

WYDZIAŁY POLITECHNICZNE KRAKÓW

BIBLIOTEKA GŁÓWNA



L. inw.

3700

Leitfaden der
Chemie und
Mineralogie
für höh. Mädchenschulen

Von
Levin und Briecke

Lehrbuch der Geometrie für den mathematischen Unterricht an höheren Lehranstalten von Dr. **Hugo Fenkner**, Professor in Braunschweig. Mit einem Vorwort von Dr. **W. Krumme**, weil. Direktor der Oberrealschule in Braunschweig. — I. Teil: Ebene Geometrie. 5. Aufl. Preis 2 Mk. 20 Pf. — II. Teil: Raumgeometrie. 3. Aufl. Preis 1 Mk. 60 Pf. — III. Teil: Ebene Trigonometrie.

Hilfsbuch für den geometrischen Unterricht an höheren Lehranstalten. Von **Oskar Lesser**, Oberlehrer an der Klinger-Oberrealschule zu Frankfurt a. M. Mit 91 Fig. im Text. Preis 2 Mk.

Lehr- und Übungsbuch der Geometrie für die Unter- und Mittelstufe. Mit Anhang für Realanstalten. (I.: Ebene Trigonometrie. II.: Abbildung und Berechnung einfacher Körper.) Von Oberlehrer Dr. **Fr. Walther**. Mit zahlreichen Figuren. Preis 2 Mk. 20 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 Mk. 50 Pf.

Grundsätze und Schemata für den Rechenunterricht an höheren Schulen. Mit einem Anhang: Die periodischen Dezimalbrüche, nebst Tabellen für dieselben. Von Dr. **Karl Bochow**. Preis 1 Mk. 20 Pf.

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 Fenkner**. Ausgabe A (für Gymnasien, Realgymnasien, Oberrealschulen): Teil I (Pensum der U III, O III, U II). 5. verbess. Auflage. Preis 2 Mk. 20 Pf. — Teil IIa (Pensum der O II). 3. verbess. Aufl. Preis 1 Mk. 20 Pf. — Teil IIb (Pensum der Prima). 2. verb. Aufl. — Preis 2 Mk. 60 Pf. — Ausgabe B (für 6 klass. höh. Lehranstalten, Mittelschulen, Seminare, Fachschulen). 3. verbess. Aufl. Preis 1 Mk. 65 Pf. — Ausgabe C (für den Anfangsunterricht an mittleren Lehranstalten). Preis 1 Mk. 10 Pf.

Die Infinitesimal-Rechnung im Unterrichte der Prima. Von **Oskar Lesser**, Oberlehrer an der Klinger-Oberrealschule zu Frankfurt a. M. Mit 30 Fig. im Text. Preis 1 Mk. 60 Pf.

Neuere Darstellungen der Grundprobleme der reinen Mathematik. Von Dr. **Alois Lanner**, Prof. an der Staats-Oberrealschule in Innsbruck. Preis 3 Mk.

Leitfaden der Physik. Von Dr. **J. Heussi**. 16. verbesserte Auflage. Mit 199 in den Textgedruckten Holzschnitten. Bearbeitet von Prof. Dr. **Götting**. Preis 1 Mk. 50 Pf. — Mit Anhang „Elemente der Chemie“. Preis 1 Mk. 80 Pf.

Lehrbuch der Physik für Gymnasien, Realschulen und andere höhere Bildungsanstalten. Von Dr. **J. Heussi**. 7. verbesserte Auflage. Mit 487 Holzschnitten. Bearbeitet von Prof. Dr. **Götting**. Preis 5 Mk.

Physikalische Apparate und Versuche einfacher Art aus dem Schaffermuseum. Mit 216 Abbildungen im Text. Von Oberlehrer **H. Bohn**. Preis 2 Mk.

Physikalische Freihandversuche. Unter Benutzung des Nachlasses von Prof. Dr. **B. Schwalbe**, zusammengestellt u. bearbeitet von **Herm. Hahn**, Oberlehrer am Dorotheenstädt. Realgymnasium zu Berlin. Teil I.: Nützliche Winke, Maß und Messen, Mechanik der festen Körper. Mit 269 Abbildungen. Preis geh. 3 Mk., geb. 3 Mk. 75 Pf. — Teil II.: Eigenschaften der Flüssigkeiten und Gase. Preis geh. 5 Mk., geb. 6 Mk. — Weitere Teile in Kürze.

Technik des physikalischen Unterrichts nebst Einführung in die Chemie. Von Dr. **Friedrich C. G. Müller**, Professor am v. Saldern'schen Realgymnasium zu Brandenburg a. H. Mit 251 Abbildungen. Preis 6 Mk., geb. 7 Mk.

Method. Leitfaden für den Anfangs-Unterricht in der Chemie unter Berücksichtigung der Mineralogie. Von Prof. Dr. **Wilh. Levin**. 5. verbesserte Auflage. Mit 112 Abbildungen. Preis 2 Mk.

Method. Lehrbuch der Chemie und Mineralogie für Realgymnasien und Oberrealschulen. Von Prof. Dr. **Wilh. Levin**. Teil I: Unterstufe (Sekunda des Realgymnasiums, Untersekunda der Oberrealschule). Mit 72 Abbildungen. Preis 1 Mk. 40 Pf. — Teil II: Oberstufe (Pensum der Obersekunda und Prima). Mit 113 Abbildungen. Preis 2 Mk. 40 Pf. — Teil III: Organ. Chemie. Mit 37 Abbildungen. Preis 1 Mk. 65 Pf.

Die Grundbegriffe der Chemie mit Berücksichtigung der wichtigsten Mineralien. Für den vorbereitenden Unterricht an höheren Lehranstalten. Von **H. Weinert**. Mit 31 Abbildungen. 3. verbesserte Auflage. Preis 50 Pf.

Der Beobachtungs-Unterricht in Naturwissenschaft, Erdkunde und Zeichnen an höheren Lehranstalten, besonders als Unterrichts-Mittel. Von Direktor Dr. **Herman Schiller**. Preis 2 Mk.

Bakterien und Heilung für Haus- und Landarzt. Nach dem gegenwärtigen Stande der Wissenschaft. Von **F. Kienitz-Gerloff**, Prof. in Göttingen. Preis 1 Mk. 50 Pf.

Biblioteka Politechniki Krakowskiej



100000294388

Methodischer Leitfaden

der

Chemie und Mineralogie

für höhere Mädchenschulen

sowie für den Anfangsunterricht in Studienanstalten

von

Professor Dr. Wilhelm Levin, und
Direktor der Städtischen Realschule
zu Braunschweig,

Professor Wilhelm Briede,
Oberlehrer an der Sophienschule und an den
Realgymnasialkursen für Mädchen
zu Hannover.

Mit 84 Abbildungen.

Berlin W. 57.
Verlag von Otto Salle.
1909.

Po/41

BIBLIOTEKA POLITECHNICZNA
KRAKÓW

113700

Akc. Nr. 147 50

Vorwort.

Die „Ausführungsbestimmungen zu dem Erlasse vom 18. August 1908 über die Neuordnung des höheren Mädchenschulwesens“ setzen als Lehrziel in der Chemie: Kenntnis der wichtigsten Grundstoffe und ihrer Verbindungen, besonders der anorganischen, sowie Kenntnis der chemischen Gesetze. Darin ist ein sehr erfreulicher Fortschritt zu sehen gegenüber den Bestimmungen vom 31. Mai 1894, die nur forderten: eine durch Versuche vermittelte elementare Kenntnis der wichtigsten chemischen Naturvorgänge und Gesetze, besonders derer, die für das häusliche und das Verkehrsleben von Bedeutung sind und den Kulturfortschritt unserer Zeit bestimmen helfen. Durch die neuen Lehrpläne wird der Chemie erst eine ihrer Wichtigkeit und ihrem Bildungswerte entsprechende würdigere Behandlung im Unterrichte der höheren Mädchenschule zuteil, die sich schon darin ausspricht, daß der chemische Unterricht jetzt in den drei obersten Klassen erteilt werden soll, während er sich früher nur mit einer, höchstens zwei Klassen begnügen mußte. Wie im physikalischen, so soll auch im chemischen Unterrichte der Versuch als Grundlage dienen, auch ist, wo es angeht, auf die eigene Erfahrung der Schülerinnen zurückzugreifen.

Diesen amtlichen Vorschriften entspricht der vorliegende Leitfaden in jeder Hinsicht. Unser Bestreben war darauf gerichtet, nur die wichtigsten Tatsachen aus der Chemie und Mineralogie durch einfache Versuche und Demonstrationen zu veranschaulichen, die Schülerin durch Beschreibung des von ihr selbst Wahrgenommenen mit chemischen Vorgängen vertraut zu machen und sie dann auf induktivem Wege ganz allmählich zur Erkenntnis der Naturgesetze hinüberzuleiten. Den meisten Abschnitten ist die Betrachtung eines Gegenstandes zugrunde gelegt, welcher der Schülerin nach vielen seiner Eigenschaften bereits aus dem alltäglichen Leben bekannt ist, z. B. Luft, Wasser, Eisen, Kochsalz, Stärke, Essig. Am Anfang ist alles Theoretische streng vermieden, und in den späteren Abschnitten ist die Theorie stets im Anschluß an die bereits gewonnene Erfahrung und soviel wie möglich als ein Ergebnis der letzteren

entwickelt. Ein wichtiges Mittel, um die Schülerin zu selbständigem Denken über die beobachteten Tatsachen anzuregen, bilden die chemischen Aufgaben, die mit besonderer Sorgfalt ausgewählt sind. Um ein Zusammenwirken des chemischen und des naturgeschichtlichen Unterrichts zu erleichtern, wurden auch die einfachsten Versuche über die Ernährung der Pflanzen mit aufgenommen. Ebenso ist den Forderungen der Gesundheitspflege in bezug auf Ernährung, Kleidung und allgemeine Körperpflege durch vielfache Hinweise an allen geeigneten Stellen die sorgfältigste Rücksicht zuteil geworden.

Was die mineralogischen Unterweisungen anbetrifft, so erfüllt der vorliegende Leitfaden vollständig die Forderung der neuen Lehrpläne, daß einiges über Kristallformen, über die physikalischen Eigenschaften, die chemische Zusammensetzung, das Vorkommen und die geologische und technische Bedeutung besonders wichtiger Mineralien geboten werden soll, z. B. in den Abschnitten: Schwefel, Eisen, Kochsalz, Gips, Kohlensäure, Quarz und Feldspat.

Unser Leitfaden ist eine für die höheren Mädchenschulen bestimmte Sonderausgabe von Teil I (Unterstufe) des größer angelegten Werkes: Methodisches Lehrbuch der Chemie und Mineralogie für Realgymnasien und Ober-Real Schulen von Prof. Dr. Wilhelm Levin (Verlag von Otto Salle in Berlin W. 57). Teil II (Oberstufe, Pensum der Ober-Sekunda und Prima) und Teil III (Organische Chemie) dieses auch an den Realgymnasialkursen für Mädchen mehrfach eingeführten „Methodischen Lehrbuchs“ schließen sich an unseren „Leitfaden“ unmittelbar an und sind deshalb für den chemischen Unterricht in den Studienanstalten und den wissenschaftlichen Fortbildungsklassen der Lyzeen besonders geeignet.

Braunschweig und Hannover, im Februar 1909.

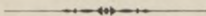
Die Verfasser.

Inhaltsverzeichnis.

Vorwort		III
I. Luft		1
	Eigenschaften d. L. (1), Atmung u. Verbrennung (2), Verbrennung verschiedener Metalle (3), Verbrennung d. Eisens (4); Sauerstoff: Darstellung u. Eigenschaften (5), Aufbewahrung (6), Verbrennungen in Sauerstoff (7); Chemische Verbindungen u. Grundstoffe (8); Vorkommen u. Bedeutung d. Sauerstoffs (9); Stickstoff (10); Chemische Verbindungen u. Gemenge (11); Zusammenetzung d. Luft (12), Nebenbestandteile d. Luft (14); Chemie u. Physik (15).	
II. Wasser		16
	Vorkommen u. Eigenschaften d. W. (16); Beimengungen d. W. (17); W. als Lösungsmittel (18); Destillation d. W. (19); Kreislauf d. W. in der Natur (20); weiches u. hartes W. (20); Fällungen (21); Trinkwasser (22); Bedeutung d. W. (23); Zersetzung d. W.; Wasserstoff (23); Eigenschaften d. Wasserstoffs (24); Bildung v. W. durch Verbrennung d. Wasserstoffs (26); Chemische Verwandtschaft (27); Knallgas (28).	
III. Salzsäure		29
	Eigenschaften d. S. (29); Darstellung d. S. (30); Zersetzung d. S., Chlor (31); Darstellung u. Eigenschaften d. Chlors (31); Chlorwasserstoff (34); Salze u. Säuren (35); Chlorwasser (35); Chlorkalk (36).	
IV. Verbindungsgewicht, Atom, Molekül		37
	Gesetz von der Erhaltung der Masse (37); Gesetz der festen Verhältnisse (37); Verbindungsgewicht, chemische Formel (38); Aufgaben (39); Atom u. Molekül (39); Übungen u. Ergänzungen (41); Wertigkeit (43).	
V. Schwefel		44
	Vorkommen d. S. (44); Eigenschaften u. Gewinnung d. S. (45); Schweflige Säure = Schwefeldioxyd (46); Schwefelsäure (47); Darstellung d. Schwefelsäure (48); Salze d. Schwefelsäure = Sulfate (49); Verbindungen d. Schwefels mit Metallen (50); Schwefelwasserstoff (51); Aufgaben (53).	
VI. Eisen		54
	Eigenschaften u. Arten d. E. (54); Chlorverbindungen d. E. (55); Sauerstoffverbindungen d. E. (55); Gesetz der vielfachen Verhältnisse (56); Eisenerze (57); Gewinnung des Eisens (58); Reduktion d. E., umkehrbare Reaktion (60); Chemisches Gleichgewicht (61); Vorkommen u. Bedeutung d. E. (61); Aufgaben (62).	

VI		
VII.	Kochsalz	64
	Vorkommen u. Gewinnung d. K. (64); Kristallform d. K. (66); Eigenschaften d. K. (66); Zerlegung d. K., Natrium (67); Natronlauge, Nagnatron (68); Darstellung d. K. aus den Grundstoffen (69); Auf- gaben (70); Bajen, Säuren, Salze (71).	
VIII.	Gips	72
	G. als Mineral (72); Eigenschaften u. Verwendung d. G. (73); Bestandteile d. G., Calciumverbindungen (73); Formeln u. Aufgaben (75); Anhang: Baryumverbindungen (75).	
IX.	Kohlenäure	76
	K. in d. Natur (76); Darstellung u. Eigenschaften d. K. (77); flüssige u. feste K. (79); Kohlenstoff (80); Kohlenäure u. schweflige Säure (81); Kohlenoxyd (82); Kalkspat (83); Gebrannter Kalk, Mörtel, Zement (84); Magnesium (85); Aufgaben (86).	
X.	Holz, Kohle, Leuchtgas	87
	Holzkohle (87); Steinkohle, Braunkohle, Torf (89); Leuchtgas (90); Sumpfgas (91); d. Flamme (92); Pottasche u. Soda (93); Seife (94); Kalium (95); Aufgaben (96).	
XI.	Salpetersäure, Ammoniak	97
	Schießpulver (97); Salpeter (98); Verwendung d. S. (97); Bestand- teile d. S. (99); Salpetersäure (99); Salpetersaure Salze = Nitrate (100); Entstehung von Nitraten (101); Sprengstoffe (102); Dngde d. Stick- stoffs (102); Aufgaben (104); Ammoniak u. Salmiak (105); Salze d. Ammoniums (107).	
XII.	Phosphor	109
	Eigenschaften d. P., Allotropie (109); Phosphorwasserstoff (110); Phosphorsäure (111); Phosphorsaure Salze = Phosphate (112); Auf- gaben (113); Zündhölzer (114).	
XIII.	Quarz; Glas	114
	Vorkommen d. Q. (114); Eigenschaften u. Verwendung d. Q. (115); Silicium u. seine Verbindungen (116); Glas (117); Flußspat (118); Aufgaben (119).	
XIV.	Feldspat	119
	Verwitterung d. F. (119); Arten u. Eigenschaften d. Tonen (120); Tonwaren (121); Zusammensetzung des Ton's, Tonerde (122); Alu- minium (123); Doppelverbindungen d. A. (124); Aufgaben (126).	
XV.	Edeelmetalle. — Legierungen	126
	Eigenschaften u. Verwendung d. E. (126); Vorkommen u. Ge- winnung d. E. (127); Silbersalze, Photographie (128); Gold- u. Platin- verbindungen (130); Aufgaben (130); Legierungen (131).	
XVI.	Ernährung der Pflanzen	132
	Assimilation (132); Atmung (133); Aufnahme von Stickstoff, Schwefel, Phosphor (136); Aschenbestandteile (137); Nährstoffe d. Bodens (138); Aufgaben (139).	

XVII.	Kohlehydrate	139
	Vorkommen u. Eigenschaften d. Stärke (139); Gewinnung u. Verwendung d. Stärke (141); Dextrin, Gummi (141); Zellulose = Zellstoff (142); Verwendung der Zellulose, Papierfabrikation (143); Umwandlung der Stärke in Zucker (141); Zucker: Vorkommen u. Arten (145); Rohrzucker (146); Zuckerfabrikation (147); Kohlehydrate (148).	
XVIII.	Gärung	149
	Zerfall d. Zuckers durch Gärung (149); Alkohol (150); Hefe (151); Geistige Getränke (152); Brot (152); Äther (153).	
XIX.	Organische Säuren	154
	Essig (154); Salze d. Essigsäure (155); Fettsäuren (156); Weinsäure (157); Äpfelsäure, Zitronensäure, Oxalsäure (158); Gerbsäure (159); Formeln u. Ergänzungen: Alkoholreihe (159); Säuren u. Salze (Ester) (160).	
XX.	Fette und Öle	162
	Zusammensetzung der Fette (162); Eigenschaften u. Arten d. Fette (163); Verseifung d. Fette (164).	
XXI.	Kohlenwasserstoffe	164
	Petroleum (164); Kohlenwasserstoffreichen (165); Kohlenwasserstoffe u. Alkohole (166); Anhang: Erzeugnisse d. Steinkohlenteers (166).	
XXII.	Harze	167
	Terpentin (167); Ätherische Öle, Kampfer, Balsame (168); Kautschuk, Guttapercha, Schellack (169); Bernstein (170).	
XXIII.	Eiweißstoffe	170
	Vogeleier (170); Blut (172); Fleisch (173), Milch (173); Pflanzeneiweiß (174); Vorkommen u. Bedeutung d. Eiweißstoffe (176).	
XXIV.	Zusammenstellung und Einteilung der Grundstoffe . . .	177
	Sachverzeichnis	181



I. Luft.

Eigenschaften der Luft.

§ 1. 1. Die Luft, die wir atmen, und in der wir uns bewegen, umgibt die ganze Erde in Form einer Hülle, deren Höhe auf mehr als 300 km geschätzt wird. Diese Luftschicht wird die *Atmosphäre* genannt; ihre Dichte ist an der Erdoberfläche am größten und nimmt nach oben stetig ab.

2. Die Luft ist ein farbloses Gas ohne Geruch und Geschmack.

3. Im Zustande der Ruhe setzt sie unsern Bewegungen einen so geringen Widerstand entgegen, daß wir sie weder fühlen noch greifen können; sie ist demnach für unsere Sinne in der Regel nicht wahrnehmbar. Im Zustande der Bewegung jedoch macht sich die Luft namentlich unserm Gefühl als Luftzug, Wind oder Sturm bemerkbar; sie ist alsdann auch befähigt, große mechanische Wirkungen auszuüben, z. B. Windmühlen und Segelschiffe zu treiben, Bäume zu entwurzeln und die Meereswellen zu erregen.

§ 2. Um weitere Eigenschaften der Luft kennen zu lernen, stellen wir einige Versuche an:

1. Eine Glasflasche (Fig. 1) ist durch einen doppelt durchbohrten Kork verschlossen, in dem die eine Öffnung mit einem Trichterrohr, die andere mit einer rechtwinklig gebogenen Glasröhre versehen ist. Versuchen wir, Wasser durch das Trichterrohr in die Flasche einzugießen, so gelingt das nicht, solange die rechtwinklig gebogene Röhre verschlossen gehalten wird. Erst wenn diese geöffnet wird und dadurch die Luft Gelegenheit findet zu entweichen, dringt das Wasser ein. Die Luft widersetzt sich dem Eindringen eines fremden Körpers, falls sie sich in einem geschlossenen Raume befindet: sie ist undurchdringlich.



Figur 1.

2. Einen breiten Kork mit senkrecht aufgesetztem Papiersegel lassen wir auf Wasser schwimmen (Fig. 2) und setzen eine oben geschlossene Glasglocke



Figur 2.

darüber. Mit dem Kork sinkt die Oberfläche des Wassers innerhalb der Glocke, sobald wir letztere hinabdrücken, aber sie steigt wieder, wenn wir die Glocke oben öffnen (Undurchdringlichkeit). Wird nun die Glocke wieder geschlossen und etwas gehoben, so steigt das Wasser in ihr bis über die Höhe des äußeren Wassers. Dieses außerhalb der Glocke be-

findliche Wasser erleidet also von der darüber befindlichen Luftmasse einen Druck: die Luft besitzt Gewicht. 1 cbm Luft wiegt etwa 1,3 kg; der Luftdruck beträgt am Meerespiegel auf 1 qcm ungefähr 1 kg.

3. Erhitzen wir Luft in einer Kochflasche, die mit einem unter Wasser endenden Gasableitungsröhre versehen ist, so sehen wir Luftblasen in großer Anzahl aus dem Rohre entweichen. Der Raum in der Kochflasche ist demnach für die erwärmte Luft viel zu klein: die Luft zeigt das Bestreben, sich stark auszudehnen, sobald sie erwärmt wird.

Atmung, Verbrennung.

§ 3. 1. Nicht nur die Menschen, sondern auch fast alle Tiere und Pflanzen bedürfen der Luft zum Atmen. Schließt man eines dieser Wesen von der Luft gänzlich ab, so tritt dessen Tod durch Erstickung ein.

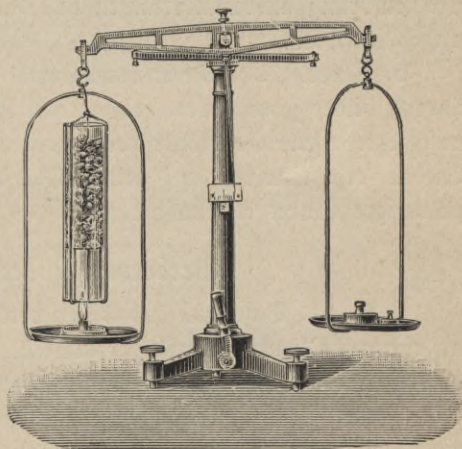
2. Auch zur Verbrennung ist die Luft erforderlich. Überdecken wir eine brennende Kerze oder Spirituslampe mit einer Glasglocke, oder verschließen wir den Zylinder einer brennenden Petroleumlampe oben durch eine Metallplatte, so erlischt in jedem Falle die Flamme, weil ihr die Luft entzogen wird. Vergrößern wir dagegen den Luftzutritt zu einer Flamme durch ein Gebläse, so wird die Verbrennung außerordentlich gesteigert. In einem Regulierofen richtet sich die Schnelligkeit der Verbrennung nach der Menge der zutretenden Luft.

§ 4. 1. Bei der Verbrennung des Holzes, des Torfes und der Kohle hinterbleibt eine Asche, die bedeutend leichter ist als die verbrannte Masse. Stearin, Wachs, Benzin, Petroleum und Spiritus verbrennen, ohne überhaupt einen Rest zu hinterlassen. Bei der Verbrennung des Phosphors bilden sich weiße, bei der des Schwefels bläuliche Dämpfe, ohne daß ein Rückstand bleibt. Demnach scheinen die genannten Stoffe bei ihrer Verbrennung stets einen Gewichtsverlust zu erleiden.

Dabei ist aber zu bedenken, daß durch die Verbrennung des Holzes, des Torfes und der Kohle im Ofen gasförmige Stoffe gebildet werden, die als Rauch durch den Schornstein entweichen, und daß auch durch die Verbrennung von Stearin, Spiritus u. s. w. Gase entstehen, die uns nur deshalb nicht auffallen, weil sie farb- und geruchlos sind.

2. Das *Ähnatron*, ein fester, weißer Stoff, besitzt die Fähigkeit, alle gasförmigen Produkte der Verbrennung einer Kerze aufzuheben und zurückzuhalten. Befestigen wir über der einen Schale einer Waage einen Lampenzylinder, dessen oberer Teil mit Stücken von rohem *Ähnatron* gefüllt ist, und stellen unter den Zylinder eine kurze Wachs- oder Stearinkerze, die wir entzünden, so senkt sich nach kurzer Zeit die Waagschale, auf der die Verbrennung stattfindet (Fig. 3). Daraus ersehen wir, daß die Verbrennungsprodukte der Kerze schwerer sind als der verbrannte Stoff.

Hat aber dieser Stoff bei seiner Verbrennung eine Gewichtszunahme erfahren, so muß er einen andern Stoff aufgenommen haben, der nur der Luft entstammen kann.



Figur 3.

Verbrennung verschiedener Metalle.

§ 5. Um genau zu erkennen, welchen Einfluß die Luft auf einen brennenden Körper ausübt, müssen wir zunächst noch die Verbrennung verschiedener Metalle beobachten.

1. Ein Streifen des Metalles Magnesium verbrennt, wenn wir ihn an einer Gasflamme anzünden, mit heller, weißer Flamme zu einem weißen Pulver, das wir Magnesiumasche nennen wollen (gebrannte Magnesia!).

2. Zink, am besten Drehspäne, mit einer Zange in die Flamme gehalten, verbrennt mit bläulicher Flamme zu lockerer Zinkasche, die in der Hitze gelb, nach dem Erkalten weiß ist.

3. Schmelzen wir etwas Blei in einem eisernen Löffel, so bildet sich an seiner Oberfläche (infolge einer schwachen Verbrennung ohne Flammerscheinung) eine Schicht gelber Bleiasche (Bleiglätte).

4. Wird Antimon auf Kohle vor dem Lötrohr geschmolzen, so bildet sich in seiner Umgebung auf der Kohle ein Anflug von weißer Antimonasche. Lassen wir das stark erhitzte geschmolzene Antimon auf die Tischplatte hinabfallen, so zerteilt es sich in viele kleine Kugeln, die strahlenförmig aneinanderlaufen und dabei lange Streifen von Antimonasche hinter sich zurücklassen.

5. Quecksilber bleibt beim Erwärmen an der Luft anfangs unverändert, bildet jedoch, wenn es in einer Kochflasche, deren Hals durch eine aufgesetzte offene Glasröhre verlängert ist, mehrere Tage lang bis zum Sieden erhitzt wird, auf seiner Oberfläche eine Schicht von roter, pulveriger Quecksilberasche.

Verbrennung des Eisens.

§ 6. 1. Daß auch das Eisen verbrannt werden kann, erkennt man an eisernen Ofenrosten und Herdplatten, die durch langjährigen Gebrauch brüchig werden, indem das Metall nach und nach in Eisenasche übergeht.

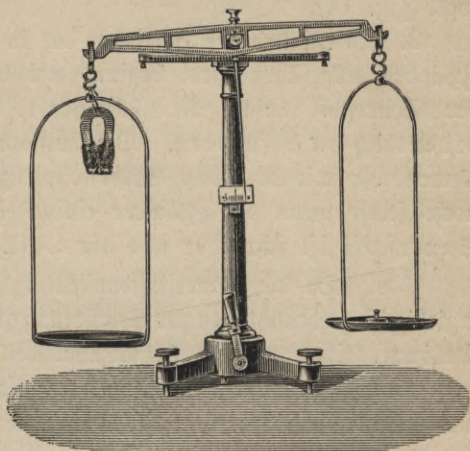
Ferner ist beim Schmieden auf dem glühenden Eisen die Bildung einer abblätternen schwarzen Aschenschicht zu bemerken.

Halten wir eine blanke Messerklinge in eine Gasflamme, so bedeckt sie sich mit einer sehr feinen Schicht von dunkler Eisenasche.

Streuen wir Eisenpulver in eine wagerecht gerichtete Gasflamme, so findet unter Funkenprühen eine lebhaftere Verbrennung des Eisens statt.

2. Erhitzen wir Eisenpulver in einem geschlossenen Porzellantiegel, so bleibt es fast schwarz, weil es bei dem ungenügenden Luftzutritt nur sehr unvollständig verbrennt. Schütten wir dann das Eisenpulver auf ein nach unten frei liegendes Drahtnetz, so erglüht es; fällt das Pulver infolge Erschütterung des Drahtnetzes frei durch die Luft hinab, so verbrennt es schnell und vollständig zu Eisenasche. Also ist auch die Verbrennung des Eisens vom Zutritt der Luft vollkommen abhängig.

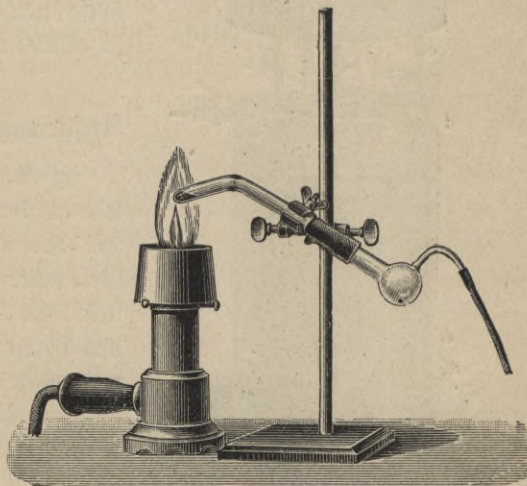
3. Über der einen Schale einer Wage befestigen wir einen kräftigen Hufeisenmagneten und lassen ihn so viel Eisenpulver anziehen, wie er zu tragen vermag (Fig. 4). Nachdem das Gleichgewicht hergestellt ist, wird das Eisenpulver entzündet. Während nun das am Magneten hängende Metall zu blauschwarzer Eisenasche verglimmt, beobachten wir, daß es eine Gewichtszunahme erfährt: auch das Eisen nimmt bei seiner Verbrennung einen Stoff aus der Luft auf. Das Gleiche findet bei der Verbrennung der übrigen Metalle statt.



