Reduktion).

Versuch 4. Koche Lösung 1 mit etwas Kali- oder Natronlauge. Die Lösung wird braun und verharzt sodann.

Der Traubenzucker zerfällt unter dem Einfluß von Hefepilzen sehr leicht in Kohlendioxyd und Äthylalkohol (vgl. Gärung S. 105).

Der Traubenzucker entsteht innerhalb und außerhalb der Pflanze aus Rohrzucker oder Stärke durch Wasseraufnahme, welche sowohl durch Enzyme (d. h. eiweißartige Stoffe mit Fermentwirkung, wie z. B. die Diastase) als auch durch stark verdünnte Säuren katalytisch herbeigeführt werden kann. So gewinnt man ihn technisch durch Kochen von Stärke, $(C_6H_{10}O_5)_n$, mit Wasser und wenig Schwefel- oder Salzsäure:



Diese Spaltung eines Moleküls unter Wasseraufnahme bezeichnet man als Hydrolyse. Der durch den Vorgang entstehende Traubenzucker ist nicht rein, er kommt teils in fester, kristallinischer Form als „Stärkezucker“, teils gelöst als „StärkeSirup“ in den Handel. Man gebraucht ihn bei der Bier- und Weinbereitung sowie zur Herstellung von Zuckerwaren und Kunsthonig.

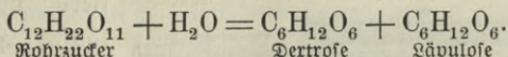
Versuch 5. Durch Erhitzen einer mit Soda alkalisch gemachten Stärke-zuckerlösung bis 220° erhält man das als „Zuckercouleur“ beliebte, tiefbraune Färbemittel für Bier, Essig, künstlichen Rum usw.

Eine vollständige Synthese des Traubenzuckers aus Glycerin wurde zuerst durch E. Fischer mittels sehr zahlreicher Umsetzungen ausgeführt.

Fruchtzucker. Der **Fruchtzucker**, $C_6H_{12}O_6$, ist fast immer neben dem Traubenzucker im Saft der süßen Früchte und im Honig enthalten. Das Verhältnis, in welchem beide Zuckerarten nebeneinander vorkommen, ist wechselnd; in reifen Birnen herrscht der Fruchtzucker vor. Reinen Fruchtzucker erhält man aus Inulin, dem Stärkemehl von Inula und Dahlia, durch Kochen mit Wasser und etwas Säure, wie Traubenzucker aus gewöhnlicher Stärke.

Fruchtzucker löst sich sehr leicht in Wasser, kristallisiert aber schwierig in wasserfreien, seidenglänzenden Nadeln vom Schmelzpunkt 95°. Er ist linksdrehend und wird deshalb *Lävulose* genannt. Die Linksdrehung ist mit der Temperatur und der Konzentration sehr veränderlich, aber immer stärker als die Rechtsdrehung des Traubenzuckers. Fruchtzucker schmeckt stärker süß als Rohrzucker. Er wirkt wie der Traubenzucker stark reduzierend auf Silber- und Kupferlösungen, aber er wird weniger leicht durch Hefe in Gärung versetzt, denn aus einem gärenden Gemenge der beiden Zuckerarten verschwindet der Traubenzucker zuerst.

Invertzucker nennt man ein Gemenge gleicher Moleküle von Dextrose und Lävulose. Dieses ist linksdrehend, weil das Drehungsvermögen der Lävulose stärker ist als das der Dextrose. Der Invertzucker entsteht sehr leicht aus dem Rohrzucker durch die Hydrolyse, welche in diesem Falle auch als „Inversion“ bezeichnet wird:



Technisch wird der Invertzucker durch Erhitzen einer 75 bis 80 prozentigen Rohrzuckerlösung mit 0,05 % Salzsäure gewonnen. Man benutzt ihn zur Aufbesserung von zuckerarmem Most und als Surrogat für Bienenhonig.

Gruppe des Rohrzuckers, $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$.

Der **Rohrzucker** oder die **Saccharose**, $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$, wird gewöhnlich kurz **Zucker** genannt. Er ist im Pflanzenreich sehr verbreitet, namentlich tritt er im Zuckerrohr (15 bis 20 %) und in der Zuckerrübe (12 bis 18 %), sowie im Zuckerrhizom, in der Zuckerhirse, im Mais und in verschiedenen Balmen auf.

Rohrzucker bildet weiße, körnig kristallinische Massen (Tutzucker) oder große, monokline Kristalle (Kandiszucker). Er löst sich bei 20° in $\frac{1}{2}$ Teil und bei 100° schon in $\frac{1}{5}$ T. Wasser, dagegen ist er in absolutem Alkohol fast unlöslich. Sein Schmelzpunkt liegt bei 160°.

Versuch 1. Durchtränke Rohrzucker im Probierglase mit wenigen Tropfen Wasser und erhitze ihn, so geht er in einen wasserhellen Sirup über, welcher bei 180° gelb wird und dann beim Erkalten glasartig zu amorphem Gerstenzucker erstarren kann; bei stärkerem Erhitzen verwandelt er sich in eine dunkelbraune, leichtlösliche Masse, **Karamel** genannt, und zuletzt in Kohle.

Versuch 2. Gieße zu einer konzentrierten Rohrzuckerlösung etwas konzentrierte Schwefelsäure (Fig. 63). Der Zucker wird sofort verkohlt.

Versuch 3. Wiederhole die Versuche 2 bis 4 auf S. 133—134 mit **Rohrzuckerlösung**. Die Reaktionen treten nicht ein.

Versuch 4. Füge zu einer Rohrzuckerlösung einige Tropfen verdünnter Schwefelsäure, koche einige Minuten und führe die Versuche 2 bis 4 nochmals aus. Der Rohrzucker ist durch das Kochen mit verdünnter Säure in **Traubenzucker** verwandelt.

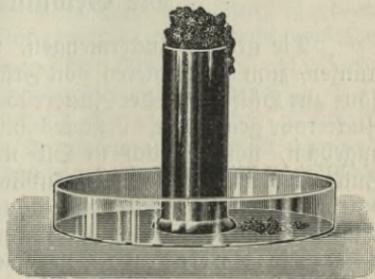


Fig. 63.

Versuch 5. Versetze eine Rohrzuckerlösung mit viel Kalkmilch und schüttle. Der Kalk löst sich. Beim Kochen scheidet sich **Calciumsaccharat** ab.

Mit Hefe vergärt der Rohrzucker erst nach vorausgegangener Inversion.

In wäßriger Lösung dreht Rohrzucker die Polarisations ebene nach rechts, und zwar hängt der Drehungswinkel von der Konzentration der Lösung ab und von der Länge der Flüssigkeitsschicht, welche der polari-

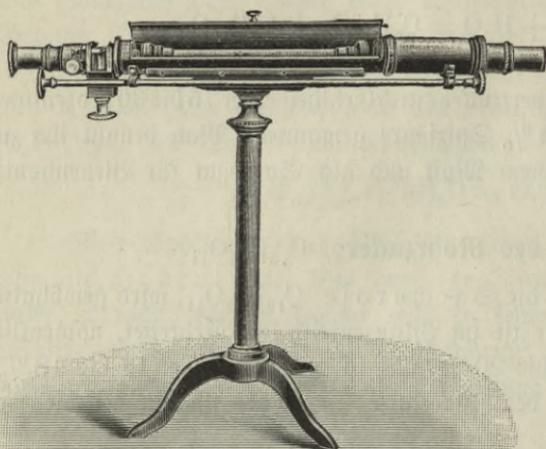


Fig. 64.

sierte Lichtstrahl durchläuft. Hierauf beruht die Untersuchung des Zuckers. Man löst eine abgewogene Probe in Wasser zu 100 ccm und ermittelt durch ein

Sacharimeter (Fig. 64), um wieviel Grad die in ein Rohr von bestimmter Länge (meist 20 cm) gefüllte Lösung das polarisierte Licht ablenkt; aus der Größe des Winkels ergibt sich der Gehalt der Lösung an reinem Zucker

Viele Instrumente sind so eingerichtet, daß sie bei Anwendung eines Normalgewichtes Zucker (26,048 g) unmittelbar die in der untersuchten Probe vorhandenen Gewichtsprocente an Rohrzucker angeben.

Die Gewinnung des Rohrzuckers.

Die großen Zuckermengen, welche zum Versüßen von Speisen und Getränken, zum Konservieren von Früchten usw. Verwendung finden, werden nicht ganz zur Hälfte aus der Zuckerrübe und im übrigen fast ausschließlich aus dem Zuckerrohr gewonnen. Letzteres wird in den Tropen auf feuchtem Boden überall angebaut, hauptsächlich in Ost- und Westindien. Unter den Ländern, welche Zucker aus Rüben herstellen, nimmt Deutschland mit einem Drittel dieser Produktion die erste Stelle ein, daneben kommen namentlich Österreich-Ungarn, Rußland und Frankreich in Betracht.

Die Zuckerrübe ist eine durch Züchtung hervorgebrachte Abart der Runkelrübe (*Beta vulgaris*), von welcher sie sich durch regelmäßigere Kegelform, hellgelbe Farbe und dreifach höheren Zuckergehalt unterscheidet. Das Vorkommen von Zucker in der Runkelrübe wurde 1747 in Berlin durch *Marggraf* entdeckt, dessen Schüler *Achard* 1799 die erste Rübenzuckerfabrik zu Gumnern in Schlesien anlegte; zu einem wichtigen Industriezweige wurde die Zuckergewinnung

in Deutschland erst in der zweiten Hälfte des 19ten Jahrhunderts. Durchschnittlich enthält die Zuckerrübe 4% Zellgewebe, 4% vom Zellgewebe gebundenes Wasser und 92% Saft, in welchem 15% Zucker, 1% Salze und 1 bis 1½% organische Nichtzuckerstoffe gelöst sind. Zur Gewinnung von einem Zentner Zucker gebraucht man im Mittel 7 bis 7½ Zentner Rüben.

Saftgewinnung. Die Zuckerrüben gelangen, nachdem sie auf dem Felde von den zuckerärmeren Köpfen befreit sind, in die Fabrik, wo sie zunächst durch Schwemmkäule und Waschmaschinen gereinigt, darauf gewogen und mittels Schneidmaschinen in lange, etwa 5 mm dicke Streifen zerschnitten werden. Darauf kommen die Schnitzel in zylindrischen Gefäßen, den Diffuseuren, mit warmem Wasser in Berührung. Die in die Zellen der Rübe eingeschlossene Zuckerlösung diffundiert alsdann durch die Zellwände in das umgebende Wasser hinein, während umgekehrt Wasser von außen her in die Zellen eindringt. Der Zutritt des Wassers wird so geregelt, daß die fast ausgelaugten Schnitzel mit frischem Wasser, aber die frischen Schnitzel mit möglichst konzentrierter Zuckerlösung in Berührung kommen. Die ausgelaugten Schnitzel finden, nachdem sie durch Pressen oder auch durch Trockenmaschinen soviel wie möglich entwässert worden sind, als Viehfutter Verwendung.

Saftreinigung. Den von den Diffuseuren ablaufenden Saft versetzt man, um ihn zu reinigen, in eisernen Mischgefäßen mit gebranntem oder mit gelöschtem Kalk. Durch diesen wird der Zucker in lösliches Monocalciumsaccharat verwandelt, während die vorhandenen Eiweiß- und Farbstoffe zersezt und ausgeschieden, die Säuren aber (Phosphor-, Oxal- und Zitronensäure) in unlösliche Calciumsalze übergeführt werden. Hierauf wird der Saft durch Wasserdampf erhitzt und mit Kohlendioxyd gesättigt, welches das entstandene Monocalciumsaccharat wieder in Zucker und unlösliches Calciumcarbonat spaltet. Häufig wird darauf noch Schwefeldioxyd eingeleitet, welches den Saft bleicht und Reste von Calciumverbindungen organischer Säuren als Calciumsulfit ausfällt.

Um den Zuckersaft von den ausgeschiedenen schlammigen Massen zu befreien, führt man ihn nach jeder Ausfällung mittels einer Druckpumpe durch die Filterpressen, von denen jede aus vielen hintereinander liegenden gußeisernen Rahmen (R in Fig. 65) und Platten (P) mit dazwischen ausgespanntem Filtertuch besteht. Durch seitlich an den Platten angebrachte Hähne (H) läuft die klare Flüssigkeit ab, während der Schlamm in den Kammern der Presse zurückgehalten und dort zum Schluß durch etwas frisches Wasser abgeseift wird. Wegen seines hohen Kalk-, Phosphorsäure- und Stickstoffgehaltes ist dieser „Scheideschlamm“ ein wertvolles Düngemittel, zumal für Rübenfelder.

Konzentration und Kristallisation. Den von den Filterpressen ablaufenden „Dünnsaft“ mit 10 bis 12% Zuckergehalt konzentriert man zunächst im Verdampparat und gewinnt so den 50% Zucker enthaltenden „Dicksaft“; letzterer wird im Vakuum eingekocht, bis bei einem Zuckergehalt von 86% die Ausscheidung kleiner Kristalle erfolgt, die durch Zentrifugen vom Saft, dem Sirup, getrennt werden.

Produkte. Die in den Zentrifugen getrockneten Zuckerkristalle kommen als Rohzucker in den Handel, sie sind von anhängenden Sirupresten gelblich gefärbt und enthalten 96 bis 97% reine Saccharose. Der abgeseleuderte Sirup wird weiter eingekocht und liefert nach wochenlangem Stehen wiederum eine Kristallmasse, das „zweite Produkt“; auch dieses wird in Zentrifugen getrocknet, aus dem ablaufenden Sirup kristallisiert nach Wiederholung des Einkochens noch ein „drittes Produkt“. Der dann übrigbleibende, nicht mehr zur Kristalli-

sation befähigte Sirup ist die Melasse. Diese enthält $\frac{1}{10}$ des Zuckers der verarbeiteten Rüben. Sie wird als Viehfutter verwendet oder zu Alkohol vergoren oder auch nach einem besonderen Verfahren, dem sog. Strontianverfahren entzuckert.

Raffinieren des Rohzuckers. In den Raffinerien wird der Rohzucker zunächst durch Waschen von den ihm anhaftenden gelben Sirupresten befreit. Dieses geschieht gewöhnlich in den Raffinierzentrifugen, in welchen er mehrfach mit reiner, gesättigter Zuckerlösung durchtränkt und dann ausgeschleudert wird. Ein großer Teil der hinterbleibenden losen, weißen Kristalle kommt als Kristallzucker und als granulierter Zucker oder auch zerkleinert als gemahlene Raffinade und als gemahlener Melis in den Handel; den Rest löst man in heißem Wasser, um ihn auf Gut- und Würfelzucker sowie auf Kandis zu verarbeiten. Durch die Auflösung

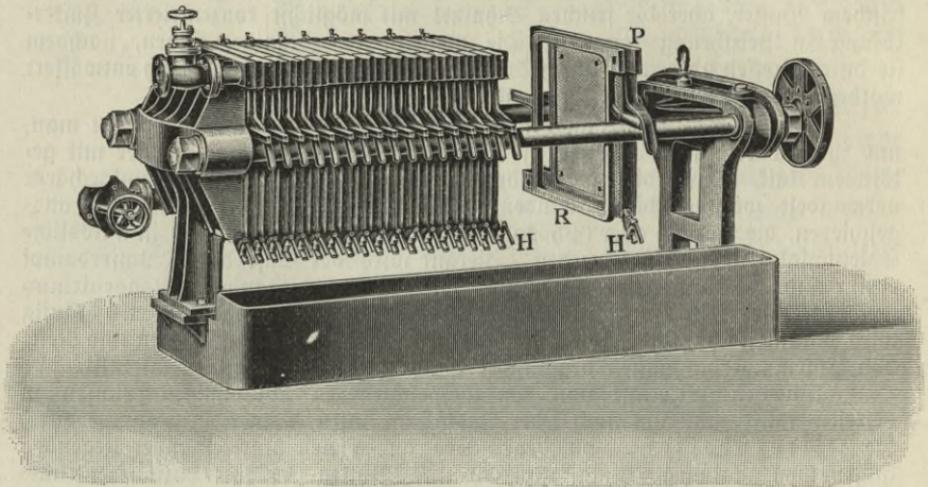


Fig. 65.

des gewaschenen Rohzuckers entsteht ein Dicksaft, welcher durch Zusatz von etwas Kalkmilch und Kohlendioxyd (oder Schwefeldioxyd) gereinigt und durch Knochenkohle in 6 bis 10 m hohen, eisernen Zylindern filtriert wird. Die Knochenkohle entzieht der Zuckerlösung sowohl die färbenden Stoffe und die organischen Nichtzuckerstoffe als auch sämtliche gelösten Salze, namentlich die Calcium- und Magnesiumverbindungen. Den filtrierten Dicksaft verkocht man im Vakuum und fügt, um ein rein weißes Produkt zu erzielen, eine Spur Ultramarinblau hinzu. Die Füllmasse wird in unten spitz zulaufende Blechformen gegossen und erstarrt dort zu Zuckerhüten, aus denen man den zwischen den Kriställchen befindlichen Sirup möglichst vollständig abfließen läßt; den Rest beseitigt man durch Decken, d. h. Aufgießen von reiner, gesättigter Zuckerlösung und durch Absaugen mittels einer Luftpumpe. Anstatt der konischen werden auch rechteckige Blechformen benutzt, in denen man den Zucker zu Prismen formt, um ihn leichter zersägen und in Würfel spalten zu können. Der Kandis wird gewonnen, indem man eine nicht „auf Korn“, sondern „blank“,

d. h. nur bis zur Sättigung eingekochte Füllmasse in einem geheizten Raume an eingehängten Bindfäden sehr langsam zu großen Drusen kristallisieren läßt. — Die Knochenkohle muß in den Zuckerraffinerien nach jeder Benutzung „wieder belebt“ werden, indem man sie durch Salzsäure von aufgenommenen Phosphaten und Carbonaten und darauf durch einen Gärungsvorgang von den aufgenommenen organischen Stoffen befreit, bevor sie gewaschen, getrocknet und in besonderen Öfen ausgeglüht wird.

Milchzucker. Der **Milchzucker** oder die **Laktose**, $C_{12}H_{22}O_{11} + H_2O$, kommt regelmäßig in der Milch (Kuhmilch enthält durchschnittlich 4,5%, Stutenmilch bis zu 9%), aber nur selten in pflanzlichen Stoffen vor. Um ihn zu erhalten, bringt man Milch durch Zusatz von Lab (Kälbermagen) zum Gerinnen und dampft die vom Niederschlage getrennten, süßen Molken in Vakuumkesseln bis zur Kristallisation ein. Er bildet harte, rhombische Prismen, welche in kaltem Wasser schwer löslich sind und weniger süß schmecken als Rohrzucker. Die wäßrige Lösung dreht die Polarisationsebene nach rechts und reduziert alkalische Kupfer- und Silberlösung. Durch den Milchsäurespaltpilz wird der Milchzucker leicht in Gärung versetzt und in Milchsäure übergeführt. Die Völker des Kaukasus und der russischen Steppen stellen aus Stuten-, Schaf-, Kuh- oder Ziegenmilch einen **Milchwein** (Kumys, Kefir) durch Zusatz von „Kefirkörnern“ her; letztere enthalten neben dem Milchsäurebazillus noch einen zweiten Gärungserreger, den Saccharomyces Kefir, welcher einen Teil des Milchzuckers in Alkohol umsetzt. — Man benutzt den Milchzucker als Zusatz für Kindermilch und als Reduktionsmittel beim Versilbern auf nassem Wege.

Malzzucker. Der **Malzzucker** oder die **Maltose**, $C_{12}H_{22}O_{11} + H_2O$, entsteht beim Keimen des Getreides (z. B. im Malz) aus Stärke durch die Fermentwirkung der Diastase. Er bildet eine weiße, harte, leicht lösliche Kristallmasse und verhält sich dem Traubenzucker sehr ähnlich; in wäßriger Lösung ist er stark rechtsdrehend, reduziert alkalische Kupfer- oder Silberlösung und gerät durch Bierhefe leicht in Gärung.

Wiederholungstabelle für die Zuckerarten.

- 1) Einteilung der Kohlehydrate.
- 2) Traubenzucker: Eigenschaften, Gewinnung.
- 3) Fruchtzucker: Inwertzucker.
- 4) Eigenschaften des Rohrzuckers.
- 5) Gewinnung des Rohrzuckers: Saftgewinnung (Schnigelmachine, Diffusion); Saftreinigung ($Ca(OH)_2$, CO_2 , SO_2 , Filterpressen, Scheidschlamm); Konzentration durch Verdampfapparat und Vakuum; Kristallisation.

6) Technische Produkte: Rohzucker, Melasse, Kristallzucker, Raffinade Melis, Hut- und Würfelzucker, Kandis.

7) Milchzucker.

8) Malzzucker.

Gruppe der Zellulose, $(C_6H_{10}O_5)_n$.

Die **Zellulose** oder der **Zellstoff**, $(C_6H_{10}O_5)_n$, ist der Hauptbestandteil der pflanzlichen Zellwände. Während die junge Zellmembran nur aus Zellulose besteht, enthält die ältere gewöhnlich infolge von Verholzung, Verforkung und Verschleimung auch eine Anzahl von Umwandlungsprodukten und Einlagerungen. Baumwolle, häufig gewaschenes Leinen und schwedisches Filtrierpapier sind fast reine Zellulose; um die Verbindung völlig rein zu erhalten, behandelt man Baumwolle (Watte) nacheinander mit verschiedenen Lösungsmitteln wie Kalilauge, verdünnten Säuren, Äther usw. Die Zellulose hinterbleibt alsdann als weißer, gegen die gewöhnlichen Lösungsmittel unempfindlicher Stoff, welcher die Struktur des pflanzlichen Gewebes noch erkennen läßt.

Veruch 1. Behandle, um die Unlöslichkeit der Zellulose nachzuweisen, etwas Watte mit einigen der genannten Lösungsmittel.

Veruch 2. Füge zu einer Kupfervitriollösung so viel Ammoniak, bis sich der zuerst entstehende Niederschlag zu einer blauen Flüssigkeit löst. Die Lösung heißt **Schweizers Reagens**. Behandle mit dieser Flüssigkeit etwas Zellulose. Sie löst sich darin auf.

Schweizers Reagens ist fast das einzige Lösungsmittel für Zellulose.

Veruch 3. Füge zu der Lösung etwas Säure. Die Zellulose fällt als weiße, amorphe Masse wieder aus.

Veruch 4. Tauche etwas Filtrierpapier in starke Schwefelsäure (2:1) und wasche sofort mit ammoniakhaltigem Wasser gut aus. Es bildet sich **Pergamentpapier**, indem die Zellulose oberflächlich in eine gallertartige Substanz, das **Amnloid**, verwandelt wird.

Papier. Eine wichtige Anwendung findet die Zellulose bei der Papierfabrikation, für welche man hauptsächlich Fichtenholz, in geringerem Umfange auch Roggenstroh und Spartograss (Alfa) als Rohmaterial benutzt. Werden diese Pflanzenstoffe nur mechanisch zerkleinert, wie das beim Fichtenholz in den Holzschleifereien der deutschen Gebirge geschieht, so sind sie lediglich für billige, am Licht vergilbende Papiere von mäßiger Festigkeit verwendbar; um feinere, weiß bleibende Papiere herstellen zu können, beseitigt man zunächst den in den Pflanzenfasern bei der Verholzung entstandenen Holzstoff, das **Lignin**, weil dieses sich an der Luft, zumal im direkten Sonnenlicht gelb bis braun färbt. Zu diesem

Zweck wird das Fichtenholz durch rotierende Messer in Stückchen von Nußgröße zerschnitten, darauf zerdrückt und nach dem Auslesen der Äste in einem hohen Druckkessel, dem Kocher, mit einer Lösung von Calciumbisulfit unter einem Druck von mehreren Atmosphären erhitzt, bis alles Lignin in eine wasserlösliche Verbindung übergeführt ist. Der hinterbleibende Zellstoffbrei wird ausgewaschen, zerfasert, gebleicht und zu dicker Pappe geformt, welche man als Sulfitzellulose zur Papierfabrikation benutzt. In ähnlicher Weise werden Roggenstroh und Sparto-gras durch Kochen mit Natronlauge in Natronzellulose übergeführt.

Hydrolyse. Erhitzt man Sägepäne kurze Zeit mit verdünnter Schwefelsäure unter einem Druck von 6 bis 7 Atmosphären, so geht die in ihnen enthaltene Zellulose teilweise in Traubenzucker über (Hydrolyse). Hierauf beruht eine technische Darstellung des Traubenzuckers, welchen man entweder direkt gewinnen oder mit Hefe zu Alkohol vergären lassen kann.

Veruch 5. Tauche sehr wenig Watte einige Minuten in eine kalte Mischung von 1 Teil konzentrierter Salpetersäure und 2 T. konzentrierter Schwefelsäure. Wasche sofort mit kaltem Wasser gut aus und trockne bei gewöhnlicher Temperatur. Es entsteht die Nitrozellulose, ein Gemenge der leicht explodierenden Verbindungen Schießbaumwolle, $C_{12}H_{14}O_{10}(NO_2)_6$, und Kollodiumwolle, $C_{12}H_{10}O_{10}(NO_2)_4$ (Vor-sicht!).

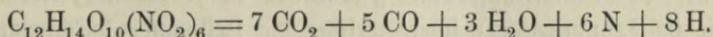
Veruch 6. Halte einen Teil der erhaltenen Nitrozellulose mit der Zange in eine Flamme. Sie verbrennt blitzartig (Schießbaumwolle).

Veruch 7. Behandle Nitrozellulose mit einem Gemisch von 1 T. absolutem Alkohol und 3 T. Ather. Sie löst sich zum Teil zu „Kollodium“.

Veruch 8. Gieße käufliche Kollodiumlösung auf eine saubere Glasplatte. Beim Verdunsten hinterbleibt ein zartes, durchsichtiges, in Wasser unlösliches Häutchen. Das Kollodium findet in der Chirurgie zum luftdichten Abschließen von Schnittwunden und in der Photographie als Überzug lichtempfindlicher Platten vielfache Verwendung.

Veruch 9. Übergieße in einem Reagenzrohr etwas Nitrozellulose mit Essigäther und stelle das Glas in lauwarmes Wasser. Das Gemisch verquillt. Auf eine Glasplatte gegossen, trocknet es zu einem dünnen Häutchen zusammen, das in der Flamme sehr schnell verbrennt (rauchloses Pulver).

Schießbaumwolle. Die Schießbaumwolle ist äußerlich der gewöhnlichen Baumwolle ähnlich, entzündet sich aber viel leichter und verbrennt ohne Rückstand und ohne Rauch. Sie explodiert mit größter Heftigkeit in geschlossenen, mit Knallquecksilber-Zündung versehenen Sprengpatronen etwa nach der Gleichung:



Der eigene Sauerstoff reicht demnach nicht zur vollständigen Verbrennung aus. Sie dient als Sprengstoff namentlich für Torpedos und bildet den Hauptbestandteil des rauchlosen Schießpulvers. Um letzteres

zu erhalten, knetet man Schießbaumwolle mit Äther, Essigester oder Aceton zu einer gelatineartigen Masse zusammen, welche zu dünnen Platten ausgewalzt und in kleine, quadratische Blättchen zerschnitten oder zu kurzen Röhren geformt wird.

Kolloidumwolle. Die **Kolloidumwolle** unterscheidet sich von der Schießbaumwolle dadurch, daß sie weniger leicht explodiert und sich in einem Gemenge von Alkohol und Äther zu Kolloidum löst. Man verwendet sie außer zur Gewinnung von Kolloidum ähnlich wie die Schießbaumwolle bei der Herstellung von rauchlosem Schießpulver; so besteht der für schwere Geschütze in fast allen Ländern eingeführte Ballistit aus einem Gemisch gleicher Teile Nitroglycerin und Kolloidumwolle, welches man in reguläre Würfel zerschneidet oder zu Röhren formt.

Zelluloid. Wird Kolloidumwolle mit Kampfer gemischt und erhitzt, so entsteht das leicht entzündliche, aber nicht explosive Zelluloid, welches sich sehr leicht formen und färben läßt und deshalb zu Spielbällen, Kämmen, Schmuckgegenständen usw. ausgedehnte Verwendung findet.

Kunstseide. Um die stark glänzende, für Möbel- und Vorhangstoffe geeignete Kunstseide zu erhalten, löst man Kolloidumwolle in Alkohol und Äther, preßt die Lösung unter einem Druck von 50 Atmosphären durch sehr feine Glasröhrchen von 0,08 mm Weite und verspinnt die austretenden, an der Luft sofort erstarrenden Fäden, bevor sie zur Vermeidung der Explosionsgefahr mit Schwefelammonium behandelt werden.

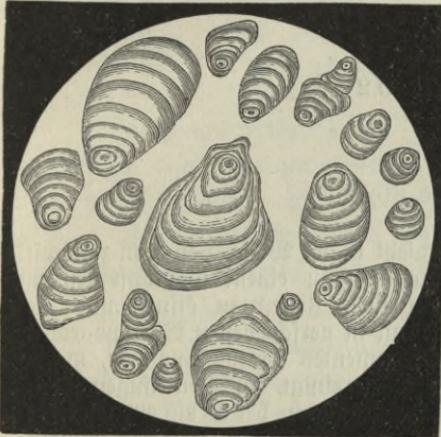
Wiederholungstabelle für Zellulose.

1. Vorkommen und Gewinnung.
2. Eigenschaften.
3. Verwendung: Papierfabrikation, Schießbaumwolle, Kolloidumwolle, Kolloidum, Zelluloid, Kunstseide.

Stärke.

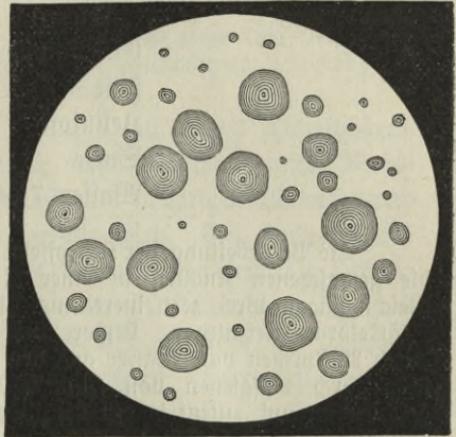
Vorkommen. Die Stärke (lat. Amylum), $(C_6H_{10}O_5)_n$, bildet das erste sichtbare Produkt der Assimilation und kommt als solches in allen grünen Pflanzenteilen vor. Sie entsteht in Form von kleinen, unlöslichen Körnchen im Innern der Chlorophyllkörner, geht aber schon nach kurzer Zeit unter der Einwirkung eines Fermentes in löslichen Zucker (wahrscheinlich in Traubenzucker) über, welcher die Zellwände durchdringt und teils zum Aufbau neuer Zellen verbraucht wird, teils aber in die Reservestoffbehälter gelangt, wo er sich in die unlösliche Stärke zurückverwandelt. Letztere verharrt den Winter hindurch im Ruhezustande, bis sie im folgenden

Frühjahr wieder in Lösung übergeht und zum Aufbau der ersten Laubtriebe Verwendung findet. Als Reservestoffbehälter dienen die verschiedensten Pflanzenteile, namentlich Knollen, Zwiebeln, Früchte und die Markstrahlen des Holzes. In ihnen lagert sich die Stärke ab in kugeligen, ei-, linsen- oder knochenförmigen oder auch polyedrischen Körnern, deren Größe und Struktur für die betreffende Pflanzenart charakteristisch sind. Die Kartoffelstärke (Fig. 66) besitzt die größten Körner von 0,05 bis 0,09 mm Durchmesser mit deutlicher Schichtung und exzentrischem Kern; Weizenstärke dagegen weist viel kleinere (meist 0,02 bis 0,03 mm große), linsenförmig



Kartoffelstärke, 300 fach vergrößert.

Fig. 66.



Weizenstärke, 300 fach vergrößert.

Fig. 67.

abgeplattete und weniger deutlich geschichtete Körner mit konzentrischem Kern auf. Die kleinsten Körner kommen im Reis, im Buchweizen und in der Hirse vor.

Stärkeförner. Die Stärkeförner wachsen vom Kern aus durch Anlagerung sehr feiner, auch bei stärkster Vergrößerung nur undeutlich sichtbarer Kristallnadelchen, der Trichite. Diese scheiden sich bei Nacht in wasserreicheren und bei Tage in wasserärmeren Zonen aus und verursachen dadurch die in den Körnern unter dem Mikroskop hervortretende Schichtung. Die Stärkeförner sind porös und nach dem Austrocknen stärker hygroskopisch als Schwefelsäure und Chlorcalcium. Sie polarisieren das Licht wie die doppeltbrechenden Kristalle.

Verwendung. Stärke ist als Bestandteil der Getreidekörner und Kartoffeln ein sehr wichtiges Nahrungsmittel und ein unentbehrlicher Rohstoff

für die Gärungsgewerbe. Reine Stärke wird zur Zubereitung von Speisen, zum Steifen der Wäsche, zum Appretieren von Zeugstoffen sowie als Verdickungsmittel für Farben beim Zeugdruck und als Klebstoff (Kleister) benutzt. Ferner verwendet man sie zur Traubenzucker- und Dextrinfabrikation. Fein pulverisierte Reisstärke dient auch als Puder zu Heilzwecken und als kosmetisches Mittel.

Gewinnung. Für die Gewinnung der Stärke kommt in Deutschland in erster Linie die Kartoffel, in zweiter Weizen und auch Reis in Betracht. Die Kartoffel enthält gewöhnlich:

Stärkemehl	16 bis 22 %
Eiweißstoffe	etwa 2 "
Fett	" 0,2 "
Zellulose	" 0,4 "
Salze	" 1 "
Wasser	74,4 bis 80,4 "

Die Verarbeitung der Kartoffeln geschieht in der Weise, daß man zunächst die gewaschenen Knollen in einer Reibmaschine zu einem möglichst feinen, gleichmäßigen Brei zerkleinert, um die einzelnen Zellen zu öffnen und die Stärkekörner freizulegen. Letztere werden dann in verschiedenen Siebapparaten durch Aufspritzen von Wasser aus den Zellfragmenten herausgewaschen, mehrfach durch Aufgießen von frischem Wasser gereinigt, in Zentrifugen ausgeschleudert und zuletzt in gut ventilerten Trockenstuben bei 20 bis 40° teilweise entwässert. Das fertige Produkt, welches noch etwa 20% Wasser enthält, kommt in größeren, unregelmäßigen Stücken als „Kartoffelstärke“ oder fein gemahlen als „Kartoffelmehl“ in den Handel.

Schwieriger ist die Stärkegewinnung aus Getreidekörnern, weil diese unter der Samenschale eine aus Eiweißstoffen bestehende Schicht, den Kleber, enthalten, welcher mit Wasser zu einer grauen, klebenden Masse aufquillt. Der Weizen wird in Wasser eingeweicht, zwischen Walzen zerquetscht und dann in der Regel einem 1 bis 2 Wochen erfordernden Gärungsprozeß unterworfen, welcher den Kleber in lösliche Stoffe überführt. Schließlich wäscht man die Stärkekörner heraus und verarbeitet sie weiter wie Kartoffelstärke. — Im Reis sind die Stärkekörnchen durch Eiweißstoffe und Pflanzenschleim fest miteinander verkittet; deshalb durchtränkt man die Reiskörner, bevor sie gemahlen werden, mit stark verdünnter Natronlauge, welche die Beimengungen in Lösung bringt. Die hinterbleibende Stärke wird gewaschen, in Zentrifugen ausgeschleudert und 2 bis 3 Wochen hindurch vorsichtig getrocknet.

Die im Mark der Sagopalme Ost- und Westindiens enthaltene Stärke verarbeitet man zu Sago, indem man das Mark zerkleinert, die Stärke herauswäscht und sie in feuchtem Zustande durch ein erhitztes Sieb drückt; die entstehenden Körnchen läßt man auf eine heiße, eingefettete Pfanne herabfallen, so daß sie getrocknet und oberflächlich verkleistert werden. Der echte Sago wird sehr häufig durch ein in entsprechender Weise aus Kartoffelstärke hergestelltes Produkt von gleichem Nährwert ersetzt.

Eigenschaften. Die Stärke ist ein weißes, samtartiges, in kaltem Wasser unlösliches Pulver, das bei etwa 60° mit Wasser in eine gallertartige, durchscheinende Masse, den Kleister, übergeht.

Versuch 1. Bringe das Wasser eines zu $\frac{2}{3}$ gefüllten Reagenzrohres zum Sieden und füge unter Umrühren mit dem Glasstabe etwas Stärkepulver hinzu. Es entsteht eine schwach opalisierende Stärkelösung. Stärkekleister.

Versuch 2. Prüfe den Kleister mit Fehlingscher Lösung. Es tritt keine Reduktion ein.

Versuch 3. Füge zu der Stärkelösung einen Tropfen Jodlösung. Es entsteht eine intensive Blaufärbung (empfindlichste Stärkereaktion). Beim Kochen verschwindet die Blaufärbung, die beim Abkühlen indes wieder erscheint.

Versuch 4. Koche etwas Stärkekleisterlösung (30 ccm) mit verdünnter Schwefelsäure (6–8 ccm) einige Zeit. Weise den entstandenen Traubenzucker durch die bekannten Reaktionen (vgl. S. 133) nach.

Erhitzt man Stärkekleister unter einem Druck von 3 Atmosphären, so entsteht eine der gewöhnlichen Stärke sehr ähnliche isomere Modifikation, die „lösliche Stärke“, welche aus der wässrigen Lösung durch Alkohol als weißes, amorphes Pulver gefällt wird. Bei stärkerem Erhitzen unter einem Druck von mehr als 4 Atmosphären tritt die Hydrolyse, also der Zerfall des Stärkemoleküls unter Wasserbindung ein; das gleiche findet noch schneller statt, wenn verdünnte Säuren oder Enzyme, wie z. B. die Diastase, auf Stärkekleister einwirken. Hierdurch entsteht zunächst das Dextrin, welches bei fortschreitender Hydrolyse in Malzzucker und zuletzt in Traubenzucker umgewandelt wird (vgl. S. 133).

Dextrin. Das Dextrin oder Stärkeregummi, wahrscheinlich $(C_6H_{10}O_5)_6 + H_2O$, wird technisch gewonnen durch Erhitzen von Stärke mit 0,2 bis 0,4% Salpeter- oder Salzsäure auf 150° oder durch Rösten der Stärke bei etwa 200° in drehbaren Trommeln. Es bildet ein weißes bis gelbes Pulver oder eine durchscheinende, spröde Masse. In Wasser löst es sich leicht zu einem stark klebenden Sirup, aus dem es durch Alkohol wieder gefällt wird. Es tritt in mehreren Modifikationen auf, welche sich durch ihr Verhalten gegen Jod voneinander unterscheiden. In wässriger Lösung dreht es die Polarisationssebene doppelt so stark rechts wie Traubenzucker. Es reduziert Fehlingsche Lösung nicht und ist auch nicht gärungsfähig, wird aber durch längere Einwirkung von Diastase in gärungsfähigen Malzzucker und durch Kochen mit verdünnter Schwefelsäure in Traubenzucker übergeführt. Man benutzt das Dextrin in großen Mengen zum Kleben anstatt des kostspieligeren arabischen Gummis, zum Appretieren von Geweben und zum Verdicken von Druckfarben.

Glykogen. Das **Glykogen**, $(C_6H_{10}O_5)_n$, ist eine der Stärke ähnliche Verbindung, welche im Tierreich als Reservestoff sehr verbreitet ist und deshalb auch „tierisches Stärkemehl“ genannt wird. In reichlicher Menge tritt es in der Leber des Menschen und der pflanzenfressenden Tiere auf, zumal nach dem Genuß von stärkemehl- und zuckerhaltiger Nahrung. Es ist ein Bestandteil der in der Entwicklung begriffenen Zellen, und ist auch im Muskelfleisch gefunden worden, aus dem es bei der Arbeit wieder verschwindet. Durch Enzyme wird es leicht in Malzzucker umgewandelt.

Gummi. Die natürlichen **Gummiarten** sind amorphe, durchsichtige, im Pflanzenreich vorkommende Stoffe, welche mit kaltem Wasser klebende Flüssigkeiten bilden, aus denen sie durch Alkohol gefällt werden. Sie zerfallen in eigentliche Gummiarten, welche mit Wasser klare, filtrierbare Lösungen ergeben, und in Pflanzen schleime, welche mit Wasser aufquellen und sich darin zu nicht filtrierbaren Gallerten verteilen. Die wichtigste unter den eigentlichen Gummiarten ist das **arabische Gummi** (*Gummi arabicum*), welches der Rinde einiger in Arabien, Ägypten und am Senegal wachsenden Akazienarten entquillt und an der Luft zu einer gelblichen, glasartigen Masse eintrocknet. Seine Lösung lenkt die Polarisationsebene nach links ab. Es besteht aus mehreren einander ähnlichen Verbindungen, hauptsächlich aus **Arabin säure**, $(C_6H_{10}O_5)_2 + H_2O$. Man benutzt es als Klebstoff, zum Verdicken von Farben und zur Tintebereitung. Letztere Anwendung beruht auf seiner Fähigkeit, einen Niederschlag in der Flüssigkeit schwebend zu erhalten.

Versuch 5. Versetzen wir z. B. eine Lösung von Gummi und Bleizucker mit Schwefelammonium, so fällt kein Niederschlag, sondern die Flüssigkeit geht schwarz durch das Filter.

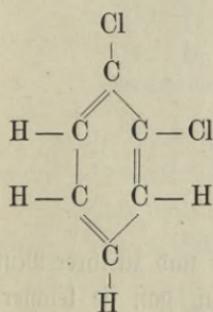
Wiederholungstabelle für Stärke.

- 1) Vorkommen: Zellen der Pflanzen. Stärkekörner.
- 2) Verwendung: Nahrungsmittel, Wäsche, Appretieren, Kleister, Puder.
- 3) Gewinnung.
- 4) Eigenschaften.
- 5) Dextrin.
- 6) Glykogen.
- 7) Natürliche Gummiarten: arabisches Gummi.

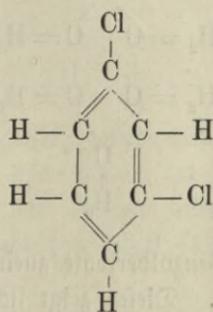
II. Die Benzolderivate oder aromatischen Verbindungen.

Jede aromatische Verbindung enthält mindestens sechs Kohlenstoffatome, sie ist deshalb reich an Kohlenstoff und verhältnismäßig arm an Wasserstoff und seinen Substitutionsprodukten. So z. B. unterscheidet sich das Benzol, C_6H_6 , von dem entsprechenden Grenzkohlenwasserstoff, dem Hexan, C_6H_{14} , durch einen Mindergehalt von acht Wasserstoffatomen.

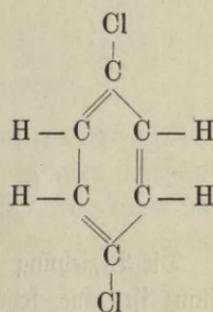
Die sechs Wasserstoffatome des Benzols sind vollkommen gleichartig gebunden und deshalb gleichwertig. Wird eins derselben durch Chlor usw. substituiert, so tritt die entstehende Verbindung nur in einer Modifikation auf, und Fälle von Isomerie sind ausgeschlossen. Werden dagegen zwei Wasserstoffatome ersetzt, so können drei isomere Verbindungen entstehen, je nachdem die beiden Atome benachbart oder durch ein Zwischenatom getrennt oder einander gegenüberliegend sind; im ersten Falle entsteht eine Ortho-, im zweiten eine Meta- und im dritten eine Paraverbindung, z. B.:



Orthochlorobenzol



Metachlorobenzol



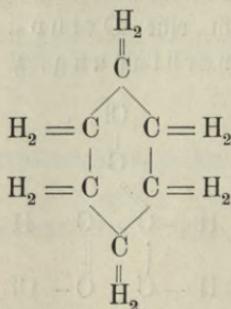
Parachlorobenzol

Ebenso bilden sich je drei isomere Verbindungen, wenn drei oder vier Wasserstoffatome des Benzols durch gleiche, einwertige Grundstoffe

oder Atomgruppen ersetzt werden. Erstreckt sich aber die Substitution auf fünf Wasserstoffatome des Benzols, so ist keine Isomerie mehr möglich.

Wird im Benzol Wasserstoff durch Kohlenwasserstoffreste wie CH_3 , C_2H_5 usw. ersetzt, so erhält man viele homologe Reihen von aromatischen Kohlenwasserstoffen. Substituiert man in einer dieser Verbindungen Wasserstoff durch Hydroxyl, so entsteht ein Phenol, z. B. $\text{C}_6\text{H}_5 \cdot \text{OH}$, oder ein aromatischer Alkohol, z. B. $\text{C}_6\text{H}_5 \cdot \text{CH}_2 \cdot \text{OH}$; erfolgt die Substitution durch die Gruppen NO_2 und NH_2 , so bilden sich Nitro- und Amidverbindungen, z. B. das Nitrobenzol, $\text{C}_6\text{H}_5 \cdot \text{NO}_2$, und das Amidobenzol oder Anilin, $\text{C}_6\text{H}_5 \cdot \text{NH}_2$.