Figur 4.

Sauerstoff: Darstellung, Eigenschaften.

§ 7. 1. Wir müssen nun versuchen, den Stoff, den die Metalle bei der Verbrennung aus der Luft aufgenommen haben, wiederzugewinnen; das ist möglich durch Zersetzung einer der Metallaschen. Erhitzen wir die bei der Verbrennung des Quecksilbers entstehende rote Quecksilberasche in einer knieförmig gebogenen Röhre aus schwer schmelzbarem Glase recht stark (Fig. 5), wobei sie sich fast schwarz färbt, so zerfällt die Asche in metallisches Quecksilber, das sich in der vorgelegten Glasfugel an-

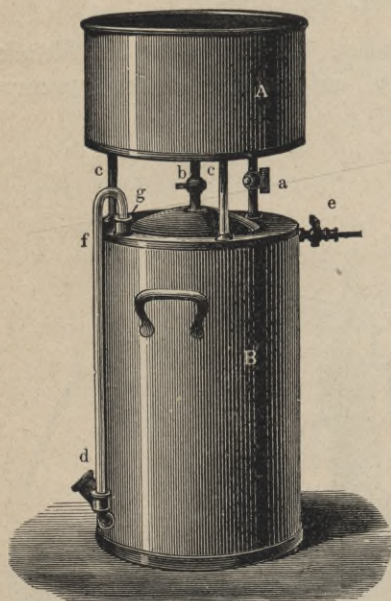


Figur 5.

sammelt, und in den gasförmigen, farblosen und geruchlosen **Sauerstoff**, der in einem Glaszylinder über Wasser aufgefangen wird (vgl. Fig. 13).

2. Ein glimmender Holzspan, der in diesen mit Sauerstoff gefüllten Zylinder eingeführt wird, beginnt mit lebhafter Flamme zu brennen: der Sauerstoff besitzt die Fähigkeit, die Verbrennung außerordentlich zu befördern. Die Entflammung des glimmenden Spanes können wir mit derselben Sauerstoffmenge oft wiederholen; sie gelingt noch, selbst wenn der Zylinder einige Zeit offen gestanden hat: der Sauerstoff ist schwerer als die Luft.

§ 8. Da die Sauerstoffdarstellung aus Quecksilberoxyd nicht sehr ergiebig ist, so benutzt man zur Gewinnung größerer Mengen das chloresaurer Kalium, einen weißen, kochsalzähnlichen Stoff, der häufig bei Halsentzündungen zum Gurgeln, in neuerer Zeit auch zur Bereitung von Mund- und Zahnwasser gebraucht wird; es darf aber nicht hinuntergeschluckt werden, da es giftig ist. Erhitzen wir in einem Probiergläschen eine kleine Menge dieses Stoffes bis zum Schmelzen und Sieden, so entweicht dabei ein Gas, das an der Entflammung eines eingetauchten Spanes als Sauerstoff erkannt wird. — Beim Erhitzen großer Mengen des genannten Salzes setzt man Braunstein oder Sand hinzu, um den Sauerstoff schon bei mäßiger Temperatur zu erhalten.



Figur 6.

Aufbewahrung des Sauerstoffs.

§ 9. Brauchen wir größere Mengen von Sauerstoff, so sammeln wir das entwickelte Gas in einem Gasometer (Fig. 6) an. Dieser besteht aus den beiden Behältern A und B, die durch die Röhren a und b verbunden sind. Wir füllen den Behälter B mit Wasser und lassen darauf den Sauerstoff durch die Öffnung d eintreten, aus der gleichzeitig ebensoviel Wasser entweicht.

Das Standrohr *f* zeigt uns, wie weit das Wasser in *b* bereits durch Sauerstoff verdrängt ist. Sobald die Entwicklung beendet ist, schließen wir die Öffnung *d* und können nun das Gas entweder bei *e* austreten lassen, um es in einer Wanne über Wasser aufzufangen, oder durch die Röhre *b*, indem wir den Behälter *A* als Wasserwanne benutzen. In beiden Fällen muß von *A* wieder Wasser in den Behälter *B* eingeführt werden, und zwar geschieht dieses durch die Röhre *a*, die bis zum Boden von *B* hinabreicht. — Bei manchen Gasometern (vergl. Fig. 7) fehlt der obere Behälter, bei ihnen muß die Einflußröhre (*a*) mit der Wasserleitung verbunden werden.

Noch bequemer ist die Aufbewahrung von Sauerstoff in stark zusammengedrücktem Zustande in Stahlflaschen. In diese wird er durch starken Druck hineingepreßt, so daß er nur den hundertsten Teil seines gewöhnlichen Raumes einnimmt.

Verbrennungen in Sauerstoff.

§ 10. 1. Vom Gasometer (oder von der Stahlflasche) aus füllen wir eine geräumige Glasflasche (vergl. Fig. 1) mit Sauerstoff und führen in dieselbe ein spiralförmig gewundenes Stück Blumendraht (Eisen) ein, an dessen Ende wir etwas Zunder befestigen, der zum Glimmen gebracht wird; statt des Drahtes können wir auch eine aus Eisen (Stahl) bestehende Uhrfeder verwenden, die zuvor durch Ausglühen geradlinig gestreckt ist. Der glimmende Zunder bringt das Eisen zur Entzündung, und dieses verbrennt unter lebhaftem Funkensprühen und unter Entwicklung großer Hitze zu einer schmelzbaren, schwarzen Eisenasche, die auf den Boden der Flasche hinabtröpft und diesen zersprengt, falls er nicht mit etwas Wasser bedeckt ist.

2. In eine zweite mit Sauerstoff gefüllte Flasche führen wir mittels eines kleinen, an einem langen Drahtstiel befestigten Blechlöffels etwas brennenden Schwefel ein; wir können auch einen brennenden Schwefelfaden in die Flasche hängen. Der Schwefel verbrennt mit schönem, blauem Lichte unter Entwicklung eines stechend riechenden Dampfes.

3. Einen wie vorhin benutzten Löffel, in den wir ein Stückchen Phosphor von der Größe einer halben Erbse legten, halten wir in ein Gefäß mit Sauerstoff. Berühren wir den Phosphor mit der erwärmten Spitze eines Drahtes oder Glasstabes, so entzündet er sich und verbrennt mit blendend hellem, weißem Glanze unter Bildung weißer Dämpfe. (Phosphor ist giftig, daher Vorsicht!)

4. Etwas glühende Holzkohle wird in Sauerstoff eingeführt; sie verbrennt unter lebhaftem Funkenprühen, während sie in der Luft nur glüht, d. h. ohne Flamme brennt, wie wir das beim Heizen von Plätteisen beobachten können.

Aus allen diesen Versuchen erkennen wir, daß die Verbrennung in Sauerstoff mit besonderer Lebhaftigkeit unter starker Licht- und Wärmeentwicklung vor sich geht.

Chemische Verbindungen und Grundstoffe.

§ 11. 1. Alle bislang von uns beobachteten Verbrennungen bestehen in einer Vereinigung mit Sauerstoff in der Weise, daß **chemische Verbindungen** der verbrennenden Stoffe mit dem Sauerstoff gebildet werden. Magnesiumasche ist eine chemische Verbindung des Magnesiums mit Sauerstoff, Zinkasche eine chemische Verbindung des Zinks mit Sauerstoff u. s. w.

Der Sauerstoff wurde früher mit einem lateinischen Namen als **Oxygenium** bezeichnet, dementsprechend wird der Vorgang der Vereinigung des Sauerstoffs mit einem andern Stoffe eine **Oxydation** genannt; **oxydieren** heißt: mit Sauerstoff verbinden, verbrennen. Diese Verbrennung braucht nicht immer unter Feuererscheinung und merkbarer Erwärmung vor sich zu gehen, man nennt sie dann eine langsame Oxydation, wie z. B. das Oxydieren von Metallen an feuchter Luft (das sog. Anlaufen). Jedes aus einer Oxydation hervorgehende Erzeugnis, das also eine chemische Verbindung mit Sauerstoff darstellt, wird ein **Oxyd** genannt. Demnach bedeutet ein Oxyd einen verbrannten, d. h. mit Sauerstoff verbundenen Körper. Die Aschen, die durch die Verbrennung der Metalle Magnesium, Blei, Antimon, Quecksilber und Eisen gebildet werden, nennt man **Magnesiumoxyd, Zinkoxyd, Bleioxyd, Antimonoxyd, Quecksilberoxyd und Eisenoxyd***).

2. Alle chemischen Verbindungen stimmen darin überein, daß sie aus mehreren verschiedenartigen Stoffen gebildet und umgekehrt auch in verschiedenartige Bestandteile zerlegt werden können, wie wir das z. B. an dem Quecksilberoxyd gesehen haben.

Im Gegensatz zu ihnen gibt es eine Anzahl (70 bis 80) Stoffe, deren Zerlegung in verschiedenartige Bestandteile bislang niemals gelungen

*) Anmerkung: In betreff der Bezeichnung „Eisenoxyd“ ist später § 69 zu berücksichtigen.

ist; diese bezeichnet man als **Grundstoffe** oder **Elemente**. Zu letzteren gehören: das Magnesium, das Zink, das Blei, das Antimon, das Quecksilber, das Eisen, der Sauerstoff, der Schwefel und der Phosphor.

Die sogenannten vier Elemente, Feuer, Wasser, Luft und Erde sind keine Grundstoffe, wie wir später noch deutlich erkennen werden.

Vorkommen und Bedeutung des Sauerstoffs.

§ 12. 1. Von allen Grundstoffen kommt der Sauerstoff in dem uns zugänglichen Teile des Weltalls am häufigsten vor. Die gesamte feste Erdrinde besteht etwa zur Hälfte ihres Gewichtes aus chemisch gebundenem Sauerstoff. Außerdem bildet er, ebenfalls in gebundenem Zustande, einen wesentlichen Bestandteil des Körpers der lebenden Wesen.

2. Wir haben gesehen, daß der Sauerstoff derjenige Bestandteil der Luft ist, der die Verbrennung unterhält und, wenn er in reinem Zustande zugegen ist, besonders lebhaft macht; man hat ihn deshalb auch **Feuerluft** genannt.

Nun ist er aber auch für das Leben der Menschen und Tiere von größter Wichtigkeit. Kommen wir in einen geschlossenen Raum, in dem längere Zeit hindurch viele Menschen sich aufgehalten haben, so fällt uns das Atmen schwer, weil in dem Raume Mangel an Sauerstoff herrscht. In einem Raume, dem der Sauerstoff fehlt, müssen lebende Wesen ersticken. Darum bezeichnet man diesen wichtigen Stoff auch als **Lebensluft**. Ein erwachsener Mensch verbraucht täglich etwa 1 kg Sauerstoff.

Bei der Atmung nehmen wir den Sauerstoff in die unendlich vielen kleinen Lungenbläschen auf, die von äußerst feinen Blutgefäßen umspinnen sind. Innerhalb dieser Blutgefäße, durch deren Wandung der Sauerstoff hindurch dringt, findet nun eine Oxydation der vom Körper abgetriebenen unbrauchbaren Stoffe statt. Der Sauerstoff reinigt also das Blut durch eine Verbrennung, deren Produkte, Kohlensäure und Wasserdampf, wieder ausgeatmet werden. Durch diese Verbrennung wird aber gleichzeitig die Körperwärme hervorgebracht. Wir sehen daraus, wie ungeheuer wichtig es für unsere Gesundheit ist, daß wir reine, sauerstoffreiche Luft einatmen. (Lüftung der Zimmer, besonders der Schul- und Schlafzimmer, öfterer Aufenthalt in freier Luft, z. B. während des Sommers im Walde und auf Bergen.)

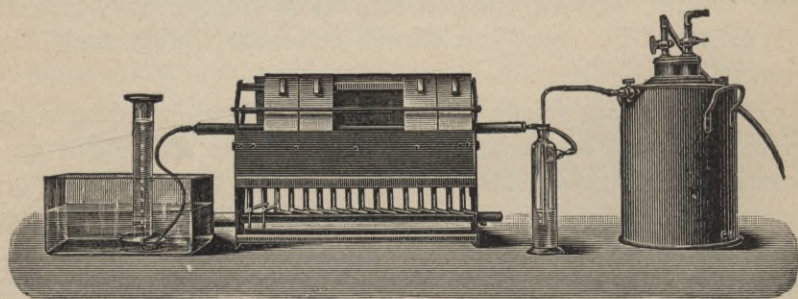
Stickstoff.

§ 13. Um zu erfahren, was außer dem Sauerstoff in der Luft enthalten ist, können wir einer abgeschlossenen Luftmenge allen Sauerstoff entziehen und beobachten, was hinterbleiben wird.

Wir gießen Spiritus, einen leicht brennbaren Stoff, in eine kleine Porzellanschale, die in einer Glaswanne auf Wasser schwimmt, darauf entzünden wir ihn und überdecken die Schale durch eine mit Stöpsel versehene Glasglocke (vergl. Fig. 2). Durch die Verbrennung wird der Sauerstoff der Luft unter der Glocke verbraucht, dementsprechend dringt Wasser von unten ein. Öffnen wir nun die Glocke oben und führen einen brennenden Span oder eine brennende Kerze hinein, so erlischt die Flamme. Das hinterbliebene Gas besteht im wesentlichen aus einem farb- und geruchlosen Grundstoff, der die Verbrennung nicht unterhält und deshalb **Stickstoff** genannt wird.

Auch die Atmung wird durch den Stickstoff verhindert; lebende Wesen ersticken in ihm, aber nicht, weil er giftig ist oder die Atemwerkzeuge zerstört, sondern aus Mangel an Sauerstoff.

§ 14. 1. Reiner erhalten wir den Stickstoff durch die Verbrennung eines Metalles, indem wir z. B. eine mit eisernen Nägeln gefüllte eiserne Röhre in einem Gasofen zum Glühen erhitzen und Luft von einem Gasometer aus langsam hindurchleiten (Fig. 7). Das Eisen zieht in



Figur 7.

der Glühhitze den Sauerstoff der Luft an sich und bildet mit ihm ein nichtflüchtiges Verbrennungsprodukt, die Eisenasche. Zwischen dem Gasometer und der eisernen Röhre ist eine mit Schwefelsäure gefüllte Waschflasche eingeschaltet, die einerseits den Zweck hat, die hindurchgehenden

Luftblasen zu trocknen und andererseits uns ermöglicht, die Geschwindigkeit des über die Kugel gehenden Luftstromes zu beobachten und sie demgemäß zu regeln.

2. Lassen wir einen mit Stickstoff gefüllten Glaszylinder einige Zeit offen an der Luft stehen und führen dann erst einen brennenden Span hinein, so erlischt die Flamme nicht. Der Stickstoff ist entwichen: er ist leichter als die Luft.

3. Der Stickstoff ist für unsere Ernährung von größter Bedeutung, weil er in allen fleischbildenden Nahrungsmitteln, wie z. B. im Fleische und Blute der Tiere, in den Samen der Hülsenfrüchte und des Getreides, enthalten ist.

Chemische Verbindungen und Gemenge.

§ 15. 1. In jeder chemischen Verbindung sind die Bestandteile so innig miteinander vereinigt, daß ihre ursprünglichen Eigenschaften gar nicht wiederzuerkennen sind. So bildet sich z. B. aus dem farblosen, gasförmigen Sauerstoff und dem weißen, flüssigen Quecksilber, wenn sie miteinander eine Verbindung eingehen, das rote, feste Quecksilberoxyd.

2. Sauerstoff und Stickstoff sind in der Luft nicht zu einer chemischen Verbindung vereinigt, sondern sie bilden ein **Gemenge**. Die Luft nimmt nämlich eine Mittelstellung ein zwischen dem Sauerstoff, der schwerer ist und die Verbrennung befördert, und dem Stickstoff, der leichter ist und die Verbrennung verhindert. Ferner ist die Luft ebenso wie Sauerstoff und Stickstoff gasförmig, farblos und geruchlos; sie weist demnach viele Ähnlichkeiten mit diesen ihren beiden Bestandteilen auf, und daraus ist zu schließen, daß diese nicht chemisch verbunden, sondern nur locker miteinander vereinigt, d. h. gemengt sind.

§ 16. 1. Um den Unterschied zwischen einem Gemenge und einer chemischen Verbindung noch deutlicher zu erkennen, mischen wir in einem Porzellanmörser etwas fein gepulvertes Eisen und fein gepulverten Schwefel so innig miteinander, daß sie eine für das Auge gleichmäßig graue Masse, also scheinbar einen einzigen Stoff bilden.

Betrachten wir eine kleine Menge dieser Mischung auf einer Glasplatte durch das Mikroskop, so sehen wir beide Stoffe deutlich getrennt nebeneinander liegen.

Ein Magnet zieht das Eisen aus dem Gemisch, den Schwefel nicht. Bringen wir ein wenig von der Mischung in ein Probiergläschen und

gießen etwas Salzsäure darauf, so löst die Säure das Eisen unter Aufbrausen, den Schwefel dagegen nicht. Eisen und Schwefel bilden in diesem Zustande ein Gemenge.

2. Wir erhitzen die Mischung aus Eisen- und Schwefelpulver in einem Probiergläschen, bis sie anfängt zu glühen, und nehmen die Flamme fort; die Glut pflanzt sich dann von selbst durch die ganze Masse fort, wobei der etwa überschüssige Schwefel verbrennt. Nach der Abkühlung haben wir einen ganz neuen, metallisch aussehenden Stoff gewonnen.

Wird dieser fein gepulvert und unter dem Mikroskop betrachtet, so können wir nur einen Stoff erblicken, weder Eisen noch Schwefel sind zu unterscheiden.

Der Magnet zieht das Pulver nicht an.

In Salzsäure löst es sich ganz auf unter Entwicklung eines übelriechenden Gases.

Die unter der Einwirkung der Wärme aus Eisen und Schwefel entstandene Masse, Schwefeleisen genannt, ist eine chemische Verbindung.

Eine chemische Verbindung besitzt ganz andere Eigenschaften als die Grundstoffe, aus denen sie zusammengesetzt ist; ein Gemenge dagegen ist seinen Bestandteilen ähnlich.

Zusammensetzung der Luft.

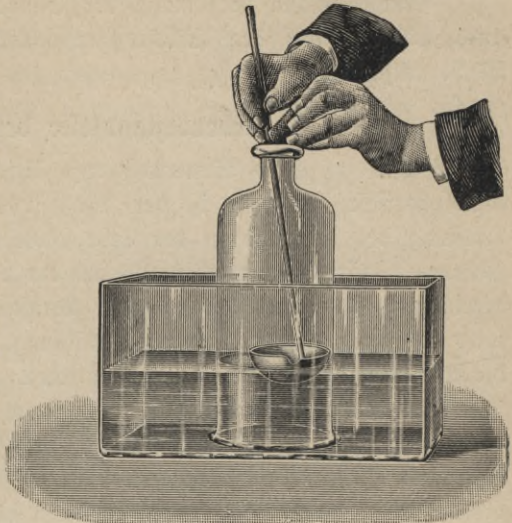
§ 17. 1. Sauerstoff und Stickstoff sind die Hauptbestandteile der Luft. Neben ihnen ist in unbedeutender Menge noch ein dritter gasförmiger Grundstoff, das Argon, in der Luft vorhanden; dieser ist dem Stickstoff so ähnlich, daß er bis vor wenigen Jahren gar nicht von letzterem unterschieden werden konnte. Auch Wasserdampf und Kohlensäure, sowie noch andere gasförmige Stoffe kommen stets in der Luft vor, aber ebenfalls in verhältnismäßig geringer Menge, so daß wir sie bei der folgenden Betrachtung zunächst unberücksichtigt lassen dürfen.

2. Um das Mengenverhältnis unter den Bestandteilen der Luft zu ermitteln, legen wir einige Stückchen Phosphor in eine auf Wasser schwimmende Porzellanschale und stellen eine oben offene Glasglocke darüber (Fig. 8). Alsdann entzünden wir den Phosphor mittels eines an einem Ende erwärmten Glasstabes und verschließen die Glocke sofort durch einen Kautschukstöpsel. Eine durch die Verbrennung entstehende Verbindung von Phosphor und Sauerstoff macht sich in Form von dichten, weißen Nebeln bemerkbar, löst sich aber alsbald im Wasser

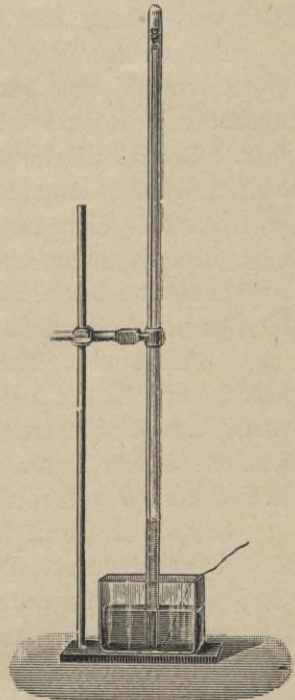
vollkommen, so daß die von unten in die Glocke eindringende Wassermenge gleich der Menge des ursprünglich vorhandenen Sauerstoffs ist. Nach etwa 15 Minuten ist etwas mehr als ein Fünftel der ursprünglichen Luftmenge durch Wasser verdrängt, also enthält die Luft reichlich ein Fünftel ihres Volumens an Sauerstoff.

Noch genauer erkennen wir die Zusammensetzung der Luft bei Anwendung einer langen, mit Zentimeterteilung versehenen, einseitig geschlossenen Glasröhre (Fig. 9), in deren oberstem Teile mehrere erbsengroße Stücke Phosphor durch einen oben spiralförmig gewundenen Draht festgehalten werden. Der Phosphor wird nicht entzündet; trotzdem verbindet er sich allmählich mit dem Sauerstoff der Luft unter Bildung der weißen Nebel, die sich im Wasser lösen, so daß dieses von unten her in die Röhre eindringt. Nach etwa 3 Tagen sehen wir, daß der Stand des eingedrungenen Wassers sich nicht mehr ändert. Die Länge der Röhre betrage 81 cm, eingetreten sei eine Wasserfäule von 17 cm Höhe. Mithin ergibt sich der Sauerstoffgehalt der Luft aus der Proportion $81 : 17 = 100 : x$; er beträgt also 21 %, so daß für Stickstoff und die geringfügigen Nebenbestandteile 79 % übrig bleiben.

Dieses Raumverhältnis unter den Bestandteilen der Luft ist an allen Orten der Erdoberfläche und in jeder beliebigen Höhe über dem Meeresspiegel stets das gleiche.



Figur 8.



Figur 9.

Dem Gewichte nach macht der Sauerstoff 23 % der Atmosphäre aus, während auf den Stickstoff einschließlich der Nebenbestandteile 77 % entfallen.

Nebenbestandteile der Luft.

§ 18. 1. Sind Sauerstoff und Stickstoff wesentliche Teile der atmosphärischen Luft, so ist der Wasserdampf, der sich durch Verdunstung des auf und in der Erde sowie in den lebenden Wesen enthaltenen Wassers bildet, ebenfalls als ein unentbehrlicher Bestandteil zu bezeichnen. In seiner Dampf- oder Dunstform ist er nicht sichtbar, er wird es jedoch, wenn er durch Abkühlung in die Nebelform übergeht, die wir auch beim kochenden Wasser sehen.

Der Wassergehalt der Luft ist je nach Wärmegrad und Örtlichkeit sehr verschieden. Bei 0° kann 1 cbm Luft 5 g Wasserdampf fassen, bei 30° schon 45 g. In Küstengebieten ist die Luft naturgemäß feuchter als als mitten im Lande; sehr trocken ist sie in Steppen- und Wüstengegenden. In der Regel ist die wärmere Luft auch die feuchtere, obwohl wir das nicht immer durch unser Gefühl feststellen können.

2. Ungeheuer wichtig für die lebenden Wesen ist der Wasserdampfgehalt der Luft, ohne den gar kein Leben auf der Erde möglich ist. Sehr trockene Luft ist für den Körper nachteilig, weil sie ihm Feuchtigkeit entzieht. Deshalb ist längerer Aufenthalt in Zimmern, die Luftheizung besitzen, schädlich, wenn nicht durch Verdunsten von Wasser die Luft verbessert wird. Sehr wasserreiche Luft ist jedoch dem Körper ebenfalls nicht zuträglich, wenn auch nicht in dem Grade wie sehr trockene. Viel mehr als durch die Wärme wird unser Behagen oder Unbehagen durch die Feuchtigkeit der Luft bestimmt.

3. Wenn viele Menschen sich in einem geschlossenen Raume befinden, wird die Luft feucht dadurch, daß die Menschen viel Wasserdampf durch Lungen und Haut ausdünsten, der als „Beschlag“ an den Fenstern sichtbar wird. Im Laufe eines Tages kann ein erwachsener Mensch etwa 9 g Wasserdampf ausscheiden.

4. Zum Nachweise für das Vorhandensein von Wasserdampf in der Luft setzen wir etwas Chlorcalcium oder Pottasche der Luft aus, zwei Stoffe, die durch Aufnahme des Wasserdampfes feucht werden und schließlich, wenn sie lange genug an der Luft gelegen haben, vollständig zerfließen, da sie von dem aufgenommenen Wasser aufgelöst werden.

§ 19. 1. Von den übrigen Nebenbestandteilen wollen wir vor-

läufig noch die Kohlenäure erwähnen, von der die Luft 0,03 bis 0,06 % enthält. Der Kohlenäuregehalt ist nicht gleichmäßig, er wechselt je nach der Örtlichkeit sowie nach Tages- und Jahreszeiten. In Industrie-gegenden enthält die Luft mehr Kohlenäure als anderswo, im Winter mehr als im Sommer, in der Nacht mehr als am Tage. Der Aufenthalt in schlecht gelüfteten oder in geschlossenen Räumen wird wegen des höheren Kohlenäuregehaltes auf die Dauer unbehaglich. Enthält die Luft mehr als 0,06 % Kohlenäure, so ist sie für die Atmung ungeeignet.

2. Außerdem wird die Luft noch durch den Staub, sowie durch eine Menge von verschiedenartigen sehr kleinen Tieren und Pflanzen und deren Keime verunreinigt, die als Überträger ansteckender Krankheiten für den Menschen gefährlich sind.

Chemie und Physik.

§ 20. 1. Die Beobachtung der Luft hat uns Gelegenheit geboten, eine Reihe von Grundstoffen und chemischen Verbindungen kennen zu lernen. Die Wissenschaft, die die Eigenschaften der einzelnen Grundstoffe und Verbindungen erforscht und die Gesetze ermittelt, nach denen die Vereinigung der Grundstoffe sowie die Zersetzung der Verbindungen erfolgt, ist die **Chemie**.

2. Die Chemie gehört zu den Naturwissenschaften. Bei der Betrachtung der Natur können zwei verschiedene Gesichtspunkte maßgebend sein. Entweder können wir die Gegenstände, die uns umgeben, hauptsächlich nach ihren Formen und nach der Gliederung ihrer einzelnen Teile beurteilen und unterscheiden, oder wir können die Naturkörper prüfen bezüglich der Veränderungen, deren sie fähig sind, und bezüglich der Einwirkungen, die sie aufeinander ausüben. Im ersteren Falle werden wir zur **Naturbeschreibung** geführt, die sich aus den drei Gebieten der **Tier-, Pflanzen- und Steinkunde** zusammensetzt, im letzteren Falle gelangen wir zur **Naturlehre**, die die beiden Wissenschaften **Physik** und **Chemie** umfaßt.

3. Obwohl Physik und Chemie nahe verwandte Wissensgebiete sind, besteht doch zwischen einem physikalischen und einem chemischen Vorgange ein deutlicher Unterschied. Erhizen wir einen Platin- oder Silberdraht in einer Gasflamme, so wird er glühend und dehnt sich aus. Dieser Vorgang ist ein physikalischer; von den Eigenschaften der beiden Metalle werden einige verändert, aber der Stoff bleibt derselbe. Bringen wir dagegen einen Magnesiumdraht in eine Flamme, so findet ein chemischer Vorgang statt; sämtliche Eigenschaften des Magnesiums

werden vernichtet, der Stoff erleidet eine Umwandlung, indem ein neuer Stoff, das Magnesiumoxyd, aus ihm hervorgeht.

Macht man einen Eisenstab magnetisch, so erhält er eine neue Eigenschaft, besteht aber nach wie vor aus demselben Stoff; der Vorgang ist ein physikalischer. Erhitzt man aber Quecksilberoxyd, so erleidet dieses eine Stoffumwandlung, denn aus ihm gehen zwei neue Stoffe mit ganz anderen Eigenschaften hervor; der Vorgang ist ein chemischer.

Demnach können wir das Gebiet der chemischen Wissenschaft folgendermaßen umgrenzen:

Die Chemie ist der Teil der Naturlehre, der sich mit Vorgängen beschäftigt, bei denen eine Stoffumwandlung stattfindet.

II. Wasser.

Vorkommen und Eigenschaften des Wassers.

§ 21. 1. Das Wasser ist in festem, flüssigem und gasförmigem Zustande in der Natur sehr verbreitet. In fester Form bedeckt es als Eis die Polargegenden und als Schnee die Firnfelder der Hochgebirge, von letzteren aus sinkt es als Gletschereis allmählich zu Tale. Flüssiges Wasser erfüllt die fünf Weltmeere, die dreiundsiebzig Hundertstel der gesamten Erdoberfläche bedecken, ferner findet es sich als Grundwasser im Erdboden, aus dem es als Quell-, Fluß- und Seewasser zutage tritt. Im Tier- und Pflanzenkörper bildet es einen der wichtigsten Bestandteile. In Gasform ist etwas Wasser in wechselnder Menge als Wasserdampf in der Luft überall unsichtbar vorhanden (vergl. § 18); in Form kleiner Bläschen bildet es die Wolken und den Nebel; als Regen fällt es zur Erde, als Tau und Reif scheidet es sich in klaren Nächten aus der Luft ab.



Figur 10.

2. Wasser und Eis erscheinen in kleinen Mengen farblos, in sehr großen Massen dagegen meergrün bis blau. Wasser gefriert bei 0° und siedet bei 100° C. Bei $+4^{\circ}$ hat es seine größte Dichte. Es dient als Einheit des spezifischen Gewichtes; Eis hat das spez. Gew. 0,917, da sich das Wasser beim Gefrieren um $\frac{1}{11}$ seines Volumens ausdehnt. Das Eis zeigt auf gefrierenden Wassermassen zunächst die Form langer Nadeln, die sich unter Winkeln von 60° schneiden, und die Schneeflocken lassen in der Regel die Form sechsstrahliger Sternchen (Fig. 10) erkennen.