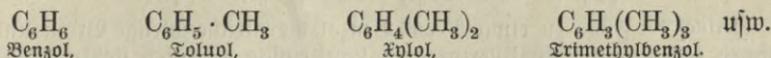
Bei den zahlreichen Umsetzungen, welche auf einer Substitution beruhen, erweist sich der Benzolkern als sehr beständig. Dagegen erleidet er bei einigen viel selteneren, in einer Addition bestehenden Umlagerungen eine Änderung, indem die doppelte Bindung unter den Kohlenstoffatomen in eine einfache übergeht. Jedoch bleibt auch hierbei die ringförmige Anordnung der sechs Kohlenstoffatome erhalten. So vermag das Benzol im günstigsten Falle sechs Atome Wasserstoff oder Halogen aufzunehmen, mit denen es Verbindungen von der Formel $\text{C}_6\text{H}_6\text{X}_6$ bildet; der Wasserstoffverbindung Hexahydrobenzol, $\text{C}_6\text{H}_6\text{H}_6$, entspricht die nebenstehende Konstitutionsformel mit „reduziertem“ Benzolkern:



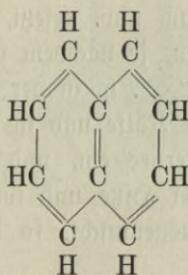
Die Beziehung der Benzolderivate zueinander und zu ihrer Muttersubstanz ist eine sehr enge. Dieses zeigt sich darin, daß sie leichter ineinander übergeführt werden können als die Methanderivate, und daß sie durch verhältnismäßig einfache Reaktionen, oft schon durch trockene Destillation für sich oder mit Kalk in Benzol oder in die nächsten Abkömmlinge desselben zurückverwandelt werden können.

A. Aromatische Kohlenwasserstoffe.

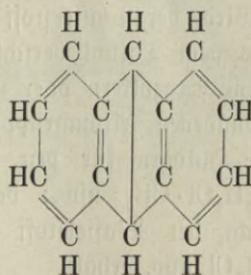
Allgemeines. Diese Verbindungen bilden sich in großer Anzahl bei der trockenen Destillation der Steinkohlen und sammeln sich im Teer an, aus dem sie im Großen gewonnen werden. Einige besonders wichtige gehören der folgenden homologen Reihe an, welche aus dem Benzol hervorgeht, wenn dessen Wasserstoff durch die einwertige Methylgruppe ersetzt wird:



Unter den sehr zahlreichen Gliedern der übrigen homologen Reihen verdienen namentlich das Naphthalin, C_{10}H_8 , und das Anthrazen, $\text{C}_{14}\text{H}_{10}$, Beachtung. Das Naphthalin enthält einen Benzolrest, in welchem zwei in der Orthostellung befindliche Wasserstoffatome durch die zweiwertige Gruppe C_4H_4 vertreten werden. Hierdurch bildet sich ein neuer, sechsgliedriger Ring, so daß im Naphthalinmolekül zwei „kondensierte“ Benzolkerne vorhanden sind. Auch das Anthrazenmolekül enthält zwei Benzolkerne, diese stehen durch die Mittelgruppe C_2H_2 miteinander in Verbindung. Somit erhalten Naphthalin und Anthrazen die Konstitutionsformeln:



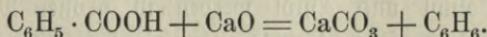
Naphthalin.



Anthrazen.

Benzol. Das **Benzol**, C_6H_6 , wurde 1825 durch Faraday entdeckt, aber erst 1845 durch A. W. Hofmann im Steinkohlenteer nachgewiesen.

Chemisch rein wird das Benzol durch Destillation eines innigen Gemenges von 1 Teil Benzoesäure ($\text{C}_6\text{H}_5 \cdot \text{COOH}$) mit 3 T. gebranntem Kalk erhalten:



Es ist eine wasserhelle, leicht bewegliche, stark lichtbrechende Flüssigkeit von eigentümlichem, ätherischem Geruch, welche bei 80° siedet und in der Kälte zu rhombischen, bei 6° schmelzenden Kristallen erstarrt.

Versuch 1. Tauche einen Glasstab in Benzol und nähere ihn einer Flamme. Das Benzol entzündet sich und verbrennt mit leuchtender, stark rußender Flamme.

Versuch 2. Versuche etwas Benzol in Wasser zu lösen. Es ist darin unlöslich und schwimmt oben.

Versuch 3. Löse Benzol in Alkohol, Ather oder Chloroform.

Versuch 4. Löse etwas Fett, Kautschuk, Jod oder Schwefel in Benzol.

Versuch 5. Übergieße etwas Benzol mit der doppelten Menge rauchender Schwefelsäure, so löst sich das Benzol zu Benzolsulfosäure, $C_6H_5 \cdot SO_3H$:

$$C_6H_5 \cdot H + HO \cdot SO_3H = H_2O + C_6H_5 \cdot SO_3H.$$

Versuch 6. Füge zu etwa 6 ccm Benzol die gleiche Menge Brom und ein Stückchen Eisendraht (als Überträger). Laß einige Minuten stehen, erwärme sodann gelinde, gieße das Gemisch in Wasser und füge einige Tropfen Natronlauge zur Entfernung des freien Broms hinzu. Das entstandene Brombenzol sinkt als schweres Öl zu Boden.

Ebenso wie die Bromverbindungen lassen sich auch die Chlorverbindungen des Benzols leicht herstellen. Sie sind wichtig als Ausgangsmaterial bei der Synthese der dem Benzol homologen Kohlenwasserstoffe.

Toluol. Das Toluol oder Methylbenzol, $C_7H_8 = C_6H_5 \cdot CH_3$, ist eine dem Benzol sehr ähnliche, farblose Flüssigkeit mit dem Siedepunkt 110° und dem Schmelzpunkt -93° . Es wurde zuerst bei der trockenen Destillation des südamerikanischen Tolubalsams erhalten und danach benannt. Wird der Wasserstoff durch Chlor, Brom usw. ersetzt, so entstehen aus dem Toluol verschiedene Verbindungen, je nachdem die Substitution im Benzolkern oder in der „Seitenkette“, d. h. in der mit dem Kern verbundenen Atomgruppe erfolgt. In der Kälte und im Dunkeln tritt das Halogen für den Wasserstoff des Kernes ein, und es entstehen $C_6H_4Cl \cdot CH_3$ usw.; dagegen wird in der Hitze und im direkten Sonnenlicht der Wasserstoff der Seitenkette ausgetauscht, so daß man $C_6H_5 \cdot CH_2Cl$ usw. erhält.

Xylol. Das Xylol oder Dimethylbenzol, $C_8H_{10} = C_6H_4(CH_3)_2$, tritt, da in ihm zwei Wasserstoffatome des Benzols substituiert sind, in drei isomeren Modifikationen auf als o-Xylol, m-Xylol und p-Xylol (Ortho-, Meta- und Paraxylol). Alle drei sind farblose Flüssigkeiten, die sich durch ihre Siedepunkte wenig, aber durch ihr Verhalten gegen Oxydationsmittel stark voneinander unterscheiden.

Benzol, Toluol und Xylol werden in großen Mengen zur Gewinnung der verschiedensten Benzolderivate, insbesondere der Anilinfarben, benutzt.

Naphthalin. Das Naphthalin, $C_{10}H_8$, bildet große, glänzende, farblose Kristallblätter von eigentümlichem Geruch und brennendem Geschmack. Es

schmilzt bei 80° und siedet bei 218° , sublimiert aber schon bei niedrigerer Temperatur und ist auch mit Wasserdämpfen leicht flüchtig. In Wasser ist es unlöslich, dagegen in heißem Alkohol und in Äther leicht löslich.

Versuch 7. Naphthalin verbrennt mit leuchtender, rußender Flamme.

Versuch 8. Leiten wir Wasserstoff durch eine Kugelhöhre, in welcher etwas Naphthalin gelinde erwärmt wird, und entzünden ihn dann an einem gewöhnlichen Schnittbrenner, so zeigt er eine stark leuchtende Flamme (Fig. 68).

Weil das Naphthalin die Leuchtkraft eines Gases vergrößert, wird es, ebenso wie Benzol und Acetylen, zum Karburieren von Leuchtgas

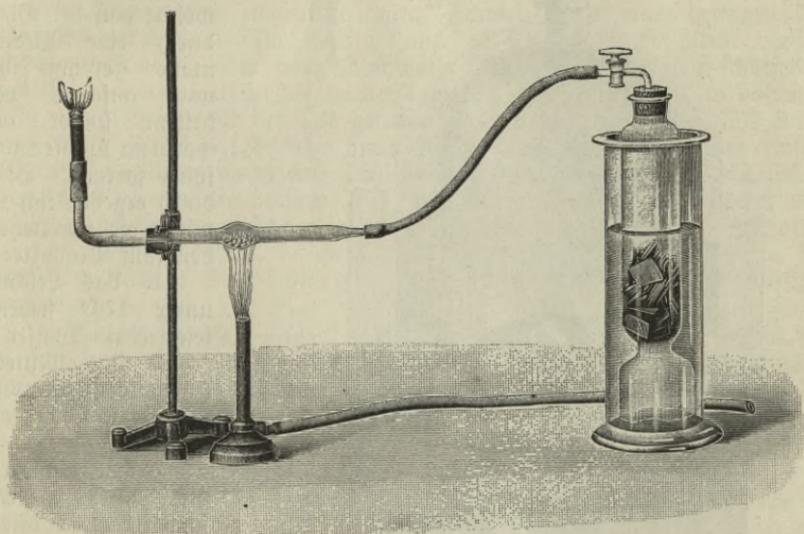


Fig. 68.

benutzt. Ferner dient es als Wottenpulver und, da es stark antiseptisch wirkt, als äußerliches Heilmittel. Namentlich aber wird es zur Darstellung von Phthalsäure, Eosin, Indigo usw. benutzt.

Anthrazen. Das **Anthrazen**, $C_{14}H_{10}$, bildet farblose, monokline Tafeln, welche in ganz reinem Zustande eine prächtige, blaue Fluoreszenz zeigen. In Wasser ist es unlöslich, in Alkohol und Äther schwer, in siedendem Benzol leicht löslich. Schmelzpunkt 213° , Siedepunkt 351° . Anthrazen ist, obwohl es im Steinkohlenteer nur in geringer Menge auftritt, doch ein sehr wertvoller Bestandteil des letzteren, denn es dient zur Gewinnung eines der schönsten und beständigsten roten Farbstoffe, des Alizarins.

Die Verarbeitung des Steinkohlenteers.

Technisch gewinnt man die aromatischen Kohlenwasserstoffe gemeinsam mit vielen anderen Benzolderivaten aus dem Steinkohlenteer, welcher sowohl in den Leuchtgasfabriken als in den Kokereien als Nebenprodukt in großen Mengen erhalten wird. Weil die einzelnen Bestandteile des Teers verschiedene Siedepunkte besitzen, unterwirft man ihn einer fraktionierten Destillation, welche gewöhnlich aus großen, 20 bis 30 Tonnen fassenden, schmiedeeisernen Blasen (B in Fig. 69) mit nach innen gewölbtem Boden und gußeisernem Helm (H) über direktem Feuer erfolgt. Nicht selten wird gleichzeitig evakuiert und durch schleifende Ketten das Festhaften eines Bodenabsatzes verhindert. Das Destillat

verdichtet man in langen Kühlrohren aus Eisen oder Blei, welche von der Blase durch eine Brandmauer getrennt sind und anfangs von kaltem, später von warmem Wasser umspült werden. Hierdurch ergeben sich zunächst die nachstehenden fünf Produkte:

1. das Leichtöl, unter 170° siedend, leichter als Wasser,
2. das Mittelöl (Karböl), bis 230° siedend, so schwer wie Wasser,
3. das Schweröl, bis 270° siedend, schwerer als Wasser,
4. das Anthrazenöl, über 270° siedend,
5. der Rückstand (Bech oder künstlicher Asphalt).

Das Leichtöl wird durch längeres Dige-

rieren mit etwa 5% konzentrierter Schwefelsäure von basischen Bestandteilen befreit, mit Wasser und verdünnter Natronlauge gewaschen und dann wiederum einer fraktionierten Destillation unterworfen, durch welche man neben einigen weniger wichtigen Produkten das Rohbenzol und die Auflösungs-naphtha gewinnt. Das Rohbenzol gelangt in die Farbenfabriken, wo man es noch einmal destilliert mittels eines sehr vollkommenen Rektifizierapparats, welcher dem bei der Spiritusbereitung gebräuchlichen ähnlich ist.

Hierdurch werden die einzelnen Bestandteile voneinander getrennt. Die wichtigsten unter ihnen sind Benzol, Toluol und ein Gemisch der drei Xylole. — Die Auflösungs-naphtha oder das Steinkohlenbenzin dient als Fleckwasser in

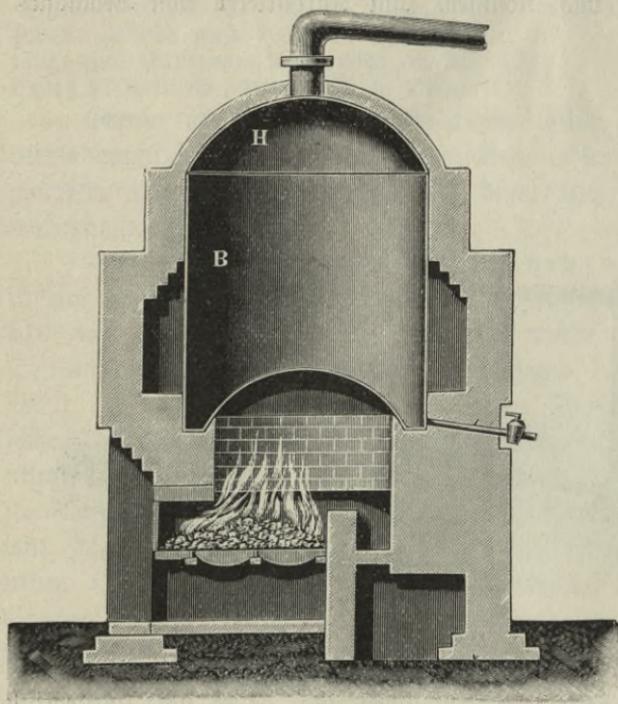


Fig. 69.

den chemischen Wäschereien und namentlich zum Lösen von Kautschuk bei der Bereitung von Gummimänteln, wasserdichten Decken usw. Um diese zu erhalten, läßt man Kautschuk mit Auflösungsnaphtha zu einem dicken Brei aufquellen, welcher in mehreren sehr dünnen Schichten durch Walzen auf die betreffenden Zeugstoffe gestrichen wird.

Unter den basischen Bestandteilen des Leichtöls kommt besonders das Pyridin, C_5H_5N , eine scharf riechende, bei 115° siedende Flüssigkeit, in Betracht. Man gewinnt dasselbe nebst einigen homologen Verbindungen, indem man die zur Reinigung des Leichtöls benutzte Schwefelsäure mit Kalk versetzt; das hierbei frei werdende Gemenge von „Pyridinbasen“ wird zum Denaturieren von Brennspiritus benutzt.

Das **Mittelöl** verarbeitet man auf Naphthalin, Karbolsäure und die mit dieser homologen Kresole. Das Naphthalin, welches beim Erkalten des Öls auskristallisiert, wird abgepreßt, durch Schmelzen mit einer geringen Menge konzentrierter Schwefelsäure gereinigt und nach Entfernung der hierbei verharzten Säure sublimiert. Die vom Naphthalin abgepreßte Flüssigkeit schüttelt man mit Natronlauge, welche die Karbolsäure und die Kresole löst, so daß sie von dem unlöslichen Reste des Öls getrennt werden können; darauf fällt man die Karbolsäure nebst den Kresolen durch Schwefelsäure wieder aus und reinigt den öligen Niederschlag durch eine Destillation. Aus dem Destillat kristallisiert in der Kälte die reine Karbolsäure aus, während die Kresole gelöst in der Mutterlauge zurückbleiben, welche unter der Bezeichnung „rohe, flüssige Karbolsäure“ in den Handel kommt. — Gemische von Teerölen mit Seifenlösung dienen unter den Namen Sapokarbol, Kreolin und Vysol als antiseptische Heilmittel.

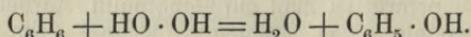
Das **Schweröl**, welches Kresole, flüssige Paraffine und andere Stoffe enthält, wird nicht weiter zerlegt, sondern als fäulnisverhinderndes Mittel zum Imprägnieren von Eisenbahnschwellen, Pfählen und Bauholz benutzt. Die sorgfältig getrockneten Holzstücke müssen in eisernen Kesseln evakuiert werden, bevor man das Schweröl durch kräftigen Druck in die Poren hineinpreßt.

Aus dem **Anthrazenöl** läßt man das Rohanthrazen in der Kälte auskristallisieren; dieses wird von der Flüssigkeit abgepreßt und so lange durch Pyridin gereinigt, bis man ein 90% Anthrazen enthaltendes Produkt erzielt. — Die vom Rohanthrazen abgepreßten Öle kommen als Karbolinum in den Handel und dienen als konservierendes Anstrichmittel für Holz.

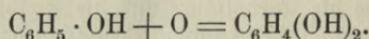
Den **Rückstand**, welcher 50 bis 60% vom Gesamtgewicht des Teers ausmacht, bildet das **Bech**, ein unentwirres Gemisch zahlloser Stoffe. Dieses dient als Bindemittel zur Herstellung der Steinkohlenbriketts und der Dolomitsteine für das Thomasverfahren, ferner zu Asphaltröhren und neben natürlichem Asphalt auch wohl zur Straßenpflasterung. Durch Zusammenschmelzen von Bech mit Schwerölen erhält man schwarzen Lack, der zum Anstreichen von Eisen, Leder und Holz sowie zur Bereitung von Dachpappe benutzt wird. Außerdem verwendet man das Bech ebenso wie rohen Steinkohlenteer, Harze und Acetylen zur Gewinnung von Ruß, indem man es bei möglichst gehemmtem Luftzutritt verbrennt und den mit Kohleteilchen beladenen Rauch durch mehrere Kammern oder Säcke führt, in welchen sich der Ruß um so feiner je weiter vom Verbrennungsherd absetzt.

B. Phenole.

Allgemeines. Die Phenole leiten sich in ähnlicher Weise von den aromatischen Kohlenwasserstoffen ab wie die Alkohole der Fettreihe von den Grenzkohlenwasserstoffen, nämlich durch Eintritt von Hydroxyl an Stelle von Wasserstoff. Sie sind also Hydroxylderivate der aromatischen Kohlenwasserstoffe. Das Benzol wird durch Wasserstoffsuperoxyd oder Ozon und in Gegenwart von Chloraluminium auch durch den Luftsaurestoff teilweise in Phenol, $C_6H_5 \cdot OH$, übergeführt:



Aus dem Phenol kann man durch weitere Anwendung von Oxydationsmitteln das Dioxylbenzol, $C_6H_4(OH)_2$, darstellen:



Je nachdem nun ein, zwei oder mehr Wasserstoffatome durch Hydroxylgruppen ersetzt werden, unterscheidet man ein- bis sechswertige Phenole. Die wichtigsten unter den sehr zahlreichen Phenolen sind in nachstehender Tabelle aufgeführt:

einwertige:	zweiwertige:	dreiwertige:
Phenol $C_6H_5 \cdot OH$	Dioxylbenzol $C_6H_4(OH)_2$	Trioxylbenzol $C_6H_3(OH)_3$
Kresol $C_6H_4(CH_3) \cdot OH$	Dioxytoluol $C_6H_3(CH_3)(OH)_2$	Trioxyltoluol $C_6H_2(CH_3)(OH)_3$
Xylenol $C_6H_3(CH_3)_2 \cdot OH$	Dioxyxytol $C_6H_2(CH_3)_2(OH)_2$	—

In allen Phenolen ist das Hydroxyl an den Benzolkern gebunden und nicht an eine etwa vorhandene Seitenkette. So entsprechen alle drei Modifikationen des Kresols der Formel $C_6H_4(CH_3) \cdot OH$, aber nicht der Formel $C_6H_5 - CH_2 \cdot OH$, welche einem aromatischen Alkohol, und zwar dem Benzylalkohol, zukommt.

Phenol. Das Phenol, $C_6H_5 \cdot OH$, welches gewöhnlich **Karbonsäure** genannt wird, bildet lange, farblose Prismen von eigentümlichem Geruch und brennend äzendem Geschmack. Schmelzp. 42° , Siedep. 180° . Es löst sich bei gewöhnlicher Temperatur in 15 Teilen Wasser, in Alkohol und Äther ist es sehr leicht löslich. An der Luft färbt es sich leicht rötlich

und zieht Wasser an; wenige Prozente Wasser verflüssigen die kristallisierte Verbindung.

Die Karbolsäure ist ein starkes Gift für Menschen und Tiere, namentlich aber für niedere Pflanzen. Wegen ihrer tödlichen Wirkung auf krankheits- und säulniserregende Bakterien ist sie ein vorzügliches antiseptisches Mittel, welches beim Verbinden von Wunden sehr häufige Anwendung findet (Listerscher Verband) und in 5 prozentiger wäßriger Lösung als feiner Staubregen bei chirurgischen Operationen benutzt wird, um die Wunde mit einer bakterienfreien Atmosphäre zu umgeben.

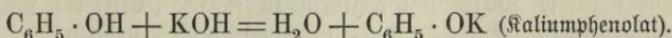
Veruch 1. Füge wenig Eisenchloridlösung zu einer verdünnten Phenollösung. Die letztere färbt sich violett.

Veruch 2. Bromwasser fällt selbst aus verdünnter Phenollösung einen weißen Niederschlag von Tribromphenol, $C_6H_2Br_3 \cdot OH$.

Veruch 3. Behandle einen mit Salzsäure befeuchteten Fichtenholzspan mit einer Phenollösung im Sonnenlicht. Er färbt sich grünblau.

Veruch 4. Schmelze im Reagenzrohr 1 g Phenol und füge einen Tropfen Wasser hinzu. Nach dem Erkalten bleibt das Phenol flüssig, da das Wasser seinen Schmelzpunkt sehr herabgesetzt hat.

Das Phenol gleicht einem Alkohol insofern, als es befähigt ist, Äther und Ester zu bilden, wie z. B. den Phenyläther, $(C_6H_5)_2O$, und die Phenylschwefelsäure, $C_6H_5 \cdot HSO_4$ (die einwertige Gruppe C_6H_5 heißt Phenyl). Im Gegensatz zu den Alkoholen zeigt es aber einen deutlicher hervortretenden Säurecharakter, denn es tauscht den Hydroxylwasserstoff leicht gegen Metalle aus, wenn wir etwas Phenol in Kali- oder Natronlauge auflösen:



Außer zu Desinfektionszwecken dient das Phenol in großer Menge zur Darstellung von Salicylsäure und verschiedenen Farbstoffen wie Pikrinsäure, Azofarben usw.

Kresol. Das **Kresol**, $C_6H_4(CH_3) \cdot OH$, welches vom Toluol abzuleiten ist, gehört zu den Homologen des Phenols. Es zeigt einen charakteristischen Geruch und stark desinfizierende Wirkung wie das Phenol, mit dem es gemeinsam im Holz- und Steinkohlenteer, namentlich im mittleren Steinkohlenteeröl auftritt. Aus einem Gemisch seiner drei isomeren Formen besteht im wesentlichen die „rohe, flüssige Karbolsäure“ des Handels (vgl. S. 153).

Dioxybenzol. Das **Dioxybenzol**, $C_6H_4(OH)_2$, bildet, je nachdem sich seine beiden Hydroxylgruppen zueinander in der o-, m- oder p-Stellung befinden, die drei isomeren Modifikationen **Brenzkatechin**, **Resorcin** und **Hydrochinon**.