Beimengungen des Wassers.

§ 22. 1. Das Wasser der Meere zeichnet sich durch seinen Salzgehalt (in offenen Meeren 3,5%) aus, infolgedessen ist es schwerer als das Süßwasser der Landgebiete und für den Menschen ungenießbar.

2. Auch das Wasser der Quellen und Flüsse ist nicht ganz frei von fremden Stoffen. Hat Brunnenwasser längere Zeit in einem offenen Glase gestanden, so bemerkt man zuweilen die Ausscheidung eines weißen festen Körpers, der als feiner Rand in der Höhe der Wasseroberfläche am Glase auftritt. Lassen wir etwas Brunnenwasser in einer Platinschale oder auf einem Platinblech über der Gasflamme verdampfen, so hinterbleibt ein kleiner Rest von fester Masse. Ebenso scheidet sich in den Gefäßen, die regelmäßig zum Kochen des Wassers benutzt werden, namentlich auch in Dampfesseln, im Laufe der Zeit eine weiße harte Schicht von Kesselstein aus. Daran erkennen wir, daß das den Quellen und Flüssen entstammende Gebrauchswasser geringe Mengen fester Stoffe (meistens Kalk und Gips) aufgelöst enthält, die beim Kochen nicht mit in Dampfform übergehen. Dampfessel müssen daher von Zeit zu Zeit durch Ausklopfen von dem Kesselstein befreit werden, während man die im Haushalt verwandten Gefäße mit Hilfe von Salzsäure, die den Kesselstein auflöst, reinigt.

3. Wir erhitzen etwas Brunnenwasser in einer Kochflasche und bemerken, bevor das Wasser kocht, das Entweichen kleiner Bläschen, die aus Luft und anderen Gasen bestehen. Mithin enthält das Quell- oder Brunnenwasser auch gasförmige Stoffe in Lösung; daß solche in allen größeren Gewässern ebenfalls vorhanden sind, erkennen wir daran, daß die Fische dort atmen.

§ 23. 1. Quellen, die mineralische Bestandteile oder Gase in größerer Menge enthalten, heißen Mineralquellen, ihr Wasser Mineral-

wasser; bei gewissen Krankheiten wirkt dieses heilsam (Gesundbrunnen). Man benennt diese Quellen auch nach ihren vorherrschenden Beimengungen: Solquellen enthalten viel Salz, Sauerbrunnen viel Kohlensäure, Schwefelquellen dagegen Schwefelwasserstoff, Stahlquellen sind eisenhaltig.

2. Solche Mineralquellen, die eine höhere Temperatur haben als der Boden, aus dem sie entspringen, heißen Thermen; manche von ihnen sind sehr reich an aufgelösten Stoffen (wie der Karlsbader Sprudel, der eine Temperatur von 74° besitzt), so daß eingetauchte Gegenstände sich bald mit einer Schicht von abgesondertem „Sprudelstein“ überziehen (Herstellung von künstlichen Versteinerungen, sogen. Inkrustationen).

Wasser als Lösungsmittel.

§ 24. Die Fähigkeit des Wassers, andere Stoffe aufzulösen, verschafft uns die Möglichkeit, eine Reihe von festen und gasförmigen Stoffen auch in flüssiger Form zu verwenden.

1. In einem Becherglase tragen wir eine kleine Menge irgend eines leicht löslichen Stoffs, z. B. Kupfervitriol, Salpeter oder Alaun, in kaltes Wasser ein; in einem zweiten bringen wir die gleiche Menge des betreffenden Stoffes in heißes Wasser und überzeugen uns, daß hier die Auflösung schneller gelingt. Es gilt als Regel, daß feste Stoffe in warmem Wasser viel leichter löslich sind als in kaltem; bei gasförmigen ist das Gegenteil der Fall, sie lösen sich in kaltem Wasser bedeutend leichter als in warmem.

2. In eine kalte Lösung von Kupfervitriol oder Salpeter u. dergl. tragen wir nach und nach kleine Mengen des betreffenden Stoffes ein; wir bemerken, daß die Fähigkeit des Wassers, feste Stoffe aufzulösen, keine unbegrenzte ist, es tritt ein Zustand ein, in dem die Lösung keinen weiteren Zusatz des festen Stoffes mehr aufnimmt, wenn man auch noch so anhaltend schüttelt: sie ist gesättigt; der überschüssige feste Stoff setzt sich zu Boden.

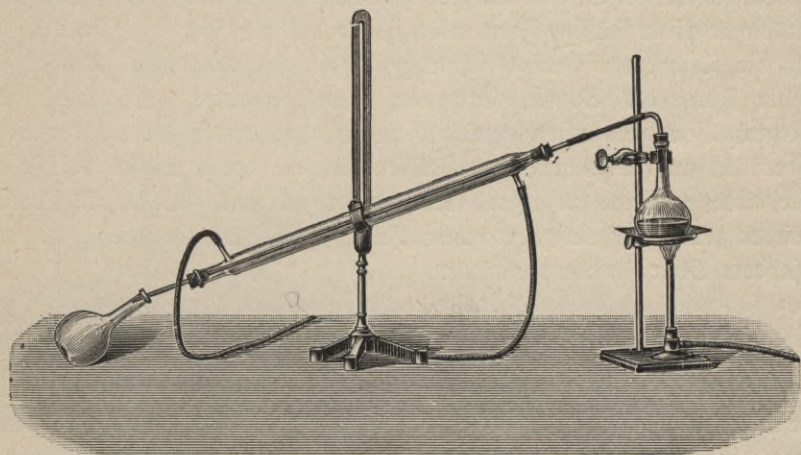
3. Erhitzen wir aber das Gefäß mit dem nicht aufgelösten festen Kupfervitriol oder Salpeter und schütteln die Flüssigkeit, so löst sich der feste Stoff auf; bringt man noch mehr hinein, so löst sich der Zusatz so weit auf, bis wieder der Zustand der Sättigung erreicht ist: Warmes Wasser löst eine größere Menge der meisten festen Stoffe auf als kaltes.

4. Eine gesättigte heiße Lösung von Salpeter setzen wir in einer flachen Porzellanschale dem Luftzuge aus; nach kurzer Zeit bemerken wir, daß auf dem Boden der Schale fester Salpeter ausgeschieden wird. In eine gesättigte heiße Lösung von Alaun hängen wir einen Wollfaden. Nach einiger Zeit sehen wir an dem Faden kleine Kristalle sitzen, die mit zunehmendem Erkalten der Lösung immer größer werden.

Feste Stoffe scheiden sich beim Erkalten ihrer heiß gesättigten Lösung aus, während die gasförmigen beim Erwärmen ihrer kalt gesättigten Lösung entweichen.

Destillation des Wassers.

§ 25. 1. Wollen wir aus dem Wasser alle darin gelösten fremden Stoffe entfernen, so erhitzen wir es in einer Kochflasche (Fig. 11) und leiten den Dampf durch ein langes Glasrohr, das von einem



Figur 11.

zweiten, weiteren Rohre umgeben ist und in diesem fortwährend durch fließendes Wasser gekühlt wird (Liebig'scher Kühler). Durch die Abkühlung wird der Wasserdampf wieder in eine Flüssigkeit verwandelt, die sich in einer Vorlage ansammelt und destilliertes Wasser genannt wird. Der ganze Vorgang heißt eine Destillation.

2. Das destillierte Wasser hat einen faden Geschmack; es ist vollkommen rein, da die ursprünglich vorhandenen festen Stoffe in der Kochflasche zurückgeblieben, die gasförmigen dagegen vor dem Kochen in die Luft entwichen sind.

Kreislauf des Wassers in der Natur.

§ 26. Mit der von uns ausgeführten Destillation ist ein Vorgang zu vergleichen, der in der Natur im großen stattfindet, nämlich das Aufsteigen des Wasserdampfes von der Oberfläche der Gewässer, die Abkühlung desselben in den oberen Luftschichten und das Niederfallen des Wassers als Regen. Dieser Vorgang ist der sogenannte Kreislauf des Wassers.

Durch die Sonnenwärme wird das Wasser an der Oberfläche aller Gewässer, besonders der Weltmeere, in Dampf verwandelt, der (weil er leichter ist als die Luft) nach oben steigt und durch Luftströmungen oft weit fortgeführt wird. In höheren Luftschichten, wo die Temperatur immer niedriger wird, verdichtet sich der Dampf zu Wasser in Bläschenform und bildet Wolken. Infolge weiterer Abkühlung, z. B. durch das Hinzutreten kalter Luftströmungen, geht das Wasser aus der Bläschenform in die tropfbar flüssige Form über, in der es als Regen zur Erde fällt; ist die Temperatur auf 0° herabgegangen, so kommt das Wasser in fester Form als Schnee, Graupeln, Hagel herunter. Ein Teil des Regenwassers verdunstet sogleich wieder, ein anderer fließt auf der Erdoberfläche zu den Bächen und Flüssen hin, ein dritter endlich dringt in die Erde ein, um an irgend einer tiefer gelegenen Stelle als Quelle wieder zum Vorschein zu kommen, Bäche, Flüsse und Ströme zu bilden, die dem Meere wieder zufließen.

Weiches und hartes Wasser.

§ 27. 1. Das Regenwasser besitzt große Ähnlichkeit mit dem destillierten Wasser, denn es zeichnet sich wie dieses durch faden Geschmack und durch gänzlichen Mangel an gelösten Stoffen aus. Dem Regen- und Luftwasser am nächsten in dieser Beziehung kommt das Flußwasser. Beide nennt man weiche Wasser, weil sie wie das destillierte Wasser beim Waschen ein weiches Gefühl auf der Haut erzeugen. Dagegen ist das meiste Quellwasser, das mineralische Teile, besonders Kalk, beim Durchsickern aus der Erdrinde aufgenommen und aufgelöst hat, hartes Wasser. Das Wasser der Flüsse ist aber nicht immer gleichmäßig weich, sondern bald härter, bald weicher, je nachdem das harte Quellwasser oder das weiche Regenwasser in ihnen vorherrscht.

2. Um Wasser auf seine Härte zu prüfen, gießen wir eine mit destilliertem Wasser bereitete Seifenlösung hinzu und schütteln das

Gemenge. Weiches Wasser schäumt dabei auf und bleibt klar, hartes dagegen schäumt nicht und wird mehr oder weniger trübe, weil die Seife sich nicht darin auflöst, sondern zu weißen Flocken gerinnt, die aus einer in Wasser unlöslichen Verbindung von Kalk und Seife bestehen. Daher ist hartes Wasser zum Waschen viel weniger geeignet als weiches; auch zum Kochen von Hülsenfrüchten ist es nicht zu gebrauchen, da diese nicht weich werden.

Fällungen.

§ 28. 1. Lassen wir die durch Eingießen der Seifenlösung in das Brunnenwasser entstandenen weißen Flocken sich zu Boden setzen, so daß die Flüssigkeit wieder klar wird, und gießen noch etwas Seifenlösung hinzu, so entsteht aufs neue eine Trübung; wiederholen wir das so lange, bis sich keine Trübung mehr zeigt, so ist sämtlicher Kalk aus dem Wasser verbraucht. Man sagt, der Kalk ist ausgefällt. Den Vorgang nennt man eine Fällung, den sich zu Boden setzenden Stoff einen Niederschlag, die Seifenlösung war das Fällungsmittel (Reagens).

Benutzen wir statt des Brunnenwassers klares Kalkwasser, das beim Löschen von gebranntem Kalk entsteht, so zeigt sich ein bedeutend stärkerer, milchiger Niederschlag.

2. Wir füllen zwei Glasgefäße mit destilliertem Wasser und werfen in das eine ein Körnchen Salz, das wir durch Umrühren des Wassers auflösen; in dieser geringen Menge können wir das Salz nicht durch den Geschmack erkennen. Gießen wir in jedes der beiden Gläser einige Tropfen Höllensteinlösung, so sehen wir in dem salzhaltigen Wasser einen weißen Niederschlag, während das salzfreie Wasser klar bleibt.

3. Wir hängen in eine Lösung von Bleizucker (giftig!) einige an einem Faden befestigte Zinkstreifen; nach einigen Stunden ist die vorher milchige Lösung ganz klar geworden, und an den Zinkstreifen sehen wir zahlreiche glänzende Schüppchen von metallischem Blei hängen (Bleibaum).

4. Wir tauchen in eine blaue Kupfervitriollösung eine blankе Messerflinge; diese überzieht sich bald mit einer Schicht von rotem, metallischem Kupfer, während die Lösung sich mehr und mehr entfärbt.

Niederschläge können also nicht nur entstehen, wenn wir zwei Flüssigkeiten aufeinander einwirken lassen, sondern auch wenn ein fester Stoff auf eine Flüssigkeit wirkt.

Mit Hilfe von Fällungsmitteln können wir auch Stoffe nachweisen, die wir durch Gesicht, Geschmack und Geruch nicht wahrnehmen.

Trinkwasser.

§ 29. 1. Ein gutes Trinkwasser muß vor allem rein sein. Damit ist nicht gesagt, daß es überhaupt keine mineralischen Stoffe aufgelöst enthalten dürfe, denn ein mäßiger Gehalt derselben macht das Wasser erst wohlschmeckend im Gegensatz zu dem fade schmeckenden destillierten Wasser und Regenwasser. Dagegen darf es keine Verunreinigungen enthalten und muß von diesen sorgfältig befreit werden.

Nun ist aber nicht alles Brunnenwasser auch Quellwasser, sondern sehr häufig Grundwasser, das von stehenden oder fließenden Gewässern oder von in die Tiefe gedrungenem Regenwasser sich unterhalb der Erdoberfläche ausbreitet. Infolgedessen enthält es je nach der Bodenart, die es durchzieht, verschiedenartige Beimengungen, die ihm schlechten Geschmack und Geruch geben und zuweilen auch der Gesundheit nachteilig sein können. Nicht selten beherbergt es Bazillen, unter denen auch solche vorhanden sind, die gefährliche Krankheiten, wie Cholera und Typhus, hervorrufen. Derartiges Wasser läßt sich durch Abkochen, wodurch die genannten kleinen Lebewesen getötet werden, genießbar machen.

2. Machen wir klares Wasser durch beigemengte Erde trübe und lassen es durch Filtrierpapier laufen, so sehen wir wieder klares Wasser durchlaufen, während die Verunreinigung auf dem Papier zurückbleibt. Filtrierpapier ist Löschpapier, das gefaltet auf einen Glastrichter gelegt wird; diese Vorrichtung nennen wir ein Filter, das durchgelaufene Wasser ist filtriert.

Größere Mengen von Wasser läßt man durch Filter laufen, die statt des Papiers Sand oder feinen Kies enthalten, der die mechanischen Beimengungen (z. B. Schlamm) zurückhält.

3. Wir stellen uns eine Farbholzbrühe her, das heißt eine Auflösung des in dem Rot- oder Blauholz enthaltenen Farbstoffes in heißem Wasser, und kochen diese Flüssigkeit einige Zeit mit Kohlepulver, am besten mit gepulverter Knochenkohle. Gießen wir dann die Flüssigkeit durch ein Filter, so ist der Farbstoff fast ganz verschwunden, er wird von der Kohle zurückgehalten, das durchlaufende Wasser ist fast vollständig klar. Wasser, das geringere Mengen Farbstoffe enthält als in dem eben vorgenommenen Versuche, wird durch das Filtrieren mittels Kohlepulvers ganz klar. Das Trinkwasser auf Schiffen wird in Fässern aufbewahrt, deren Wandung innen verkohlt ist.

4. Um Bazillen aus dem Wasser auf mechanischem Wege zu entfernen, filtriert man es durch Kieselgur (Berkefeld-Filter), eine Masse, die aus den Kieselshalen winziger Algen (Diatomeen) besteht und sich in großer Menge, oft in bedeutenden Lagern, in der Erde findet (z. B. bei Unterlüß zwischen Celle und Ülzen in der Lüneburger Heide).

Bedeutung des Wassers.

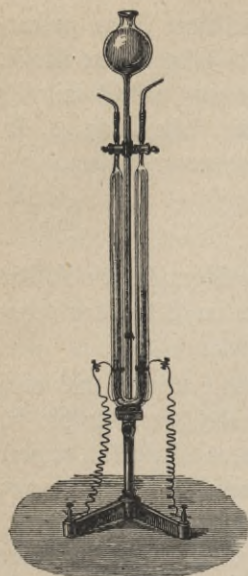
§ 30. Infolge seiner verschiedenen wichtigen Eigenschaften ist das Wasser von größter Bedeutung in der Natur und im Leben der organischen Wesen.

1. Da es sich von allen Stoffen am schwersten erwärmt und auch wieder abkühlt, so bildet es gleichsam einen Wärmebehälter, der die im Sommer aufgespeicherte Wärme im Laufe des Winters allmählich wieder abgibt und so das Klima vieler Gegenden, vornehmlich der den Meeren benachbarten, günstig beeinflusst. Weil es die Wärme schlecht leitet, schützt es in Form von Wolken die Erdoberfläche vor zu rascher Abgabe der Wärme an den Weltenraum, in Form von Schnee die Pflanzen gegen die Kälte; aus demselben Grunde bildet auch das Eis eine Schutzdecke auf den Gewässern. Besäße das Wasser nicht die Eigenschaft, beim Abkühlen von $+ 4^{\circ}$ abwärts leichter zu werden, so würde unsere Erde zum größten Teile von einem beständigen Eisgürtel eingeschlossen und das Klima der gemäßigten Zonen dem der Polargegenden völlig gleich sein.

2. Für das Fortbestehen der lebenden Wesen ist das Wasser unentbehrlich. Die Pflanzen nehmen ihre Nahrung in flüssiger Form aus dem Erdboden auf. Im Körper der Tiere und Menschen macht das Wasser die aufgenommenen Nahrungsstoffe flüssig und dadurch erst verdauungsfähig. Bei seiner Ausscheidung aus Lungen, Nieren und Haut nimmt es viele verbrauchte Stoffe mit sich fort.

Zersetzung des Wassers; Wasserstoff.

§ 31. Während wir Quecksilberoxyd durch Wärme ohne Schwierigkeit zerlegen konnten, würde zu einer chemischen Zersetzung des Wassers eine Erhitzung auf mehr als 1000° erforderlich sein. Leichter erreichen wir die Zerlegung, indem wir einen elektrischen Strom durch Wasser führen, dem wir, um es besser leitend zu machen, etwas Schwefelsäure beigelegt haben.



Figur 12.

Wir bedienen uns dazu eines Apparates aus drei miteinander verbundenen Glasröhren (Fig. 12), deren mittlere sich oben zu einem kugelförmigen Gefäß erweitert, während die beiden etwas kürzeren Seitenröhren, die noch mit einer Einteilung versehen sein können, am oberen, durch einen Hahn verschließbaren Ende in Spitzen auslaufen. Jede der Seitenröhren ist unten von einem Platindrahte durchsetzt, der ein Platinblech trägt; die freien Enden der beiden Platindrähte werden mit einer galvanischen Batterie oder einer anderen Elektrizitätsquelle verbunden.

Wir gießen, bei geöffneten Hähnen der Seitenröhren, das angesäuerte Wasser in die mittlere Röhre, bis es die Höhe der Hähne erreicht, schließen die letzteren und lassen dann den elektrischen Strom durch den Apparat gehen.

In beiden Seitenröhren treten an den Platinblechen Gasblasen auf, die nach oben steigen, während das Wasser in der Mittelröhre empordringt. In der einen Seitenröhre erhalten wir Sauerstoff, kenntlich an seiner Fähigkeit, einen glimmenden Span zu entzünden. In der anderen Röhre sammelt sich in doppelter Menge ein gasförmiger Grundstoff, der brennbar ist und beim Entzünden ein Geräusch verursacht; dieser wird **Wasserstoff** genannt.

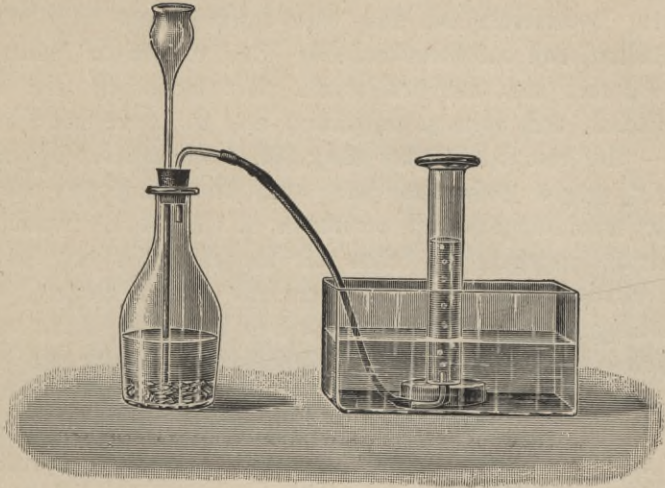
Das Wasser besteht demnach aus den beiden Grundstoffen Sauerstoff und Wasserstoff, und zwar ist der letztere in doppelt so großer Menge vorhanden als der erstere.

Eigenschaften des Wasserstoffs.

§ 32. Um die Eigenschaften des Wasserstoffs näher kennen zu lernen, stellen wir eine größere Menge dieses Gases her, indem wir in einer Gasentwicklungsflasche (Fig. 13) Zink mit verdünnter Schwefelsäure übergießen.

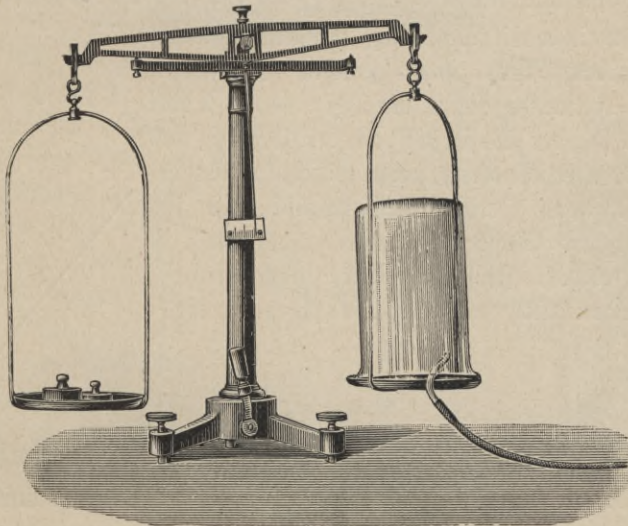
1. Das Gas ist farb-, geruch- und geschmacklos.
2. Es ist leicht zu entzünden, und zwar verbrennt reiner Wasserstoff mit bläulicher, wenig leuchtender Flamme ohne Geräusch; so-

lange aber im Entwicklungsgefäß noch Luft vorhanden ist, erhalten wir ein Gemenge von Wasserstoff und Luft, das beim Entzünden einen Knall



Figur 13.

hören läßt und deshalb Knallgas genannt wird (Prüfung durch Einleiten des Gases in Seifenlösung und Entzündung durch einen brennenden Span). Am stärksten ist das Geräusch, wenn wir ein Gemenge von $\frac{2}{7}$ Wasserstoff und $\frac{5}{7}$ Luft entzünden.



Figur 14.

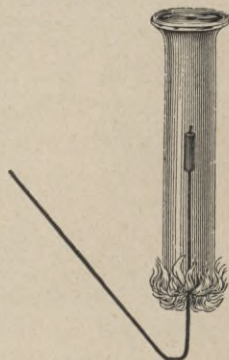
3. Hängen wir einen Zylinder mit Wasserstoff so, daß die Öffnung nach unten gerichtet ist, und stellen daneben einen zweiten mit der Öffnung nach oben, so bemerken wir nach etwa einer Minute bei Annäherung einer Flamme, daß das brennbare Gas aus dem zweiten Zylinder entwichen ist, aber nicht aus dem ersten. Der Wasserstoff zeigt demnach das Bestreben, nach oben zu entweichen, also ist er leichter als die Luft. — Auf eine Schale einer Wage stellen wir mit der Öffnung nach unten ein großes Becherglas, das durch einen Schlauch mit einem Wasserstoffentwicklungsapparat verbunden ist (Fig. 14). Nachdem das Gleichgewicht hergestellt ist, leiten wir Wasserstoff in das Becherglas ein und bemerken alsbald, daß die Wagschale mit dem Becherglase steigt. Das Gleichgewicht wird annähernd wieder hergestellt, wenn wir das Becherglas umwenden, so daß der Wasserstoff entweichen und die Luft wieder eindringen kann.



Figur 15.

4. Wegen seines sehr geringen Gewichtes können wir sogar den Wasserstoff aus einem Becherglase in ein anderes in die Höhe gießen (vergl. Fig. 15). Der Wasserstoff ist das leichteste aller Gase, bei gleichen Raummengen beträgt sein Gewicht $\frac{1}{16}$ von dem des Sauerstoffs, $\frac{1}{4}$ von dem des Stickstoffs und etwas mehr als $\frac{1}{15}$ von dem der atmosphärischen Luft.

5. In einen mit Wasserstoff gefüllten Zylinder, dessen Öffnung nach unten gerichtet ist, führen wir eine brennende Kerze ein (Fig. 16). Dabei entzündet sich der Wasserstoff an der Öffnung des Zylinders, aber die Kerze selbst erlischt im Wasserstoff; erst beim Herausziehen entzündet sie sich wieder an der Wasserstoffflamme. Das Gas ist demnach, obwohl selbst brennbar, nicht fähig, die Verbrennung anderer Stoffe zu unterhalten.



Figur 16.

Bildung von Wasser durch Verbrennung des Wasserstoffs.

§ 33. 1. Entzünden wir Wasserstoff, der aus einem Schnittbrenner oder aus einer in eine Spitze ausgezogenen schwer schmelzbaren Glas-

röhre entweicht (nachdem alle Luft aus dem Entwicklungsapparat verdrängt ist!), so verbrennt das Gas mit ruhiger, fast farbloser, aber sehr heißer Flamme (Fig. 17); in dieser wird ein Platindraht fast weißglühend, so daß er in hellem Lichte strahlt.

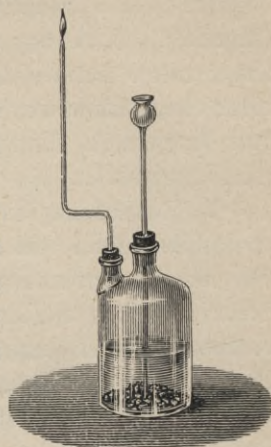
2. Da wir früher beobachtet haben, daß durch die Verbrennung Verbindungen mit Sauerstoff gebildet wurden, dürfen wir erwarten, daß in diesem Falle der Wasserstoff sich mit dem Sauerstoff der Luft vereinigen und dabei vielleicht die chemische Verbindung Wasser hervorbringen wird. Wir halten eine trockene Glasglocke über die Wasserstoffflamme und beobachten tatsächlich die Bildung von Wasser, das sich in Form von kleinen Tropfen an der Innenseite der Glocke abscheidet.

Den Beweis, daß das Wasser aus Wasserstoff und Sauerstoff zusammengesetzt ist, haben wir jetzt auf zweifache Weise geliefert. Erstens haben wir das Wasser in seine beiden Bestandteile zerlegt (*Analyse*), zweitens haben wir durch Vereinigung der Bestandteile das Wasser neu gebildet (*Synthese*).

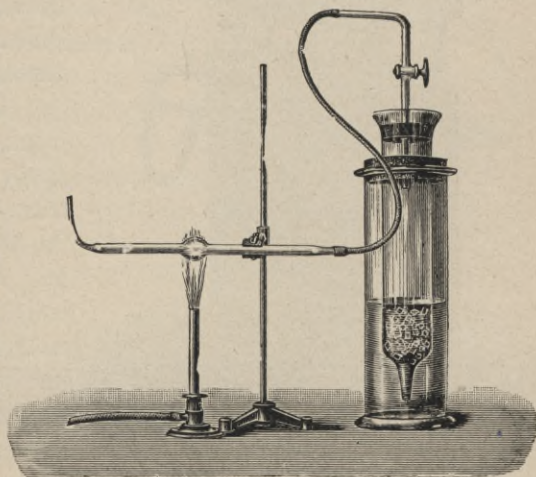
Chemische Verwandtschaft.

§ 34. I. Nachdem wir erkannt haben, daß der Wasserstoff imstande ist, sich mit dem in freiem Zustande befindlichen Sauerstoff der Luft chemisch zu verbinden, haben wir zu untersuchen, ob er auch fähig ist, aus einer fertigen chemischen Verbindung den Sauerstoff an sich zu ziehen.

In eine Kugelröhre bringen wir etwas Kupferoxyd und leiten über



Figur 17.



Figur 18.

daselbe einen Wasserstoffstrom aus einem konstanten Apparat (Fig. 18). Wird nun das Kupferoxyd erhitzt, so erhalten wir in der Kugel rotes, metallisches Kupfer, während sich am Ausgange der Kugelhöhre einige Wassertröpfchen abscheiden. Der Wasserstoff entzieht dem Kupferoxyd Sauerstoff, indem er sich mit letzterem zu Wasser chemisch verbindet.

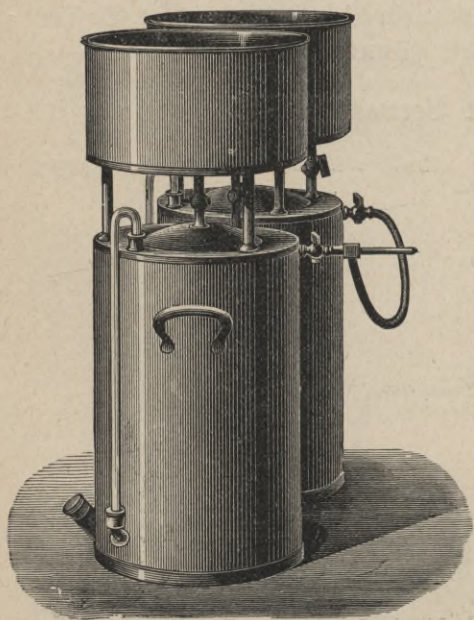
2. Die Neigung eines Grundstoffs, sich mit einem anderen chemisch zu verbinden, wird als **chemische Verwandtschaft** oder **Affinität** bezeichnet. Bei unserem Versuche zeigte der Sauerstoff eine stärkere chemische Verwandtschaft zum Wasserstoff als zum Kupfer, denn er löste seine Verbindung mit dem Kupfer, als ihm Gelegenheit geboten wurde, sich mit Wasserstoff zu vereinigen.