Der Methyläther des Brenzkatechins ist das Guajakol, $C_6H_4(OH)(O \cdot CH_3)$, welches als Heilmittel Verwendung findet und einen wesentlichen Bestandteil des aus dem Buchenholzteer gewonnenen Kreosots bildet. — Das Resorcin tritt in weißen, leichtlöslichen, rhombischen Kristallen auf. Es wird im Großen dargestellt, denn es dient zur Gewinnung von Fluorescein, $C_{20}H_{12}O_5$, einem bräunlichen Pulver, dessen alkalische Lösung sich selbst in größter Verdünnung durch eine prachtvolle, grüne Fluoreszenz auszeichnet; aus letzterem erhält man wieder das Eosin, $C_{20}H_6Br_4O_5K_2$, einen schönen, rosaroten Farbstoff für Seide, Wolle und rote Tinte. — Das in farblosen Prismen kristallisierende Hydrochinon wirkt stark reduzierend und wird deshalb in der Photographie als Entwickler verwendet.

Triorybenzol. Auch das **Triorybenzol**, $C_6H_3(OH)_3$, ist in drei isomeren Modifikationen bekannt, und zwar als Pyrogallol, Phloroglucin und Dxyhydrochinon.

Pyrogallol, auch Pyrogallussäure genannt, ist wichtig als Entwickler für die Photographie.

Versuch 5. Verseze eine ammoniakalische Silberlösung mit einigen Tropfen alkalischer Pyrogallollösung. Sie wird reduziert.

Versuch 6. Füge zu einer Pyrogallollösung etwas Eisenchloridlösung. Es entsteht zuerst eine blaue, dann eine braunrote Färbung, die durch Alkali wieder in blau übergeführt wird.

Versuch 7. Jod färbt die Pyrogallollösung purpurrot.

Versuch 8. Füge zu einer Pyrogallollösung etwas Kalilauge und schüttele. Infolge der Aufnahme von Luftsaurestoff wird die Lösung sofort intensiv braun.

Versuch 9. Löse etwas Phloroglucin in starker Salzsäure und betupfe damit einen Holzspan. Derselbe wird intensiv rotviolett gefärbt.

Versuch 10. Prüfe Zeitungspapier mit der Lösung. Es wird auch rot werden, wenn es aus Holz hergestellt ist.

Kreosot. Als **Kreosot** bezeichnet man eine farblose, ölige Flüssigkeit von starkem Rauchgeruch, welche aus dem Buchenholzteer in ähnlicher Weise gewonnen wird wie die Karbolsäure aus dem Steinkohlenteer. Es besteht aus mehreren der Phenolgruppe angehörenden Verbindungen und findet mannigfache Anwendung in der Medizin. Auf seiner fäulnisverhindernden Wirkung beruht die Benutzung des Holzrauches und des rohen Holzessigs zum Konservieren von Fleischwaren.

C. Aromatische Alkohole, Aldehyde und Säuren.

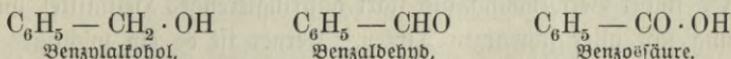
Die aromatischen Alkohole sind wie die Phenole als Hydroxyl-derivate der aromatischen Kohlenwasserstoffe zu betrachten. Während aber

bei den Phenolen im Benzolkern Wasserstoff durch Hydroxyl ersetzt ist, findet bei den aromatischen Alkoholen diese Substitution in der Seitenkette statt.

Im Gegensatz zu den Phenolen, welche nur in einigen Eigenschaften an die Alkohole der Grenzkohlenwasserstoffe erinnern, sind die aromatischen Alkohole Verbindungen mit vollkommenem Alkoholcharakter. Sie sind wie die Alkohole der Grenzkohlenwasserstoffe befähigt zur Bildung von Alkoholaten, Athern und Estern; auch verhalten sie sich analog bei der Einwirkung von Oxydationsmitteln. Ihre Zahl ist gering im Vergleich zu der der Phenole.

Benzylalkohol. Der **Benzylalkohol**, $C_7H_7 \cdot OH$ oder $C_6H_5 - CH_2 \cdot OH$, ist der wichtigste unter den aromatischen Alkoholen. Er leitet sich vom Toluol ab, in welchem ein Atom Methylwasserstoff durch Hydroxyl ersetzt wird. Er ist eine schwach aromatisch riechende, farblose Flüssigkeit, welche bei 206° siedet und in Wasser schwer löslich ist.

Bei der Oxydation wird der Benzylalkohol durch das erste Sauerstoffatom in einen Aldehyd, durch das zweite in eine Säure (mit der für organische Säuren charakteristischen Karboxylgruppe $-CO \cdot OH$) mit gleich vielen Kohlenstoffatomen übergeführt:



Benzaldehyd. Der **Benzaldehyd** oder das **Bittermandelöl**, $C_6H_5 - CHO$, ist eine stark lichtbrechende, bei 179° siedende Flüssigkeit vom Geruch der bitteren Mandeln. Man erhält ihn durch Destillation der bitteren Mandeln mit Wasser, wobei er sich als schweres Öl aus dem Destillat abscheidet. Technisch wird er aus Benzalchlorid, $C_6H_5 - CHCl_2$, und gelblichem Kalk gewonnen und zur Darstellung von Farben, insbesondere von Malachitgrün, benutzt.

Benzoesäure. **Benzoesäure**, $C_6H_5 \cdot COOH$, wird technisch durch Oxydation von Toluol gewonnen. Sie bildet glänzende, weiße, dünne, monokline Blättchen und Nadeln, welche bei 121° schmelzen und in heißem Wasser sowie in Alkohol leicht löslich sind. Gelöst reagiert sie schwach sauer. Sie ist leicht sublimierbar, ihr Dampf reizt zum Husten und Niesen. Sie wird in der Medizin und Farbentechnik verwendet.

Salicylsäure. **Salicylsäure**, $C_6H_4(OH) \cdot COOH$, ist eine D y h e n z o e s ä u r e. Sie enthält außer dem Karboxyl auch eine dem Benzolkern angelagerte Hydroxylgruppe. Deshalb besitzt sie gleichzeitig Säure- und Phenolcharakter und vermag sowohl als Säure wie als Phenol Salze zu bilden.

Sie wirkt stark antiseptisch und ist dabei in kleinen Mengen nicht giftig. Deshalb benutzt man sie zum Haltbarmachen von Bier, Wein usw. sowie als Heilmittel, z. B. gegen Gelenkrheumatismus. Ferner dient sie zur Herstellung von Farbstoffen.

Gallussäure. Die **Gallussäure**, $C_6H_2(OH)_3 \cdot COOH$, ist eine **Trioxybenzoesäure**, da in ihr drei Atome Benzolwasserstoff durch Hydroxylgruppen ersetzt sind. Sie kommt in den Galläpfeln, im chinesischen Tee, im Sumach und mehreren anderen Pflanzen natürlich vor. Man erhält sie durch Kochen mit verdünnten Säuren aus Tannin, welches als ihr Anhydrid zu betrachten ist.

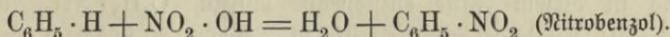
Tannin. **Tannin** oder **Gallusgerbsäure**, $C_{14}H_{10}O_9 + 2H_2O$, ist der Hauptbestandteil der Galläpfel und kommt auch im Sumach, im Tee usw. vor. In reinem Zustande ist es eine amorphe, farblose, leichtlösliche Masse von zusammenziehendem Geschmack. Gelöst reagiert es sauer und gibt mit Eisenchlorid eine schwarzblaue Färbung und Fällung. Aus seinen Lösungen wird es durch Leim und am vollständigsten durch tierische Häute ausgeschieden; letztere werden hierdurch gegerbt, d. h. in Leder verwandelt.

Es findet Verwendung als stark adstringierendes Heilmittel und zur Bereitung fast aller schwarzen Tinten. Ferner ist es ein wichtiges Beizmittel für basische Farbstoffe. Dagegen wird es zum Gerben kaum angewendet, weil eine Reihe von ähnlichen „Gerbstoffen“ hierfür geeigneter ist, z. B. die **Eichenrinden-**, **Sumach-** und **Kinogerbsäure**. Diese verhalten sich dem Tannin analog, sind aber von viel komplizierterer Zusammensetzung; einige von ihnen können als Ester der Gallussäure angesehen werden. Die **Eichenrindengerbsäure** ist der wirksame Bestandteil der Gerberlohe.

Phthalsäure. Die **Phthalsäure**, $C_6H_4(COOH)_2$, verdankt ihren Namen der Herkunft aus Naphthalin. Sie enthält zwei Carboxylgruppen und wird deshalb als eine Benzoldikarbonsäure bezeichnet. Ihr Anhydrid vereinigt sich mit Phenol unter geeigneten Bedingungen zu **Phenolphthalein**, $C_6H_4 \cdot C_2O_2(C_6H_4 \cdot OH)_2$. Dieses ist ein gelbliches Kristallpulver, welches nur in Alkalien mit tief purpurroter Färbung löslich ist und deshalb als „Indikator“ zur Maßanalyse alkalischer Flüssigkeiten benutzt wird. Es ist die Muttersubstanz vieler anderen Phthaleine, welche als Farbstoffe von großer Bedeutung sind; zu den Phthaleinen ist auch das **Fluorescein** nebst seinem Substitutionsprodukt, dem **Eosin**, zu rechnen.

D. Aromatische Stickstoffverbindungen.

Allgemeines. Die meisten aromatischen Verbindungen sind leicht geneigt, beim Behandeln mit konzentrierter Salpetersäure Wasserstoff gegen die Nitrogruppe, NO_2 , auszutauschen und dadurch in Nitroderivate überzugehen. Hierbei verbindet sich der entstehende Wasserstoff mit dem Hydroxyl der Salpetersäure zu Wasser, z. B.:



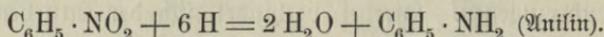
Stärker „nitrierend“ wirkt ein Gemenge von 1 Teil konzentrierter Salpetersäure und 2 T. konzentrierter Schwefelsäure, weil letztere das entstehende Wasser bindet. Nach der Zahl der in den Benzolkern eintretenden Nitrogruppen unterscheidet man die entstehenden Verbindungen als Mono-, Di- und Trinitroderivate.

Pikrinsäure. Von diesen ist das **Trinitrophenol**, $\text{C}_6\text{H}_2(\text{NO}_2)_3 \cdot \text{OH}$, welches gewöhnlich **Pikrinsäure** genannt wird, das wichtigste. Es wird als Sprengmittel und als gelber Farbstoff verwendet und bildet sich beim Erwärmen zahlreicher organischer Substanzen, z. B. Seide, Leder, Wolle, Harz und Anilin, mit konzentrierter Salpetersäure. Es kristallisiert in schwach gelben, glänzenden Blättern oder Prismen von äußerst bitterem Geschmack, welche giftig und in kaltem Wasser schwer, in Alkohol leicht löslich sind. Bei vorsichtigem Erhitzen sublimiert, bei raschem verpufft es. Wolle und Seide werden durch Pikrinsäure schwefelgelb gefärbt mit einem Stich ins Grünliche. Pikrinsäure ist der am längsten (seit 1771) bekannte unter den künstlichen, organischen Farbstoffen.

Das Trinitrophenol ist eine starke Säure und gibt mit Basen schön kristallisierende, gelbe Salze, welche beim Erhitzen, zum Teil auch beim Stoß sehr heftig explodieren. Kaliumpikrat, $\text{C}_6\text{H}_2(\text{NO}_2)_3 \cdot \text{OK}$, und Ammoniumpikrat, $\text{C}_6\text{H}_2(\text{NO}_2)_3 \cdot \text{ONH}_4$, sind Sprengstoffe von großer Brisanz, d. h. zerschmetternder Wirkung insolge sehr schnellen Ab Brennens. Sie sind zu Pikratpulver verwendbar, welches namentlich in Frankreich vielfach als Schießpulver benutzt wurde, bevor das weniger brisante rauchlose Pulver erfunden war. Die Pikrinsäure selbst verwendet man allgemein zum Füllen von Sprenggeschossen, welche Brisanzgranaten heißen. „Melinit“ und „Lyddit“ bestehen im wesentlichen aus Pikrinsäure. Eine mit brisantem Sprengstoff gefüllte Granate explodiert in viele kleine, eine mit Schwarzpulver gefüllte in wenige große Bruchstücke.

Bringt man eine aromatische Nitroverbindung mit einem kräftigen Reduktionsmittel, z. B. mit einem Gemisch von Eisen und Salzsäure, in

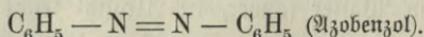
Berührung, so werden der Nitrogruppe die beiden Sauerstoffatome entzogen; an ihre Stelle treten, indem der Stickstoff dreiwertig wird, zwei Wasserstoffatome, und es entsteht die Amidogruppe, NH_2 . Hierdurch geht die Nitroverbindung in eine Amidoverbindung über, z. B.:



Das in diesem Falle entstehende Anilin, $\text{C}_6\text{H}_5 \cdot \text{NH}_2$, kann als „Amidobenzol“ bezeichnet werden, also als Benzol, in welchem ein Wasserstoffatom gegen die einwertige Amidogruppe ausgetauscht ist. Andererseits dürfen wir es auch als „Phenylamin“ betrachten, d. h. als Ammoniak, in welchem ein Wasserstoffatom durch die einwertige Phenylgruppe, C_6H_5 , ersetzt ist.

Erfolgt die Reduktion der aromatischen Nitroverbindungen durch schwächere, alkalische Mittel wie Natriumamalgam oder Zinkstaub und Natronlauge, so entstehen verschiedene Produkte, unter denen die Azoverbindungen (von azotum, der Stickstoff) die wichtigsten sind.

Diese werden charakterisiert durch die zweiwertige Azogruppe, $-\text{N}=\text{N}-$, welche beiderseits durch einwertige, aromatische Reste gebunden ist, z. B.:



Anilin. Das **Anilin**, Amidobenzol oder Phenylamin, $\text{C}_6\text{H}_5 \cdot \text{NH}_2$, ist eine farblose, ölige, schwach aromatisch riechende, giftige Flüssigkeit, welche wenig schwerer ist als Wasser und bei 183° siedet. Dem Licht und der Luft ausgesetzt, färbt es sich gelb bis braun, und zwar um so schneller, je weniger rein es ist. Es ist eine Basis, aber schwächer als Ammoniak; obwohl es nicht gegen Lackmus reagiert, verbindet es sich wie das Ammoniak leicht mit Säuren zu gut kristallisierenden Salzen.

Versuch 1. Löse Anilin in Wasser: 1 Teil Anilin löst sich in 31 T. Wasser. Lackmusreaktion?

Versuch 2. Entzünde etwas Anilin in einer flachen Schale. Es brennt mit rußender Flamme.

Versuch 3. Füge zu einer klaren, wäßrigen Anilininlösung einige Tropfen filtrierter Chloralkalilösung. Die Flüssigkeit wird rotviolett.

Versuch 4. Übergieße im Reagenzrohr etwas Anilin mit der 3fachen Menge starker Salzsäure. Die Mischung erstarrt zu einem in Alkohol löslichen Brei von salzsaurem Anilin.

Versuch 5. Lauge fällt aus der Lösung von salzsaurem Anilin die freie Basis aus.

Versuch 6. Platinchlorwasserstoffsäure fällt aus der Lösung 4 salzsaures Anilin = Platinchlorid aus.

Versuch 7. Benetze einen Fichtenholzstab mit einer angeäuerten Lösung von salzsaurem Anilin. Der Stab wird intensiv gelb. (Prüfe Papier auf den Holzgehalt!).

Durch längeres Einwirken von starker Essigsäure auf Anilin entsteht das Acetanilid, $C_6H_5 \cdot NH(C_2H_3O)$, oder Antifebrin, das als fiebertreibendes Heilmittel benutzt wird.

E. Teerfarbstoffe.

Außer den schon erwähnten Phtaleinen und der Pikrinsäure werden noch zahlreiche andere wichtige Farbstoffe aus den Destillationsprodukten der Steinkohlen gewonnen.

Die Darstellung aller dieser Teerfarbstoffe, von denen Anilin, Alizarin und Indigo mit ihren Derivaten, sowie die Azofarbstoffe die wichtigsten sind, hat sich in den letzten Jahrzehnten zu einem bedeutenden Industriezweige entwickelt, bei welchem etwa drei Viertel der gesamten Produktion auf Deutschland entfallen.

Durch Oxydation eines Gemenges von Anilin und Toluidin, das zu den Homologen des Anilins gehört, erhält man das Rosanilin, $C_{20}H_{19}N_3$, welches sich mit Salzsäure zu dem prächtigen, karmesinroten Anilinrot oder Fuchsin, $C_{20}H_{19}N_3 \cdot HCl$, vereinigt. Das Fuchsin kristallisiert in grünschillernden, metallisch glänzenden, rhombischen Tafeln, die sich in kaltem Wasser schwer, in Alkohol leicht mit tief purpuroter Farbe lösen. Seide und Wolle werden durch Fuchsin direkt, Baumwolle erst nach Anwendung saurer Beizen gefärbt.

Ersetzt man Wasserstoffatome in den Amidogruppen des Rosanilins durch Methyl oder Äthyl, so entstehen prächtige, violette Farbstoffe, so das Methylviolett, Kristallviolett usw. Führt man drei Phenylgruppen in das Rosanilin ein, so entsteht das Triphenylrosanilin, $C_{20}H_{16}(C_6H_5)_3N_3$, dessen salzsaures Salz als Anilinblau Verwendung findet. Es ist in Wasser sehr schwer, in Alkohol leicht löslich und heißt deshalb auch „Spiritusblau“. Mit konzentrierter Schwefelsäure bildet es eine Mono- und eine Trijulfosäure; die wasserlöslichen Natriumsalze dieser Säuren werden als „Alkaliblau“ und als „Wasserblau“ häufig benutzt.

Versuch 1. Löse $\frac{1}{2}$ cem Anilin in verdünnter Schwefelsäure und gib tropfenweise Kaliumdichromatlösung hinzu. Die Flüssigkeit färbt sich sofort grünschwarz. Es bildet sich wasserunlösliches Anilinschwarz. Es kommt nicht als Farbstoff in den Handel, sondern wird beim Färben direkt auf der Faser erzeugt.

Von den **Azofarbstoffen** sind Anilingelb, Säuregelb oder Echigelb, Bismarckbraun und Methyloorange zu erwähnen. Letzteres dient zum Färben der Butter und heißt deshalb auch Buttergelb.

Das **Alizarin**, $C_{14}H_6O_2(OH)_2$, ist ein altbekannter, sehr schöner und beständiger Farbstoff, der früher aus der Wurzel der Krapppflanze, *Rubia tinctorum*, gewonnen wurde. Es bildet glasglänzende, orangerote, bei 289° schmelzbare Prismen und Nadeln, welche in kochendem Wasser schwer, in Alkohol und Äther leicht mit gelblichroter Farbe löslich sind; in Alkalien lösen sie sich leicht mit tief violetter Farbe.

Versuch 2. Löse etwas von dem käuflichen, künstlichen Alizarin in wenig Alkohol (Lösung 2).

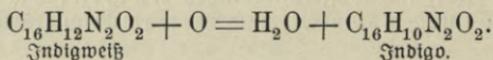
Versuch 3. Füge zu der gelbbraunen Lösung (2) etwas Lauge. Die Lösung wird intensiv rotviolett.

Versuch 4. Gib zu der Lösung 2 etwas Kalialaun, so wird sie gelbrot.

Versuch 5. Gib zu Lösung 2 eine Aluminium-, Eisen- oder Chromsalz-lösung, so entstehen unlösliche, prächtig rote, schwarzviolette und braunviolette „Farblacke“.

Der **Indigo**, $C_{16}H_{10}N_2O_2$, wurde von den Indern und Ägyptern schon vor Jahrtausenden zum Färben benutzt. Früher gewann man diesen wichtigen, blauen Farbstoff ausschließlich aus Pflanzen, namentlich aus der in Ostindien heimischen Indigopflanze und im geringeren Umfange aus dem Waid, *Isatis tinctoria*. Auch heute wird die Indigopflanze noch vielfach zur Indigogewinnung angebaut, jedoch nimmt die künstliche Herstellung immer mehr zu, so daß das Ende der Produktion von natürlichem Indigo mit Sicherheit vorauszusehen ist.

Reiner Indigo (Indigblau) ist ein dunkelblaues, kupferfarbig schimmerndes Pulver, welches in Wasser, Alkohol, Äther, Alkalien und verdünnten Säuren unlöslich ist. In heißem Anilin löst er sich mit blauer, in geschmolzenem Paraffin mit roter Farbe. Bei etwa 300° verwandelt er sich in einen purpurroten Dampf und sublimiert zu glänzenden, kupferroten Prismen. Läßt man freiverdenden Wasserstoff oder ein anderes Reduktionsmittel in Gegenwart einer Basis auf Indigo einwirken, so wird dieser zu Indigweiß reduziert. Letzteres ist ein weißes, fein kristallinisches Pulver, das in reinem Wasser unlöslich ist, aber von Alkalien leicht mit gelber Farbe gelöst wird; in einer solchen Lösung nimmt es an der Luft rasch Sauerstoff auf und verwandelt sich dadurch wieder in Indigo:



Um Indigo zum Färben zu verwenden, digeriert man ihn mit einem alkalischen Reduktionsmittel, z. B. Eisenvitriol und Kalkmilch, so daß eine Lösung von Indigweiß entsteht; mit dieser tränkt man die Gewebe und läßt durch Oxydation an der Luft den Indigo in der Faser wieder entstehen.

Wiederholungstabelle für die Benzolderivate.

- 1) Ortho-, Meta-, Paraverbindungen.
- 2) Aromatische Kohlenwasserstoffe: Benzol, C_6H_6 ; Toluol, $C_6H_5CH_3$. Xylol, $C_6H_4(CH_3)_2$. Naphthalin, $C_{10}H_8$; Anthrazen, $C_{14}H_{10}$.
- 3) Verarbeitung des Steinkohlenteers: Leichtöl, Mittelöl, Schweröl, Anthrazenöl, Pech.
- 4) Phenole: Phenol (Karbolsäure), C_6H_5OH ; Kresol, $C_6H_4CH_3OH$; Xylenol, $C_6H_3(CH_3)_2OH$. Dioxybenzol, $C_6H_4(OH)_2$ (Brenzkechin, Resorcin, Hydrochinon); Trioxybenzol (Pyrogallol, Phloroglucin, Oxyhydrochinon); Kreosot.
- 5) Aromatische Alkohole, Aldehyde und Säuren: Benzylalkohol, $C_6H_5-CH_2OH$; Benzaldehyd (Bittermandelöl), C_6H_5-CHO ; Benzoesäure, C_6H_5-COOH ; Salicylsäure (Oxybenzoesäure), $C_6H_4OHCOOH$; Gallussäure, $C_6H_2(OH)_3COOH$ (Trioxybenzoesäure, Tinte). Phthalsäure, $C_6H_4(COOH)_2$. Phenolphthalein.
- 6) Aromatische Kohlenwasserstoffe: Nitroderivate, Trinitrophenol, $C_6H_2(NO_2)_3OH$ (Biktrinsäure, Sprengmittel). — Amidverbindungen, Anilin, $C_6H_5NH_2$; Azoverbindungen ($-N=N-$) (Farbstoffe).
- 7) Teerfarbstoffe: Anilin, Alizarin, Indigo, Azofarbstoffe.

Die Alkaloide.

Die **Alkaloide** sind stickstoffhaltige, in manchen Pflanzen vorkommende, basische Verbindungen, die zumeist stark giftig oder heilkräftig wirken und in der Medizin häufig Verwendung finden. Nur wenige sind sauerstofffrei, flüchtig und unzersezt flüchtig; die meisten dagegen sind sauerstoffhaltig, fest, kristallisierbar und nicht flüchtig. Fast alle lösen sich in Wasser schwer, in Alkohol leicht, bläuen rotes Lackmuspapier und schmecken bitter. Sämtliche Alkaloide werden durch Gerbsäure, Phosphormolybdänsäure, Platinchlorid und Jodquecksilber-Natrium gefällt, viele geben mit Salpetersäure, Chlorwasser oder konzentrierter Schwefelsäure sehr lebhaftere Farbenreaktionen. Wie das Ammoniak bilden sie mit Säuren Salze durch Addition.

Das **Coniin**, $C_8H_{17}N$, ist im Schierling (*Conium maculatum*) enthalten. Es ist eine farblose, ölige Flüssigkeit von betäubendem Geruch und ein schnell wirkendes, heftiges Gift (Sokrates).

Das **Nitotin**, $C_{10}H_{14}N_2$, kommt in den Blättern und Früchten der Tabakpflanzen in wechselnder Menge vor, in geringen Tabaksorten bis zu 7 und 8 %_o, im Havannatabak nur 2 %_o. Es ist eine farblose, durchdringend nach Tabak riechende, brennend schmeckende, sehr giftige Flüssigkeit, die sich an der Luft bräunt und zerfällt.

Das **Morphin** oder **Morphium**, $C_{17}H_{19}NO_3 + H_2O$, ist die wichtigste der zahlreichen Opiumbasen, welche im Opium, dem eingetrockneten Milchsaft der Mohnkapseln von *Papaver somniferum* vorkommen. Durch Anritzen und Anschneiden der noch grünen Kapseln gewinnt man den weißen, zähen, an der Luft bald braun werdenden Saft, der bei gelinder Wärme eingedampft und dann als Opium in den Handel gebracht wird. Er enthält 8 bis 10 % Morphium. Dieses bildet kleine, farblose, rhombische Prismen von schwach bitterem Geschmack. Das salzsaure und das schwefelsaure Morphin sind vielbenutzte Heilmittel; sie wirken in kleinen Mengen schlafbringend und nervenberuhigend, in größeren tödlich.

Das **Chinin**, $C_{20}H_{24}N_2O_2$, gehört zu den Chinabasen, welche man aus der Rinde der Cinchona-Arten, namentlich des auf den Cordillern von Kolumbien und Peru heimischen Apotheker-Fiebertreibbaumes (*Cinchona officinalis*) gewinnt; da letzterer in den südamerikanischen Wäldern schon fast ausgerottet ist, wird er auf Java und Ceylon sowie auch in Deutsch-Ostafrika im Großen angebaut. Das neutrale Chininsulfat, $(C_{20}H_{24}N_2O_2)_2 \cdot H_2SO_4 + 8 H_2O$, ist ein schneeweißes, aus seidenglänzenden, biegsamen Nadeln bestehendes Salz, dessen Lösungen blau fluoreszieren. Es ist das wichtigste unter allen fieberverhindernden Heilmitteln (Antifebrin, Antipyrin usw.). Auch saures Chininsulfat und salzsaures Chinin finden medizinische Anwendung.

Das durch überaus heftige Giftwirkungen ausgezeichnete **Strychnin**, $C_{21}H_{22}N_2O_2$, kommt in verschiedenen Strychnos-Arten vor, namentlich in den Brechnüssen, d. h. den Samen von *Strychnos nux vomica*. Es bewirkt selbst in geringer Menge Starrkrampf. Mit Säuren bildet es die sehr giftigen Strychninsalze, welche in ganz kleinen Gaben als Heilmittel benutzt werden. — Den Strychnos-Arten entstammen auch die Pfeilgifte, z. B. das tödlich wirkende Curare, welches die Indianer Südamerikas zur Vergiftung ihrer Pfeile verwenden.

Das gleichfalls stark giftige **Atropin**, $C_{17}H_{23}NO_3$, tritt in allen Teilen der Tollkirche (*Atropa Belladonna*) und des Stechapfels (*Datura*

stramonium) auf. Es ist befähigt, die Pupille des Auges stark zu erweitern, und findet deshalb Verwendung in der Augenheilkunde.

Das **Kokaïn**, $C_{17}H_{21}NO_4$, ist in den Blättern des in Peru einheimischen Kokastrauches (*Erythroxylon Coca*) enthalten und gelangt als schmerzstillendes Mittel zur Anwendung.

Das **Kaffeïn**, $C_8H_{10}N_4O_2$, welches etwa 0,5% der rohen Kaffeebohnen ausmacht, ist identisch mit dem in den Teeblättern in Mengen von 2 bis 4% vorkommenden **Teïn**. Es übt eine anregende Wirkung auf die Nerven- und Herztätigkeit aus, in größeren Mengen wirkt es gesundheitschädlich. — Große Ähnlichkeit mit dem Kaffeïn besitzt das **Theobromin**, $C_7H_8N_4O_2$, der wirksame Bestandteil der Kakaobohnen.

Die Eiweißstoffe.

Als **Eiweiß-** oder **Proteïnstoffe** bezeichnet man viele einander sehr ähnliche, leicht zersetzbare, stickstoffhaltige Verbindungen, die im Tierkörper und in viel geringeren Mengen auch im Pflanzenkörper allgemein verbreitet sind. Sie bilden den Hauptbestandteil des Protoplasmas, des eigentlichen Trägers aller Lebenserscheinungen; sie sind in den Eiern der Tiere und in den Samen der Pflanzen aufgespeichert und kommen auch in allen Ernährungsflüssigkeiten des tierischen sowie im Zellsaft des pflanzlichen Körpers vor. Ihre Neubildung findet nur in den Pflanzen statt. Das Tier nimmt in seiner Nahrung fertig gebildete Eiweißstoffe auf und verwandelt diese durch die Verdauung in wesentlich einfachere Spaltungsprodukte, unter denen die Albumosen und Peptone die wichtigsten sind. Diese zerfallen dann zum Teil noch weiter in Amidosäuren, aus denen der Tierkörper die ihm eigentümlichen Eiweißarten aufbaut. Eiweißstoffe künstlich herzustellen, ist bisher noch nicht möglich gewesen; jedoch ist E. Fischer, dem es gelungen ist, aus Amidosäuren eiweißähnliche Stoffe herzustellen, der Lösung dieser Aufgabe schon sehr nahe gekommen.

Völlig rein sind die Eiweißstoffe sehr schwer zu erhalten. Nur wenige vermögen sich in Kristallen auszuscheiden, z. B. der Blutfarbstoff und das in den Hanf-, Rizinus- und Kürbissamen vorkommende Eiweiß. Die Aufstellung chemischer Formeln für die einzelnen Verbindungen ist zurzeit nicht möglich. In ihrer prozentischen Zusammensetzung weichen die verschiedenen Proteïnstoffe nur wenig voneinander ab, sie enthalten:

Kohlenstoff	52,7	bis	54,5	Prozent
Wasserstoff	6,9	"	7,3	"
Stickstoff	15,4	"	16,5	"
Sauerstoff	20,9	"	23,5	"
Schwefel	0,8	"	2,0	"

Gelöste Eiweißstoffe, welche in vielen Pflanzen- und Tierästen vorhanden sind, drehen das polarisierte Licht nach links und diffundieren nicht durch Pergamentpapier (Kolloide).

In feuchtem Zustande gehen die Eiweißstoffe leicht in Fäulnis über und liefern dabei Ammoniak, Schwefelammonium, Aminosäuren, Fett-säuren (z. B. Butter-säure) und sehr viele andere Stoffe. Unter der Einwirkung mancher Spaltpilze, z. B. der Diphtherie- und Milzbrand-Bakterien, entstehen bei der Eiweißfäulnis die sehr giftigen, alkaloidartigen **P t o m a i n e** (Leichengifte).

Veruch 1. Erhize etwas trockenes Eiweiß im Reagenzrohr; es verkohlt, und an den Wänden schlägt sich Wasserdampf ab (Nachweis von C und H).

Veruch 2. Löse etwas Hühnereiß in der fünffachen Menge Wasser und filtriere. Es entsteht eine klare Lösung (Lösung I).

Veruch 3. Erhize 2—3 ccm der Lösung I mit Kalilauge. Es entweicht **A m m o n i a k**. (Nachweis ?)

Veruch 4. Füge zu der Lösung I etwas Bleiacetat. Die entstehende schwarze Färbung (PbS) beweist die Anwesenheit von **S c h w e f e l**.

Veruch 5. Säure 4—5 ccm der Lösung I mit 1—2 Tropfen verdünnter Essigsäure an und erhize vorsichtig. Das Eiweiß wird bei 70—75° als weißer, amorpher Niederschlag ausgefällt; es gerinnt (**k o a g u l i e r t**).

Veruch 6. Erhize einige Kubikzentimeter der Lösung I mit 3—4 Tropfen einer **M i n e r a l s ä u r e** (HCl, H₂SO₄, HNO₃). Das Eiweiß fällt aus.

Veruch 7. Tue Kupfervitriol- oder Quecksilberchlorid-Lösung zu der Eiweißlösung. Das Eiweiß wird gefällt. Daher dient Eiweiß (Milch) als Gegengift bei Metallvergiftungen.

Veruch 8. **A l k o h o l** scheidet aus neutraler, salzhaltiger Lösung nach längerem Stehen Eiweiß ab.

Veruch 9. Gib zu 4—5 ccm der Lösung I 2—3 Tropfen Essigsäure und wenig gelbes Blutlaugensalz. Das Eiweiß fällt aus.

Veruch 10. Füge etwas **M i l l o n s c h e s R e a g e n s** [wäßrige Lösung von Hg (NO₃)₂, die etwas salpetrige Säure enthält] zu der Eiweißlösung. Es tritt ein ziegelroter bis violetter Niederschlag auf.

Veruch 11. Gieße zu unverdünntem Hühnereiß etwas **S a l z s ä u r e** und erwärme. Es entsteht eine blaue Lösung.

Veruch 12. Erhize 2—3 ccm der Lösung I mit 2—3 ccm **S a l p e t e r s ä u r e**. Die Lösung wird gelb. Laß erkalten und gib viel NaOH hinzu. Die Lösung wird orangefarben.

Veruch 13. Zu 4—5 ccm der Lösung I gib viel Natronlauge und etwas sehr verdünnte Kupfervitriollösung. Es entsteht eine violette Färbung (**B i u r e t r e a k t i o n**).

Die wichtigsten Arten der Eiweißstoffe sind: Albumin, Fibrin und Kasein. Der Kleber, welcher einen sehr wertvollen Bestandteil der Getreidekörner bildet, ist ein Gemenge verschiedener Eiweißarten.

Das Albumin oder Eiweiß tritt in drei voneinander etwas verschiedenen Modifikationen als Pflanzen-, Serum- und Eier-Albumin auf. Das Pflanzen-Albumin ist in vielen Pflanzenäften enthalten, das Serum-Albumin bildet einen Hauptbestandteil des Blutserums, der Lymphe, des Chylus, der Galle usw.; das Eier-Albumin kommt nur im Dotter und im Weißen der Vogeleier vor. Das Blut enthält etwa 6%, das Hühnereweiß 12 bis 13% Albumin. In einem Hühnerei sind durchschnittlich etwa 6 g Albumin vorhanden. Wird Hühnereweiß unter 40° eingedampft und der trockene Rückstand durch Äther und Alkohol entfettet, so hinterbleibt das Albumin als gelbliche, leicht zerreibliche Masse. Durch die Einwirkung von wenig Kali- oder Natronlauge auf Eiereiweiß entstehen Alkalialbuminate als durchsichtige Gallerten, die in Wasser unlöslich sind.

Das Fibrin scheidet sich beim Gerinnen des Blutes als grauweiße, elastische, in Wasser ganz unlösliche Masse aus. Im zirkulierenden Blute ist es nicht enthalten, sondern es bildet sich erst, wenn dieses den Körper verlassen hat, aus dem im Blute vorkommenden Fibrinogen.

Dem Fibrin sehr ähnlich ist der wichtigste Bestandteil der Muskeln, das Myosin, sowie das in der Kristalllinse des Auges vorhandene Globulin.

Das Kasein kommt nur in der Milch vor (s. Milch S. 169).

Dem Kasein sehr ähnlich ist das Legumin oder Pflanzenkasein, das in den Samen der Hülsenfrüchte vorkommt.

Der Kleber, welchen die Getreidearten in geronnenem Zustande enthalten, besitzt große Ähnlichkeit mit dem Fibrin.

Versuch 14. Rühre etwas Weizenmehl mit Wasser zu einem steifen Teig an. Tue denselben in ein leinenes Tuch und knete ihn so lange in Wasser, bis er vollständig von den Stärkekörnern befreit ist. Zurück bleibt der in Wasser unlösliche, gelblichgraue, zu einer Haut ausziehbare Kleber.

Versuch 15. Löse etwas Kleber in verdünnter Kalilauge.

Versuch 16. Füge zu der Lösung eine Säure oder ein Metallsalz. Der Kleber wird flockig ausgefällt.

Beim Keimen der Getreidekörner verwandelt sich der Kleber in Diastase, einen eiweißartigen, katalytisch wirkenden Stoff von unbekannter Zusammensetzung, der befähigt ist, große Mengen von Stärke in Traubenzucker überzuführen.

Im Tierkörper tritt durch den Beginn einer Drydation eine Spaltung von Eiweißstoffen ein, welche die Entstehung der **Leimstoffe** verursacht. Diese bilden den Hauptbestandteil der Bindegewebe, Knorpel, Sehnen und Häute. Sie unterscheiden sich von den Eiweißstoffen dadurch, daß sie von siedendem Wasser mit neutraler oder schwach saurer Reaktion gelöst werden und sich beim Erkalten wieder ausscheiden. Durch anhaltendes Kochen mit Wasser gewinnt man aus ihnen den vielfach verwendbaren **Leim** (in reiner Form Gelatine), der in heißem Wasser leicht löslich ist und beim Erkalten seiner Lösung gallertartig erstarrt.

Unter den eiweißhaltigen tierischen Flüssigkeiten sind **Milch** und **Blut** die wichtigsten.

Milch.

Die **Milch** (Ruhmilch) besteht der Hauptsache nach aus 1) Wasser 87,5 %, 2) Eiweiß (Kasein und etwas Albumin) 3,2 %, 3) Fett (Butterfett) 3,8 %, 4) Milchezucker 4,8 %, 5) Salze (Kaliumphosphat usw.) 0,7 %.

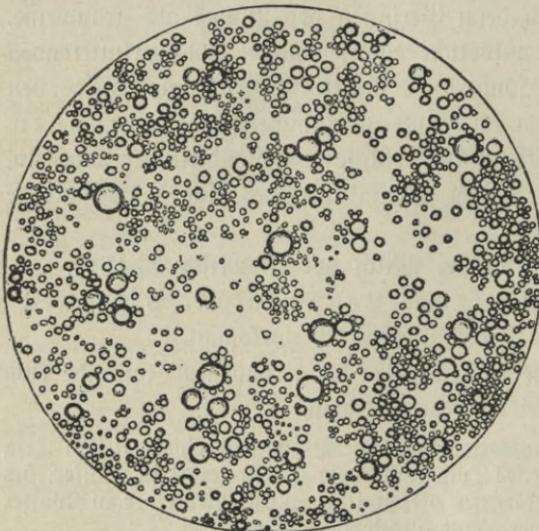


Fig. 70.

Die Salze und der Milchezucker sind in gelöster Form in der Milch vorhanden, das Eiweiß ist größtenteils in einem gequollenen kleisterartigen Zustande in der Flüssigkeit verteilt, und die Fettteilchen schweben in äußerst feinen Tröpfchen, meist umgeben von einer Eiweißschicht, in der Flüssigkeit (Fig. 70). Die Milch ist also eine Emulsion und ist infolgedessen undurchsichtig und weiß.

Das spezifische Gewicht der Ruhmilch schwankt zwischen 1,027 und 1,035. Beim ruhigen Stehenlassen und auch beim Ausschleudern der Milch in sehr schnell rotierenden Zentrifugen scheiden sich die Fetttröpfchen aus als **Rahm**, der 30 bis 40 % Fett enthält und durch anhaltendes Schlagen in die fetthaltige **Butter** (vgl. S. 128) und in kaseinhaltige **Buttermilch** geschieden werden kann.

Veruch 1. Prüfe die Reaktion der frischen Milch mit Lackmuspapier. Das rote Lackmuspapier wird blau und das blaue rot gefärbt. Die Milch ist amphot.

Veruch 2. Erhize frische Milch zum Sieden, desgleichen 2 bis 3 Tage alte Milch. Nur die letztere gerinnt. Das Häutchen, welches bei längerem Kochen auftritt, besteht aus Eiweiß.

Veruch 3. Füge etwas Essig zu 3 bis 4 cem Milch (im Reagenzrohr). Es scheidet sich sofort ein dicker, gallertartiger Niederschlag von Kasein ab. Die Milch gerinnt. Die natürliche „saure Milch“ ist durch die Milchsäure zum Gerinnen gebracht, die durch die Einwirkung der Milchsäurepaltpilze der Luft aus dem Milchzucker gebildet wird.

Veruch 4. Mische Milch mit dem gleichen Volumen Natronlauge und erhize. Die Flüssigkeit wird gelbbraun.

Veruch 5. Schüttle Milch im Reagenzrohr mit dem gleichen Volumen Äther. Es ist nach dem Abfegen des Äthers das Aussehen der Milch kaum verändert.

Veruch 6. Füge zur Lösung 5 etwas Natronlauge, so wird die Eiweißschicht, welche die Fettteilchen umgab, gelöst, und der Äther vermag das Fett zu lösen. Die Flüssigkeit wird klar.

Veruch 7. Gib etwas frische Guajak tinktur und viel Terpent inöl zu 3 bis 4 cem frischer Milch und schüttle. Die Mischung wird blau.

Veruch 8. Wiederhole den Versuch 7 mit gekochter Milch. Die Reaktion bleibt aus (Unterscheidung von roher und gekochter Milch).

Veruch 9. Versuche einen Teil des bei Versuch 3 entstandenen Niederschlages (Kasein) in Wasser zu lösen. Er ist unlöslich.

Veruch 10. Löse das Kasein (Versuch 3) in Alkali.

Veruch 11. Trockne etwas Kasein. Es ist ein weißes, phosphorhaltiges Pulver.

Veruch 12. Füge zu etwas abgerahmter Milch (Magermilch) etwas Kälberlab (ein Stück der Schleimhaut des Kälbermagens) und erwärme vorsichtig auf 50°, so zerfällt das Kasein in zwei Teile, von denen der eine unter Gerinnung der Lösung als Käse ausgeschieden wird, während der andere in viel geringerer Menge als Molkeneiweiß zurückbleibt.

Blut.

Das Blut besteht aus einer durchsichtigen, klaren, fast farblosen Flüssigkeit, dem Blutplasma, in welchem sehr zahlreiche rote und verhältnismäßig wenige farblose oder weiße Blutkörperchen schwimmen. Unter dem Mikroskop erkennt man im Menschenblut die roten Blutkörperchen als flache, runde Scheiben mit abgerundetem Rande, welche von beiden Flachseiten her tellerförmig eingedrückt sind; dagegen zeigen die etwas größeren, weißen Blutkörperchen eine veränderliche, im allgemeinen kugelige Gestalt (Fig. 71). In 1 cem vom Blut eines kräftigen Mannes sind etwa 5 Millionen rote und 14000 weiße Blutkörperchen vorhanden; die Zahl der weißen verhält sich also zu der der roten wie 1:350. Die ganze Blutmenge beträgt bei einem Manne von

65 kg Körpergewicht etwa 5 l und enthält ungefähr 25 Milliarden rote Blutkörperchen, deren Oberfläche man insgesamt auf 3200 qm berechnet hat. Durch diese enorme Flächenausdehnung wird der Gasaustausch bei der Atmung wesentlich erleichtert. — Die chemischen Bestandteile des Blutes sind: 1) Wasser 78,5 %, 2) gelöste Eiweißstoffe (Albumin, Fibrinogen) 7,25 %, 3) Blutkörperchen 12,8 %, 4) Fett 0,25 %, 5) Salze usw. 1,2 %.

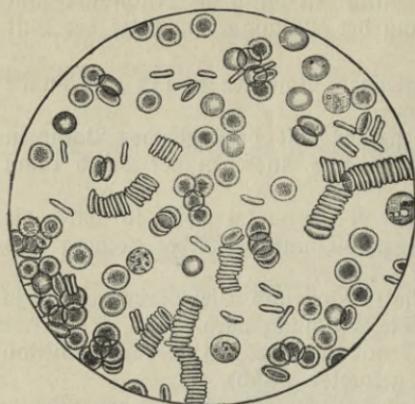


Fig. 71.

Aus den Adern entfernt, gerinnt das Blut sehr bald, indem sich aus dem Blutplasma eine farblose, faserige Masse, der Blutfaserstoff (Fibrin), ausscheidet, welcher die Blutkörperchen umschließt und mit ihnen eine rot erscheinende Gallerte (wichtig für den provisorischen Wundenschluß), den „Blutkuchen“, bildet; dieser schrumpft später zusammen und preßt dabei eine klare, schwach gelblich gefärbte Flüssigkeit, das Blutwasser (Serum), aus sich heraus.

Wird das aus den Adern eines Schlachtieres ausströmende Blut mit einem Glas- oder Holzstab 5 bis 10 Minuten lang geschlagen, so wickelt das sich ausscheidende Fibrin sich um den Stab, und das zurückbleibende, defibrinierte Blut ist ungerinnbar.

Versuch 1. Wasche das wie oben beschrieben gewonnene Fibrin, an dem noch rote Blutkörperchen haften, mit fließendem Wasser (Wasserleitung), so entsteht schließlich eine weiße, faserige Masse von reinem Fibrin (s. S. 173. Eiweißreaktionen!).

Versuch 2. Erwärme etwas geschlagenes (defibriniertes) Blut¹⁾ in einem Erlemeyerkolben auf ca. 35° und schüttele es mit Luft oder leite Sauerstoff hinein. Das Blut wird hellrot, indem sich der eisenhaltige Farbstoff der roten Blutkörperchen, das Hämoglobin, in Oxyhämoglobin verwandelt.

Versuch 3. Sauge mit einer Wasserstrahlpumpe möglichst viel Luft aus dem das Blut enthaltenden Gefäß. Das Blut färbt sich violett (Venenblut).

Versuch 4. Leite Kohlenäure in das Blut. Es färbt sich dunkelviolet.

Versuch 5. Leite Kohlenoxyd in das Blut. Es entsteht kirschrotes Kohlenoxydhämoglobin, welches zur Sauerstoffaufnahme gar nicht befähigt und daher völlig unbrauchbar ist. Hierauf beruht die giftige Wirkung des Kohlenoxyds.