3. Die Vereinigung eines Körpers mit Sauerstoff nannten wir eine **Oxydation**, eine Sauerstoffentziehung wird dagegen als eine **Reduktion** bezeichnet. So wurde bei unserem letzten Versuche der Wasserstoff zu Wasser oxydiert, während das Kupferoxyd zu Kupfer reduziert wurde.

Knallgas.

§ 35. Bei der starken chemischen Verwandtschaft, die zwischen Wasserstoff und Sauerstoff besteht, dürfen wir erwarten, daß die beiden Grundstoffe sich mit großer Hefigkeit vereinigen werden, wenn sie in reinem Zustande aufeinander einwirken können.

1. Wir füllen einen Gasometer mit Wasserstoff, einen zweiten mit Sauerstoff und leiten die beiden Gase möglichst im Verhältnis 2:1 in einen am Sauerstoffgasometer befestigten Daniell'schen Hahn, an dessen Ausströmungsöffnung ihre Vermischung zu reinem Knallgas stattfindet (Fig. 19). Führen wir dieses durch einen Schlauch in eine Seifenlösung,



Figur 19.

so bildet sich eine haufenartige Masse von Seifenblasen, deren Inhalt durch eine an einem langen Stabe befestigte Wachskerze entzündet wird und dabei mit sehr starkem Knall explodiert.

2. Entzünden wir zunächst den Wasserstoff an der Ausströmungsöffnung des Daniellschen Hahnes und lassen darauf so viel Sauerstoff hinzutreten, daß die Verbrennung ohne Geräusch erfolgt, so erhalten wir eine fast farblose Flamme, das Knallgasgebläse, das eine Hitze von etwa 2000° entwickelt. Eine Uhrfeder oder ein Eisendraht verbrennt in der Knallgasflamme mit noch lebhafterem Funkenprühen als in Sauerstoff; ein Platindraht, dessen Schmelzpunkt bei 1770° liegt, verflüssigt sich in kurzer Zeit, und ein Splitter von Porzellan oder Feldspat schmilzt zu einer glasähnlichen Masse. Ein Stück Kreide gelangt in der Knallgasflamme zur stärksten Weißglut, so daß man es als sehr kräftige Lichtquelle für Leuchttürme und Projektionsapparate verwenden kann (Drummondsches Kalklicht).

3. Knallgas können wir in richtiger Mischung auch in folgendem einfachen Apparat (Fig. 20) erzeugen. Ein zylindrisches Glasgefäß wird mit angesäuertem Wasser gefüllt und mit einem breiten Kork verschlossen, durch den zwei Nickeldrähte geführt sind, die unten zwei in das Wasser hineinragende Nickelbleche tragen, während ihre oben hervorragenden Enden mit den Poldrähten einer galvanischen Batterie verbunden sind. Lassen wir den galvanischen Strom durch die Flüssigkeit hindurch gehen, so vermischen sich die an den beiden Nickelblechen zur Ausscheidung gelangenden Gase in dem Raum über dem Wasser und entweichen aus einem durch die Mitte des Korkes geführten Ableitungsrohr.



Figur 20.

III. Salzsäure.

Eigenschaften der Salzsäure.

§ 36. 1. Im Haushalt verwendet man zuweilen eine gelbliche, ätzende Flüssigkeit, um Wasserflaschen von dem an der Innenseite

abgesetzten Kalk oder Gips, oder um Kochgeschirre von Kesselstein zu befreien; die Flüssigkeit löst solche Überzüge unter Aufbrausen. Auch können wir sie, stark mit Wasser verdünnt, zum Putzen von Metallgegenständen benutzen. Jedoch müssen wir uns hüten, mit dieser Flüssigkeit die Haut oder die Kleidung zu benetzen, da beide dadurch zerstört werden. Dieser sehr nützliche, unter Umständen aber auch gefährliche Stoff ist die **Salzsäure**, so genannt, weil sie gewöhnlich aus dem Kochsalz hergestellt wird, wie wir später sehen werden.

2. Die Salzsäure ist eine in der Regel gelblich gefärbte, in reinem Zustande jedoch farblose Flüssigkeit, die schwerer ist als Wasser. Beim Öffnen eines mit Salzsäure gefüllten Glases bemerken wir das Entweichen eines stechend riechenden Gases, das an der Luft Nebel bildet. Erwärmen wir etwas Salzsäure in einem Becherglase, so treten die Nebel deutlicher hervor, zumal wenn wir die Feuchtigkeit der Luft dadurch vermehren, daß wir dem entweichenden Gase einen Wassertropfen an einem Glasstabe entgegenhalten.

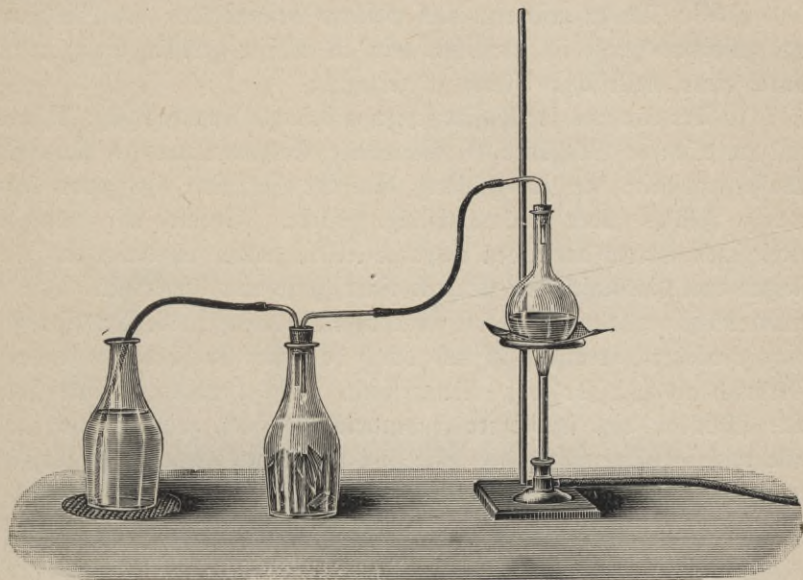
3. Die Salzsäure hat, selbst wenn sie mit sehr viel Wasser verdünnt ist, einen stark sauren Geschmack, der an den Geschmack des Essigs und des Zitronensaftes erinnert. Auch in anderer Beziehung ist sie mit diesen Flüssigkeiten vergleichbar. Ein Papierstreifen, der mit **Lackmus**, einem aus Flechten dargestellten blauen Farbstoff, getränkt ist, färbt sich rot, sobald er in Salzsäure, Essig oder Zitronensaft getaucht wird. Alle Stoffe, die in dieser Weise die Lackmusfarbe beeinflussen, werden **Säuren** genannt. Da die Salzsäure auch in großer Verdünnung einen Lackmustrreifen deutlich rot färbt, muß sie als eine starke Säure bezeichnet werden.

4. Auch das aus der Salzsäure entweichende Gas besitzt in hervorragendem Maße die Fähigkeit, blaues Lackmuspapier rot zu färben. Vertreiben wir einen Teil des Gases aus der Salzsäure durch Erwärmen, so wird dadurch die zurückbleibende Flüssigkeit als Säure schwächer. Das Gas macht den eigentlichen, wirksamen Bestandteil der Salzsäure aus, das übrige ist nur Wasser.

Darstellung der Salzsäure.

§ 37. Kochsalz und Schwefelsäure, zwei chemische Verbindungen, deren Eigenschaften wir später im einzelnen kennen lernen werden, ermöglichen uns, das Salzsäuregas in größerer Menge darzustellen. In eine Kochflasche gießen wir wenig Wasser und dazu doppelt soviel Schwefelsäure;

sobald die Mischung sich abgekühlt hat, fügen wir etwas Kochsalz hinzu und leiten das bei gelindem Erwärmen entweichende Salzsäuregas zunächst in eine Flasche, in der sich Streifen von blauem und rotem Lackmuspapier befinden (Fig. 21). Von dort führen wir es in eine auf



Figur 21.

dem Drahtgitter des Luftabzuges stehende, mit Wasser gefüllte Flasche. Schon bei Beginn der Gasentwicklung nimmt alles Lackmuspapier eine gleichmäßige, lebhaft rote Farbe an.

In der trockenen Flasche erscheint das Salzsäuregas, wenn alle Luft verdrängt ist, klar und farblos. In der mit Wasser gefüllten Flasche verkleinern sich die aus dem Schlauche emporsteigenden Gasblasen, und gleichzeitig nimmt das Wasser die Eigenschaften einer Säure an; daran erkennen wir, daß Salzsäuregas im Wasser aufgelöst wird. Entfernen wir zum Schluß die zur Erwärmung der Kochflasche benutzte Gasflamme, so steigt nach einiger Zeit alles Wasser aus der letzten Flasche schnell in die vorletzte hinüber, indem es das hier vorhandene Salzsäuregas begierig verschluckt. Wasser besitzt demnach eine sehr starke Neigung, Salzsäuregas in sich aufzunehmen.

Bei 0° vermag 1 l Wasser 500 l Salzsäuregas aufzulösen, bei Zimmertemperatur (18°) nur 450 l. Die käufliche Salzsäure ist eine

nicht ganz gesättigte Lösung, sie enthält in einem Liter Wasser etwa 315 l des Gases.

Zersetzung der Salzsäure; Chlor.

§ 38. Um zu erfahren, aus welchen Bestandteilen das Salzsäuregas zusammengesetzt ist, versuchen wir, in Wasser gelöstes Salzsäuregas durch einen elektrischen Strom zu zerlegen.

1. Der von uns zur Wasserzersetzung benutzte Apparat (Fig. 12) wird mit verdünnter Salzsäure (6 Raumteile Salzsäure und 4 Raumteile Wasser) gefüllt; die zur Füllung dienende Salzsäure ist zuvor durch wenig Indigo- oder Lackmusbüfung gefärbt. Sobald wir nun den elektrischen Strom durch den Apparat leiten, macht sich durch das Aufsteigen von Gasblasen der Eintritt einer Zersetzung bemerkbar. In der einen Röhre erhalten wir eine erhebliche Gasmenge, die den Farbstoff nicht verändert, brennbar ist und durch das beim Entzünden auftretende Geräusch als Wasserstoff erkannt wird. In der anderen Röhre findet eine scheinbar viel schwächere Gasentwicklung statt, wir erkennen aber eine wichtige Eigenschaft des dort frei werdenden Gases, es zerstört in kürzester Zeit den Farbstoff; dieser für uns neue gasförmige Stoff heißt **Chlor**, er gehört zu den Grundstoffen.

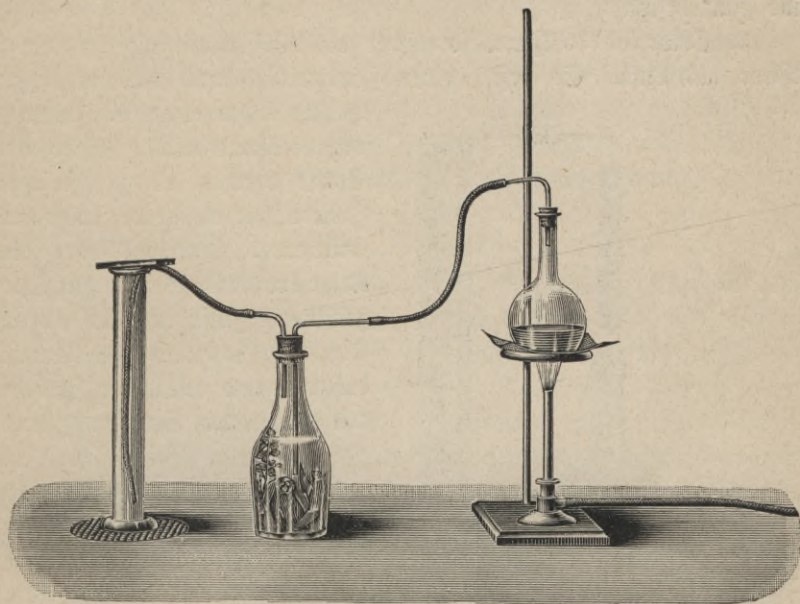
2. Durch Zersetzung des Salzsäuregases haben wir demnach die beiden Grundstoffe Wasserstoff und Chlor erhalten. In welchem Mengenverhältnis diese im Salzsäuregase enthalten sind, ist aus unserem Versuche nicht zu erkennen, da das Chlor sich sehr leicht in Salzsäure löst, so daß nur ein geringer Teil des entwickelten Chlors in Gasform ausgeschieden wird.

Darstellung und Eigenschaften des Chlors.

§ 39. Falls Salzsäuregas lediglich aus Wasserstoff und Chlor bestehen sollte, brauchten wir ihm nur den Wasserstoff zu entziehen, um eine größere Menge freien Chlors zu erhalten. Ein Grundstoff, von dem wir wissen, daß er eine starke chemische Verwandtschaft zum Wasserstoff besitzt, ist der Sauerstoff; deshalb lassen wir auf die Salzsäure eine Verbindung einwirken, die Sauerstoff in großer Menge enthält; eine solche ist das **Manganhyperoxyd** oder der **Braunstein**.

1. In eine Kochflasche gießen wir etwas Salzsäure und fügen gepulverten Braunstein hinzu, schon bei gelindem Erwärmen beobachten wir das Auftreten des grünlichgelb gefärbten Chlorgases (Fig. 22).

Um die Einwirkung des Chlors auf Farbstoffe beobachten zu können, leiten wir das Gas zunächst durch eine Flasche, die lebhaft gefärbte Blütheile und Laubblätter, Streifen von blauem und rotem Lackmuspapier sowie auch mit Tinte und Bleistift beschriebene Papierstücke ent-



Figur 22.

hält. Die aus dem Pflanzenreich stammenden Farbstoffe werden sämtlich in mehr oder weniger kurzer Zeit zerstört, und nur der dem Mineralreich entstammende Graphit des Bleistiftes vermag der Einwirkung des Chlors zu trotzen.

2. Weiter leiten wir das Chlor in einen auf dem Luftabzuge stehenden Glaszylinder; dieser füllt sich allmählich mit dem grüngelben Gase, das die bedeutend leichtere, farblose Luft nach oben herausdrängt. Streuen wir dann fein zerriebenes Antimon in den Zylinder ein, so verbindet es sich mit dem Chlor unter lebhaftem Erglühen.

Ein Stückchen Phosphor entzündet sich, wenn wir es in Chlor einführen, von selbst und verbrennt mit fahler Flamme, indem es mit dem Chlor eine Verbindung eingeht.

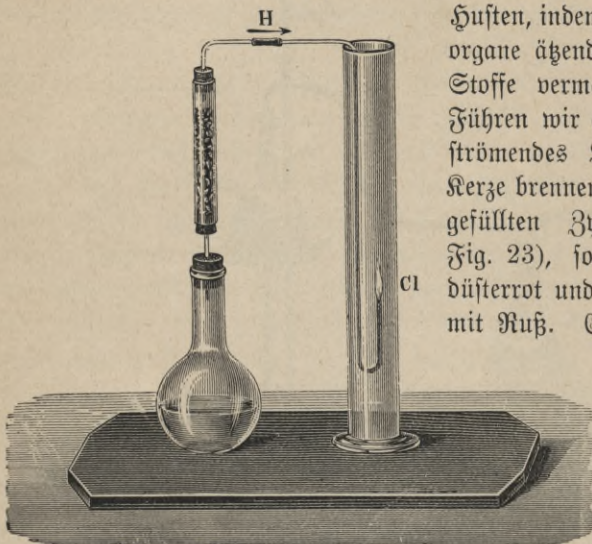
Ein Streifen Stanniol (sehr dünn gewalztes Zinn), den wir in einen mit Chlor gefüllten Zylinder fallen lassen, vereinigt sich mit dem

Gase unter Glüherscheinung; ebenso verhält sich das unechte Blattgold, ein Gemisch der Metalle Kupfer und Zink.

Daran erkennen wir, daß das Chlor eine starke chemische Verwandtschaft zu den Grundstoffen Antimon, Phosphor, Zinn, Kupfer und Zink besitzt.

3. Chlor ist $35\frac{1}{2}$ mal so schwer als Wasserstoff und $2\frac{1}{2}$ mal so schwer als Luft. Es besitzt einen stechenden Geruch und reizt zum

Husten, indem es auf die Atmungsorgane ätzend wirkt. Sehr viele Stoffe vermag es zu zerlegen. Führen wir aus einer Spitze ausströmendes Leuchtgas oder eine Kerze brennend in einen mit Chlor gefüllten Zylinder ein (vergl. Fig. 23), so wird die Flamme düsterrot und erfüllt den Zylinder mit Ruß. Ein Streifen Filtrierpapier, der mit Terpentinöl getränkt und dann in Chlor gebracht wird, verbrennt unter starker Rußausscheidung.



Figur 23.

Chlor ist unter allen Grundstoffen einer der stärksten.

Chlorwasserstoff.

§ 40. Wir werden nicht bezweifeln können, daß das Salzsäuregas nur aus Chlor und Wasserstoff besteht, wenn es uns gelingt, die beiden Grundstoffe zu Salzsäuregas zu vereinigen.

1. Wir stellen Wasserstoff in einer Gasentwicklungsflasche dar und entzünden das aus einer Spitze ausströmende Gas. Führen wir nun die Wasserstoffflamme in einen mit Chlor gefüllten Zylinder ein (Fig. 23), so brennt sie mit fahlem, weißlichem Lichte unter Entwicklung des farblosen Salzsäuregases, das wir leicht an seiner Neigung Nebel zu bilden, an seiner Einwirkung auf blaues Lackmuspapier und an seiner Löslichkeit erkennen. Demnach sind wir berechtigt, das Salzsäuregas nach seinen Bestandteilen als **Chlorwasserstoff** zu bezeichnen.

Um Chlornwasserstoff zu erhalten, können wir auch das Chlor aus einer Spitze ausströmen lassen und es in Wasserstoff zur Entzündung bringen. Wie wäre der Versuch im einzelnen einzurichten?

2. Alle Verbrennungsvorgänge, die wir früher beobachtet haben, bestanden in der Vereinigung eines Körpers mit Sauerstoff. Als eine Verbrennung im weiteren Sinne ist indessen auch die Vereinigung des Chlors mit Wasserstoff, Antimon, Phosphor usw. sowie überhaupt jeder chemische Vorgang zu bezeichnen, der unter Licht- und Wärmeentwicklung stattfindet. Mit Flamme verbrennen nur Gase und solche Stoffe, die in der Hitze brennbare Gase hervorbringen.

Salze, Säuren.

§ 41. 1. Wir übergießen Stücke von Magnesium, Zink und Aluminium mit Salzsäure und erhalten in jedem Falle eine starke Wasserstoffentwicklung. Der Chlornwasserstoff zerfällt dabei in Wasserstoff, der frei wird, und in Chlor, das mit den Metallen die Verbindungen **Chlormagnesium**, **Chlorzink** und **Chloraluminium** bildet. Ebenso zersetzt sich jede andere Säure unter Wasserstoffabspaltung bei der Berührung mit einem Metall, wenn letzteres in ihr löslich ist. Die bei der Einwirkung der Metalle auf eine Säure entstehenden Verbindungen bezeichnet man als **Salze**. Erklärung: Ein Salz entsteht, wenn der Wasserstoff in einer Säure durch ein Metall vertreten wird.

2. Im Anschluß daran können wir die Eigenart einer Säure folgendermaßen kennzeichnen: Jede Säure ist eine Wasserstoffverbindung, deren Wasserstoff durch Metalle vertreten werden kann unter Bildung von Salzen.

Chlornwasser.

§ 42. Das Chlor kann nicht wie die übrigen Gase über Wasser aufgefangen werden, da es im Wasser, namentlich in kaltem, leicht löslich ist. Andererseits macht man sich aber die Löslichkeit des Chlors zu nütze, um stets eine gewisse Menge dieses Grundstoffs für den Gebrauch bereit zu halten. Die durch Einleiten von Chlor in Wasser gewonnene Lösung heißt **Chlornwasser**.

1. In einem Becherglase übergießen wir bunte Blütenteile mit frisch bereitetem Chlornwasser, dieselben entfärben sich. Gießen wir einige Tropfen Lackmüs- oder Indigolösung zu Chlornwasser, so verblassen sie, Tintenschrift entfärbt sich, während die Schriftzüge des Bleistiftes sich als haltbar er-

weisen. Einen Streifen bedrucktes Papier schwärzen wir vollständig mit Tinte, so daß die Druckschrift nicht mehr lesbar ist; im Chlornasser wird darauf die Tinte zerstört, und die aus Ruß bestehende Druckerchwärze tritt wieder deutlich hervor. Bedrucktes Baumwollzeug (Kattun) verliert seine Farben schnell im Chlornasser. Demnach wirkt das Chlornasser ebenso stark bleichend wie das Chlorgas.

2. Chlornasser muß in dunklen Flaschen aufbewahrt werden, denn im Lichte verbindet sich das Chlor allmählich mit dem Wasserstoff des Wassers zu Chlornasserstoff, und Sauerstoff wird frei. Die gleiche Zersetzung erleidet das Chlornasser bei seiner Einwirkung auf die Farbstoffe. Entfärben wir einen Streifen Baumwollzeug durch Chlornasser und bringen ihn dann mit blauem Lackmuspapier in Berührung, so wird letzteres rot, weil sich Chlornasserstoff gebildet hat; der gleichzeitig entwickelte Sauerstoff hat den Farbstoff oxydiert und dadurch zerstört. Das Chlornasser ist demnach befähigt, stark oxydierend zu wirken. Dieselbe Wirkung zeigt gasförmiges Chlor, sobald eine Spur Feuchtigkeit zugegen ist.

Chlorkalk.

§ 43. 1. In ähnlicher Weise wie das Chlor die Pflanzen vernichtet, zerstört es auch viele durch Fäulnis pflanzlicher und tierischer Stoffe entstehende Verbindungen und ebenso die als Fäulnis- und Krankheitserreger auftretenden kleinen Spaltpilze oder Bakterien. Man benutzt es deshalb nicht allein zum Bleichen von Leinen, Baumwolle und Papier, sondern auch zum Desinfizieren von Wohnungen, Betten und Kleidern.

2. In der Regel wird für diese Zwecke der **Chlorkalk** verwendet, ein weißes, stechend riechendes Pulver, das viel Chlor enthält und dasselbe schon beim Stehen an der Luft allmählich abgibt. Benetzen wir Chlorkalk mit Salzsäure oder Essig, so erhalten wir eine kräftige Chlorentwicklung. Übergießen wir etwas Chlorkalk in einem Becherglase mit Wasser, so entsteht ein klarer Auszug, der von dem unlöslichen Reste durch Filtrieren getrennt und darauf zum Bleichen von Leinen usw. gebraucht werden kann; durch sorgfältiges Auswaschen mit klarem Wasser muß aber der Chlorkalkauszug wieder rechtzeitig entfernt werden, da jedes kleine Restchen die Ursache zur Bildung von Chlornasserstoff ist, der die Faser zerstört. Indigolösung entfärbt sich augenblicklich, wenn wir sie mit dem Chlorkalkauszuge vermischen.

IV. Verbindungsgewicht, Atom, Molekül.

Gesetz von der Erhaltung der Masse.

§ 44. Bestimmt man das Gewicht aller an einem chemischen Vorgange teilnehmenden Stoffe, so stellt sich heraus, daß selbst bei den größten Umwandlungen insgesamt nie ein Gewinn oder ein Verlust an Gewicht stattfindet. Das Gewicht der entstehenden Stoffe ist stets gleich dem Gewichte der verschwindenden.

Demnach wird bei den chemischen Umsetzungen der Stoffe nichts gewonnen und nichts verloren. Dieser wichtige, durch die Erfahrung immer aufs neue bestätigte Satz wird als das Gesetz von der Erhaltung der Masse bezeichnet, denn er besagt, daß durch keinen chemischen Vorgang die gesamte Masse der beteiligten Stoffe vergrößert oder verringert werden kann. — Die Grundstoffe sind ebenso unerschaffbar wie unzerstörbar, und nur ihre Anordnung zu chemischen Verbindungen ist bei den Umwandlungen der Stoffe dem Wechsel unterworfen.

Gesetz der festen Verhältnisse.

§ 45. Bei der Zersetzung des Wassers durch den elektrischen Strom beobachteten wir, daß ein Raumteil Sauerstoff und zwei Raumteile Wasserstoff entwickelt wurden. Bei jeder Wiederholung des Versuches ergibt sich das gleiche Raumverhältnis unter den Bestandteilen des Wassers. Dieselbe Regelmäßigkeit aber, die in dem Raumverhältnis der beiden Grundstoffe hervortritt, zeigt sich auch in ihrem Gewichtsverhältnis. Ein Raumteil Sauerstoff ist 16mal so schwer wie ein gleicher Raumteil Wasserstoff, folglich sind in der Verbindung Wasser 16 Gewichtsteile Sauerstoff mit 2 Gewichtsteilen Wasserstoff vereinigt.

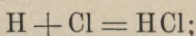
Wie das Wasser läßt auch jede andere Verbindung in dem Gewichtsverhältnis ihrer Bestandteile eine Regelmäßigkeit erkennen, die durch folgendes Naturgesetz zum Ausdruck gebracht wird: In allen chemischen Verbindungen sind die Grundstoffe nach ganz bestimmten, unveränderlichen Gewichtsverhältnissen vereinigt (Gesetz der festen Verhält-

nisse). Besteht eine Verbindung aus gasförmigen Grundstoffen, so sind diese auch stets nach einem ganz bestimmten, unveränderlichen Raumverhältnis vereinigt.

Verbindungsgewicht, chemische Formel.

§ 46. Bezeichnen wir das Gewicht eines Raumteils vom leichtesten aller Stoffe, dem Wasserstoff, als 1, so ist das Gewicht eines gleichen Raumteils Chlor 35,5. Diese beiden Zahlen, 1 und 35,5, geben uns zugleich das Gewichtsverhältnis an, in dem Wasserstoff und Chlor miteinander in Verbindung treten; deshalb bezeichnet man sie als die **Verbindungsgewichte** der beiden Grundstoffe.

Um das Gewichtsverhältnis und bei gasförmigen Grundstoffen auch das Raumverhältnis unter den Bestandteilen einer Verbindung übersichtlich darzustellen, bedient man sich einer **chemischen Formel**, in der die einzelnen Grundstoffe durch bestimmte **Zeichen**, in der Regel durch die Anfangsbuchstaben ihrer lateinischen Namen, angegeben werden. So erhält Chlorwasserstoff die Formel HCl, in der das Zeichen H (von Hydrogenium) ein Verbindungsgewicht Wasserstoff bedeutet, während Cl (von Chlorum) ein Verbindungsgewicht Chlor bezeichnet. Die Zeichen und Formeln ermöglichen uns, jeden chemischen Vorgang durch eine **Gleichung** darzustellen, z. B.:

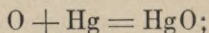


diese besagt,

1) daß ein Gewichtsteil Wasserstoff sich mit 35,5 Gewichtsteilen Chlor zu 36,5 Gewichtsteilen Chlorwasserstoff verbindet,

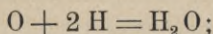
2) daß ein Raumteil Wasserstoff sich mit einem Raumteil Chlor zu der Verbindung Chlorwasserstoff vereinigt.

§ 47. 1. Das Verbindungsgewicht des Sauerstoffs (Zeichen O von Oxygenium) ist 16, dasjenige des Quecksilbers (Zeichen Hg von Hydrargyrum) beträgt 200. Die Vereinigung der beiden Grundstoffe erfolgt nach der Gleichung:



diese besagt lediglich, daß 16 Gewichtsteile Sauerstoff sich mit 200 Gewichtsteilen Quecksilber zu 216 Gewichtsteilen Quecksilberoxyd verbinden. Welche Raummengen der beiden Grundstoffe in die Verbindung eintreten, ist aus der Gleichung nicht zu erkennen, weil nur der eine Bestandteil der Verbindung gasförmig, der andere dagegen flüssig ist.

2. Die Verbindung von Sauerstoff und Wasserstoff zu Wasser erfolgt nach der Gleichung:



diese besagt,

- 1) daß 16 Gewichtsteile Sauerstoff sich mit 2 Gewichtsteilen Wasserstoff zu 18 Gewichtsteilen Wasser verbinden,
- 2) daß ein Raumteil Sauerstoff sich mit zwei Raumteilen Wasserstoff zu der Verbindung Wasser vereinigt.

Aufgaben.

§ 48. 1. Wieviel g Wasserstoff sind imstande, sich mit 6 g Chlor chemisch zu verbinden? Wieviel g Chlormwasserstoff werden dabei gebildet?

2. Wieviel Prozent Wasserstoff und Chlor enthält der Chlormwasserstoff?

3. Wieviel g Quecksilber können aus 17 g Quecksilberoxyd ausgeschieden werden?

4. Wieviel g Wasserstoff sind in 1 kg Wasser enthalten?

5. 1 l Wasserstoff wiegt (bei 0° und gewöhnlichem Atmosphärendruck) 0,09 g. Wie schwer ist demnach 1 l Chlor, 1 l Sauerstoff, 1 l Stickstoff, 1 l Luft?

6. Wieviel g und wieviel l Sauerstoff erhält man, wenn 5 g Wasser durch den elektrischen Strom zerlegt werden?

7. Wieviel g Quecksilberoxyd müssen zerlegt werden zur Darstellung von 2 l Sauerstoff?

8. Aus einem Becherglase von 1½ l Inhalt wird auf der Wage alle Luft durch Wasserstoff verdrängt (§ 32, Fig. 14). Um wieviel g wird der Inhalt des Becherglases leichter?

9. 15 l Luft werden aus einem Gasometer über glühende eiserne Nägel geleitet (§ 14, Fig. 7). Wieviel l Sauerstoff werden dabei der Luft entzogen? Wieviel g beträgt demnach die Gewichtszunahme des Eisens?

Atom und Molekül.