¹⁾ Bei jedem Fleischer zu erhalten.

Das Blut ernährt alle Organe des Körpers und enthält deshalb alle Stoffe, die zum Aufbau und zur Erhaltung irgendeines Organes nötig sind. Außerdem werden alle in den Organen unbrauchbar gewordenen Zerlegungsprodukte durch den Sauerstoff des Blutes verbrannt oder durch das Blut den Ausscheidungsorganen zugeführt.

Wiederholungstabelle für Eiweißstoffe.

- 1) Vorkommen: Protoplasma, Eier, Samen, Ernährungsflüssigkeit usw.
- 2) Eigenschaften (Versuche).
- 3) Albumin oder Eiweiß.
- 4) Fibrin.
- 5) Kleber.
- 6) Leimstoffe.
- 7) Milch (Versuche).
- 8) Blut (Versuche).

Die Verdauungstätigkeit des Menschen.

Die Ernährung der einzelnen Teile des menschlichen Körpers erfolgt durch das ihnen zuströmende Blut. Deshalb müssen die in den Körper aufgenommenen Nährstoffe zunächst zu Bestandteilen des Blutes werden, welches sie dann nach Bedarf an die verschiedenen Körperteile abgibt. Das Wesen des Verdauungsvorgangs besteht darin, daß die Nährstoffe in den Verdauungsorganen unter der Einwirkung der von diesen abgesonderten Verdauungssäfte chemisch verändert und dadurch befähigt werden, sich in Wasser und wäßrigen Verdauungsflüssigkeiten aufzulösen und schließlich in gelöstem Zustande in das Blut überzugehen.

In der Mundhöhle werden die aufgenommenen Nahrungsmittel nicht allein mechanisch verändert, indem sie zerkleinert, mit dem Mundspeichel durchtränkt und dadurch weich und schlüpfrig gemacht werden, sondern sie erleiden auch durch den letzteren eine chemische Umwandlung.

Mundspeichel. Der Mundspeichel ist eine farblose, fadenziehende, leicht schäumende Flüssigkeit, welche dauernd von drei Paaren zu beiden Seiten der Mundhöhle symmetrisch liegenden Drüsen abgesondert wird. Die in 24 Stunden abgegebene Menge beträgt 1—1 $\frac{1}{2}$ l. Die Hauptbestandteile sind neben Wasser 1) Eiweiß, 2) Ptyalin und 3) Rhodankalium.

Versuch 1. Prüfe die Reaktion des Speichels¹⁾ (alkalisch).

¹⁾ Speichel wird gewonnen durch Auffangen des bei geöffnetem Munde und nach vorn gebeugtem Kopfe auslaufenden Sekretes.

Verfuch 2. Säure etwas Speichel mit Essigsäure schwach an und koche. Es wird Eiweiß ausgeschieden.

Verfuch 3. Füge etwas Eisenchloridlösung zu 1—2 cem mit HCl schwach angesäuerten Speichels. Es tritt Rotfärbung ein (Rhodankalium).

Verfuch 4. Mache mit einer sehr verdünnten Rhodankaliumlösung den Kontrollversuch.

Verfuch 5. Prüfe den Speichel mit Fehlingscher Lösung auf Zucker (negatives Resultat).

Verfuch 6. Stelle eine verdünnte Stärkekleisterlösung her, tue zu etwa 10 cem derselben im Reagenzrohr 1 cem Speichel und laß das Gemisch im Trockenschrank oder in einer Kochkiste bei 35—40° 10 Minuten lang stehen. Es entsteht eine klare Lösung.

Verfuch 7. Prüfe dieselbe auf Zucker (positives Resultat).

Verfuch 8. Prüfe die Lösung mit einer Jodlösung auf Stärke. Es tritt keine Blaufärbung auf. Die entstehende rote Farbe rührt vom Dextrin her, das neben dem Zucker entsteht.

Das die Umwandlung der Stärke in Zucker hervorruhende Ferment ist das Ptyalin (vgl. S. 145).

Fermente sind eiweißähnliche Stoffe, die in größerer Anzahl im Verdauungsapparat vorhanden sind und durch ihre Gegenwart die Umwandlung der einzelnen Nährstoffe in die Verdauungssäfte bewirken oder wenigstens beschleunigen.

Eiweiß und Fett werden durch den Mundspeichel nicht angegriffen. Sind größere Mengen Stärke zu verzuckern, so reicht die Zeit, während welcher die Speisen sich in der Mundhöhle befinden, nicht aus, um ihre Umwandlung zu vollenden. Diese wird vielmehr durch mitverschluckten Speichel im Magen fortgesetzt und durch den Darmspeichel im Dünndarm vollendet.

Magenfaft. Aus der Mundhöhle gelangen die Speisen durch die Speiseröhre in den Magen. Dieser hat eine retortenähnliche Form und dient als eine Art Vorratskammer, aus der die Speisen nur allmählich nach Bedarf in den Dünndarm treten. Außerdem übt er eine mechanische Wirkung aus, indem er die Speisen in einen dünnflüssigen Brei, den **Chymus**, verwandelt und so der weiteren Verdauung im Darm zugänglich macht. Von besonderer Wichtigkeit ist aber die Absonderung des **Magenfaftes**, der wesentlich zur Verdauung der Eiweißstoffe beiträgt.

Verfuch 9. Präpariere von einigen Schweinemagen die innere Schleimhaut sorgfältig ab, schneide sie in kleine Stücke und lege sie in Glycerin. Dieses löst das Pepsin- und das Labferment, die in der Schleimhaut enthalten sind und neben Salzsäure den Hauptbestandteil des Magenfaftes ausmachen. Füge zu einem Teil der Lösung etwas Salzsäure hinzu, so daß sie etwa 0,3% HCl enthält. Dann entspricht die Zusammensetzung dieser Flüssigkeit annähernd dem natürlichen Magenfaft.

Versuch 10. Gib zu einer Probe Fibrin (vgl. S. 170) in je einem Reagenzrohr

- a) 0,3 % ige Salzsäure,
- b) Pepsinlösung ¹⁾ (vgl. Versuch 9) ohne Salzsäure,
- c) Pepsinlösung mit Salzsäure

und setze die Gemische etwa $\frac{1}{2}$ Stunde lang im Trockenschrank einer Temperatur von 37—40° aus. Die Salzsäure verursacht nur ein Aufquellen, Pepsinlösung allein gar keine Veränderung, Pepsin mit Salzsäure aber löst das Eiweiß.

Versuch 11. Mische in einem großen Reagenzrohr 10 ccm Milch mit 1 ccm der in Versuch 9 hergestellten Pepsinlösung und stelle das Glas in Wasser von 40°. Die Milch erstarrt sehr bald, da das Labferment das Kasein abscheidet. Daher ist die Milch, die kleine Kinder sofort nach der Nahrungsaufnahme beim Verschlucken wieder von sich geben, stets geronnen. — Das im Magen durch das Labferment gefällte Kasein wird durch Pepsin und Salzsäure wieder gelöst, verdaut.

Der Magensaft ist also eine saure Flüssigkeit, die als Hauptbestandteile 1) das Pepsin, ein eiweißlösendes Ferment, 2) das Kasein ausfällende Labferment, 3) 0,3 % ige Salzsäure und 4) etwas Milchsäure enthält. Von den drei wichtigsten Nährstoffen vermag er nur das Eiweiß zu verdauen. Aus dem Magen gelangt der Speisebrei, der Chymus, in den Darm. Hier wird die Verdauung vollendet, und da weder der Mundspeichel die Stärkerverzuckerung, noch der Magensaft die Eiweißverdauung völlig zu bewältigen vermag, so müssen im Darm Fermente wirken, die nicht nur das bis dahin völlig unangegriffene Fett in Glycerin und freie Fettsäuren spalten, sondern sie müssen auch die Arbeit des Mundspeichels und des Magensaftes vollenden.

Bauchspeichel. Die Bauchspeicheldrüse, die ihren Saft in den Zwölffingerdarm (den Anfang des Dünndarms) ergießt, enthält denn auch 3 wirksame Fermente: 1) Pankreatin, das die Stärke zu verzuckern vermag, 2) Trypsin; das Eiweiß spaltet, und 3) Steapsin, das die Fette zerlegt. Während aber der Magensaft die Eiweißstoffe nur in Peptone und Albumosen spaltet, zerlegt das Trypsin sie weiter in Aminosäuren, die von den Darmwänden ebenso wie der gelöste Zucker resorbiert werden. Aus den einfachen Aminosäuren baut der Körper dann wieder die ihm eigentümlichen Eiweißstoffe auf.

Versuch 12. Befreie etwas Pankreasdrüse (Bauchspeicheldrüse) sorgfältig vom Fett, zerkleinere sie, übergieße mit etwas (höchstens dem doppelten Volumen) Wasser oder Glycerin und setze sie 4 bis 5 Stunden im Trockenschrank einer Temperatur von 40° aus.

Versuch 13. Füge Pankreasextrakt oder käufliche Pankreatinlösung in einem

¹⁾ Man kann auch die käuflichen Pepsinlösungen verwenden. Dieselben sind aber weniger wirksam.

Bechergläse zu etwas Milch und gib einige Tropfen Phenolphthalein und so viel 0,5 prozentige Sodalösung hinzu, bis die Flüssigkeit gerade rot ist. Stelle die Mischung in den Trockenschrank (40°). Nach etwa 10 Minuten ist die Lösung farblos.

Versuch 14. Füge Sodalösung bis zur erneuten Rotfärbung hinzu. Die erhebliche Menge Soda, die hierzu nötig ist, beweist, daß viel freie Fettsäure (Buttersäure aus dem Fett der Milch) durch die Wirkung des Pankreasextraktes entstanden war.

Versuch 15. Setze die Mischung noch einmal in den Trockenschrank. Es wird von neuem freie Fettsäure gebildet.

Versuch 16. Schüttele reines Fett mit Sodalösung. Das Fett setzt sich nach einiger Zeit oben wieder ab.

Versuch 17. Wiederhole den Versuch mit ranzigem Fett. Es bildet sich eine Emulsion.

Entsprechendes geschieht im Darm. Der alkalische Darmsaft spaltet die Fette (macht sie ranzig) und bildet mit ihnen Emulsionen, die dann wahrscheinlich direkt von der Darmwand aufgenommen und wie das gelöste Eiweiß und der gelöste Zucker dem Blute zugeführt werden.

Versuch 18. Mische etwas Stärketeilester mit der gleichen Menge Pankreatinlösung¹⁾ oder einigen Tropfen Pankreasextrakt und schüttele um. Füge Fehlingsche Lösung hinzu. Diese zeigt deutlich das Entstehen von Zucker. Nach einigen Minuten ist die Reaktion erheblich stärker. — Der Bauchspeichel wirkt also intensiver als der Mundspeichel.

Die Auflösung der Eiweißstoffe im Darmsaft verläuft langsamer als im Magensaft. Die Eiweißstoffe werden also der Hauptsache nach im Magen verdaut, und nur geringe Mengen kommen noch unverdaut in den Darm.

Die **Galle**, welche der 2 bis 3 kg schweren Leber, der größten Drüse im menschlichen Körper, entstammt, ist eine bräunlichgrüne Flüssigkeit von bitterem Geschmack. Sie ergießt sich während der Verdauungstätigkeit gemeinsam mit dem Bauchspeichel in den Zwölffingerdarm und unterstützt namentlich die fettzersetzende Wirkung desselben.

Wiederholungstabelle für die Verdauungstätigkeit.

Umwandlung der Speisen

1) in der Mundhöhle: Speichel (Ptyalin), Stärke. Zerkleinerung;

2) im Magen: Zerkleinerung, Chymus. Magensaft (Pepsin, Lab, Salzsäure, Eiweiß;

3) im Darm: Bauchspeichel (Pankreatin, Trypsin, Steapsin). Stärke, Eiweiß, Fett. Galle (Fett).

¹⁾ Pankreatinum purum absolutum (10 g = ca. 0,65 M) oder Pankreatinum purum activum (10 g = ca. 0,25 M).

Die Nahrungsmittel des Menschen.

Fast jedes Nahrungsmittel des Menschen besteht aus einer Mischung verschiedener Nährstoffe; als solche kommen neben einer verhältnismäßig geringen Menge von Salzen in Betracht: Wasser, Eiweißstoffe, Fette und Kohlehydrate.

Salze, namentlich Calciumverbindungen, werden spurenweise mit jedem Trinkwasser aufgenommen. Phosphate des Kaliums, Calciums und Magnesiums sind im Stärkemehl und in vielen anderen pflanzlichen Nahrungsmitteln vorhanden. Die Obstfrüchte enthalten Salze der Apfel-, Wein- und Zitronensäure. Der Wert der Gemüse für die Gesunderhaltung des menschlichen Körpers beruht hauptsächlich auf ihrem Gehalt an Aschenbestandteilen, d. h. an Salzen. Die in allen grünen Pflanzenteilen und im Eigelb enthaltenen geringfügigen Eisenmengen sind nötig zur Bildung des roten Blutfarbstoffs, in 24 Stunden verbraucht man etwa 17 mg Eisen. Auch Milch, Fleisch und Fleischextrakt sind reich an Salzen, unter denen Kaliumphosphat und Chlornatrium die häufigsten sind. Letzteres ist ein sehr wichtiger Nährstoff, da es einen Bestandteil unseres Blutes bildet, die zur Verdauung nötige Salzsäure des Magensaftes liefert und auch in den Diffusions- und Aufsaugungsvorgängen bei der Verdauung eine große Rolle spielt. Kochsalz ist außerdem unentbehrlich bei der Konservierung der Nahrungsmittel. Es ist der einzige Stoff aus dem Mineralreich, welcher der menschlichen Nahrung zugesetzt wird. Andauernder Mangel an Kochsalz verursacht ernste Gesundheitsstörungen, zumal bei den ausschließlich auf Pflanzenkost angewiesenen Völkern, z. B. den Negerstämmen im Innern Afrikas.

Das **Wasser** ist der Menge nach der wesentlichste Bestandteil unserer Organe, es macht mehr als zwei Drittel des gesamten Körpergewichtes aus. Überdies ist es zur Lösung anderer Nährstoffe und zur Bildung der Verdauungssäfte unentbehrlich und muß deshalb in großen Mengen aufgenommen werden. Die gesamte Wasserabgabe durch Atmung, Verdunstung von der Haut, Harnausscheidung usw. beträgt bei einem erwachsenen Menschen durchschnittlich 2,5 l für den Tag. Die Verdunstung durch die Haut wächst mit der Größe der verrichteten Muskelarbeit, der Stärke der Luftbewegung und der Höhe der Lufttemperatur; sie entzieht dem Körper sehr viel Wärme, wirkt somit abkühlend und trägt wesentlich zur Erhaltung der gleichmäßigen Körpertemperatur bei.

Die Wasseraufnahme erfolgt teils durch wasserhaltige Nahrungs-

mittel, teils durch das Trinkwasser. Alle wichtigeren Nahrungs- und Genußmittel besitzen einen hohen Wassergehalt, so das Fleisch 70 bis 80 %, die Milch 87 bis 90 %, das Brot 30 bis 40 %, Gemüse und Obst 75 bis 93 % und die alkoholischen Getränke (Bier und Wein) 86 bis 90 %. Das Trinkwasser muß völlig klar, farb- und geruchlos sein und einen reinen Geschmack sowie eine möglichst beständige, 12° nicht übersteigende Temperatur besitzen. Es muß möglichst frei sein von organischen Stoffen und deshalb beim Verdampfen einen Rückstand ergeben, der sich in der Hitze nicht schwärzt. Ammoniak und salpetrige Säure, welche durch die unvollständige Oxydation organischer Stoffe entstehen, müssen im Trinkwasser gänzlich fehlen; Salpetersäure, die sich bei der vollständigen Oxydation der organischen Stoffe bildet, darf nur in sehr geringen Mengen vorkommen, und zwar höchstens 15 mg im Liter. Auch Kochsalz darf, da es von organischen Abfallstoffen herrühren kann, nur spurenweise vorhanden sein. Bakterien darf das Trinkwasser nur in geringer Zahl enthalten, höchstens 50 im Kubikzentimeter. Sind Krankheitserreger unter ihnen durch das Mikroskop nachweisbar, oder ist deren Anwesenheit auch nur zu vermuten, so muß das Wasser vom Genuß ausgeschlossen werden. Zur Zeit von Epidemien ist nur gekochtes Wasser zu trinken. — Im Wasser schwebende Stoffe werden durch Filtrieren beseitigt; dazu benutzt man im großen Kiez, Sand oder künstlich hergestellte Filtersteine, im kleinen Holzkohle, Kieselgur oder Asbest.

Eiweiß, Fett und Kohlehydrate vermögen, da sie hochkomplizierte chemische Verbindungen sind, bei dem Zerfall in ihre Spaltungsprodukte bedeutende Mengen an Energie abzugeben, die dann als Wärme, Elektrizität usw. auftreten. Die Haupttätigkeit des tierischen Organismus besteht nun darin, diese Energiemengen durch Überführen der Nährstoffe in einfachere chemische Verbindungen freizumachen und zu verwerten (zur Körperwärme, zu mechanischer Muskelarbeit und zum Aufbau der dem Tierkörper eigentümlichen Stoffe). Daneben muß die Nahrung aber auch noch für den Ersatz des beim Lebensprozeß verbrauchten Organeiweißes und der ebenfalls sich ständig vermindernenden Salze sorgen. Neben der Beschaffung der nötigen Salze, die bei der gewöhnlichen, gemischten Kost dem menschlichen Körper im Überfluß zugeführt werden (s. o.), hat die Nahrung also zwei Aufgaben zu erfüllen, sie muß

- 1) für den Ersatz des verbrauchten Organeiweißes sorgen,
- 2) als Energiequelle dienen.

Beide Funktionen auszuführen vermag nur das Eiweiß, während

Fett und Kohlehydrate allein als Energiequellen in Betracht kommen. Das Organeisweiß kann nur aus Eiweißstoffen oder der Summe aller Eiweißspaltungsprodukte gebildet werden. Ohne Eiweiß ist daher keine Ernährung möglich.

Wenn nun auch das Eiweiß allein als Nahrung ausreichen könnte, so ist diese Tatsache doch ohne jede praktische Bedeutung, da einerseits das Eiweiß in der Natur nie rein vorkommt, sondern stets mit Fett und Kohlehydraten gemischt ist, und da andererseits der menschliche Körper nicht fähig ist, sehr große Eiweißmengen zu verdauen. Nicht einmal reine Fleischnahrung, die doch auch noch Fett und etwas Kohlehydrate enthält, verträgt der normale Mensch¹⁾, da der Magen die erforderlichen 2 kg Fleisch täglich nicht bewältigen kann.

$\frac{1}{10}$ des ganzen Hungerbedarfes muß indes — zur Ersetzung des Organeisweißes — durch Eiweiß gedeckt werden. Die übrigen $\frac{9}{10}$ der erforderlichen Nährstoffe werden besser dem Fett und den Kohlehydraten entnommen, da sie lediglich als Energiequellen dienen.

Als Maß der chemischen Energie, welche für die Arbeitsleistung und für die Wärmeerzeugung des Körpers verwendbar ist, dient der Heizwert der aufgenommenen Nährstoffe. 1 g Traubenzucker ergibt bei vollständiger Verbrennung zu Kohlendioxyd und Wasser 3300 cal, 1 g reines Fett ergibt fast 10 000 cal, also etwa das Dreifache. 1 g Eiweiß würde bei völliger Oxydation 5500 cal ergeben, so daß der Heizwert von Traubenzucker, Eiweiß und Fett sich wie 3:5:9 verhalten müßte. Bei den Eiweißstoffen wird aber der Heizwert nur teilweise ausgenutzt, weil sie infolge ihrer unvollständigen Oxydation in Verbindungen übergehen, welche immer noch brennbar sind; z. B. ergibt 1 g Harnstoff bei der Verbrennung noch mehr als 2200 cal. Obgleich die Verbrennungswärme des Fettes dreimal so groß ist als die des Traubenzuckers, vermag doch 1 g Fett in der Nahrung nicht 3 g Traubenzucker ganz zu ersetzen, denn es beansprucht bei der Verdauung eine viel größere Arbeitsleistung der Organe und somit auch einen stärkeren Verbrauch von chemischer Energie. Tatsächlich verhalten sich Fett und Traubenzucker in ihrem Nährwert etwa wie 175:100.

Die Körperwärme des gefunden erwachsenen Menschen beträgt, in der geschlossenen Achselhöhle gemessen, 37 bis 37,5°. Sie schwankt

¹⁾ Wenn er nicht, wie manche südamerikanische Volksstämme, von Jugend auf an reine Fleischnahrung gewöhnt ist.

innerhalb sehr enger Grenzen mit der Tageszeit und auch mit dem Alter, der Tätigkeit und dem Ernährungszustande des einzelnen, aber sie ist unabhängig von der Lufttemperatur. Die Gleichheit der Körperwärme in einer kalten und in einer warmen Umgebung beruht — abgesehen von dem schon erwähnten Einfluß der Wasserverdunstung — darauf, daß der chemische Stoffwechsel des Menschen in der Kälte zunimmt und folglich in der gleichen Zeit mehr Wärme hervorbringt. Deshalb ist auch die Menge der aufzunehmenden Nahrungsmittel, zumal der fettreichen, in kalten Ländern wesentlich größer als in warmen und im Winter größer als im Sommer.

Bei reichlicher Ernährung werden durch den gesamten Stoffwechsel eines Erwachsenen in einem gemäßigten Klima binnen 24 Stunden etwa 15 g Stickstoff und 214 g Kohlenstoff verbraucht. Diese Mengen der beiden Grundstoffe sind enthalten in ungefähr 1,3 kg Schwarzbrot, einem Quantum, welches unsere Organe nicht täglich zu verdauen vermögen. Am zuträglichsten für die Ernährung des Menschen ist eine häufig wechselnde Mischung aus tierischen und pflanzlichen Nahrungsmitteln. Hierdurch wird bei möglichst geringem Arbeitsaufwande seitens der Verdauungsorgane die beste Ausnutzung der aufgenommenen Nährstoffe erzielt.

Zur ausreichenden Ernährung eignen sich für einen jugendlichen Mann von 74 kg Körpergewicht bei geringer Muskelarbeit nach Untersuchungen von J. Ranke:

Eiweißstoffe	100 g
Fette	100 "
Kohlehydrate (Stärke- mehl und Zucker)	240 "
Salze	25 "
Wasser	2535 "

insgesamt 3000 g

Bei starker Muskelarbeit, welche den Stoffwechsel wesentlich steigert, ist eine größere Nahrungsmenge erforderlich, und zwar nach G. von Voit:

Eiweißstoffe	110 bis 120 g
Fette	60 " 100 "
Stärke- mehl und Zucker	450 " 500 "

nebst einer entsprechenden Menge von Salzen und Wasser.