§ 49. 1. Um uns das gleichmäßige Verhalten aller Grundstoffe, das im Gesetz der festen Verhältnisse zum Ausdruck gelangt, erklären zu können, nehmen wir an, daß sämtliche Stoffe zusammengesetzt sind aus unmeßbar kleinen Teilchen, den Atomen, die weder mechanisch noch

chemisch weiter teilbar sind. Die Atome der verschiedenen Grundstoffe besitzen verschiedene Gewichte, aber alle Atome eines Grundstoffs haben dasselbe Gewicht und sind auch sonst einander völlig gleich. Durch Aneinanderlagerung mehrerer Atome entstehen die **Moleküle** als die kleinsten Massenteilchen eines jeden Stoffs, die in freiem Zustande bestehen können; und zwar wird das Molekül einer chemischen Verbindung aus verschiedenen, das Molekül eines Grundstoffs dagegen aus gleichen Atomen gebildet.

2. In der chemischen Verbindung Wasser sind je 2 Atome Wasserstoff mit einem Atom Sauerstoff zu einem Molekül vereinigt. Setzen wir nun das Gewicht eines Atoms Wasserstoff = 1, so ist das **Atomgewicht** des 16 mal so schweren Sauerstoffs = 16 und das **Molekulargewicht** des Wassers $2 \cdot 1 + 16 = 18$. Die Atomgewichte sämtlicher Grundstoffe stimmen mit den Verbindungsgewichten überein, während das Molekulargewicht in jedem Falle gleich der Summe der Gewichte der im Molekül vereinigten Atome ist. — Wie groß ist demnach das Atomgewicht des Chlors und das des Quecksilbers, ferner das Molekulargewicht des Chlornasserstoffs und das des Quecksilberoxyds?

Erklärung: Ein Atom ist der kleinste Teil eines Grundstoffs, der in einer chemischen Verbindung vorkommen kann. — Ein Molekül ist der kleinste Teil eines Grundstoffs oder einer chemischen Verbindung, der für sich bestehen kann.

§ 50. 1. Wenn man gleiche Raumteile mehrerer Gase gleichmäßig erwärmt, so findet bei allen eine vollkommen gleiche Ausdehnung statt; mit derselben Regelmäßigkeit erfolgt die Zusammenziehung der Gase, wenn sie gleichmäßig abgekühlt werden. Ebenso werden alle Gase durch gleichmäßige Verstärkung oder Verminderung des Drucks in genau gleicher Weise beeinflusst. Um diese Gesetzmäßigkeit in dem Verhalten der Gase zu erklären, nimmt man an, daß in gleichen Raumteilen aller Gase, welche gleich warm sind und unter gleichem Druck stehen, stets eine gleiche Anzahl Moleküle vorhanden ist (Hypothese von Avogadro).

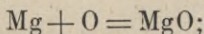
2. Die Beobachtung lehrt, daß 1 l Wasserdampf 9 mal so schwer ist wie 1 l Wasserstoff. Da nun in gleichen Raumteilen der beiden Gase gleichviel Moleküle enthalten sind, so ist auch ein Molekül Wasserdampf 9 mal so schwer wie ein Molekül Wasserstoff. Folglich ist das Molekulargewicht des Wasserstoffs $\frac{1}{9}$ von demjenigen des Wassers, also $\frac{18}{9} = 2$, und wir müssen hiernach annehmen, daß jedes Molekül

Wasserstoff aus 2 Atomen zusammengesetzt ist. Ebenso enthalten die Gase Sauerstoff, Chlor und Stickstoff je 2 Atome im Molekül, das Molekulargewicht beträgt demnach beim Sauerstoff $2 \cdot 16 = 32$, beim Chlor $2 \cdot 35,5 = 71$.

3. Um das Gewicht von einem Liter einer gasförmigen Verbindung, z. B. des Chlornasserstoffs (bei 0° und gewöhnlichem Druck), zu berechnen, multiplizieren wir 0,09 g mit dem halben Molekulargewicht; denn das Molekulargewicht des Chlornasserstoffs beträgt 36,5 und dasjenige des Wasserstoffs 2, also ist der Chlornasserstoff $\frac{36,5}{2}$ -mal so schwer wie Wasserstoff. — Welches Gewicht könnten wir für 1 l Wasserdampf bei 0° berechnen?

Übungen und Ergänzungen.

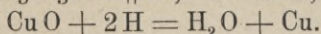
§ 51. 1. Durch die Verbrennung des Magnesiums ($Mg = 24,4$) erhielten wir das weiße, pulverförmige Magnesiumoxyd, dessen Formel MgO der Formel HgO des Quecksilberoxyds entspricht. Der Vorgang wird dargestellt durch die Gleichung:



diese besagt, daß 24,4 Gewichtsteile Magnesium sich mit 16 Gewichtsteilen Sauerstoff zu 40,4 Gewichtsteilen Magnesiumoxyd verbinden. Wieviel g Sauerstoff sind demnach zur Verbrennung von 15 g Magnesium erforderlich?

2. Das Zink, Zn , verwandelt sich bei seiner Verbrennung in lockeres weißes Zinkoxyd, ZnO . Nach welcher Gleichung erfolgt dieser Vorgang? Wie groß ist das Atomgewicht des Zinks, wenn das Molekulargewicht des Zinkoxyds 81,4 beträgt? — Wieviel Prozent Sauerstoff enthält das Zinkoxyd?

§ 52. 1. Bei der Einwirkung des Wasserstoffs auf erhitztes Kupferoxyd (§ 34, Fig. 18) beobachteten wir die Bildung von Wasser und die Ausscheidung von metallischem Kupfer. Das Atomgewicht des Kupfers (Cu) ist 63,6, das Molekulargewicht des Kupferoxyds (CuO) beträgt 79,6; dem Vorgange entspricht die Gleichung:

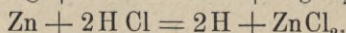
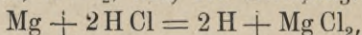


$$79,6 + 2 = 18 + 63,6.$$

Wieviel g metallisches Kupfer können demnach aus 10 g Kupferoxyd reduziert werden? Wieviel g Wasser bilden sich bei der Umsetzung? Wieviel g und wieviel l Wasserstoff sind dazu erforderlich?

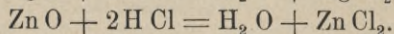
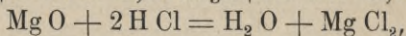
2. Wird Quecksilberoxyd im Wasserstoffstrom mäßig erwärmt, so erhält man Wasser und Tröpfchen von metallischem Quecksilber. Nach welcher Gleichung muß diese Reduktion des Quecksilbers erfolgen?

§ 53. 1. Lösen wir Magnesium und Zink in Salzsäure (§ 41), so entstehen unter Wasserstoffentwicklung die Salze Chlormagnesium, Mg Cl_2 , und Chlorzink, Zn Cl_2 , nach den Gleichungen:

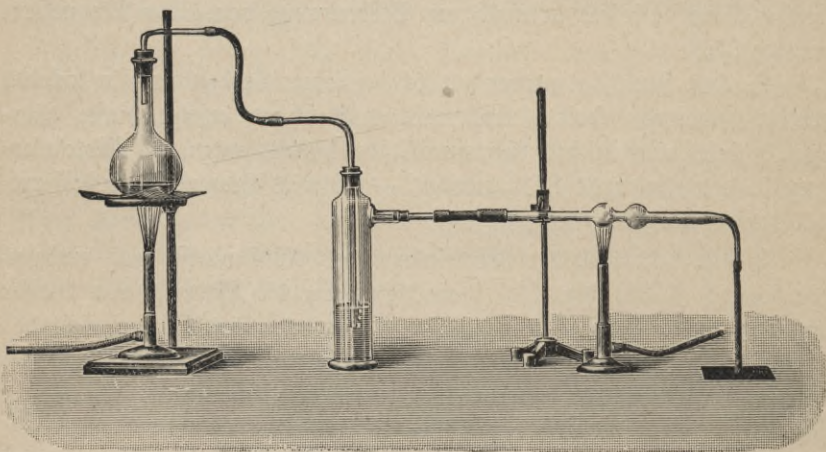


Welche Atom- und Molekulargewichte ergeben sich für die einzelnen Glieder dieser Gleichungen? Wieviel g und wieviel l Chlornwasserstoff sind zur Auflösung von 20 g Zink erforderlich? Wieviel l Wasserstoff entwickeln sich dabei?

2. Werden Magnesiumoxyd und Zinkoxyd mit Salzsäure übergossen, so bildet sich Wasser neben Chlormagnesium und Chlorzink:



3. Quecksilberoxyd und Kupferoxyd verwandeln sich leicht in die entsprechenden Chlorverbindungen, wenn wir sie mit Salzsäure übergießen oder gasförmigen Chlornwasserstoff hinüberführen. Wir bringen eins der beiden Oxyde in eine Kugelhöhre und leiten Chlornwasserstoff

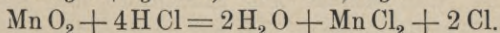


Figur 24.

darüber, der zuvor in einer Waschflasche mit Schwefelsäure getrocknet ist (Fig. 24). Dabei wird das rote Quecksilberoxyd schon in gewöhn-

licher Temperatur zu weißem **Chlorquecksilber**, Hg Cl_2 , während das schwarze Kupferoxyd erst beim Erwärmen in gelbbraunes **Chlorkupfer**, Cu Cl_2 , übergeht; in beiden Fällen schlägt sich Wasser am Ausgange der Kugelhöhre nieder. Nach welchen Gleichungen erfolgen die beiden Umsetzungen? Wieviel g Wasser werden bei der Zersetzung von 2,9 g Quecksilberoxyd gebildet?

§ 54. 1. Das Mangansuperoxyd, das zur Chlorentwicklung dient (§ 39) und wegen seiner Verwendung zu dunkelbraunen Glasuren den Namen Braunstein führt, kommt in Hessen, Thüringen und dem Harz als Mineral vor in schwarzen, erdigen Massen oder in schwarzgrauen Kristallen. In ihm ist ein dem Eisen ähnliches Metall, das **Mangan** ($\text{Mn} = 55$) mit sehr viel Sauerstoff verbunden gemäß der Formel Mn O_2 . Die Chlorentwicklung erfolgt nach der Gleichung:



Die entstehende Manganverbindung Mn Cl_2 heißt Chlormangan oder **Manganchlorür**. — Wieviel g und wieviel l Chlor kann man mit Hülfe von 8 g reinem Braunstein darstellen? Wieviel g Manganchlorür werden dabei gebildet?

2. Wegen seines großen Sauerstoffgehaltes wird der Braunstein auch zur Darstellung des Sauerstoffs benutzt. Erhitzen wir das Mineral in einer einseitig geschlossenen eisernen Röhre mittels eines Gasofens bis zum lebhaften Erglühen, so tritt eine kräftige Gasentwicklung ein, da der Braunstein bei hoher Temperatur ein Drittel seines Sauerstoffs verliert.

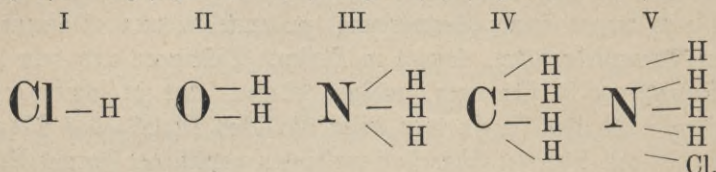
Wertigkeit.

§ 55. 1. Wasserstoff bildet mit den 4 Grundstoffen Chlor, Sauerstoff, Stickstoff (N von Nitrogenium) und Kohlenstoff (C von Carboneum) die Verbindungen:

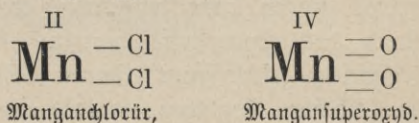
H Cl	H_2O	N H_3	C H_4
Chlorwasserstoff,	Wasser,	Ammoniak,	Grubengas.

Hieraus ergibt sich, daß die Bindekraft der Atome Cl, O, N und C eine verschiedene ist. Wir sehen die Bindekraft eines Wasserstoffatoms als Einheit an und bezeichnen den Wasserstoff als einwertig; dann ist das Chlor gleichfalls einwertig, denn ein Atom Chlor wird durch ein Wasserstoffatom gebunden; Sauerstoff ist zwei wertig, Stickstoff dreiwertig und Kohlenstoff vier wertig gemäß der Zahl von Wasserstoffatomen, welche die drei Grundstoffe zu binden vermögen.

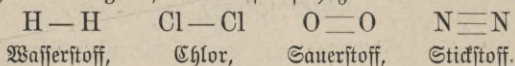
2. Die Bindekraft der Atome, die gewöhnlich **Wertigkeit** oder **Valenz** genannt wird, ist bei den meisten Grundstoffen unveränderlich. Immer ist der Wasserstoff einwertig, der Sauerstoff zweiwertig und der Kohlenstoff vierwertig; dagegen kann der Stickstoff, der in der Regel dreiwertig ist, auch fünfwertig auftreten, z. B. in der Verbindung NH_4Cl (Salmiak). Bezeichnen wir die Wertigkeit durch Striche, die den Atomzeichen beigelegt werden, so ergibt sich folgende Übersicht:



Magnesium, Zink, Kupfer und Quecksilber sind zweiwertig, denn ein Atom dieser Metalle verbindet sich mit zwei einwertigen Chloratomen zu MgCl_2 , ZnCl_2 , CuCl_2 und HgCl_2 . Das zweiwertige Sauerstoffatom vereinigt sich mit den zweiwertigen Metallatomen zu den Verbindungen: MgO , ZnO , CuO und HgO . Das Mangan ist im Chlorür zweiwertig, aber im Superoxyd vierwertig:



Treten die gasförmigen Grundstoffe Wasserstoff, Chlor, Sauerstoff und Stickstoff in freiem Zustande auf, so sättigen je 2 Atome derselben gegenseitig ihre Wertigkeit, indem sie sich zu einem Molekül vereinigen:



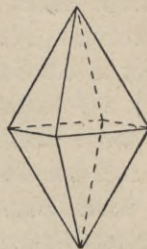
V. Schwefel.

Vorkommen des Schwefels.

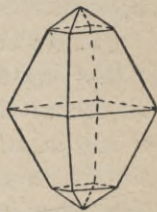
§ 56. 1. Einige in der Gegenwart tätige Vulkane scheiden auf ihren Kraterwänden das gelbe Mineral **Schwefel** aus. Auch die großen Mengen von Schwefel, die in Italien, besonders auf der Insel Sizilien natürlich vorkommen, liegen in der Nähe von erloschenen oder noch tätigen

Vulkanen. Indessen findet man auch in manchen Gegenden Deutschlands, die niemals vulkanisch gewesen sind, kleinere Einlagerungen von Schwefel in Gips, Ton oder Kalkstein.

2. Der in der Natur vorkommende Schwefel besteht entweder aus derben, d. h. unregelmäßig geformten Massen oder aus wohlgebildeten glänzenden Kristallen. Letztere zeigen in der Regel eine einfache vierseitige Doppelpyramide (Fig. 25) oder eine solche, deren Spitzen durch kleinere Flächen einer zweiten Pyramide abgestumpft sind (Fig. 26). Wenngleich die Form eines Kristalles häufig etwas verschoben erscheint, bleiben doch seine Winkel stets dieselben und bilden ein untrügliches Kennzeichen des betreffenden Minerals.



Figur 25.



Figur 26.

Eigenschaften und Gewinnung des Schwefels.

§ 57. 1. Der Schwefel ist ein blaßgelber, brüchiger, nicht giftiger Stoff, der so leicht brennbar ist, daß er seit den ältesten Zeiten zur Feuererzeugung gedient hat.

2. Erhitzen wir Schwefel in einem Probierglase bis 120° , so schmilzt er zu einer leicht beweglichen, gelben Flüssigkeit. Bei weiterem Erhitzen wird die Farbe dunkler und geht zuletzt in schwarzbraun über; die dünnflüssige Masse verdickt sich bei 230° so sehr, daß sie beim Umdrehen des Glases kaum herausfließt. In noch größerer Hitze aber wird der Schwefel wieder dünnflüssig, und bei 450° siedet er. Aus dem siedenden Schwefel entweichen braunrote Dämpfe, die sich im oberen Teile des Probierglases wieder verdichten zu einer gelben, pulverigen Masse, den Schwefelblumen.

Der Schwefel kann demnach in Dampf verwandelt und aus diesem wieder zu einem festen Stoff verdichtet werden, man nennt den Vorgang eine **Sublimation**. Während sich beim Destillieren der Dampf zu einer Flüssigkeit verdichtet, geht er beim Sublimieren in einen festen Stoff über.

3. Gießen wir den auf etwa 200° erhitzten dickflüssigen Schwefel in kaltes Wasser, so erstarrt er und wird plastisch, er läßt sich kneten und zu Fäden ausziehen. Lassen wir ihn einige Tage trocken liegen, so nimmt er wieder den harten Zustand an.

4. In einem hessischen Tiegel schmelzen wir Schwefel und lassen die geschmolzene Masse an der Oberfläche langsam erstarren; dann durchstoßen wir die entstandene Kruste und gießen den noch vorhandenen flüssigen Schwefel ab. An den Tiegelwänden und auf der Unterseite der Erstarrungskruste haben sich schräge säulenförmige Schwefelkristalle abgesondert (Erstarrungskristalle).

5. In Wasser ist der Schwefel ganz unlöslich, auch wenn wir noch so stark schütteln; aus diesem Grunde ist er auch geschmacklos, denn wir können nur solche Stoffe schmecken, die wir in flüssigem Zustande zu uns nehmen, oder die sich im Mundspeichel lösen. Dagegen können wir ein kleines Stück Schwefel leicht in Schwefelkohlenstoff auflösen, einer in reinem Zustande wasserhellen Flüssigkeit, die schnell verdunstet und dabei einen unangenehmen Geruch verbreitet. Aus einer gesättigten Lösung in Schwefelkohlenstoff scheidet sich der Schwefel langsam in Form von schönen durchsichtigen Kristallen aus, und zwar in derselben Gestalt, welche die natürlich vorkommenden Kristalle (vergl. Fig. 25 und 26) besitzen (Verdunstungskristalle).

6. Schwefel ist weder durch die Wärme noch durch eine andere Kraft zerlegbar, er gehört also zu den Grundstoffen.

7. Die Gewinnung des Schwefels geschieht in der Weise, daß man die schwefelhaltigen Gesteine aus-schmelzt, das erhaltene Produkt reinigt und es in Holzformen zu Stangen gießt.

Schweflige Säure (Schwefeldioxyd).

§ 58. 1. Beim Entzünden eines Schwefelholzes oder eines Schwefelfadens verbrennt der Schwefel mit schwacher, blauer Flamme unter Entwicklung eines stechend riechenden Gases, das zum Husten reizt. Dieses Gas färbt blaues Lackmuspapier rot und wird gewöhnlich **schweflige Säure** genannt. Es entsteht auch bei der Verbrennung des Schwefels in reinem Sauerstoff (§ 10), also besteht es nur aus Schwefel und Sauerstoff; gemäß seiner Formel SO_2 (Schwefel = S von Sulfur) ist es richtiger als **Schwefeldioxyd** zu bezeichnen.

Verbrennt man ein Stück Schwefelfaden unter einer Glasglocke, die bunte Blumen enthält, so sieht man, daß das Schwefeldioxyd viele Pflanzenstoffe zu zerstören vermag.

2. Um Schwefeldioxyd in größerer Menge darzustellen, erhitzen wir Kupferdrehspäne in einer Kochflasche mit konzentrierter Schwefelsäure (vergl. Fig. 21). Das hierbei entweichende Gas leiten wir zu-

nächst in eine Flasche, in der es mit blauem Lackmuspapier und lebhaft gefärbten Blüten in Berührung kommt; während die Lackmusfarbe in rot übergeht, werden einige von den Blütenfarben allmählich blasser, bis sie zuletzt gänzlich verschwinden. Weiter leiten wir das Gas in eine mit Wasser gefüllte Flasche, hier wird das Schwefeldioxyd vom Wasser begierig aufgenommen (bei 15° nimmt Wasser mehr als das 40 fache seines Volumens von dem Gase auf), wobei letzteres einen sauren Geschmack und einen stechenden Geruch annimmt; diese Auflösung des Gases in Wasser ist die eigentliche, zur Bildung von Salzen befähigte schweflige Säure (nicht Schwefelsäure!).

3. Man verwendet das Schwefeldioxyd in ähnlicher Weise wie das Chlor zum Bleichen, namentlich von Wolle, Seide und Strohgeflechten; ebenso findet es auch Anwendung zum Zerstören von Fäulnis und Gärung erregenden Pflanzenstoffen, also zur Desinfektion (vergl. § 43). Wein- und Bierfässer, sowie Einnachegläser und Töpfe werden „geschwefelt“, ebenso Räume, in denen Krankheitsstoffe zerstört werden sollen; aus solchen Räumen müssen aber Metallgegenstände entfernt werden, da sie anlaufen.

Schwefelsäure.

§ 59. Zur Darstellung größerer Mengen von Schwefeldioxyd und schwefliger Säure haben wir Kupferdrehspäne mit konzentrierter Schwefelsäure erhitzt. Wir wollen nun versuchen, umgekehrt aus schwefliger Säure bzw. Schwefeldioxyd die Schwefelsäure herzustellen, zuvor aber die Eigenschaften dieser wichtigen Säure kennen lernen.

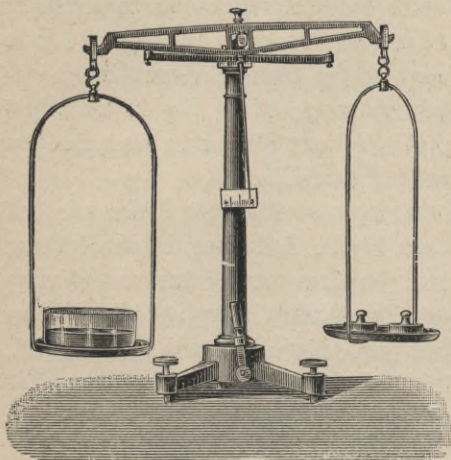
1. Schwefelsäure ist eine öllähnliche, farblose oder schwach bräunliche Flüssigkeit mit dem hohen spez. Gewicht 1,84.

2. Tauchen wir blaues Lackmuspapier in die konzentrierte Säure, so wird es sofort rot, ist aber nach einiger Zeit völlig zerfressen; gießen wir wenig Schwefelsäure in viel Wasser, verteilen etwas von dem Gemisch wieder in Wasser und so fort, so ist auch bei sehr großer Verdünnung die Einwirkung auf Lackmus und ein stark saurer Geschmack noch zu erkennen. Die Schwefelsäure ist demnach eine sehr starke, ätzende Säure, sie wirkt auf viele Verbindungen zersetzend ein und findet deshalb bei chemischen Umsetzungen die allerwichtigste und allgemeinste Anwendung.

3. Beim Vermischen der Schwefelsäure mit Wasser zeigt sich eine starke Wärmeentwicklung. Deshalb hat man stets die Säure ins

Wasser zu gießen und nicht umgekehrt, sonst steigert sich die Erhitzung so, daß die Flüssigkeit durch entstehende Dämpfe umhergeschleudert wird.

4. Eine flache Glasschale mit konzentrierter Schwefelsäure stellen wir auf die eine Schale einer empfindlichen Wage und bringen letztere ins Gleichgewicht (Fig. 27). Nach einiger Zeit senkt sich die Wagenschale mit der Schwefelsäure, und zwar um so schneller, je mehr Feuchtigkeit in der Luft vorhanden ist. Schwefelsäure zieht mit großer Begierde aus der Luft Wasserdampf an, indem sie sowohl ihre räumliche Ausdehnung als ihr Gewicht vergrößert. Man verwendet sie deshalb ähnlich wie Chlorcalcium (vergl. § 91), um andere Stoffe, namentlich Gase zu trocknen (Waschflasche).



Figur 27.

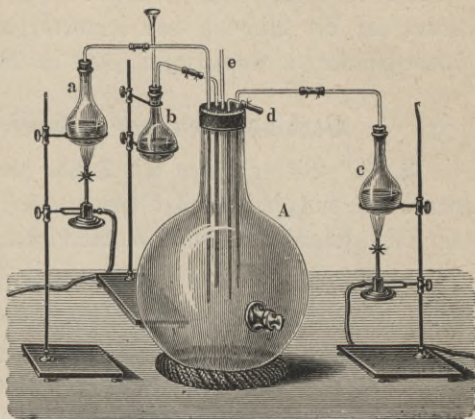
5. Schwefelsäure siedet, wenn man sie auf 338° erhitzt; wird ihr Dampf noch weiter erhitzt, indem man ihn über rotglühende Bimssteinstücke leitet, so zerfällt er in Schwefeldioxyd, Wasser und Sauerstoff.

Darstellung der Schwefelsäure.

§ 60. 1. Lassen wir die flüssige schweflige Säure längere Zeit an der Luft stehen, so nimmt sie langsam Sauerstoff aus der Luft auf und geht in Schwefelsäure über. Beschleunigt wird der Vorgang bei Anwendung eines Drydationsmittels.

Ein solches müssen wir auch anwenden, wenn wir die Schwefelsäure aus den drei Bestandteilen, in die sie durch starke Erhitzung (vergl. § 59) zerlegt werden kann, entstehen lassen wollen. Zu diesem Zwecke leiten wir Schwefeldioxyd in einen großen Glaskolben (A in Fig. 28) aus einer Kochflasche (a), in der Kupfer mit Schwefelsäure erhitzt wird. Aus einer zweiten Kochflasche (c) führen wir Wasserdampf in den Kolben ein. Wird nun aus einem mit der Wasserleitung verbundenen Gasometer noch Luft zugeführt (durch d), so sind alle drei zu vereinigenden Stoffe im Kolben vorhanden. Sie verbinden sich indessen erst, wenn wir in einer dritten Kochflasche (b) aus Kupfer und Salpetersäure

etwas Stickstoffoxyd entwickeln und dieses Gas ebenfalls in den Kolben hineinleiten. Das Stickstoffoxyd besitzt nämlich die Fähigkeit, aus der Luft Sauerstoff aufzunehmen und diesen gleich wieder an das Schwefeldioxyd abzugeben, so daß letzteres sich oxydiert in dem Augenblick, in dem es sich auch mit Wasser verbindet. Nach einiger Zeit bemerken wir, daß sich am Boden des Glaskolbens etwas Schwefelsäure angesammelt hat. — Die Röhre e ermöglicht den Austritt von überschüssigen Gasen und wird deshalb mit dem Abzuge in Verbindung gesetzt.



Figur 28.

2. Zur Gewinnung der Schwefelsäure im großen stellt man Schwefeldioxyd durch Rösten von Schwefelkies (vergl. § 63) dar und läßt dieses Gas in mehreren hintereinander liegenden geräumigen Bleikammern mit Wasserdampf und Luft zusammentreffen. Das Stickstoffoxyd, das zur Übertragung des Sauerstoffs der Luft auf die in der Bildung begriffene Schwefelsäure notwendig ist, erhält man aus einer geringen Menge Salpetersäure, die in der ersten Bleikammer zersetzt wird. Man gewinnt auf diese Weise zunächst eine stark wasserhaltige Schwefelsäure, die dann in Bleipfannen und zuletzt in Platinretorten eingedampft und dadurch konzentriert wird.

Salze der Schwefelsäure (Sulfate).

§ 61. 1. Übergießen wir Zink, Magnesium oder Eisen mit verdünnter Schwefelsäure, so entwickelt sich Wasserstoff, und in der Lösung entstehen die schwefelsauren Salze **Zinksulfat**, **Magnesiumsulfat** (Bittersalz) oder **Eisensulfat** (Eisenvitriol); von diesen scheiden sich die beiden ersteren aus gesättigten Lösungen in farblosen, das letztere in hellgrünen Kristallen aus. Metallisches Kupfer löst sich in der verdünnten Säure nicht, während Kupferoxyd leicht eine Lösung von dunkelblauem, giftigem **Kupfersulfat** (Kupfervitriol) ergibt.

2. Wegen ihrer Eigenschaft, Dryde aufzulösen, benutzt man die Schwefelsäure, allerdings in verdünntem Zustande, zum Scheuern von eisernen und kupfernen Gefäßen. Das Blindwerden kupferner Kessel beruht auf der Bildung von Kupferoxyd; dieses verbindet sich mit der Schwefelsäure zu Kupfersulfat, das in Wasser löslich ist.

Verbindungen des Schwefels mit Metallen.

§ 62. Bisher haben wir Dryde des Schwefels bezw. deren Lösung oder Verbindung mit Wasser kennen gelernt. Wir wollen nun versuchen, den Schwefel mit Metallen in Verbindung zu bringen.

1. Wir mischen Eisenpulver oder Eisenfeilspäne in einer Porzellanschale mit der halben Gewichtsmenge Schwefelblumen unter Zusatz von wenig Wasser. Das feuchte Gemenge lassen wir bis zum folgenden Tage stehen und erhalten einen schwarzen, harten Stoff, in dem die Eisen- und Schwefelteilchen nicht mehr zu unterscheiden sind, da sie sich zu der chemischen Verbindung **Schwefeleisen** vereinigt haben.

Erhitzen wir ein trockenes Gemenge von Eisen und Schwefelblumen in einem weiten Probierröhrchen, so verbinden sich die Grundstoffe sogleich unter lebhafter Glüherscheinung, die von der erhitzten Stelle aus durch die ganze Masse fortschreitet (vergl. § 16).

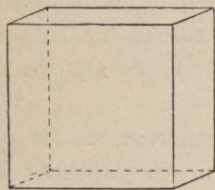
Wir können demnach Schwefel und Eisen entweder durch Vermittelung des Wassers einander so nahe bringen, daß sie sich chemisch anziehen, oder wir können die zwischen beiden Grundstoffen bestehende chemische Verwandtschaft durch Erhöhung der Temperatur so weit verstärken, daß ebenfalls die Vereinigung erfolgt.

2. In einer Probierröhre erhitzen wir Schwefel zum Sieden. Lassen wir dann Kupferdrehspäne in der Röhre hinabgleiten, so findet unter Erglühen die Vereinigung von Schwefel und Kupfer statt, sobald letzteres mit den Schwefeldämpfen in Berührung tritt. Die entstehende schwarzgraue Verbindung heißt **Schwefelkupfer**.

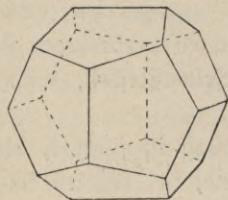
3. Wenn wir in einem Porzellanmörser wenige Tropfen Quecksilber mit Schwefelblumen verreiben, so erhalten wir die Verbindung **Schwefelquecksilber** als feines, schwarzes Pulver.

§ 63. 1. Schwefelverbindungen der Metalle kommen auch natürlich als Mineralien in großer Anzahl vor. Aus Eisen und Schwefel besteht der **Schwefelkies** oder **Eisenkies**, dessen messinggelbe, lebhaft glänzende Kristalle die Form von Würfeln (Fig. 29), Fünfeckszölfw-

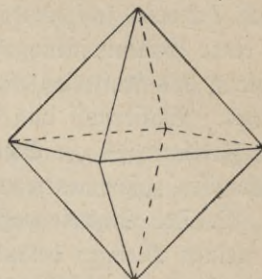
flächnern (Fig. 30) oder Achteflächnern (Fig. 31) aufweisen. Er ist so hart, daß er am Stahl Funken gibt und deshalb auch **Pyrit*** heißt.



Figur 29.



Figur 30.



Figur 31.

Ein Teil des Schwefels sublimiert, wenn man das Mineral im Glasröhrchen glüht. Sehr schöne Kristalle werden auf Elba, in Piemont und am St. Gotthard gefunden.

2. Das Schwefelquecksilber kommt als **Zinnober** natürlich vor, das Mineral unterscheidet sich aber von der bei unserem Versuche gewonnenen schwarzen Verbindung durch seine rote Farbe und kristallinische Zusammensetzung. Der Zinnober ist das wichtigste Erz zur Gewinnung des Quecksilbers. Man findet ihn besonders bei Idria in Krain, Almaden in Spanien und Neu-Almaden in Kalifornien.

3. Ein Schwefelzink kommt im Mineralreich als **Zinkblende** vor, und zwar zumeist in verwachsenen Kristallen oder in derben, blättrigen Massen von grauschwarzer bis brauner Farbe. Freiberg in Sachsen; Oberharz.

4. Aus Schwefelblei besteht der sehr schwere **Bleiglanz**, der dunkelgraue, metallisch glänzende Kristalle in Form von Würfeln und Achteflächnern aufweist. Freiberg in Sachsen; Oberharz; Eisfel.

5. Mit dem letzteren gemeinsam kommt häufig der **Kupferkies** vor, ein messing- bis goldgelbes, oft bunt angelauenes Mineral, das viel weicher ist als der ähnliche Schwefelkies; es ist aus Schwefeleisen und Schwefelkupfer zusammengesetzt und dient zur Gewinnung des Kupfers. Freiberg in Sachsen; Goslar und Klausthal.

Schwefelwasserstoff.

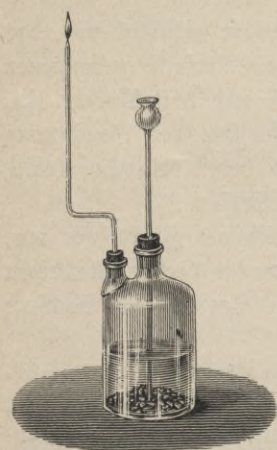
§ 64. 1. Wenn wir ein Metall auf eine Säure wirken lassen, z. B. Zink auf Schwefelsäure, Eisen auf Salzsäure usw., so entwickelt

*) Anmerkung: Pyrit kommt von $\pi\upsilon\rho$, pyr (griech.) = Feuer.

sich Wasserstoff. Lassen wir nun die Schwefelverbindung eines Metalls, z. B. Schwefeleisen, auf die Säure wirken, so könnte neben Wasserstoff auch Schwefel frei werden. Wir übergießen einige Stücke Schwefeleisen in einer Gasentwicklungsflasche mit verdünnter Salzsäure und bemerken sogleich das Auftreten eines unangenehm (nach faulen Eiern) riechenden Gases. Wasserstoff und Schwefel verbinden sich nämlich im Augenblick des Freiwerdens zu **Schwefelwasserstoff**, während Eisen und Chlor zu Chloreisen zusammentreten.

2. Der Schwefelwasserstoff ist farblos, eingeatmet wirkt er giftig, in kleinen Mengen betäubend, in größeren tödlich. Er entsteht bei der Verwesung von tierischen und pflanzlichen Stoffen, so z. B. auch beim Faulwerden von Eiern; man sagt also richtiger, die letzteren riechen nach dem Gase. Ferner entsteht dieses Gas auch bei der Verdauung der Nahrungsmittel im Magen und Darm unseres Körpers.

3. Sobald aus der Entwicklungsflasche alle Luft verdrängt ist, entzünden wir den aus einer Spitze entweichenden Schwefelwasserstoff, der mit schwach leuchtender, blauer Flamme verbrennt (Fig. 32). Mit Hülfe eines über die Flamme gehaltenen weiten Glasrohres erkennen wir, daß zwei Verbrennungsprodukte gebildet werden, nämlich Wasser, das sich an der Innenseite des Glasrohres zu kleinen Tropfen niederschlägt, und Schwefeldioxyd, das aus dem oberen Ende des Rohres entweicht und dort an seinem Geruche erkannt wird.



Figur 32.

4. Führen wir in die Schwefelwasserstoffflamme einen kalten Gegenstand, z. B. eine Porzellanschale ein, so überzieht sich dieser mit

einem gelben Anfluge von Schwefel. Die Verbrennung wird infolge der eintretenden Abkühlung unvollständig, indem nur der Wasserstoff verbrennt und der Schwefel sich ausscheidet.

§ 65. 1. Um Schwefelwasserstoff für einige Zeit vorrätig zu halten, leiten wir ihn in Wasser, das etwa die dreifache Menge des Gases löst; die entstehende Lösung wird **Schwefelwasserstoffwasser** genannt. Dieses zersetzt sich leicht unter dem Einflusse von Luft und Licht und muß in dunklen Flaschen aufbewahrt werden; um es länger brauchbar zu erhalten, gießt man einige Tropfen Glycerin hinzu.

2. Beschreiben wir ein Stück Papier mit einer Lösung von Bleizucker und tauchen es in Schwefelwasserstoffwasser, so wird die Schrift schwarz; Schwefel und Blei, die aus ihren Verbindungen ausscheiden, vereinigen sich zu schwarzem **Schwefelblei**.

Eiserne Nägel überziehen sich in Schwefelwasserstoffwasser mit einer Schicht von schwarzem Schwefeleisen.

Benetzen wir eine blanke Silber- oder Kupfermünze mit einem Tropfen frisch bereiteten Schwefelwasserstoffwassers, so überzieht sich das Metall mit einer dünnen Schicht von schwarzem **Schwefel Silber** bezw. **Schwefelkupfer**.

3. Die Verbindungen des Schwefels mit den verschiedenen Metallen heißen **Schwefelmetalle** oder **Sulfide**.

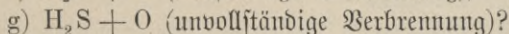
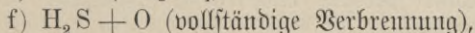
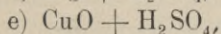
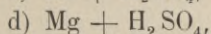
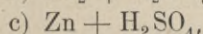
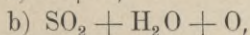
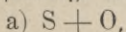
Aufgaben.

§ 66. 1. Schwefelwasserstoff hat die Formel H_2S , die der Formel H_2O des Wassers entspricht, und das Molekulargewicht 34. Welche Wertigkeit und welches Atomgewicht besitzt also der Schwefel?

2. Bei der Verbrennung des Schwefels in Sauerstoff verbraucht man auf 4 g Schwefel genau 4 g Sauerstoff. Wieviel Sauerstoff verbindet sich mit einem Atomgewicht Schwefel? Welche Formel erhält also das Schwefeldioxyd?

3. Schwefelsäure ist H_2SO_4 , Zink-, Magnesium-, Kupfersulfat sind $ZnSO_4$, $MgSO_4$, $CuSO_4$. Welche Molekulargewichte erhalten diese Verbindungen?

4. Wie können die folgendermaßen angedeuteten Umsetzungsgleichungen vervollständigt werden:



5. Wieviel g Wasserdampf und wieviel g Sauerstoff sind erforderlich, um 14 g Schwefeldioxyd in Schwefelsäure überzuführen?

6. Wieviel l Sauerstoff sind notwendig, wenn 14 g Schwefel verbrannt werden sollen?

7. Wieviel l Wasserstoff erhalten wir durch Auflösung von 34 g Zink in verdünnter Schwefelsäure? Wieviel g Zinksulfat (Zinkvitriol) entstehen dabei?

8. Wieviel g Kupferoxyd muß man in Schwefelsäure lösen, um 19 g Kupfersulfat zu erhalten?

VI. Eisen.

Eigenschaften und Arten des Eisens.

§ 67. 1. Das Eisen ist ein harter, schwerer, glänzender Stoff, der leicht magnetisch wird und sowohl Wärme als Elektrizität gut leitet. Man rechnet es zu den Metallen, ebenso wie Magnesium, Zink, Blei, Antimon, Quecksilber, Kupfer, Zinn, Aluminium und Mangan, von denen jedes dem Eisen wenigstens in einigen seiner Eigenschaften ähnlich ist. Von sämtlichen Metallen ist das Eisen das wichtigste, da es für die verschiedensten Zwecke verwendbar ist, und da es leicht in großer Menge gewonnen werden kann.

2. Das Eisen zeigt nicht immer dieselbe Beschaffenheit, man unterscheidet vielmehr drei Arten: Das Gußeisen ist weiß oder grau, erscheint grobkörnig auf seinen Bruchflächen und ist sehr hart; es kann leicht geschmolzen und in Formen gegossen, aber nicht im glühenden Zustande zu Stäben ausgehämmert oder gewalzt werden, denn es ist spröde und zerbricht unter dem Hammer wie Glas.

Das Schmiedeeisen ist hellgrau, zeigt zackige Bruchflächen und ist verhältnismäßig weich und sehr widerstandsfähig gegen heftige Erschütterungen; glühend kann es durch Bearbeitung mit dem Hammer in jede beliebige Form gebracht werden, auch ist es schweißbar, aber es schmilzt erst bei höchster Weißglut.

Der Stahl zeigt „stahlgraue“ Farbe und sehr feinkörnige Bruchflächen. Er kann gegossen, geschmiedet und geschweißt werden; durch plötzliche Abkühlung wird er so hart, daß man ihn zu Werkzeugen mit scharfer Schneide verwenden kann. Er schmilzt leichter als Schmiedeeisen, aber schwerer als Gußeisen.

Chlorverbindungen des Eisens.

§ 68. 1. Übergießen wir Eisenpulver in einem Becherglase mit Salzsäure, so entwickelt sich in großer Menge ein brennbares Gas, das beim Entzünden ein Geräusch verursacht und leicht als Wasserstoff zu erkennen ist. Das Eisen zersetzt den Chlornwasserstoff ebenso wie Magnesium, Zink und Aluminium unter Wasserstoffabspaltung, dabei bildet es mit dem Chlor das leichtlösliche Salz Chloreisen.

2. Die von uns gewonnene Lösung von Chloreisen wird verdünnt und filtriert, sie zeigt alsdann eine hellgrüne Farbe. Leiten wir nun Chlorgas hinein, oder fügen wir frisches Chlornwasser hinzu, so wird die Lösung gelbbraun. Daran erkennen wir, daß das zuerst entstandene Chloreisen befähigt ist, noch freies Chlor aufzunehmen und damit ein zweites, dunkleres Salz zu bilden. Die erste, an Chlor ärmere Verbindung hat die Formel FeCl_2 (Fe vom lateinischen Ferrum) und heißt **Eisenchlorür**, die zweite, an Chlor reichere hat die Formel FeCl_3 und wird **Eisenchlorid** genannt.

Das Eisen ist wie Stickstoff und Mangan ein Grundstoff von veränderlicher Wertigkeit, denn es ist im Chlorür zweiwertig und im Chlorid dreiwertig.

3. Setzen wir der Lösung des Eisenchlorids eine Lösung von gelbem Blutlaugensalz zu, so entsteht ein prachtwoll blauer Niederschlag, das Berlinerblau. Ein Zusatz von Galläpfeltinktur zu der Eisenchloridlösung ergibt einen schwarzen Niederschlag (Tinte). Statt der Eisenchloridlösung können wir auch Eisenvitriol verwenden, der besonders in der Färberei zum Schwarz- und Blaufärben, ferner zur Herstellung des Berlinerblaus und der schwarzen Tinte gebraucht wird.

Sauerstoffverbindungen des Eisens.

§ 69. 1. Mit Sauerstoff bildet das Eisen, wenn es als zweiwertiger Grundstoff auftritt, die schwarze, pulverförmige, an der Luft wenig beständige Verbindung **Eisenoxydul**, FeO ; diese entsteht z. B., wenn blaues Eisen lange trocken gelegen hat, als schwarzer Überzug.

2. Tritt aber das Eisen als dreiwertiger Grundstoff auf, so vereinigt es sich mit einer größeren Sauerstoffmenge zu der rotbraunen Verbindung **Eisenoxyd**, Fe_2O_3 .

3. Beim Glühen des Eisens an der Luft (§ 6) entsteht ein Gemenge der beiden Verbindungen Eisenoxydul und Eisenoxyd, in welchem das

Oxydul überwiegt; dieses Gemenge wird, da es beim Schmieden des Eisens von der Oberfläche des Metalls abblättert, als Hammer Schlag bezeichnet.

Eine chemische Verbindung des Eisenoxyduls mit dem Oxyd bildet sich dagegen, wenn Eisen in Sauerstoff verbrannt wird (§ 10); diese Verbindung entspricht der Formel Fe_3O_4 , sie ist eine leicht schmelzbare, schwarze Masse und wird **Eisenoxyduloxyd** genannt.

Als Oxyde des Eisens im weiteren Sinne kann man alle drei Sauerstoffverbindungen dieses Metalls bezeichnen, im engeren Sinne aber bezeichnet der Name Eisenoxyd nur die Verbindung Fe_2O_3 .

Gesetz der vielfachen Verhältnisse.

§ 70. 1. Die Fähigkeit des Eisens, sich mit verschiedenen Mengen Chlor oder Sauerstoff zu verbinden, scheint im Widerspruch zu stehen mit dem Gesetz der festen Verhältnisse, nach welchem sich die Grundstoffe in ganz bestimmten, unveränderlichen Gewichtsverhältnissen vereinigen. Demgegenüber ist zu beachten, daß beispielsweise im Eisenchlorür ein Atomgewicht Eisen stets mit zwei Atomgewichten Chlor verbunden ist, während im Eisenchlorid 1 Atomgewicht Eisen stets mit 3 Atomgewichten Chlor vereinigt ist. In jeder einzelnen der Eisenverbindungen finden wir demnach dieselbe unveränderliche Regelmäßigkeit der Zusammensetzung, die wir beim Wasser und bei anderen chemischen Verbindungen kennen gelernt haben.

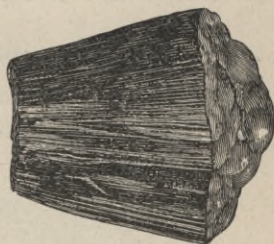
2. Die Chlormengen, die in den Verbindungen FeCl_2 und FeCl_3 mit einem Atom Eisen vereinigt sind, verhalten sich wie 2 : 3; die Sauerstoffmengen, die in den Verbindungen FeO , Fe_3O_4 und Fe_2O_3 mit einem Atom Eisen in Verbindung stehen, verhalten sich wie $1 : \frac{4}{3} : \frac{3}{2}$ oder wie 6 : 8 : 9.

3. Wie das Eisen besitzen auch manche andere Grundstoffe die Fähigkeit, sich mit verschiedenen Mengen Chlor oder Sauerstoff zu verbinden, z. B. Quecksilber, Kupfer und Mangan. In allen Fällen aber gilt dabei das Gesetz: **Verbinden sich zwei Grundstoffe in mehreren Verhältnissen, so stehen die mit derselben Menge des einen Grundstoffs verbundenen Mengen des anderen unter sich in einem Verhältnis, das durch kleine ganze Zahlen ausgedrückt werden kann (Gesetz der vielfachen Verhältnisse).**

Eisenerze.

§ 71. Mehrere Sauerstoffverbindungen des Eisens kommen als Mineralien in der Natur vor und sind als **Eisenerze** von größter Wichtigkeit für die Gewinnung des Metalls.

1. Das Eisenoxyd, Fe_2O_3 , findet man in Westfalen, Nassau, Sachsen und am Harz massenhaft als **Roteisenstein**. Eine sehr reine Abart dieses Minerals, die in schwarzen, metallisch glänzenden Kristallen namentlich auf der Insel Elba vorkommt, heißt Eisenglanz. Weniger rein ist der rotbraun gefärbte, dichte Roteisenstein sowie der radialfaserige, stahlgraue, oft blutrot überlaufene rote Glas-**kopf**, dessen Oberfläche mit ihren zahlreichen größeren und kleineren Wölbungen an eine Niere erinnert (Fig. 33).



Figur 33.

Erdfige Abarten des Roteisensteins sind Rötel und roter Ocker, die zur Herstellung von Rotstiften und als Farbe zum Anstreichen gebraucht werden.

Der rote Glaskopf (sog. Blutstein) wird häufig geschliffen und als Halbedelstein für Ringe, Nadeln und dergleichen verwendet, das gepulverte Erz dient als Putz- und Poliermittel für Metalle.

2. Das Eisenoxyduloxyd, Fe_3O_4 , kommt als wichtiges Eisenerz in Sachsen, Schweden und Rußland vor unter dem Namen **Magneteisenstein**. Es tritt in schönen, schwarzen Kristallen auf, welche die Form von regelmäßigen Achteckflächnern oder Oktaedern (Fig. 31) haben, oder in unregelmäßigen körnigen bis dichten Massen. Stets vermag der Magneteisenstein eine frei schwebende Magnetnadel aus ihrer Lage abzulenken, einige Stücke wirken sogar als Magnete, indem sie Eisenfeilspäne an sich ziehen.

3. Ein drittes, nicht minder wichtiges Eisenerz ist der in Nord- und Mitteldeutschland sehr verbreitete **Brauneisenstein**; dieser bildet einerseits als dichter Brauneisenstein und brauner Glas-**kopf** größere Erzlager, andererseits veranlaßt er als Gemengteil von Sand, Lehm und manchen Felsarten deren gelbe oder braune Färbung. Der Brauneisenstein besteht aus einer Verbindung des Eisenoxyds, Fe_2O_3 , mit Wasser, genannt Eisenoxydhydrat oder Eisenhydroxyd.

Eine ähnliche Verbindung bildet sich, wenn Eisen längere Zeit an feuchter Luft liegt: das Metall überzieht sich alsdann mit Rost, der wie der Brauneisenstein aus Eisenoxyd und Wasser zusammengesetzt ist.

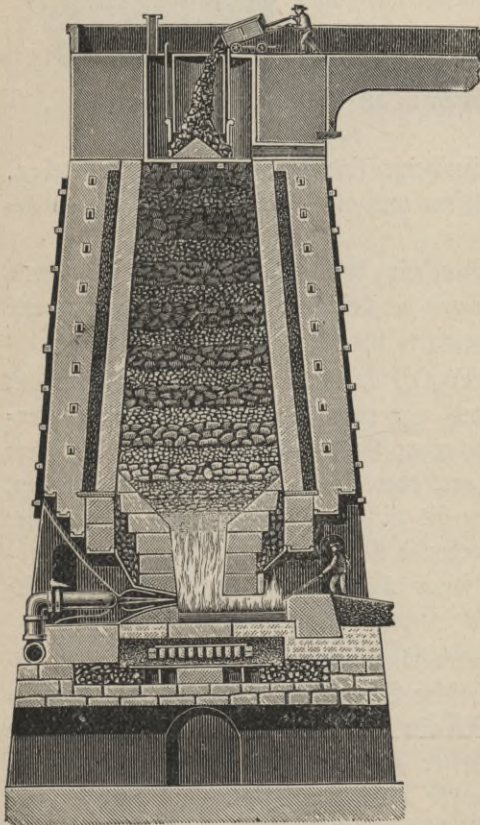
Die roten Ziegelsteine haben ihre Farbe daher, daß das im Ton enthaltene gelbe Eisenhydroxyd beim Brennen sein Wasser abgibt und in rotes Eisenoxyd übergeht.

Die gelbe, erdige Abart des Brauneisensteins benutzt man auch als gelbe oder, nach vorherigem Glühen, als rote Farbe.

Gewinnung des Eisens.

§ 72. Bei der Gewinnung des Eisens aus seinen Erzen werden diese zunächst zerkleinert und, falls sie Wasser und andere flüchtige

Stoffe enthalten, geröstet, d. h. an der Luft erhitzt. Um ihnen den Sauerstoffgehalt zu entziehen, muß man sie mit einem Körper glühen, der begierig Sauerstoff anzieht, um damit zu verbrennen; ein solcher ist die Kohle. Deshalb bringt man die zerkleinerten und gerösteten Eisenerze mit Kohle (Koks) in einen **Hochofen** (Fig. 34) in der Weise, daß viele Erzsichten mit Kohleschichten wechsellagern. Die Verbrennung der untersten Kohleschicht wird durch ein Gebläse, das erhitzte Luft zuführt, befördert. Im tiefsten Teile des Hochofens sammelt sich das reduzierte Eisen unter einer schützenden Decke von Schlacke, die teils den Verunreinigungen der Erze, teils künstlichen Zusätzen (Kalk usw.) entstammt. Durch eine Öffnung wird von Zeit zu Zeit



Figur 34.

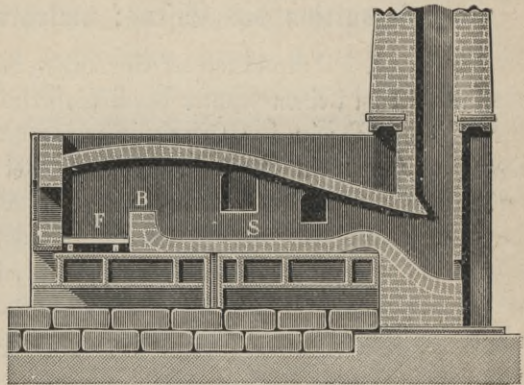
das geschmolzene Metall herausgelassen und in Formen gegossen, während das zweite Schmelzprodukt, die Schlacke, von einer etwas höher gelegenen Stelle abfließt.

In demselben Maße, wie der Inhalt des Hochofens infolge der Verbrennung und des Schmelzens sich senkt, erfolgt von oben her die neue Beschickung. Auf diese Weise bleibt der Ofen jahrelang ohne jede Unterbrechung im Betriebe.

§ 73. 1. Das im Hochofen gewonnene Metall ist das Roh- oder Gußeisen; bei seiner innigen Berührung mit der Hochofenkohle nimmt es erhebliche Mengen davon in sich auf, so daß es stets etwa 4 Prozent Kohle enthält.

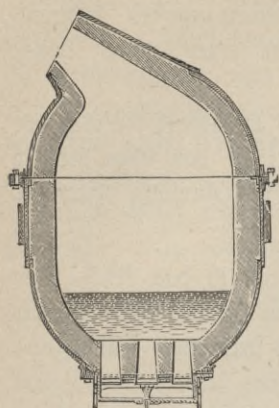
2. Aus dem Roheisen wird Schmiedeeisen durch das „Frischen“ gewonnen, indem man ersterem Kohle und andere Beimengungen durch eine Verbrennung entzieht.

Zu diesem Zweck schmelzt man das Roheisen unter starker Luftzuführung in einem Puddelofen (Fig. 35), dessen Schmelzraum von der Feuerung durch eine Feuerbrücke (B) getrennt ist. Um die Einwirkung des Luftsaurestoffes zu erleichtern, wird das geschmolzene Eisen beständig umgerührt. Dabei verwandelt es sich zuletzt in eine nicht mehr flüssige, zähe Masse, die zu Stäben ausgewalzt wird und weniger als 0,6 Prozent Kohle enthält.



Figur 35.

3. Der Stahl enthält 0,6 bis 1,5 Prozent Kohle. Bei seiner Gewinnung kann man vom Schmiedeeisen ausgehen, indem man dessen Kohlegehalt wieder vergrößert; zu diesem Zweck werden Schmiedeeisenstäbe schichtenweise zwischen Holzkohlepulver in feuerfeste Tonkästen eingelegt und etwa 8 Tage lang zum Glühen erhitzt, so daß etwas Kohle in das Eisen eindringt. — Eine andere Stahlbereitung besteht darin, daß man das Frischen des Roheisens im Puddelofen nur so lange fortsetzt, bis der Kohlegehalt des Stahls erreicht ist. Große Stahlmengen werden



Figur 36.

nach dem Verfahren von Bessemer hergestellt, indem man geschmolzenes Roheisen in ein birnenförmiges, mit feuerfesten Steinen ausgemauertes Gefäß aus Eisenblech (Fig. 36) einlaufen läßt und mittels eines Gebläses einen kräftigen Strom heißer Luft von unten her durch die geschmolzene Eisenmasse preßt. Hierbei verbrennt in kurzer Zeit so viel Kohle nebst anderen Beimengungen des Roheisens, wie man letzterem zu entziehen wünscht; zum Schluß wird das birnenförmige Gefäß, die Bessemer-Birne, umgewendet und der fertige Stahl in Formen gegossen.

Reduktion des Eisens; umkehrbare Reaktion.

§ 74. 1. Die Reduktion der Eisenoxyde, die man im großen mit Kohle ausführt, ist im kleinen leichter durch Wasserstoff zu erzielen. Erwärmen wir eins der Oxyde des Eisens in feiner Pulverform in einer Kugelhöhre, durch die ein Wasserstoffstrom geleitet wird (vergl. Fig. 18), so verbindet sich schon bei mäßiger Hitze der Wasserstoff mit dem Sauerstoff des Oxyds zu Wasser, das als Dampf entweicht, während das Eisen als tiefschwarzes, lockeres Pulver zurückbleibt. Dieses zeigt kein metallisches Aussehen, weil die Temperatur des Versuches nicht genügt, um es zu einer dichten Masse zusammenzuschmelzen; verreiben wir es aber nach dem Erkalten in einem Mörser, so erhält es graue Farbe und metallischen Glanz.

2. Umgekehrt können wir wieder ein Oxyd des Eisens erhalten, wenn wir eiserne Nägel in einem eisernen Gasrohre zum Glühen bringen und Wasserdampf darüberleiten (vergl. Fig. 7). Das glühende Eisen zerlegt den Wasserdampf, zieht dessen Sauerstoff an sich, so daß der Wasserstoff frei wird, den wir über Wasser auffangen.

3. Der zweite Vorgang ist also die Umkehrung des ersten. Man bezeichnet eine Umsehung, die in zwei einander entgegengesetzten Richtungen verlaufen kann, als eine umkehrbare Reaktion (vergl. hierzu auch § 5 und § 7).

4. Nehmen wir bei dem zweiten Versuche Kupfer statt Eisen, so zeigt sich dasselbe Ergebnis. Wir sehen daraus, daß glühende Metalle

das Wasser in seine Grundstoffe zerlegen können, wobei ein Oxyd des Metalles entsteht, während der Wasserstoff frei wird.

Chemisches Gleichgewicht.

§ 75. Verdrängt der Wasserstoff das Eisen aus dem Oxyd, so ist er stärker als das Metall; wird er aus seiner Sauerstoffverbindung durch Eisen verdrängt, so erweist er sich als der schwächere Grundstoff. Daraus geht hervor, daß die Stärke der chemischen Verwandtschaft, die die Grundstoffe zusammenführt, nicht stets die gleiche ist, sondern daß sie sich ändert mit den Bedingungen, unter denen eine Umsezung stattfindet. Sie ist abhängig von der Temperatur der Umsezung und namentlich von der Konzentration der einwirkenden gasförmigen und flüssigen Stoffe. Der Wasserstoff wirkt so lange auf das Oxyd ein, bis ein bestimmtes, von der Temperatur abhängiges Mengenverhältnis zwischen ihm und dem entstehenden Wasserdampf erreicht ist; umgekehrt wird der Wasserdampf nur so lange durch Eisen zerlegt, bis sich das gleiche Mengenverhältnis zwischen ihm und dem entstehenden Wasserstoff ausgebildet hat. Zwischen den beiden entgegengesetzten Vorgängen liegt ein Zustand, bei dem sich die Einwirkungen von Wasserdampf und Wasserstoff gegenseitig aufheben, und dieser wird als das **chemische Gleichgewicht** unter den bei der Umsezung beteiligten Stoffen bezeichnet.

Vorkommen und Bedeutung des Eisens.

§ 76. 1. Außer in den schon (§ 71) genannten Eisenerzen kommt das Eisen noch in anderen Mineralien vor, so mit Schwefel verbunden als **Eisenkies** oder **Schwefelkies**, in Verbindung mit Kohlenstoff und Sauerstoff als **Eisenspat** oder **Spatiseisenstein**. Während der erstere zur Gewinnung von Schwefelsäure benutzt wird (durch Rösten verliert er einen großen Teil seines Schwefels, der zu Schwefeldioxyd verbrennt), ist der letztere zur Eisengewinnung äußerst wertvoll (Eisenerz in Steiermark, Klausthal im Harz).

2. Gediegenes Eisen findet sich in der Erde sehr selten, zuweilen in kleinen Blättchen und Körnchen. Größere Stücke fand man auf der Insel Disko bei Grönland. Als **Meteoreisen** fällt es aus dem Weltenraume bisweilen auf die Erde herab.

3. Das Eisen ist von allen Metallen in der Natur am weitesten verbreitet; nur wenige Mineralien und Gesteine sind völlig eisenfrei.

4. Eine große Rolle spielt das Eisen im Körper der allermeisten Pflanzen, da es zur Bildung des Blattgrüns notwendig ist. Pflanzen, die in eisenfreiem oder eisenarmem Boden wachsen, werden bleich.

5. Im tierischen und menschlichen Körper, namentlich im Blute, fehlt das Eisen nie. Im Durchschnitt enthält 1 l Blut etwa 0,6 g Eisen; der tägliche Bedarf ist etwa 0,15 mg für 1 kg Körpergewicht. Unsere Nahrungsmittel enthalten genügend Eisen zur Deckung dieses Bedarfs, allerdings in wechselnder Menge; in 1 kg Milch sind 3 mg Eisen enthalten, in 1 kg Kartoffeln 16 mg, in 1 kg Rindfleisch 40 mg, in 1 kg Spinat 45 mg, in 1 kg Weizen 48 mg, in 1 kg Erbsen 56 mg, in 1 kg Eigelb 110 mg. Blutarme (bleichsüchtige) Menschen bedürfen einer starken Zufuhr von eisenhaltiger Nahrung, so daß ihnen meistens besondere Mittel (Eisenpillen u. dgl.) verordnet werden müssen.