Man pflegt die zu unserer Ernährung dienenden Stoffe einzuteilen in vegetabilische und animalische Nahrungsmittel und in Genuss- oder Reizmittel. Letztere sind, soweit sie zur Schmackhaftmachung der Nahrung dienen, durchaus nicht überflüssig, denn beim Genießen, ja schon beim Riechen würziger, schmackhafter Speisen wird die Auslösung reichlicher Verdauungssäfte bewirkt und dadurch eine bessere

Befömmlichkeit und Ausnutzung der Nahrung gewährleistet als beim Genuß weniger schmachhafter Nahrungsmittel. Außerdem sind die Genußmittel wegen ihrer appetitanregenden Wirkung wertvoll. Zu den Genußmitteln gehören die Gewürze (Pfeffer, Zimt, Gewürznelken, Senf, Vanille, Dill, Kümmel, Kapern usw.), die alkoholischen Getränke (Bier, Wein usw.) und die alkaloidischen Getränke (Kaffee, Tee usw.). Ferner sind der Essig und das Kochsalz hierher zu rechnen. Das Kochsalz wird als Genußmittel in weit größerer Menge aufgenommen, als zum Ersatz des verbrauchten Salzes nötig wäre.

Die animalische Nahrung (Fleisch, Ei, Milch, Käse) liefert uns vor allem Eiweiß und Fett, aber nur wenig Kohlehydrate.

Die vegetabilische Nahrung hingegen führt uns die Hauptmenge der erforderlichen Kohlehydrate zu. Einige Vegetabilien (Hülsenfrüchte, Weizen-, Roggen-, Hafermehl usw.) enthalten auch erhebliche Mengen Eiweiß, während vegetabilische Fette in den gewöhnlichen Nahrungsmitteln verhältnismäßig selten sind. Sie lassen sich indes in den Ölen und namentlich im Palmfett (Palmin) dem Körper leicht zuführen.

Das vegetabilische Eiweiß wird, da die dasselbe einschließenden Zellwände die Verdauung erheblich erschweren, in der Regel vom menschlichen Körper weniger ausgenutzt als das animalische. Alle nur pflanzenfressenden Tiere haben, um durch Vergärung der Zellulose das vegetabilische Eiweiß frei und leicht verdaulich machen zu können, einen verhältnismäßig sehr langen Darm und außerdem noch einen ausgedehnten Vormagen, in dem der Gärungsprozeß allmählich vonstatten geht. Die Länge des menschlichen Darms hingegen steht der der fleischfressenden Tiere weit näher, und auch das menschliche Gebiß ist für eine rein vegetabilische Nahrung nicht geeignet. Der Mensch ist demnach von der Natur nicht zum Vegetarier bestimmt, obwohl die Pflanzennahrung, ebenso wie die animalische, alle zum Leben nötigen Nährstoffe enthält.

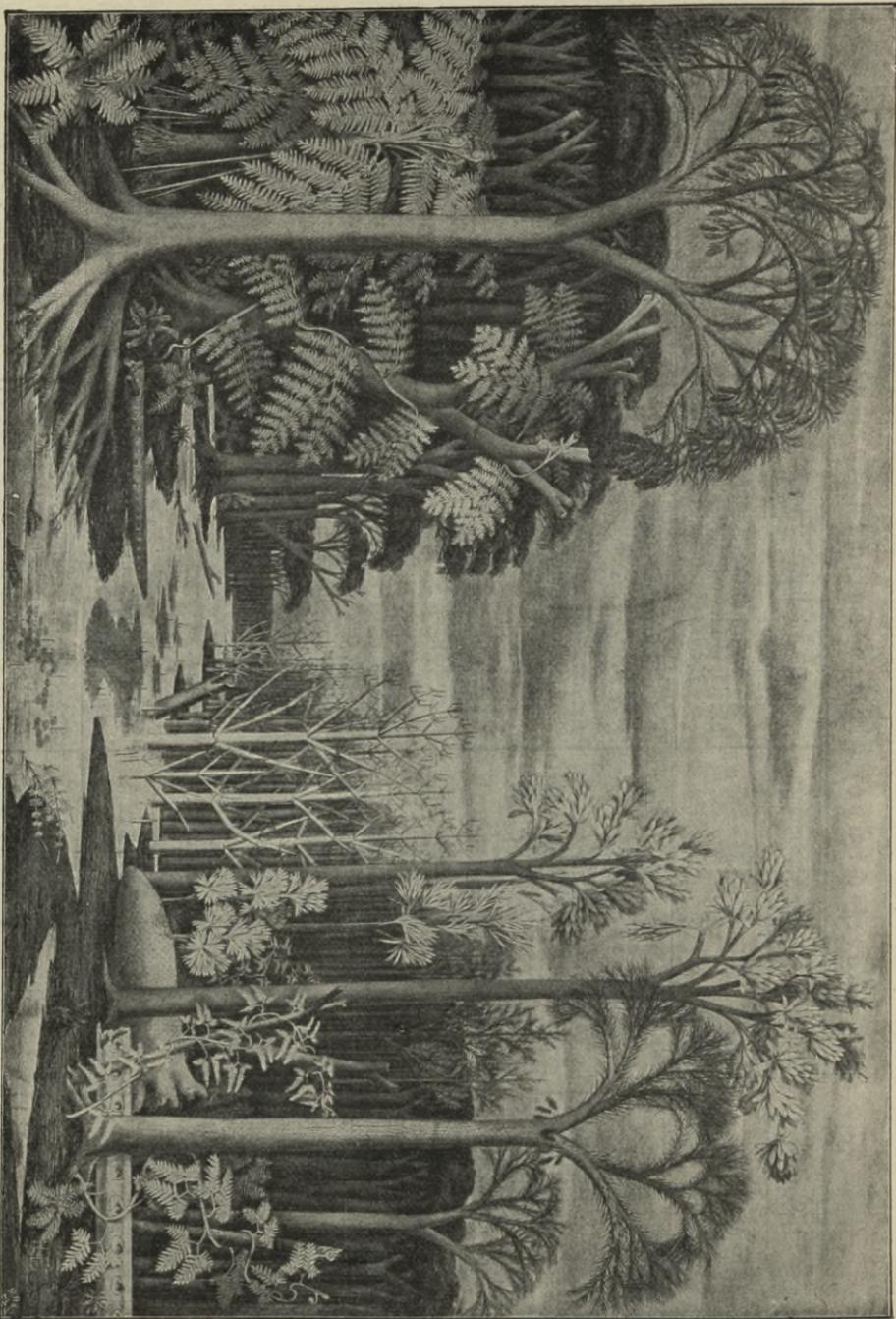
Übersicht über die wichtigsten Nahrungsmittel.

Die in den wichtigsten Nahrungsmitteln enthaltenen Mengen der einzelnen Nährstoffe betragen nach S. Ranke in je 100 Teilen:

Nahrungsmittel	Prozente der Nährstoffe				
	Wasser	Eiweiß	Fett	Stärke- mehl	Zucker
Mageres Fleisch	75,0	18,0	5,9	—	—
Fettes Fleisch	44,0	10,0	45,7	—	—
Hühnerfleisch	77,3	17,5	1,4	—	—
Karpfenfleisch	79,8	13,6	1,1	—	—
Lachs	75,7	13,1	4,9	—	—
Blut	79,3	19,4	0,2	—	—
Rindsleber	56,0	16,3	3,2	—	—
Kuhmilch	87,5	3,2	3,8	—	4,8
Fettkäse	35,0	29,0	30,0	—	1,5
Hühnereier	72,2	14,8	12,0	—	—
Weizenmehl	14,0	11,5	1,5	72,5	—
Roggenmehl	14,0	11,0	1,9	71,0	—
Hafermehl	14,0	14,5	6,0	63,4	—
Gerste, geschält	12,5	10,0	2,0	73,5	—
Mais "	13,5	11,0	7,0	67,6	—
Reis "	13,5	7,5	0,3	78,1	—
Buchweizen "	13,0	9,0	1,5	76,5	—
Hirse "	14,0	14,5	3,0	66,5	—
Erbsen	14,0	23,0	2,0	52,5	—
Bohnen	14,0	25,0	1,5	46,5	—
Grüne Schnittbohnen	91,0	2,0	0,2	6,2	—
Weißkohl	92,5	1,2	0,3	4,3	—
Salat und Spinat	91,7	2,0	0,3	6,0	—
Kartoffeln	75,0	1,7	0,3	21,0	—
Mohrrüben	86,0	1,1	0,2	9,6	—
Äpfel	84,5	0,3	—	14,9	—
Birnen	80,0	0,3	—	19,2	—
Zwetschen (Pflaumen)	81,0	0,8	—	17,6	—

Übersicht über die geologischen Formationen.

Zeitalter	Geolog. Periode	Formationen	Die wichtigsten Leitgesteine	Gefamtkarakter der Formationen
I. Urzeit. Zoikum.	Archaische Zeit		Kristallinische Schiefer: Gneis, Glimmerschiefer, Phyllit. — Diorit, Gabbro, Diabas.	Keine Überreste von Tieren und Pflanzen. (Eozoon canadense.)
II. Altertum der Erde. Paläozoikum.	Primär- periode.	1. Kambrium und Silur. 2. Devon. 3. Karbon. 4. Dyas oder Perm.	1. Ton-schiefer, Grauwacke, Kalk. 2. Schiefer und Kalk. 3. Steinkohle, Sandsteine. 4. Roter Sandstein, Kupferkies, Steinsalz, Konglomerate (Wüsten). Porphyry, Diabas.	1. Blütezeit der Trilobiten, Graptoliten. 2. Erlöschen der Trilobiten, Blütezeit der Brachiopoden, Panzer-ganoiden, Korallen. 3. Kryptogamen, Insekten, im Meer Crinoiden. 4. Urmolche.
III. Mittelalter der Erde. Mesozoikum.	Sekundär- periode.	1. Trias (Buntsandstein, Keuper, Muschelkalk). 2. Jura. 3. Kreide.	1. Sandstein, bunter Mergel, Kalk. 2. Kalk. 3. Kreide, Sandstein, Kalk.	1. Labyrinthodonten, Saurier, Dinosaurische, Stegocephalen. — Nadelbäume. 2. Ammoniten, Belemniten Saurier, erste Knochenfische, Archäopteryx. 3. Laubböiger, Erlöschen der mesozoischen Fauna.
IV. Neuzeit der Erde. Känozoikum.	1. Tertiär- periode. 2. Quartär- periode.	{ Eozän, Oligozän, Miocän, Pliocän. 2. Diluvium.	1. Ton, Mergel, Braunkohle, Geröll, Sand. 2. Tone und Sande, Löß, Gletscher-moränen.	1. Übergang zur Jetztzeit. Herrschaft der Säugthiere: Huftiere, Dackhäuter, Vögel. Diktyle-donen. 2. Der Mensch im Kampf mit ihnen. Bildung heutiger Kontinente, starker Vulkanismus. Mammut, Höhlenbär usw.
V. Jetztzeit.		Alluvium.	Ablagerung von Flußschotter, Schlamm, Ton. Salzablagung, Löß-ablagerung.	Herrschaft des Menschen.



Barnbaum.

Lepidodendron.

Galanthen.

Cordaites.

Sigillaria.

Fig. 72. Vegetationsbild aus der Steinföhlenzeit (nach Potonié).

Register.

- Abraumsalze 16.
Acetaldehyd 116.
Acetanilid 161.
Acetate 117.
Aceton 118.
Acetylen 100.
Ächsen 7.
Achtundvierzigflächner 8.
Adular 42.
Akkumulatoren 73.
Aktrolein 127.
Aktinium 36.
Alabaster 31.
Alaune 41.
Albit 42.
Albumin 167.
Aldehyd 113, 114, 156.
Alfenid 65.
Aliphatische Verbindungen 94, 96.
Alizarin 161, 162.
Alkalimetalle 14.
Alkaloide 163.
Alkoholat 104.
Alkohole 102, 113.
Alkoholometer 104.
Allotropie 3.
Almandin 43.
Aluminat 40.
Aluminium 12, 38.
Aluminiumacetat 117.
Aluminiumbronze 40.
Aluminiumchlorid 40, 41.
Aluminiumhydroxyd 40, 41.
Aluminiumion 45.
Aluminiumoxyd 41.
Aluminiumsilikat 41.
Aluminiumsulfat 41.
Amalgame 68.
Ameisensäure 115.
Amidobenzol 160.
Amidoverbindungen 160.
Aminosäuren 173.
Ammoniak 25, 87.
Ammonium 25.
Ammoniumamalgam 25.
Ammoniumhydroxyd 25.
Ammoniumcarbonat 26.
Ammoniumnitrat 26.
Ammoniumnitrit 26.
Ammoniumoxalat 32.
Ammoniumplatinchlorid 82.
Ammoniumsulfat 26.
Amphibol 42.
Amphotere Reaktion 169.
Amylalkohol 113.
Amyloid 140.
Analefit 71.
Anhydrit 31.
Anilin 160, 161.
Animalische Nahrung 178, 179.
Anlassen des Stahls 50.
Anode 1.
Anodenschlamm 64.
Anorthit 42.
Anthrazen 151.
Anthrazenöl 153.
Antichlor 23.
Antifebrin 161, 164.
Antimon 61, 87.
Antipyrin 164.
Anzahl der Ionen 5.
Apatit 10, 31.
Äpfelsäure 122.
Äquivalentgewichte 6.
Aragonit 29.
Argentum 75.
Aromatische Alkohole 156.
Aromatische Kohlenwasserstoffe 94, 149.
Aromatische Verbindungen 147.
Arrak 107.
Arrhenius 1.
Arsen 87.
Asbest 42.
Asparagin 123.
Asphalt 100.
Asymmetrisches Kohlenstoffatom 121.
Äthan 97.
Äther 110.
Äthyl 102.
Äthylalkohol 103, 104.
Äthyläther 110.
Äthylen 100, 102.
Äthylschwefelsäure 111.
Atomgewichte 17.
Atropin 164.
Azoball 15.
Azognatron 20.
Auflösungsnaphtha 152.
Augit 38, 42.
Aurum 79.
Azofarbstoffe 162.
Azoverbindungen 160.
Ballistit 142.
Baryt 35.
Barytwasser 35.
Baryum 12, 27, 35.
Baryumchromat 35.
Baryumhydroxyd 35.
Baryumion 4.
Baryumcarbonat 35.
Baryumnitrat 36.
Baryumplatincyanür 82.
Baryumsulfat 35.
Baryumsuperoxyd 36.
Basalt 41, 43.
Basis (Base) 2.

Basistreftion 3.
 Bauchspeicheldrüse 173.
 Baumwolle 140.
 Baugit 41.
 Beizmittel 41.
 Benzaldehyd 157.
 Benzin 99.
 Benzolharz 157.
 Benzoesäure 157.
 Benzol 94, 147, 149.
 Benzolderivate 147.
 Benzolkern 95.
 Benzylalkohol 157.
 Bergblau 66.
 Bergkristall 89.
 Berliner Blau 54.
 Bernsteinsäure 106.
 Bessmer 51.
 Bierbrauerei 108.
 Bimsstein 44.
 Biotit 42.
 Birotation 133.
 Bismarckbraun 162.
 Bittermandelöl 157.
 Bittersalz 37.
 Biuretreaktion 166.
 Blattgold (unechtes) 65.
 Blei 71.
 Bleiacetat 74.
 Bleibaum 74.
 Bleichen 86.
 Bleichlorid 73.
 Bleichromat 73.
 Bleieffig 74.
 Bleiglanz 71, 75.
 Bleiglas 32, 73.
 Bleiglatte 73.
 Bleihochofen 72.
 Bleihydroxyd 73.
 Bleikammerprozeß 86.
 Bleikarbonat 73.
 Bleikolik 72.
 Bleinitrat 73.
 Bleioxyd 73.
 Bleipapier 86.
 Bleisäure 73.
 Bleischrot 73.
 Bleisulfat 73.
 Bleisuperoxyd 73.
 Bleivergiftung 72.
 Bleiwasser 73.
 Bleiweiß 73.
 Bleizucker 74.
 Bligpulver 37.
 Blut 169.
 Blutlaugensalze 53, 54.
 Bohnerz 47.

Borax 24.
 Branntweinbrennerei 107.
 Brauneisenstein 47.
 Brauner Glaskopf 47.
 Braunstein 56, 57.
 Brausepulver 25, 125.
 Brechweinstein 125.
 Brenzkatechin 155.
 Brisanz 159.
 Britanniametall 61, 62.
 Brom 86.
 Bromkalium 16.
 Bromsilber 78.
 Bronze 62, 65.
 Bruch 10.
 Bunten 18, 38.
 Buntkupfererz 63.
 Butan 97.
 Butter 127.
 Buttermilch 168.
 Buttersäure 115, 118.
 Butylalkohol 103, 119.
 Butyläther 110.

Calcium 12, 27.
 Calciumacetat 117.
 Calciumbifarbonat 29, 30.
 Calciumhydroxyd 28.
 Calciumhypochlorid 30.
 Calciumkarbonat 29.
 Calciumnitrat 32.
 Calciumoxalat 34.
 Calciumoxyd 27.
 Calciumphosphat 31.
 Calciumsilikat 32.
 Calciumsulfat 31.
 Carnallit 16.
 Cäsium 18.
 Cer 38.
 Ceruffit 71.
 Chemie der Kohlenstoff-
 verbindungen 91.
 Chilisalpeter 19.
 Chinin 164.
 Chlor 12, 86.
 Chloral 116.
 Chloralhydrat 116.
 Chlorammonium 26.
 Chlorat 87.
 Chloration 4.
 Chlorbaryum 35.
 Chlorcalcium 30.
 Chlorionen 1, 4.
 Chlorkalium 16.
 Chlorlalk 30, 87.
 Chloromethyl 104.

Chlornatrium 20.
 Chloroform 101.
 Chlorophyll 46.
 Chlorsäure 87.
 Chlor Silber 78.
 Chlorwasserstoff 87.
 Chlorzink 24, 60.
 Christofle 65.
 Chrom 12, 58.
 Chromalaune 58.
 Chromeisenstein 58.
 Chromsäure 58.
 Chromsäure-Anhydrid 58.
 Chromverbindungen 58.
 Chymus 172.
 Coniin 163.
 Converter 51.
 Coperischer Winderhiger
 48.
 Cupriverbindungen 65.
 Cuproverbindungen 66.
 Curare 164.
 Curie 36.

Dampfdichte 94.
 Dämpfer 106.
 Davy 15, 19.
 Debieere 36.
 Defibriniertes Blut 170.
 Denaturieren 21.
 Deutsches Heftpflaster 129.
 Dextrin 145.
 Dextrose 133.
 Diabas 43.
 Diamant 88.
 Diaspor 41.
 Diastase 106, 167.
 Diffuseur 137.
 Dimethylketon 118.
 Dimorphismus 10.
 Diorit 43.
 Dioxybenzol 155.
 Dioxybernsteinsäure 123.
 Dissoziation (elektroly-
 tische) 2.
 Döbereiner 83.
 Dolerit 43.
 Dolomit 37.
 Dynamit 132.

Edelmetall 14.
 Eder Grünspan 66.
 Eisen 12, 46.
 Eisenchlorid 53.
 Eisenchlorür 53.

Eisenerze 46.
 Eisengallustinte 53.
 Eisenglanz 46.
 Eisenglimmer 46.
 Eisengruppe 14, 46.
 Eisenhydroxyd 53.
 Eisenofer 47.
 Eisenoxyd 52, 53.
 Eisenoxydul 52.
 Eisenpat 47.
 Eisenvitriol 53.
 Eisessig 117.
 Eiweiß 167, 173, 176.
 Eiweißstoffe 165.
 Elektrischer Ofen 39.
 Elektrizitätsmenge 6.
 Elektrolyse der Schwefel-
 säure 5.
 Elektrolyte 4.
 Elementaranalyse 92.
 Emailglas 34.
 Emanation 36.
 Englisches Pflaster 129.
 Englisch Rot 53, 55.
 Entwickeln 78.
 Eosin 156.
 Erdalkalimetalle 14, 27.
 Erdmetalle 14, 38.
 Erdkrüftstände 99.
 Erregersalz 26.
 Essig 116.
 Essigpilz 117.
 Essigsäure 114, 116.
 Essigsäure = Methylester
 118.
 Essigsäure Tonerde 117.
 Ester 104.
 Extraktstoffe 109.

Fahlerz 75.
 Faraday'sches Gesetz 6.
 Farbe der Metalle 13.
 Farblos 41, 162.
 Fehlingsche Lösung 125.
 Feingehalt 80.
 Feldspat 10.
 Ferment 105, 172.
 Ferricyanalkium 54.
 Ferrihydroxyd 53.
 Ferrioxyd 52.
 Ferrirhodanid 54.
 Ferrisalze 53.
 Ferrisulfid 53.
 Ferrocyanalkium 53.
 Ferrohydroxyd 53.
 Ferrocyanat 53.

Ferrolaktat 120.
 Ferrormangan 52.
 Ferrooxyd 52.
 Ferrosalze 53.
 Ferrosulfid 53.
 Fette 126, 176.
 Fettkörper 95.
 Fettsäuren 114.
 Feuerwerksätze 17.
 Fibrin 167.
 Filtrpresse 137.
 Firnis 105, 129.
 Fixiernatron 78.
 Flammenfärbung 24.
 Flammenfen 52.
 Fluor 86.
 Fluorcalcium 32, 86.
 Fluorescein 156.
 Fluoreszenz 32.
 Fluorit 32.
 Flußeisener 51.
 Flüssige Luft 85.
 Flußsäure 87.
 Flußpat 32, 86.
 Flußstahl 51.
 Formaldehyd 114.
 Formalin 114.
 Fraktionierte Destillation
 99.
 Frischprozeß 51.
 Fruchtzucker 134.
 Fuchsin 161.
 Fumarsäure 123.
 Fuselöle 106.

Gabbro 43.
 Galle 174.
 Gallisieren 109.
 Gallusgerbsäure 158.
 Gallusäure 158.
 Galmei 59.
 Galvanoplastik 65.
 Garkupfer 64.
 Gasreiniger 48, 49.
 Gärung 105.
 Gärungsamylalkohol
 109.
 Gärungsmilchsäure 120.
 Gebrannte Magnesia 37.
 Gebrannter Kalk 27.
 Gefrierpunktsniedri-
 gung 5.
 Gelatine 168.
 Gelber Phosphor 88.
 Gelöschter Kalk 20, 28.
 Generatorfeuerung 52.

Gerinnen 169.
 Gewinnung von Rohr-
 zucker 136.
 Gewürz 179.
 Gicht 47.
 Gips 10, 31.
 Glanz 13.
 Glas 32.
 Glashafen 33.
 Glaskopf 47.
 Glaubersalz 23.
 Glimmerschiefer 43.
 Globulin 167.
 Glockenbronce 65.
 Glockenmetall 62.
 Glykogen 146.
 Glycerin 106, 130.
 Gneis 43.
 Gold 79.
 Goldchlorwasserstoffsäure
 81.
 Goldmünzen 81.
 Goldschmidts Verfahren
 40.
 Goldverbindungen 81.
 Gradierwerk 20.
 Grammolekül 6.
 Granat 43.
 Granit 41, 43.
 Graphit 88.
 Grenzkohlenwasserstoffe
 96.
 Grubengas 96.
 Grudetofk 100.
 Grünfeuer 18, 36.
 Grünspan 66.
 Grundstoff 11.
 Gruppe des Kohlenstoffs
 88.
 Gruppe des Sauerstoffs
 85.
 Gruppe des Stickstoffs 87.
 Guajakol 156.
 Guajakintur 169.
 Gummi 146.
 Gußeisen 49.