6. Schon seit den ältesten Zeiten ist das Eisen bekannt und wird von den Menschen zu Waffen und Werkzeugen benutzt. Heute ist die Verwendung des Eisens derart ausgedehnt, daß es wohl kaum ein Gewerbe gibt, das die Benutzung eiserner Werkzeuge entbehren kann. Es ist überhaupt das unentbehrlichste Metall im menschlichen Leben.

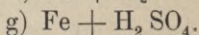
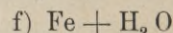
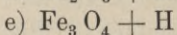
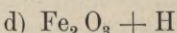
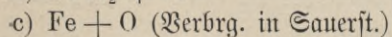
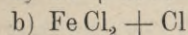
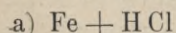
Aufgaben.

§ 77. 1. Das Eisenoxydul, FeO , enthält auf je 2 g Sauerstoff 7 g Eisen. Wieviel Gewichtsteile Eisen verbinden sich demnach mit 16 Gewt. Sauerstoff? Wie groß ist also das Atomgewicht des Eisens?

2. Welche Molekulargewichte haben die einzelnen Chlor- und Sauerstoffverbindungen des Eisens?

3. Bei der Einwirkung des Wasserdampfes auf glühendes Eisen verbinden sich 6 g Eisen mit $2\frac{2}{7}$ g Sauerstoff. Wieviel Atomgewichte Sauerstoff vereinigen sich demnach mit einem Atomgewicht Eisen? Welche Sauerstoffverbindung des Eisens bildet sich also?

4. Die einzelnen Umsetzungen sollen durch Gleichungen dargestellt werden, die nach folgenden Andeutungen zu vervollständigen sind:



5. 3,2 g Eisen werden in Salzsäure gelöst. Wieviel g Eisenchlorür erhält man?

6. Wieviel g und wieviel cem Chlor sind erforderlich, um 4 g Eisenchlorür in Eisenchlorid überzuführen?

7. 5,3 g Eisen sollen in Sauerstoff verbrannt werden. Wieviel g Eisenoxyduloxyd entstehen dabei? Wieviel l Sauerstoff sind für die Verbrennung erforderlich?

8. Welches der im § 71 erwähnten Eisenerze besitzt (in reinem Zustande) den höchsten Metallgehalt? Wieviel Prozent Eisen enthält dasselbe?

9. Wieviel g Eisenoxyd ergeben bei der Reduktion durch Wasserstoff 30 g reines Eisen?

10. Die Formel des künstlich dargestellten Schwefeleisens ist FeS . Zinnober, Zinkblende und Bleiglanz entsprechen dieser Verbindung in ihrer Zusammensetzung. Welche Formeln sind demnach für die drei Mineralien zu schreiben? (Blei = Pb von Plumbum).

Welche Formel kommt dagegen dem Schwefelkies zu, wenn in diesem Mineral 7 Gewichtsteile Eisen mit 8 Gewt. Schwefel verbunden sind?

11. Wieviel g Schwefel sind erforderlich, um 3,2 g Eisen in Schwefeleisen überzuführen? Welche Gleichung stellt diesen Vorgang dar?

12. Wieviel Schwefeleisen ist erforderlich zur Darstellung von 19 g Schwefelwasserstoff? Welche Gleichung stellt diesen Vorgang dar bei Einwirkung von Salzsäure?

13. Wir erhitzen Zinnober mit Eisenpulver in einer Probirröhre und bemerken, daß Quecksilbertröpfchen sich ausscheiden. Welche Umsetzung wird erfolgt sein?

14. Wenn wir Schwefeleisen mit verdünnter Schwefelsäure übergießen, erhalten wir Schwefelwasserstoff und Eisenvitriol. Nach welcher Gleichung muß die Umsetzung erfolgen?

15. In einem Becherglase stellen wir mit Hülfe von Salzsäure und einem Metall eine Wasserstoffentwicklung her. Gießen wir nun einige Tropfen Eisenchloridlösung hinzu, so wird die gelbbraune Flüssigkeit alsbald hellgrün. Welche Einwirkung übt demnach der freier werdende Wasserstoff auf das Eisenchlorid aus? Durch welche Gleichung läßt sich diese Umsetzung darstellen?

VII. Kochsalz.

Vorkommen und Gewinnung des Kochsalzes.

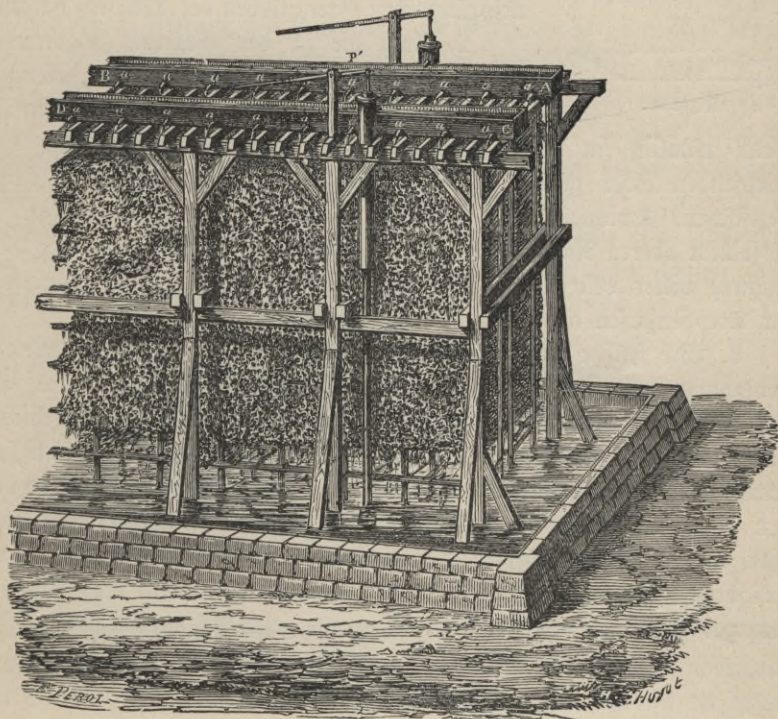
§ 78. 1. Das **Kochsalz** findet sich in ziemlich erheblicher Menge in allen Meeren, durchschnittlich enthält das Meerwasser 2½ Prozent davon neben einem Prozent anderer Salze. Die Bewohner warmer Küstengebiete, namentlich der Länder am Mittelländischen Meere, gewinnen das Kochsalz, indem sie am Ufer flache Teiche, die Salzgärten, ausgraben und Meerwasser hineinleiten; die Wärme der Sonne läßt das Wasser allmählich verdunsten, so daß zunächst das Kochsalz und später die leichter löslichen anderen Salze sich ausscheiden. Auch in sehr kalten Ländern, z. B. am Weißen Meere, wird das Kochsalz mit Hilfe von Salzgärten aus dem Meerwasser gewonnen; man läßt letzteres gefrieren, dadurch wird das meiste Wasser als Eis ausgeschieden, und es bleibt eine fast konzentrierte Salzlösung übrig, aus der der Rest von Wasser leicht durch Verdampfen entfernt werden kann.

2. In der an Süßwasserzuflüssen reichen Ostsee beträgt der gesamte Gehalt an Salzen nur ½ bis 2 %. Dagegen hat das Rote Meer, das keine Flüsse aufnimmt und trotzdem viel Wasser durch Verdunstung einbüßt, mit 4,2 % den höchsten Salzgehalt unter allen Meeren aufzuweisen. Weit größer noch ist der Salzgehalt einiger Binnenseen, z. B. enthält der Große Salzsee Nordamerikas 19 % und das Tote Meer 24 % Salze, unter denen das Kochsalz den Hauptbestandteil ausmacht.

§ 79. 1. An vielen Stellen Deutschlands (z. B. bei Staßfurt) und Österreichs (z. B. bei Wieliczka in Galizien) kommt das Kochsalz als Mineral vor in Lagern, die wir als die Verdunstungsrückstände früher vorhandener Meeresbecken anzusehen haben. Dieses wichtige Mineral wird **Steinsalz** genannt; zu seiner Gewinnung hat man Bergwerke angelegt, in denen es nur losgebrochen und zur Erdoberfläche emporgehoben wird. — In Begleitung des Steinsalzes findet man in Norddeutschland eine Reihe von ähnlichen Mineralien, die Kalisalze, die für die Landwirtschaft von größter Bedeutung sind (Sylwin, Carnallit, kainit und andere).

2. Sehr verbreitet ist die Gewinnung des Kochsalzes aus salzföhrhenden Quellen, die unterirdischen Salzlagern ihre Entstehung verdanken. Die den Quellen entnommene Salzlösung oder Sole wird in

den Salziedereien oder Salinen zur Vertreibung des Wassers in flachen eisernen Pfannen erhitzt, und dabei scheidet sich das Kochsalz in Form von Kristallen aus. Der Salzgehalt einer Sole wird nach Graden einer Senkwage gemessen. Ist er sehr gering, so ist die Sole noch nicht siedewürdig; in diesem Falle entfernt man zunächst einen Teil des Wassers durch Luftzug, indem man die Sole auf ein hohes, mit Dornenreißig ausgelegtes Gerüst, das Gradierwerk (Fig. 37), pumpt und sie

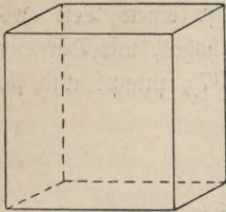


Figur 37.

tropfenweise durch die Dornen herabfallen läßt. Die Sole bietet dabei der durchziehenden Luft eine sehr große Oberfläche dar, so daß eine schnelle Verdunstung des Wassers herbeigeführt wird. Auf den Dornen scheidet sich im Laufe der Zeit eine Kruste von Dornstein (Gips usw.) aus, ein Beweis, daß die Sole dort nicht allein Wasser, sondern auch schwerlösliche Bestandteile verliert, die sonst eine Verunreinigung des Kochsalzes bilden würden.

Kristallform des Kochsalzes.

§ 80. 1. Das Mineral Steinsalz kommt in gut ausgebildeten, meist wasserhellen Würfeln vor (Fig. 38). Beim Zerkleinern eines solchen Würfels mittelst eines Messers oder eines Meißels genügt ein schwacher Druck, um den Kristall nach ganz bestimmten Richtungen zu spalten. Sämmtliche Spaltflächen sind den ursprünglichen Grenzflächen des Würfels parallel.



Figur 38.

2. Auch die in den Salinen gewonnenen Kochsalzkristalle lassen die Würzelform erkennen, wenngleich weniger deutlich als das Steinsalz.

Wenn nämlich ein kleiner Kochsalzwürfel an der Oberfläche der verdampfenden Sole gebildet ist, sinkt er vermöge seines etwas höheren spezifischen Gewichtes in die Sole ein wenig ein, gleichzeitig scheiden sich an seinem oberen Rande neue kleine Würfel aus, so daß aus einer Vereinigung vieler Würfel nach und nach eine hohle, vierseitige Pyramide mit Treppenstufen auf den Seitenflächen entsteht.

3. Wie früher bei den Eisenerzen, dem Schwefel und seinen Metallverbindungen, so haben wir jetzt beim Steinsalz erkannt, daß es feste Stoffe gibt, die stets in derselben, für den einzelnen Stoff charakteristischen Kristallform als Mineralien natürlich vorkommen. Als wichtigstes Kennzeichen dieser Kristallform haben wir die Neigungswinkel der Kristallflächen zu betrachten. Bei vielen Mineralien aber kehrt nicht allein die Form, sondern auch die Spaltbarkeit der Kristalle mit solcher Regelmäßigkeit wieder, daß darin ebenfalls ein wichtiges Merkmal des einzelnen Minerals gefunden werden kann.

Eigenschaften des Kochsalzes.

§ 81. 1. Um die Eigenschaften des Kochsalzes näher kennen zu lernen, prüfen wir, wie es sich beim Erwärmen verhält. Einige Kristalle, die wir im Platintiegel mäßig erhitzen, zerspringen unter heftigem Knistern in viele kleine Teile. Die einzelnen Stücke lassen nach diesem Vorgange keine chemische Zersetzung erkennen, sie haben nur etwas Wasser verloren. Die Kochsalzkristalle enthalten demnach eine geringe Menge Wasser. Werden die Bruchstücke nach der Vertreibung des Wassers stärker erhitzt, so schmelzen sie, sobald der Tiegel stark glüht; Kochsalz ist also bei höherer Temperatur schmelzbar.

2. Halten wir eine vorher farblos brennende Gasflamme über das geschmolzene Kochsalz, so fällt uns auf, daß sie sofort eine hell leuchtende gelbe Farbe annimmt. Diese Beeinflussung der Flamme durch das darunter befindliche Kochsalz können wir uns nur erklären, wenn wir annehmen, daß kleine Mengen des Salzes zu der Flamme emporsteigen; das Kochsalz ist demnach in großer Hitze flüchtig.

3. Der Salzgehalt der Meere und der natürlichen Solen beweist, daß das Kochsalz in Wasser löslich ist. Wir überzeugen uns durch einen Versuch, daß die Kochsalzmenge, die schon bei gewöhnlicher Temperatur vom Wasser aufgenommen wird, recht erheblich ist. Versetzen wir aber eine bei gewöhnlicher Temperatur hergestellte gesättigte Kochsalzlösung weiter mit festem Kochsalz und versuchen, dasselbe durch Erwärmen in Lösung zu bringen, so sehen wir, daß fast nichts mehr gelöst wird. 100 g Wasser lösen bei Zimmertemperatur 36 g und in der Siedehitze 39 g Kochsalz. Folglich bildet das Kochsalz eine Ausnahme von der Regel, daß die Löslichkeit der festen Stoffe in Wasser durch eine Steigerung der Wärme wesentlich vergrößert wird.

Zerlegung des Kochsalzes; Natrium.

§ 82. 1. Die Wärme allein genügt nicht, um Kochsalz chemisch zu zersetzen; wird aber ein starker elektrischer Strom durch Kochsalz geleitet, das in einem Porzellantiegel bis zum Schmelzen erhitzt ist, so zerfällt es in die beiden Grundstoffe Chlor und Natrium.

2. Das Natrium ist ein fester, aber ziemlich geschmeidiger Stoff, der sich leicht mit dem Messer zerschneiden läßt. Auf einer frischen Schnittfläche ist es silberweiß und zeigt metallischen Glanz, aber schon nach wenigen Augenblicken verliert sich der Glanz, die Schnittfläche wird matt und überzieht sich mit einem Stoff, der an die Oxide der Metalle erinnert; tatsächlich besteht derselbe aus Natrium und Sauerstoff, er heißt **Natriumoxyd**. Das Natrium nimmt demnach schon bei gewöhnlicher Temperatur aus der Luft Sauerstoff auf, und es ist notwendig, die Natriumstücke in Vaselinöl oder Petroleum aufzubewahren, um sie von der Luft abzuschließen.

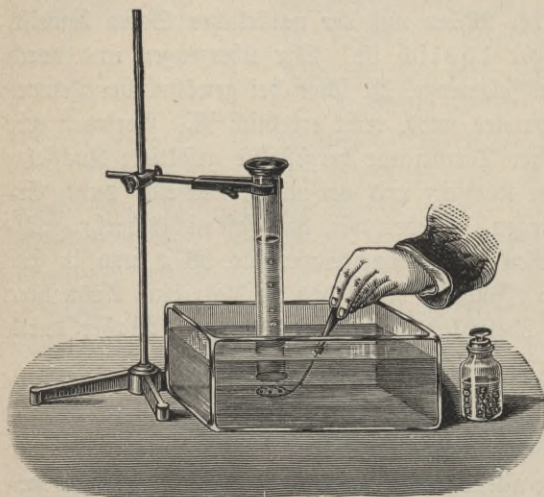
3. Wie Eisen, Kupfer und Quecksilber sich mit Schwefel vereinigen lassen, so kann man auch aus Natrium und Schwefel eine chemische Verbindung bilden. Erhitzen wir Natriumstückchen von der Größe eines Stecknadelknopfes mit Schwefelblumen in einer weiten Probier-

röhre, so verbinden sich die Grundstoffe unter heftigem Erglühen zu Schwefelnatrium.

4. Der Glanz des Natriums und seine Ähnlichkeit mit Eisen, Kupfer usw. berechtigen uns, dasselbe zu den Metallen zu rechnen.

§ 83. 1. Wirft man ein kleines Stück Natrium auf Wasser, so schwimmt es an der Oberfläche, es ist also leichter als Wasser. Mit

zischendem Geräusch fährt es auf dem Wasser hin und her, wird dabei kleiner und verschwindet zuletzt ganz. Um festzustellen, ob bei seiner Einwirkung auf das Wasser ein Gas ausgeschieden wird, drücken wir ein kleines Stück Natrium in einen Drahtlöffel, so daß es demselben fest anhaftet. Tauchen wir dann den Löffel unter Wasser (Fig. 39), so macht sich die Ent-



Figur 39.

wicklung eines Gases bemerkbar, das aufgefangen und an seiner Brennbarkeit als Wasserstoff erkannt wird; Spuren beigemengter Natriumdämpfe veranlassen eine deutlich hervortretende Gelbfärbung der Flamme.

2. Natrium ist somit befähigt, Wasserstoff aus dem Wasser frei zu machen. Da der zweite Bestandteil des Wassers, der Sauerstoff, nicht entwichen ist, dürfen wir annehmen, daß er in eine chemische Verbindung mit dem Natrium eingetreten ist.

3. Legen wir das Natrium nicht auf die freie Wasserfläche, sondern auf ein schwimmendes Stück Filtrierpapier, so wird die Bewegung des Metalls gehemmt; dadurch wird seine Wärme außerordentlich gesteigert, so daß der freiwerdende Wasserstoff sich entzündet und infolge der Anwesenheit von Natriumdämpfen mit gelber, hell leuchtender Flamme verbrennt.

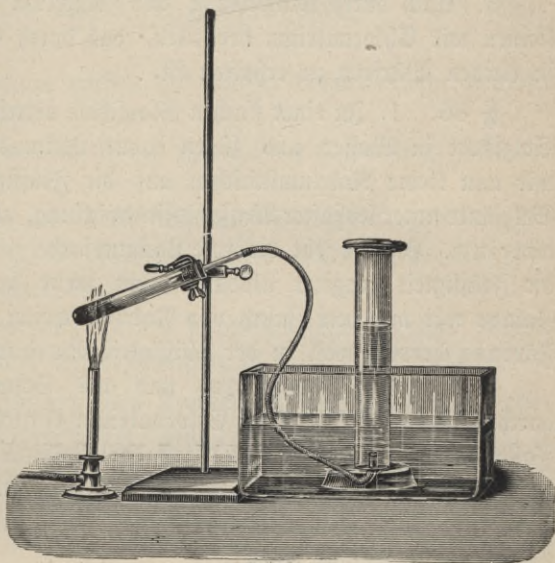
Natronlauge; Älynatron.

§ 84. 1. Bei der Einwirkung des Natriums auf Wasser nimmt letzteres eine laugenartige Beschaffenheit an, die für uns durch den Ge-

schmack und durch das Gefühl in den Fingerspitzen wahrnehmbar ist. Versetzen wir die Flüssigkeit mit roter Lackmuspflanze, so geht die Farbe der letzteren in blau über. Jeder Stoff, der die rote Lackmusfarbe in dieser Weise zu verändern vermag, wird eine Basis genannt (vergl. später § 88).

2. Bei unserem Versuche haben wir die Basis in wässriger Auflösung erhalten. Wird aus letzterer der größte Teil des Wassers durch Verdampfung entfernt, so entsteht die **Natronlauge**, eine farblose, ätzende Flüssigkeit; wenn auch der letzte Rest von Wasser vertrieben wird, bleibt ein weißer, harter, an der Luft zerfließlicher Stoff, das **Natriumhydroxyd** oder **Ätznatron** zurück.

3. Nach der Entstehung des Natriumhydroxyds aus Natrium und Wasser unter Ausscheidung von Wasserstoff dürfen wir es als selbstverständlich betrachten, daß Natrium und Sauerstoff in ihm vorhanden sind. Daß auch noch Wasserstoff zugegen ist, beweist der in Fig. 40 dargestellte Versuch. Wir vermischen einige Stückchen Natriumhydroxyd mit Zinkstaub oder Eisenpulver und erhitzen das Gemenge in einer Probierröhre aus Kaliglas. Sobald die Masse geschmolzen ist, entweicht Wasserstoff, während Natriumoxyd und Zinkoxyd (bezw. Eisenoxyd) hinterbleiben.



Figur 40.

4. Das Ätznatron wird zur Gewinnung der Seife benutzt und heißt daher auch Seifenstein (vgl. § 117).

Darstellung des Kochsalzes aus den Grundstoffen.

§ 85. Leichter ausführbar als die Zerlegung des Kochsalzes in seine Bestandteile ist die Neubildung der Verbindung aus ihren Grundstoffen.

1. In eine mit Chlor gefüllte Flasche bringen wir einige scheibenförmige Natriumstücke und lassen die Flasche, nachdem sie gut verkorkt ist, mehrere Tage stehen. Nach einiger Zeit bemerken wir, daß das Chlor allmählich verschwindet, während die Natriumstücke sich mit einer weißen, beim Umschütteln abblätternden Schicht von Kochsalz oder **Chlornatrium** überziehen.

2. Wir leiten einen raschen Chlorstrom durch eine Kugelhöhre, in die unmittelbar vorher ein frisch geschnittenes, etwa bohnen großes Stück Natrium (durch sorgfältiges Abtrocknen von jeder Spur Flüssigkeit befreit!) hineingebracht ist. Wird nun das Natrium stark erhitzt, so vereinigt es sich mit dem Chlor unter hellem Aufleuchten zu Chlornatrium, dessen weiße Masse sich deutlich bemerkbar macht.

3. Auch durch Einwirkung von Natrium auf starkes Chlorwasser können wir Chlornatrium herstellen, das durch Eindampfen der Lösung in kleinen Würfeln zu erhalten ist.

§ 86. 1. In einer flachen Glaschale verteilen wir wenige Tropfen Salzsäure in Wasser und fügen etwas Lackmuspflanze hinzu. Werfen wir nun kleine Natriumstückchen auf die Flüssigkeit, so zersetzt sich die Salzsäure unter lebhafter Wasserstoffentwicklung, und es entsteht Chlornatrium. Hierbei geht die rote Lackmusfarbe zunächst in violett über, die Flüssigkeit reagiert alsdann nicht mehr sauer, sondern neutral. Fahren wir mit dem Zusatz von Natrium weiter fort, so tritt eine blaue Färbung hervor, weil in der Flüssigkeit Natriumhydroxyd gebildet wird.

2. Auch aus Natriumoxyd und aus Schwefelnatrium können wir durch Zusatz von Salzsäure Chlornatrium entstehen lassen. Im ersteren Falle vereinigt sich der Sauerstoff des Natriumoxyds mit dem Wasserstoff der Säure zu Wasser; im letzteren Falle entsteht aus Schwefel und Wasserstoff das Schwefelwasserstoffgas, das an seinem unangenehmen Geruch leicht erkannt wird.

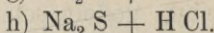
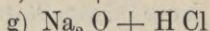
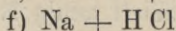
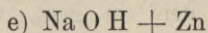
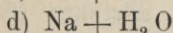
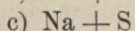
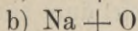
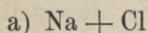
Aufgaben.

§ 87. 1. In einer mit Chlor gefüllten Flasche verbanden sich 0,71 g Chlor mit 0,46 g Natrium zu Chlornatrium. Welches Atomgewicht hat das Natrium (Na), wenn im Kochsalz ein Atom Chlor mit einem Atom Natrium vereinigt ist? Welche Wertigkeit besitzt das Natrium?

2. Wie der einwertige Wasserstoff die Verbindungen H_2O und H_2S eingeht, so bildet das Natrium die Verbindungen Na_2O , Natriumoxyd,

und Na_2S , Schwefelnatrium. Im Natriumhydroxyd sind 23 Gewichtsteile Natrium mit 16 Gewichtsteilen Sauerstoff und einem Gewichtsteil Wasserstoff verbunden, demnach erhält dasselbe die Formel Na O H ($\text{Na}-\text{O}-\text{H}$). Welche Molekulargewichte ergeben sich für die einzelnen Natriumverbindungen? Wieviel Prozent Schwefel enthält das Schwefelnatrium?

3. Durch welche Gleichungen können die von uns beobachteten Umsetzungen veranschaulicht werden?



4. Wieviel kg Chlor enthält ein Zentner chemisch reines Chlornatrium?

5. Wieviel g Natrium müssen auf Wasser einwirken zur Entwicklung von 1 l Wasserstoff?

6. Wieviel g Natrium verbinden sich mit 5 g Schwefel zu Schwefelnatrium?

7. Zur Darstellung von Wasserstoff aus Natriumhydroxyd und Zink gebrauchte man 6 g Na O H . Wieviel g Zink waren erforderlich, und wieviel l Wasserstoff erhielt man?

8. 9 g Schwefelnatrium werden durch Salzsäure zerlegt. Wieviel Chlornatrium und wieviel Schwefelwasserstoff wird dabei gebildet?

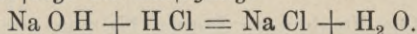
9. Durch eine Auflösung von Kochsalz in Wasser soll ein elektrischer Strom geleitet werden (vergl. Fig. 12). Auf der einen Seite erhalten wir Chlor. Was muß auf der anderen Seite an Stelle des Natriums ausgeschieden werden? In welcher Weise muß eine rote Lackmuslösung, welche wir vor dem Versuch der Kochsalzlösung zusetzen, verändert werden?

Basen (Säuren, Salze).

§ 88. Als **Basen** oder **Hydroxyde** bezeichnet man eine Reihe von Verbindungen, die aus Wasserstoff, Sauerstoff und einem Metall bestehen, z. B. Natrium-, Kalium- und Calciumhydroxyd. Alle in Wasser löslichen Basen sind kenntlich an ihrem laugenhaften Geschmack und an ihrer Fähigkeit, die rote Lackmusfarbe in blau umzuwandeln. Sie stehen demnach im

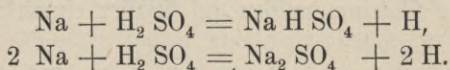
schroffen Gegensatz zu den Säuren, die durch sauren Geschmack und die Neigung, blaues Lackmuspapier zu röten, ausgezeichnet sind.

Der Gegensatz zwischen Säuren und Basen zeigt sich auch darin, daß beide Arten von Verbindungen sich nie gegenseitig vertreten, aber sich um so leichter gegenseitig zersetzen. Gießen wir Salzsäure zu Natronlauge, so erfolgt die Umkehrung:



In dieser Weise bildet sich bei der Einwirkung einer Säure auf eine Basis stets ein Salz, indem gleichzeitig Wasser abgespalten wird.

§ 89. Wirkt wenig Natrium auf viel Schwefelsäure ein, so entsteht das saure Salz **Natriumbisulfat**, NaHSO_4 , das sauren Geschmack besitzt, Lackmuspapier rötet und mit Metallen Wasserstoff entwickelt; trifft aber viel Natrium mit Schwefelsäure zusammen, so erhält man das neutrale oder normale Salz **Natriumsulfat** (Glaubersalz), Na_2SO_4 :



Man bezeichnet die Schwefelsäure, weil sie zwei durch Metalle ersetzbare Wasserstoffatome enthält, als **zweibasisch**; die Salzsäure, die deren eins besitzt, ist **einbasisch**.

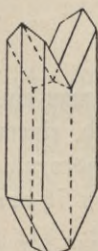
VIII. Gips.

Gips als Mineral.

§ 90. Der **Gips** ist ein Mineral von sehr geringer Härte, das in großen Lagern vorkommt und an einigen Stellen Deutschlands ganze Bergzüge bildet, z. B. am Südrande des Harzes und in Thüringen. Bei den großen Gipsmassen ist eine Kristallform in der Regel kaum zu erkennen; häufig aber tritt das Mineral auch in einzelnen, gut entwickelten, wasserhellen Kristallen auf, die von zwei Parallelogramm- und 8 Trapezflächen begrenzt werden (Fig. 41). Von diesen Kristallen können je zwei in gesetzmäßiger Weise zu einem Zwillingkristall



Figur 41.



Figur 42.

verwachsen sein, der an die Form eines Schwalbenschwanzes erinnert und an seinen einspringenden Winkeln kenntlich ist (Fig. 42).

Der kristallisierte Gips zeigt eine ausgezeichnete Spaltbarkeit in der Richtung der Parallelogrammflächen, so daß man einen Kristall mittels eines Messers in viele perlmutterglänzende Tafeln zerlegen kann (Marienglas). Ein sehr feinkörniger, an den Rändern der Bruchstücke durchscheinender Gips, der wegen seiner schneeweißen Farbe und gleichmäßigen Beschaffenheit zu Schnitzarbeiten benutzt wird, ist der Mabaſter.

Eigenschaften und Verwendung des Gipses.

§ 91. 1. Erhizen wir einen vorher gewogenen Gipskristall in einem Porzellantiegel, so wird er unter knisterndem Geräusch trübe und weiß. Dabei lockert sich die Masse des Kristalls auf, so daß er in viele feine Blättchen zerfällt. Bei nochmaligem Wägen erkennen wir, daß er bedeutend leichter geworden ist. Der Gips gibt zwischen 120 und 300° Wasser ab und verliert dabei allmählich ein Fünftel seines Gewichtes. Im großen nimmt man das Erhizen des Gipses zur Vertreibung seines Wassergehaltes in besonderen Brennöfen vor. — Ein Mineral, das dieselbe Zusammensetzung besitzt wie völlig entwässerter Gips, ist der Anhydrit; dieser kommt in grobkörnigen, derben Massen, seltener in farblosen, durchsichtigen Kristallen natürlich vor.

2. Der Gips wird vor oder nach dem Brennen zu feinem Pulver zermahlen. Befeuchtet man pulverförmigen gebrannten Gips mit Wasser (2 Teile Gips, 1 Teil Wasser), so nimmt er die beim Brennen verlorene Wassermenge wieder auf und erstarrt zu einer festen Masse, die jede beliebige Form genau auszufüllen vermag. Darauf beruht seine Verwendung zum Abformen von Statuen, zu Gipsverbänden, Stuck usw.