Halbflächner 7.
 Halogene 86.
 Halogensubstitutions-
 produkte 101.
 Hammer Schlag 52.
 Hämoglobin 46, 170.
 Harnstoffsynthese 90.
 Härten des Stahls 50.
 Härtefala 10.

Hartlot 24.
 Häufigkeit der Grundstoffe 12.
 Heftpflaster 129.
 Heizwert der Nährstoffe 177.
 Helium 36.
 Hemieder 7.
 Heptan 97.
 Hexacontan 97.
 Hexagonales System 9.
 Hexan 97.
 Hexylalkohol 103.
 Hirschhornsalz 26.
 Hochofen 48.
 Hoffmanns Tropfen 112.
 Hofmannscher Apparat 5.
 Höllestein 77.
 Holzessig 103.
 Holzgeist 103.
 Holzteer 154.
 Homologe Reihen 98.
 Hopfen 108.
 Hornblende 38, 42.
 Hydrargillit 41.
 Hydrargyrum 67.
 Hydrochinon 155.
 Hydrogenium 85.
 Hydrolyse 134.
 Hydroxylion 3.
 Hypochlorite 87.
 Iositetraeder 8.
 Indigo 161, 162.
 Invertzucker 135.
 Ionen 1, 2, 4.
 Ionenreaktion 4.
 Iridium 82.
 Isländischer Doppelspat 29.
 Isobutan 98.
 Isomerie 98.
 Isomorphismus 10.
 Jod 86, 87.
 Jodgehalt von Meeresalgen 86.
 Jodkalium 16, 86.
 Jodnatrium 21.
 Jodoform 101.
 Jodsilber 78.
 Jodtinktur 105.
 Jodwasserstoff 87.
 Radium 61.
 Radiumamalgam 61.

Radiumsulfid 61.
 Raffein 165.
 Raint 15.
 Rälbermagen 169.
 Kalifeldspat 42.
 Kaliglas 32.
 Kaliglimmer 42.
 Kalilauge 15.
 Kalisalpeter 16.
 Kalisalzlager 18.
 Kaliseife 129.
 Kalium 12, 14.
 Kaliumchlorat 17.
 Kaliumchromat 58, 73.
 Kaliumdichromat 58.
 Kaliumhydroxyd 15.
 Kaliumkarbonat 18.
 Kaliummanganat 57.
 Kaliumnitrat 16.
 Kaliumnitrit 16.
 Kaliumoxalat 122.
 Kaliumoxyd 17.
 Kaliumpermanganat 57.
 Kaliumplatinchlorid 18, 82.
 Kaliumsilikat 18.
 Kaliumsulfat 18.
 Kaliumwasserglas 18.
 Kalkfeldspat 42.
 Kalkofen 28.
 Kalksalpeter 32.
 Kalkspat 10, 29.
 Kalkstein 29.
 Kalkstickstoff 34.
 Kalktuff 29.
 Kaltwasser 28.
 Kalomel 69.
 Kalorie 177.
 Kältemischung 30.
 Kalzinierte Soda 21.
 Kandis 138.
 Kaolin 44.
 Karamel 135.
 Karat 80.
 Karbolineum 153.
 Karbolsäure 154.
 Karbonate 89.
 Karboxylgruppe 114.
 Käse 169.
 Kasein 167.
 Kathode 1.
 Kefir 139.
 Keim 23.
 Kernseife 129.
 Kesselftein 31.
 Keton 118.
 Kette 98.

Kieselgalmei 59.
 Kieselsäure = Anhydrid 89.
 Kieselzinkerz 59.
 Kleber 167.
 Kleesalz 122.
 Kleesäure 122.
 Knallgasgebläse 85.
 Knochen 87.
 Knochenohle 138.
 Kobalt 55.
 Kobaltglanz 56.
 Kobaltglas 18.
 Kobaltnickelfies 56.
 Kobaltverbindungen 56.
 Kobaltsalze 56.
 Kochsalz 20, 86.
 Kognak 107.
 Kohlehydrate 133, 176.
 Kohlendioxyd 88.
 Kohleneisenstein 47.
 Kohlenoxyd 88.
 Kohlenoxydhämoglobin 170.
 Kohlenensäure 88.
 Kohlenstoff 12, 88, 93.
 Kohlenwasserstoffe 94, 96, 149.
 Kohlunugszone 49.
 Kokain 165.
 Kollobium 140.
 Kollobiumwolle 142.
 Kolloide 166.
 Kolonnenapparat 106.
 Kombination 8.
 Komplexes Salz 54.
 Königswasser 87.
 Konstitutionsformel 98.
 Konzentration der Lösung 5.
 Konzentrationsstein 64.
 Kopieren 78.
 Körperwärme 177.
 Korund 10, 41.
 Krappfpflanze 162.
 Kreide 29.
 Kreolin 153.
 Kresol 156.
 Kresol 155.
 Kristallsysteme 7.
 Kristallviolett 161.
 Kristallzucker 138.
 Kryolith 39.
 Kuhmilch 168.
 Kümmelessenz 105.
 Kunstbutter 128.
 Kunstseide 142.

Kupfer 63.
 Kupferacetat 66, 117.
 Kupferarsenit 66.
 Kupferchlorid 66.
 Kupferglanz 63.
 Kupfergruppe 14, 63.
 Kupferhydroxyd 66.

Lab 139, 172.
 Ladung (positiv und negativ) 2, 3.
 Laktate 120.
 Laktose 139.
 Lanthan 38.
 Lapis Lazuli 45.
 Lasurstein 45.
 Lava 44.
 Lävulose 134.
 Lebenskraft 90.
 Leblanc 21.
 Legierungen 13.
 Legumin 167.
 Lehm 44.
 Leichengifte 166.
 Leichtmetalle 14.
 Leim 168.
 Leimseife 130.
 Leinölsäure 120.
 Leitfähigkeit 2, 5, 13.
 Leitfähigkeit der Säuren 2.
 Lepidolith 42.
 Letternmetall 61, 73.
 Liebig'scher Kugelapparat 93.
 Lignin 140.
 Ligroin 99.
 Linksmilchsäure 121.
 Lister'scher Verband 155.
 Lithionglimmer 42.
 Lithium 24.
 Lösliche Stärke 145.
 Lösungen der Säuren usw. 2.
 Lösungsmittel 4.
 Löten 24.
 Luft 85, 87.
 Luftgas 99.
 Luftschiff 85.
 Lyddit 159.
 Lyjol 153.

Magenst 172.
 Magnalium 40.
 Magnesia usta 37.
 Magnesiaglimmer 38, 42.

Magnetit 12, 37.
 Magnesium 37.
 Magnesiumammoniumphosphat 38.
 Magnesiumcarbonat 37.
 Magnesiumoxyd 37.
 Magnesiumphosphat 126.
 Magnesiumsilikat 37.
 Magnesiumsulfat 37.
 Magnetisenstein 47.
 Maifchbottich 106.
 Maifche 106.
 Majolika 44.
 Malachit 63.
 Maleinsäure 123.
 Maltose 139.
 Malz 106.
 Malzzucker 139.
 Mangan 12, 56.
 Manganchlorür 56.
 Mangansäure 57.
 Mangansulfür 57.
 Manganperoxyd 57.
 Manganverbindungen 57.
 Margarine 128.
 Marienglas 31.
 Marfazit 47.
 Marmor 29.
 Martin 52.
 Massenteilchen 6.
 Mauerfraß 32.
 Meiler 86.
 Melasse 138.
 Melinit 159.
 Melis 138.
 Mendelejeff 83.
 Nennige 73.
 Mercurinitrat 68.
 Mercurisulfat 68.
 Mercuriverbindungen 68, 69, 70.
 Mercuronitrat 69.
 Mercurosulfat 69.
 Mercurverbindungen 69, 70.
 Merkmale der Metalle 12.
 Mesowinsäure 124.
 Messing 65.
 Metalle 13.
 Metalle und Nichtmetalle 12.
 Metallion 3.
 Metaphosphorsäure 88.
 Metaverbindung 147.
 Meteoreisen 46.
 Methan 94, 96, 97.

Methyl 97.
 Methylalkohol 103.
 Methyläther 110.
 Methylbenzol 150.
 Methylchlorid 101.
 Methylorange 162.
 Methylviolett 161.
 Mener (Lothar) 83.
 Milch 168.
 Milchglas 34.
 Milchsäure 120.
 Milchsucker 139.
 Millon'sches Reagens 166.
 Mineralgrün 66.
 Mineralion 7.
 Mineralöle 99.
 Mittelöl 153.
 Modifikation (allotrope) 86.
 Molekulargewicht 14.
 Molkeneiweiß 169.
 Molybdän 59.
 Monoklines System 9.
 Morphin 164.
 Morphinum 164.
 Mörtel 29.
 Muffel 59.
 Mundspeichel 171.
 Münzfuß 77.
 Muscovit 42.
 Myosin 167.

Nährstoffe 175.
 Nahrungsmenge 178.
 Naphthalin 150.
 Natrium 12, 19.
 Natriumacetat 96, 117.
 Natriumamalgam 25, 68.
 Natriumbicarbonat 23.
 Natriumhydroxyd 20.
 Natriumcarbonat 22.
 Natriummethoxyd 23.
 Natriummethylat 104.
 Natriumnitrat 21.
 Natriumoxyd 20.
 Natriumphosphat 23.
 Natriumsilikat 24.
 Natriumsulfat 23.
 Natriumthiosulfat 23, 78.
 Natronfeldspat 42.
 Natronglas 32.
 Natronlauge 20.
 Natronseife 129.
 Natronwasserglas 24.
 Natronzellulose 141.

Natürliches System 84.
 Negativbild 78.
 Neodym 38.
 Nephrit 42.
 Neusilber 65
 Neutralisation 3.
 Nichtmetalle 12.
 Nickel 55.
 Nickelsalze 56.
 Nikotin 164.
 Nitrate 87.
 Nitrierend 159.
 Nitrobenzol 159.
 Nitroderivate 159.
 Nitroglycerin 131.
 Norgelelpeter 32.

Obergäriges Bier 108.
 Obsidian 44.
 Obst 171.
 Obstwein 109.
 Oktaeder 7.
 Oktan 97.
 Olein 126.
 Oleomargarine 128.
 Olivin 37.
 Oelsäure 120.
 Opal 71.
 Opium 164.
 Orthokieselsäure 89.
 Orthoklas 42.
 Orthophosphorsäure 89.
 Orthoverbindungen 147.
 Osmium 82.
 Osmotischer Druck 5.
 Oxalate 122.
 Oxalsäure 122.
 Oxalsaurer Kalk 32.
 Oxyhämoglobin 120.
 Oxyhydrochinon 156.
 Ozon 86.

Palladium 82.
 Palmitin 126.
 Palmitinsäure 115, 118.
 Pankreasdrüse 173.
 Pankreatin 173.
 Papier 170.
 Paraffin 99.
 Paraffine 96.
 Paraverbindungen 147.
 Patina 66.
 Pattinson 75.
 Pech 153.
 Pechblende 36.

Pepsin 172.
 Pergamentpapier 140.
 Periodisches System 83, 84.
 Permanentweiß 35.
 Permanganate 57.
 Petroleum 98.
 Petroleumäther 99.
 Pfeilgifte 102.
 Pflanzenschleim 146.
 Phenol 154.
 Phenolphthalein 158.
 Phenyläther 155.
 Phenylschwefelsäure 155.
 Phloroglucin 156.
 Phosphat 88.
 Phosphor 12, 87.
 Phosphorit 31, 87.
 Phosphorsalzperle 23.
 Phosphorsäure 88.
 Phosphorsäure-Anhydrid 88.
 Phosphorwasserstoff 88.
 Photographische Aufnahme 78.
 Phthalsäure 158.
 Pikrinsäure 159.
 Platin 81.
 Platinchlorwasserstoff-säure 82.
 Platinerz 81.
 Platinmohr 82.
 Platinschwamm 81.
 Platinverbindungen 82.
 Plumbum 71.
 Plonium 36.
 Polykieselsäuren 89.
 Polymerie 98.
 Porphyr 41, 43.
 Portlandzement 29.
 Portwein 109.
 Porzellan 44.
 Porzellanerde 44.
 Pottasche 18.
 Praseodym 38.
 Preßhefe 107.
 Probierstein 81.
 Propan 97.
 Propionsäure 115, 119.
 Propylalkohol 103.
 Propyläther 100.
 Proteinstoffe 165.
 Ptomaine 166.
 Pyralin 171.
 Raddelofen 51.
 Ruzöl 99.
 Ruzzolanerde 29.

Pyramide 8.
 Pyramidenwürfel 8.
 Pyridin 153.
 Pyrit 47.
 Pyrogallol 156.
 Pyrolusit 57.
 Pyrop 43.
 Pyrophosphorsäure 88.

Quadratisches System 8.
 Quarz 10, 89.
 Quecksilber 67.
 Quecksilberchlorid 69.
 Quecksilberchlorür 69.
 Quecksilberoxyd 69.
 Quecksilberoxydul 69.
 Quecksilberpiegel 68, 71.
 Quecksilbersulfid 70.

Radikal 97.
 Radioaktivität 36.
 Radium 36.
 Raffinade 158.
 Ranzige Fette 127.
 Raseneisenstein 47.
 Rauchloses Pulver 17, 141.
 Rechtsmilchsäure 121.
 Rechtsweinsäure 124.
 Reguläres System 7.
 Resorcin 155.
 Rhodankalium 172.
 Rhodium 82.
 Rhombendodekaeder 7.
 Rhombisches System 9.
 Ringofen 28.
 Roburit 26.
 Roheisen 49.
 Rohpetroleum 98.
 Rohrzucker 133, 135.
 Rohspiritus 106.
 Rohstein 64.
 Rohzucker 137.
 Rosanilin 161.
 Rotesches Metall 62.
 Rosolsäure 127.
 Roß 52, 53.
 Röstreaktionsarbeit 71.
 Röstreduktionsarbeit 71.
 Rotbleierz 58.
 Roteisenstein 46.
 Rötel 47.
 Roter Glaskopf 47.
 Roter Phosphor 88.
 Rotfeuer 18.

Rotgiltigerz 75.
 Rotkupfererz 63.
 Rotmessing 65.
 Rotnickelfies 56.
 Rubidium 18.
 Rubin 41.
 Rum 107.

 Saccharate 135.
 Saccharimeter 136.
 Saccharose 135.
 Sago 144.
 Salicylsäure 157.
 Salmiak 24, 26.
 Salpeter 16.
 Salpeteraffinerie 21.
 Salpetersäure 87.
 Salpetersäure-Anhydrid 87.
 Salpetrige Säure 87.
 Salz (festes) 3.
 Salze 175.
 Salzsäure 87.
 Samarium 38.
 Sanidin 42.
 Saphir 41.
 Säule 8.
 Sauerstoff 12, 85, 93.
 Sauerstoffhaltige Chlorverbindungen 87.
 Säuregelb 162.
 Saure Milch 169.
 Säuren 2.
 Säurerest 3.
 Schachtoven 27.
 Schamotte 44.
 Schaumwein 109.
 Scheele'sches Grün 66.
 Scheidewasser 87.
 Schießbaumwolle 132, 141.
 Schlempe 106.
 Schlesiſcher Zinkoven 59, 60.
 Schmelzbarkeit 13.
 Schmelzzone 49.
 Schmiedbarer Guß 51.
 Schmiedeeisen 50.
 Schmieröl 99.
 Schmierseife 53, 130.
 Schmirgel 41.
 Schnelleſſigfabrikation 117.
 Schnellfluß 17.
 Schnellot 62, 73.
 Schnigelmachine 137.

Schrifterz 80.
 Schwarzbrotteig 120.
 Schwarzkupfer 64.
 Schwarzpulver 17.
 Schwefel 12, 86.
 Schwefelammonium 26.
 Schwefelblei 73.
 Schwefelcalcium 22.
 Schwefeldioryd 86.
 Schwefeleisen 53.
 Schwefelfies 47.
 Schwefelkohlenstoff 88.
 Schwefelkupfer 66.
 Schwefelnatrium 21.
 Schwefelsäure 86.
 Schwefelsäure-Aethyleſter 111.
 Schwefelſilber 77.
 Schwefelwasserstoff 86.
 Schwefelzink 60.
 Schweflige Säure 86.
 Schweinfurter Grün 66.
 Schweifeisen 51.
 Schweißſtahl 51.
 Schweißers Reagens 140.
 Schwefelkohle 99.
 Schwermetalle 14.
 Schweröl 153.
 Schwerpat 35.
 Seifen 128.
 Seignettesalz 125.
 Sekundäre Alkohole 114.
 Serpentin 37.
 Serum 170.
 Siedepunktserhöhung 5.
 Siemensſcher Generator 52.
 Siemens-Martin-Stahl 52.
 Silber 75.
 Silberblick 172.
 Silberglanz 75.
 Silbermünzen 77.
 Silbernitrat 77.
 Silberoryd 77.
 Silberpiegel 77.
 Silicium 12, 89.
 Siliciumbronze 65.
 Siliciumdioryd 89.
 Silikate 89.
 Sirup 137.
 Standum 38.
 Soda 21.
 Sodorflaſche 22.
 Solaröl 99.
 Solvay 22.

Sorhletscher Apparat 120.
 Spaltbarkeit 9.
 Spateisenstein 47.
 Speckstein 37.
 Speiskobalt 56.
 Speziſiſches Gewicht 13.
 Sphärosiderit 47.
 Spiegeleisen 49.
 Spiritus 104.
 Spiritusbrennerei 106.
 Spizheſepilz 109.
 Spragen 76.
 Sprenggelatine 132.
 Sprengöl 131.
 Stahl 50.
 Stahlquellen 53.
 Stanniol 62.
 Stannoverbindungen 62.
 Stannoverbindungen 62.
 Stärke 142.
 Stärke der Säuren 2.
 Stärk gummi 145.
 Stärkezucker 134.
 Steapsin 173.
 Stearin 126.
 Stearinkerzen 130.
 Stearinsäure 115, 118.
 Steingut 44.
 Steintohle 88.
 Steinkohlenteer 152.
 Steinsalz 20.
 Stereochemie 122.
 Stereoisomere Verbindungen 122.
 Stickstoff 12, 87, 93.
 Stickstoffdioryd 87.
 Stickstofforyd 87.
 Stickstoffpentoryd 87.
 Streichhölzer 17.
 Stromstärke 1.
 Strontianverfahren 138.
 Strontium 35.
 Strukturformel 98.
 Strychnin 121, 164.
 Sublimat 69.
 Sulfation 4.
 Sulfitzellulose 141.
 Sumpferz 47.
 Sumpfgas 96, 97.
 Superphosphat 31.
 Syenit 41, 43.
 Sylvin 15.
 Symmetriſcher Aufbau 7.
 Sympathetiſche Tinte 56.
 System 7.

Talt 10, 37.
 Talmi 65.
 Tannin 158.
 Tartrate 125.
 Teer 152.
 Teerfarben 161.
 Tein 165.
 Tellur 85.
 Tellurisches Eisen 46.
 Tempere 51.
 Terpentinöl 169.
 Tertiäre Alkohol 119.
 Tetraborfäure 24.
 Tetraeder 8.
 Thallium 75.
 Thénards Blau 45.
 Theobromin 165.
 Thermit 40.
 Thomas und Gilchrist 52.
 Thomaschlacke 52.
 Thorium 36.
 Tinktur 105.
 Tinte 53, 158.
 Titan 12.
 Toluidin 161.
 Toluol 149, 150.
 Tombak 65.
 Ton 44.
 Tonerde 44.
 Topas 10.
 Töpfergeschirr 44.
 Dorf 88.
 Tracht 44.
 Traubenzucker 133.
 Treber 108.
 Treibherd 77.
 Triaden 83.
 Triakisoktaeder 8.
 Tribromphenol 155.
 Tricalciumphosphat 31.
 Triflines System 9.
 Trinitrophenol 159.
 Trinkwasser 176.
 Trioxybenzol 156.
 Triphenylsaniolin 161.
 Tropfstein 29.
 Trypsin 173.
 Turnbulls Blau 54.
 Ueberchlorfäure 87.
 Uebermangansaures
 Kalium 57.

Ultramarin 44.
 Ungefättigte Kohlenstoff-
 verbindungen 100.
 Unterchlorige Säure 87.
 Untergäriges Bier 108.
 Uran 36, 59.
 Vacuum 137.
 Valeriansäure 115.
 Vaseline 99.
 Vegetabilische Nahrung
 178, 179.
 Vegetarier 179.
 Verbrennungsofen 92.
 Verdampfapparat 137.
 Verdauung der Eiweiß-
 stoffe 81.
 Verdauungstätigkeit 171.
 Verdünnung 5.
 Verharzen 134.
 Vergoldung 81.
 Verfohlen 92.
 Verseifung 128.
 Verzeichnis der Grund-
 stoffe 17.
 Vitriolbleierz 71.
 Vollflächner 7.

Waid 162.
 Wanderung der
 Ionen 1.
 Wannenofen 33.
 Wasser 85, 175.
 Wasserglas 18, 24.
 Wasserstoff 12, 85, 93.
 Wasserstoffionen 1, 2.
 Wasserstoffsuperoxyd 85.
 Wasserzerlegung 5.
 Weichlot 24.
 Wein 109.
 Weingeist 104.
 Weinhefepilz 109.
 Weinsäure 123.
 Weinstein 17, 125.
 Weinsteinensäure 123.
 Weißbier 108.
 Weißblech 62.
 Weißbleierz 71.
 Werblei 72, 75.
 Widmannstättensche
 Figuren 46.

Winderhizer 48.
 Wismut 61.
 Witherit 35.
 Wöhler 38.
 Wolfram 59.
 Wollastonit 32.
 Woodsches Metall 62.
 Würfel 7.
 Würze 108.

Xylol 150.

Zahntitt 60.
 Zellstoff 140.
 Zelluloid 142.
 Zellulose 140.
 Zement 29.
 Zementieren 51.
 Zement Silber 77.
 Zerfall in Ionen 4.
 Ziegel 44.
 Zink 59.
 Zinkblende 59.
 Zinkhydroxyd 60.
 Zinkkarbonat 59.
 Zinkoxyd 60.
 Zinkpat 59.
 Zinkstaub 60.
 Zinkvitriol 60.
 Zinkweiß 60.
 Zinn 62.
 Zinnamalgamspiegel 62.
 Zinnchlorid 62.
 Zinnchlorür 62.
 Zinnfolie 62.
 Zinnober 67, 70.
 Zinnsalz 62.
 Zinnstein 62.
 Zinnsulfid 63.
 Zinnsulfat 63.
 Zinnwaldit 42.
 Zitronensäure 125.
 Zuckercouleur 134.
 Zuckerröhre 136.
 Zuckerrübe 134.
 Zündholzindustrie 88.
 Zuschlag 47.
 Zweisäure Säure
 122.
 Zymase 105.

6-96

Biblioteka Politechniki Krakowskiej



100000294382