3. In Wasser löst sich der Gips bei gewöhnlicher Temperatur ziemlich schwer, in der Siedehitze sogar noch schwerer. Die langsam erfolgende Auswaschung der in der Natur vorkommenden Gipslager verursacht häufig die harte Beschaffenheit des Quellwassers (vergl. § 22) und gibt andererseits Veranlassung zur Bildung von Höhlen und Erdfällen.

Bestandteile des Gipses; Calciumverbindungen.

§ 92. 1. Glühende Kohle entzieht nicht allein der Luft, sondern auch vielen Verbindungen (z. B. den Eisenerzen) Sauerstoff, um damit

zu verbrennen. Erhizen wir nun gebrannten Gips mit Holzkohlepulver einige Minuten in einem Porzellantiegel vor dem Gebläse, so verliert er Sauerstoff, und es hinterbleibt **Schwefelcalcium**, das in reinem Zustande eine gelblich weiße, erdige Masse bildet. Der wasserfreie Gips besteht aus Sauerstoff, Schwefel und Calcium, letzteres ist ein schwer darstellbares weißes Metall.

2. Übergießt man Schwefelcalcium mit Salzsäure, so entstehen Schwefelwasserstoff und **Chlorcalcium**. Letzteres ist ein sehr leicht lösliches, farblos kristallisierendes Salz; beim Erhizen wird es zu einer weißen, porösen Masse, die mit großer Begierde Wasser anzieht und deshalb zum Trocknen von Gasen und Flüssigkeiten dient (vergl. § 59).

Aus der wässrigen Lösung des wasserfreien Chlorcalciums scheidet sich kristallisiertes Chlorcalcium aus, das mit Schnee eine der kräftigsten Kältemischungen (-37°) gibt und daher in Kühlhallen gebraucht werden kann. — Chlorcalcium ist auch ein Gemengteil des früher schon erwähnten Chlorkalks (vergl. § 43).

3. Versetzen wir eine Chlorcalciumlösung mit Natronlauge, so fällt ein dichter, weißer Niederschlag von **Calciumhydroxyd**, während Chlornatrium in Lösung geht.

Wenn wir den Niederschlag trocknen und glühen, so zerfällt er in Wasser und **Calciumoxyd**, einen weißen, feinporigen Stoff, der in großen Mengen technisch gewonnen wird (vergl. später § 107) und als **gebrannter Kalk** für viele Zwecke Verwendung findet.

Aus Calciumoxyd können wir leicht Calciumhydroxyd darstellen, indem wir gebrannten Kalk mit wenig Wasser übergießen; dabei verbinden sich Calciumoxyd und Wasser unter starker Wärmeentwicklung. So gewinnt man das Calciumhydroxyd im großen bei der Bereitung des Mörtels und nennt es **gelöschten Kalk** oder **Aßkalk**.

1 l Wasser löst etwa 2 g gelöschten Kalk zu **Kalkwasser**, einer klaren Flüssigkeit von laugenhaftem Geschmack und basischer Reaktion.

§ 93. 1. Versetzen wir eine Chlorcalciumlösung mit Schwefelsäure, so fällt ein weißer, kristallinischer Niederschlag von **Calciumsulfat**, der in seiner chemischen Zusammensetzung mit dem natürlich vorkommenden Gips genau übereinstimmt; daneben entsteht in der Lösung Chlorwasserstoff. Ebenso erhalten wir das Calciumsulfat, wenn Chlorcalcium mit Kupfer- oder Eisenvitriol in gelöster Form zusammengeführt wird.

2. In manchen lockeren Tonen, die Schwefelkies enthalten, bildet sich das Mineral Gips noch immer fort, indem der Schwefelkies an der Luft zu Eisenvitriol und Schwefelsäure verwittert und dann mit den in den Tonen vorkommenden Kalkverbindungen in Calciumsulfat übergeht.

Formeln und Aufgaben.

§ 94. Calcium besitzt das Zeichen Ca und das Atomgewicht 40. Calciumsulfat ist Ca SO_4 , Schwefelsäure dagegen $\text{H}_2 \text{SO}_4$; ein Atom Ca vertritt also 2 Atome H, deshalb ist es zweiwertig.

Von dem einwertigen Natrium unterscheidet sich das zweiwertige Calcium in den Formeln seiner Verbindungen folgendermaßen:

Chlornatrium Na Cl

Natriumhydroxyd Na OH

Natriumoxyd $\text{Na}_2 \text{O}$

Schwefelnatrium $\text{Na}_2 \text{S}$

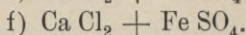
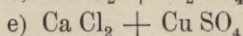
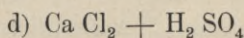
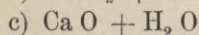
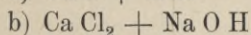
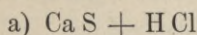
Chlorcalcium Ca Cl_2

Calciumhydroxyd $\text{Ca O}_2 \text{H}_2$

Calciumoxyd Ca O

Schwefelcalcium Ca S .

1. Durch welche Gleichungen können die besprochenen Umsetzungen dargestellt werden?



2. Wieviel g Wasser muß 1 kg Calciumoxyd beim Löschen aufnehmen?

3. Wieviel g Schwefelcalcium können durch 1 g Chlorwasserstoff zerlegt werden? Wieviel cem Schwefelwasserstoff werden dabei frei?

4. Wieviel g Chlorcalcium müssen auf Natriumhydroxyd einwirken, damit 16 g Calciumhydroxyd gebildet werden?

5. Im kristallisierten Gips sind 20,93 Prozent Wasser vorhanden. Wieviel Moleküle $\text{H}_2 \text{O}$ sind demnach mit einem Molekül Ca SO_4 vereinigt?

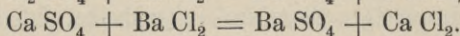
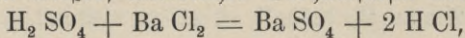
6. Das Mineral Anhydrit geht oft durch Aufnahme von Wasser in Gips über. Wieviel Gips kann dabei aus 50 kg Anhydrit entstehen?

Anhang: Baryumverbindungen.

§ 95. 1. Baryumsulfat, Ba SO_4 , kommt als **Schwerspat** oder Baryt natürlich vor in schönen, hellen, meist tafelförmigen Kristallen oder in kristallinischen Massen von blättrigem Gefüge. Der Schwerspat unter-

scheidet sich durch seine völlige Unlöslichkeit und das hohe Eigengewicht, 4,5 von vielen ähnlichen Mineralien (Gips spez. Gewicht 2,3). Er wird zur Darstellung anderer Baryumverbindungen und auch wohl zur Verfälschung von Farben und Nahrungsmitteln (z. B. Mehl) verwendet.

2. Durch Glühen mit Kohle wird der Schwerspat zu **Schwefelbaryum**, $Ba S$, reduziert. Dieses löst sich in Salzsäure zu **Chlorbaryum**, $Ba Cl_2$, einem wichtigen Reagens auf Schwefelsäure und ihre Salze, die es in weißes, unlösliches Baryumsulfat überführt:



Diese Reaktion ist so scharf, daß gipshaltiges Quellwasser bei Zusatz von Chlorbaryum sofort getrübt wird; 1 l Wasser löst nur 2,6 mg des Niederschlages.

3. **Baryumhydroxyd**, $Ba O_2 H_2$, löst sich in Wasser viel leichter als das ähnliche Calciumhydroxyd. Die Lösung, welche **Barytwasser** genannt wird, reagiert stark basisch.

IX. Kohlensäure.

Kohlensäure in der Natur.

§ 96. 1. Lassen wir Kalk- oder Barytwasser in einem Becherglase einige Zeit an der Luft stehen, so überzieht sich die Flüssigkeit mit einer feinen, weißen Haut; daraus dürfen wir schließen, daß die in der Lösung befindliche Basis aus der Luft einen Stoff, wahrscheinlich eine Säure, anzieht und mit ihm eine unlösliche Verbindung bildet. Tatsächlich enthält die Luft überall eine geringe Menge eines farblosen Gases von saurer Beschaffenheit, dieser gasförmige Stoff heißt **Kohlensäure**.

2. Wir gießen Kalkwasser in eine Kochflasche, die mit zwei rechtwinkligen Glasröhren versehen ist, so daß man die Luft sowohl beim Ein- als beim Ausatmen durch das Kalkwasser führen kann (Fig. 43). Während nun die eingeatmete Luft bei einigen Atemzügen kaum eine

merkbare Trübung des Kalkwassers verursacht, tritt beim Ausatmen die Trübung durch eine unlösliche Verbindung schon nach kurzer Zeit deutlich hervor. Daran erkennen wir, daß die ausgeatmete Luft einen bedeutend höheren Kohlen säuregehalt besitzt als die eingeatmete; im allgemeinen enthält die Luft nur 0,04 (Raum=) % Kohlen säure, aber in der ausgeatmeten Luft ist mehr als das Hundertfache, nämlich 4—5 %, davon vorhanden. Ein Erwachsener atmet in 24 Stunden etwa 1 kg Kohlen säure aus.



Figur 43

§ 97. 1. Wie bei der Atmung entsteht auch bei der Verwesung tierischer und pflanzlicher Stoffe stets Kohlen säure, deshalb ist im Erdboden und in den daraus hervorquellenden Gewässern immer etwas Kohlen säure vorhanden. Zu frischem Brunnenwasser gießen wir Kalkwasser und beobachten die Bildung einer starken Trübung; weniger deutlich tritt die durch Kalkwasser hervorgerufene Trübung im Flußwasser hervor, kaum bemerkbar ist sie im Regenwasser, da letzteres nur mit dem geringen Kohlen säuregehalt der Luft in Berührung gestanden hat. Das Quellwasser verdankt seinen erfrischenden Geschmack neben den gelösten Mineralien hauptsächlich der Kohlen säure.

2. Große Kohlen säuremengen entstehen durch die Verbrennung. Auch durch vulkanische Tätigkeit im Innern der Erde wird das Gas gebildet, so daß es z. B. bei Brohl und Trier im Eifelgebiet, in der Dinsthöhle bei Pyrmont und in der Hundsgrotte bei Neapel aus Spalten des Bodens entweicht.

Kommt es in den tieferen Erdschichten unter hohem Druck mit Wasser in Berührung, so wird es von diesem in großer Menge aufgenommen und bildet die Säuerlinge oder Sauerbrunnen (vergl. § 23), z. B. den von Selters. 1 l Wasser löst bei 15° und gewöhnlichem Druck 1 l Kohlen säure, in der Kälte mehr und in der Wärme weniger. Die Löslichkeit steigt proportional dem Druck, so daß also unter einem Druck von 4 Atm. 1 l Wasser bei 15° 4 l Gas aufnimmt.

Darstellung und Eigenschaften der Kohlen säure.

§ 98. 1. Zur Darstellung der Kohlen säure übergießen wir Marmorstücke in einer Gasentwicklungsflasche mit verdünnter Salzsäure (vergl. Fig. 13). Wir erhalten alsdann Chlorcalcium, das in

wässriger Lösung zurückbleibt, und das in reichlicher Menge entweichende Gas, das wir über Wasser in Glaszylindern auffangen.

Es ist farblos und von schwach säuerlichem Geruch und Geschmack; beim Einführen eines brennenden Spanes erweist es sich als nicht brennbar und zugleich als unfähig, die Verbrennung eines anderen Körpers zu unterhalten. Eingeatmet wirkt reine Kohlensäure sehr schädlich, indem sie Gehirn und Nerven lähmt. Kaum zwei Atemzüge genügen, um einen Menschen bewußtlos zu machen.

Auch wenn ein mit Kohlensäure gefüllter Zylinder längere Zeit offen gestanden hat, erlischt ein hineingeführtes Licht. Das Gas ist demnach schwerer als Luft (etwa $1\frac{1}{2}$ mal so schwer).

2. Ein Streifen blaues Lackmuspapier wird angefeuchtet und in einen mit Kohlensäure gefüllten Zylinder gebracht, er färbt sich langsam rot, später wird er beim Liegen an der Luft wieder blau. Davan erkennen wir, daß die Kohlensäure eine schwache und zugleich eine flüchtige Säure ist.

3. Leiten wir Kohlensäure in ein mit Kalkwasser gefülltes Becherglas, so erhalten wir die schon früher beobachtete Trübung (vergl. § 96), die durch weißes **Calciumcarbonat** oder kohlensaures Calcium hervorgerufen wird. Wenn wir aber das Einleiten von Kohlensäure lange Zeit fortsetzen, so verschwindet die Trübung wieder, das Calciumcarbonat ist demnach in reinem Wasser unlöslich, in kohlensäurehaltigem dagegen löslich.

Entfernen wir den Überschuß von Kohlensäure wiederum durch Kochen der Lösung, so erfolgt die Ausscheidung des Calciumcarbonats aufs neue (Entstehung des Kesselsteins; Höhlenbildung im Kalkgebirge, Tropfstein).

4. Bei der Einwirkung der Kohlensäure auf Barytwasser bildet sich ein weißer Niederschlag von **Baryumcarbonat** oder kohlensaurem Baryum, der auch in kohlensäurehaltigem Wasser nur wenig löslich ist.

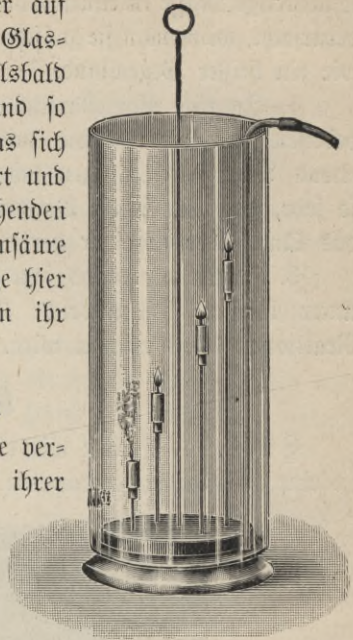
§ 99. 1. Infolge des großen Gewichtes der Kohlensäure ist es möglich, das Gas aus einem Glase in ein anderes zu gießen; ebenso können wir eine Stearinkerze dadurch zum Verlöschen bringen, daß wir einen mit Kohlensäure gefüllten Zylinder über der Flamme ausgießen.

2. Wir sammeln eine größere Menge Kohlensäure in einem Gasometer an und leiten von da aus einen kräftigen Strom des Gases bis auf den Boden eines hohen Zylinderglases (Fig. 44). Hier stehen auf

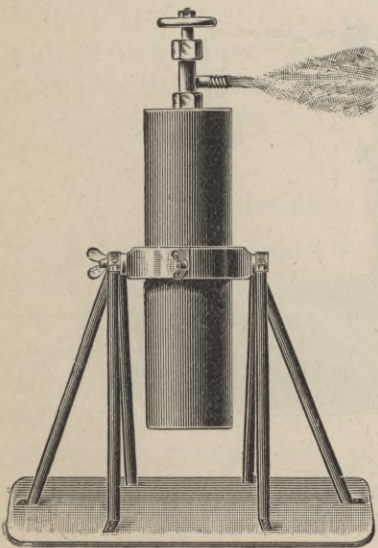
Drahtstangen von ungleicher Länge oder auf Stufen eines treppenförmig gebogenen Glasstabes mehrere brennende Wachskerzen. Als bald erlischt die unterste, darauf die nächste und so fort. Wir erkennen dabei, daß das Gas sich zuerst am Boden des Zylinderglases lagert und ganz allmählich bis zu den höher stehenden Kerzen emporsteigt. Obwohl die Kohlensäure an sich unsichtbar ist, nimmt unser Auge hier deutlich wahr, wie weit der Raum von ihr erfüllt ist.

Flüssige und feste Kohlensäure.

§ 100. 1. Gasförmige Kohlensäure verwandelt sich, wenn sie bei 0° auf $\frac{1}{36}$ ihrer gewöhnlichen Ausdehnung zusammengepreßt wird, in eine wasserhelle Flüssigkeit. Die auf diese Weise gewonnene flüssige Kohlensäure dient zur Konservierung des Bieres, zur Kälteerzeugung in Eismaschinen und zur Darstellung der künstlichen Mineralwässer.



Figur 44.



Figur 45.

2. Eine Stahlflasche mit flüssiger Kohlensäure wird zunächst so gestellt, daß beim Öffnen des Hahnes oben gasförmige Kohlensäure entweicht (Fig. 45). Das mit Geräusch ausströmende Gas dehnt sich, da es plötzlich von einem großen Druck befreit wird, stark aus und kühlt sich dabei so weit ab, daß es teilweise zu kleinen Kristallen von fester Kohlensäure erstarrt.

3. Drehen wir nun die Flasche um 180° , so ist der Hahn unten, und beim Öffnen entweicht flüssige Kohlensäure, von der ein Teil sofort verdampft. Hierdurch wird dem Rest so viel Wärme entzogen, daß dieser zu fester Kohlensäure gefriert, die wir als weiße,

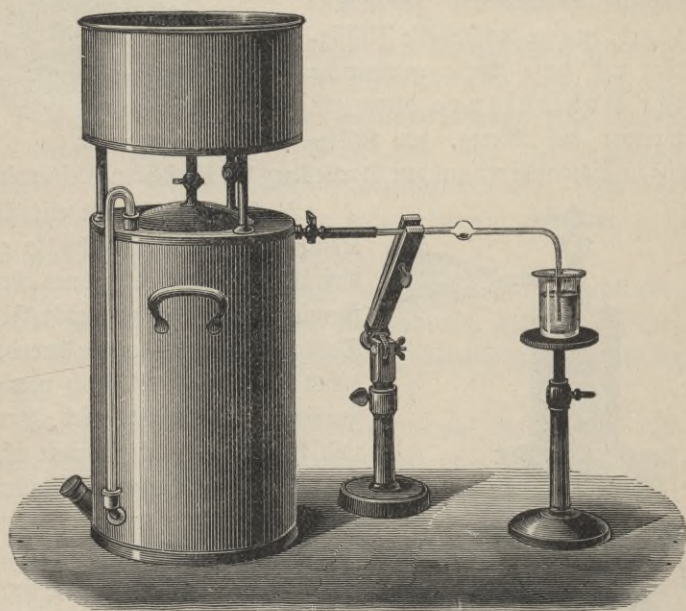
schneeartige Masse in einem Tuchbeutel auffangen. Die feste Kohlenäure verursacht, wenn man sie zwischen den Fingern drückt, ein ähnliches Gefühl wie ein heißer Gegenstand.

4. In eine Porzellanschale gießen wir etwa 1 kg Quecksilber und bedecken das Metall ganz mit fester Kohlenäure. Durch Zusatz von etwas Äther beschleunigen wir die Verdunstung der festen Kohlenäure so sehr, daß eine starke Verdunstungskälte entsteht, unter deren Einfluß das Quecksilber zu einer harten, bleiähnlichen Masse gefriert.

5. Halten wir etwas feste Kohlenäure mit Hilfe eines Drahtlöffels unter Wasser, so entweicht Kohlenäuregas, das an den erwähnten Reaktionen leicht erkannt wird.

Kohlenstoff.

§ 101. 1. Halten wir einen entzündeten Streifen Magnesiumband in eine Glasflasche, in der eine kräftige Kohlenäureentwicklung stattfindet,



Figur 46.

so verbrennt das Metall in der Kohlenäure weiter zu weißem Magnesiumoxyd, während schwarzer Kohlenstoff ausgeschieden wird. Die Kohlenäure besteht aus Sauerstoff und Kohlenstoff.

2. Der Kohlenstoff ist ein Element, das in drei voneinander völlig verschiedenen Formen in der Natur auftritt, und zwar als Diamant, Graphit und Kohle.

Der **Diamant** ist das härteste aller Mineralien, er kristallisiert meist in wasserhellen Oktaedern und ist wegen seines lebhaften Glanzes und starken Lichtbrechungsvermögens der wertvollste Edelstein.

Der **Graphit** dagegen gehört zu den weichsten Mineralien, da er sich leicht mit dem Fingernagel ritzen läßt und auf Papier abfärbt. Er bildet in der Regel schuppige oder blättrige schwarzgraue Massen und ist vollkommen undurchsichtig. Man benutzt ihn besonders zu Bleistiften.

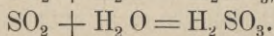
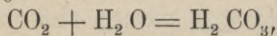
Die **Kohle** entsteht aus vielen pflanzlichen und tierischen Stoffen als Holz-, Braun- und Steinkohle, als Anthrazit, Knochenkohle usw. Sie ist von schwarzer Farbe und geringer Härte und mehr oder weniger durch fremde Stoffe verunreinigt.

3. Der Diamant ist ziemlich schwer und der Graphit sogar sehr schwer zu entzünden. Erhitzen wir aber einige Stückchen Holzkohle in einer Kugelhöhre, durch die ein Sauerstoffstrom geleitet wird (Fig. 46), so entzünden sie sich leicht und verbrennen zu Kohlensäure, die wir daran erkennen, daß sie Kalkwasser trübt und blaue Lackmuslösung rot färbt.

Ein weniger reines Kohlensäuregas bildet sich bei der Verbrennung aller Heiz- und Leuchtstoffe. Halten wir z. B. einen an Draht befestigten brennenden Kerzenstumpf in einen Glaszylinder, so geht die Flamme nach einiger Zeit aus (warum?); die durch die Verbrennung entstandene Kohlensäure weisen wir durch Hineingießen von klarem Kalkwasser nach, das beim Umschütteln trübe wird.

Kohlensäure und schweflige Säure.

§ 102. Entsprechend der „schwefligen Säure“, SO_2 , besitzt das Kohlensäuregas die Zusammensetzung CO_2 . Diese Formeln weisen uns aber darauf hin, daß die beiden Verbindungen nicht als Säuren im eigentlichen Sinne bezeichnet werden dürfen, weil sie keinen durch Metalle ersetzbaren Wasserstoff enthalten (vergl. § 41). Überdies sind CO_2 und SO_2 nicht befähigt, blaues Lackmuspapier zu röten, solange jede Spur Feuchtigkeit fern gehalten wird; erst durch die Bereinigung mit Wasser werden sie zu Säuren:



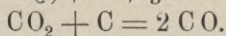
Die Verbindungen H_2CO_3 und H_2SO_3 sind die wirklichen, zur Salzbildung befähigten Säuren, sie sind indessen sehr wenig haltbar und können nicht in reinem Zustande dargestellt werden.

Es ist demnach eine Ungenauigkeit, daß man die Verbindungen CO_2 und SO_2 im gewöhnlichen Sprachgebrauch als Kohlenäure und schweflige Säure bezeichnet. Richtiger nennt man sie **Kohlenäure-Anhydrid** und **Schwefligsäure-Anhydrid**; diese Namen besagen, daß die beiden Verbindungen sich nur durch den Mangel an Wasser von den eigentlichen Säuren unterscheiden. Kürzer bezeichnet man die Gase auch als **Kohlendioxyd** und **Schwefeldioxyd**.

Kohlenoxyd.

§ 103. 1. Verbrennt im Ofen eine geringe Menge Kohle unter Zutritt von viel Luft, so entsteht Kohlendioxyd; bedeckt man aber die brennende Kohle mit einer Schicht von frischem Heizmaterial, so beginnt dieses von unten her zu erglühen, und über der neuen Kohleschicht macht sich die kleine, blaue Flamme eines Gases, des **Kohlenoxyds**, bemerkbar. Es wird nämlich das durch die Verbrennung der unteren Schicht gebildete Kohlendioxyd beim Emporsteigen durch die darüber liegende glühende Kohle in die brennbare Verbindung verwandelt.

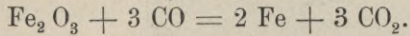
2. Um diesen Vorgang durch einen Versuch darzustellen, leiten wir von einem Gasometer oder einem konstanten Apparat her einen langsamen Strom von Kohlendioxyd durch ein mit Holzkohle-Stücken gefülltes Eisenrohr, das im Gasofen zum Glühen erhitzt wird (vergl. Fig. 7). Das entweichende Gas fangen wir im Wasser auf und erkennen es beim Entzünden an seiner blauen Flamme als Kohlenoxyd. -- Dem Kohlendioxyd ist die Hälfte seines Sauerstoffs durch die glühende Kohle entzogen, und dabei ist Kohlenoxyd, CO , gebildet nach der Gleichung:



Das Kohlenoxyd ist sehr giftig und wirkt, selbst wenn es in ziemlich geringer Menge eingeatmet wird, tödlich. Es bildet den gefährlichen Bestandteil des Kohlendunstes, der beim unvorsichtigen Schließen einer Ofenklappe oder bei der Benutzung offener Kohlenfeuer in geschlossenen Räumen auftritt. Auch das Leuchtgas wirkt giftig durch seinen Gehalt an Kohlenoxyd.

§ 104. Das Kohlenoxyd vermag nicht allein mittels des freien Sauerstoffs zu verbrennen, sondern es ist auch imstande, manchen Metall-

oxyden in der Hitze Sauerstoff zu entziehen und dieselben zu Metall zu reduzieren. Im *Hochofen* (vergl. § 72) verbrennt zunächst die unterste Schicht Kohle zu Kohlendioxyd, das zu den höher liegenden, glühenden Kohleschichten emporsteigt und dort zu Kohlenoxyd reduziert wird. Dieses wirkt auf die glühenden Eisenerze ein, indem es ihren Sauerstoffgehalt an sich zieht und damit wieder zu Kohlendioxyd verbrennt, z. B.:



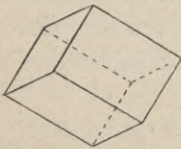
Das so zum zweiten Male entstehende Kohlendioxyd wird zumeist wiederum durch glühende Kohle in Kohlenoxyd übergeführt, und die aus dem Hochofen entweichenden *Gichtgase* finden wegen ihres hohen Kohlenoxydgehalts noch Verwendung als wertvolles Heizmaterial.

§ 105. 1. Im Kohlendioxyd ist ein Atom Kohlenstoff mit zwei Atomen des zweiwertigen Sauerstoffs verbunden. Ueberdies ist das Kohlenstoffatom auch befähigt, mit vier Atomen Wasserstoff oder Chlor Verbindungen einzugehen; deshalb betrachtet man den Kohlenstoff als vierwertig.

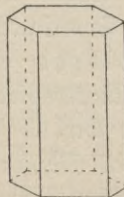
2. Da nun im Kohlenoxyd nur ein Atom des zweiwertigen Sauerstoffs mit einem Atom des vierwertigen Kohlenstoffs vereinigt ist, müssen wir diese Verbindung als eine *ungesättigte* ansehen, indem wir annehmen, daß die Bindkraft des Kohlenstoffatoms nur zum Teil in Anspruch genommen, zum Teil also noch frei ist. Tatsächlich besitzt ja auch der Kohlenstoff des Kohlenoxyds eine starke Neigung, noch weitere Mengen Sauerstoff anzuziehen und sich damit zu Kohlendioxyd zu verbinden.

Kalkspat.

§ 106. 1. Von den Salzen der Kohlensäure kommt das Calciumcarbonat, CaCO_3 , am meisten natürlich vor. Es ist in reinem Zustande als *Kalkspat* ein wichtiges, in allen Gebirgen Deutschlands häufiges Mineral, bei welchem das von 6 Rhomben begrenzte *Rhomboider*



Figur 47.

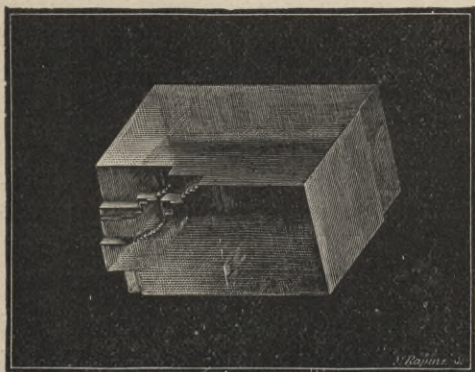


Figur 48.



Figur 49.

(Fig. 47) die vorherrschende Kristallform bildet; einige Kristalle zeigen die Form von sechsseitigen Säulen (Fig. 48) oder von Skalen-



Figur 50.

edern (Fig. 49), aber auch diese lassen sich leicht durch Spaltung in kleine Rhomboeder zerlegen. Vollkommen farblose und durchsichtige Kalkspatkristalle kommen auf Island vor und werden, da sie eine starke Doppelbrechung des Lichtes hervorrufen, als isländischer Doppelspat bezeichnet (Fig. 50). Wird ein solcher Kristall auf beschriebenes Papier gelegt,

so läßt er die Schriftzüge doppelt nebeneinander erscheinen.

2. Ein Mineral, das mit dem Kalkspat in seiner chemischen Zusammensetzung übereinstimmt, aber in seiner Kristallform von ihm völlig abweicht, ist der meist säulenförmig ausgebildete **Aragonit**.

Auch der **Marmor** besteht aus Calciumcarbonat, und zwar in feinkristallinischer Ausbildung.

Ferner kommt die Verbindung in mächtigen Lagern, aber weniger rein als Kreide und als dichter Kalkstein natürlich vor.

Gebraunter Kalk, Mörtel, Zement.

§ 107. 1. Kreide und dichter Kalkstein werden zur Gewinnung des gebrannten Kalks (vergl. § 92) in Kalköfen geglüht. Um diesen Vorgang im kleinen nachzuahmen, umwickeln wir ein Stück Kreide (oder auch Marmor) mit einem Platindraht und wägen dasselbe, bevor es freischwebend aufgehängt und vor dem Gebläse zum Glühen erhitzt wird. Nach dem Erkalten wägen wir wieder und bemerken einen erheblichen Gewichtsverlust. Das Calciumcarbonat hat einen gasförmigen Bestandteil, das Kohlendioxyd, eingebüßt; der Rest färbt, wenn er angefeuchtet wird, rotes Lackmuspapier blau, er besteht aus Calciumoxyd oder gebranntem Kalk.

2. Zur Herstellung des Mörtels wird zunächst der gebrannte Kalk mit mehr als dem gleichen Volumen Wasser übergossen (gelöst); er wird dadurch zu einem dünnen Brei, der nach kurzer Zeit zu einer

steifen Masse erstarrt. Dieser steife Kalkbrei wird nun, mit dem zweibis fünffachen Volumen Sand vermischt und mit Wasser angerührt, als Mörtel verwandt, der an der Luft zu einer festen Masse erhärtet. Das Erhärten des Mörtels beruht auf einer chemischen Umsetzung des Calciumhydroxyds mit dem Kohlendioxyd der Luft, wobei Calciumcarbonat gebildet wird, während Wasser entweicht; der Sand dient nur dazu, das unregelmäßige Zusammenziehen (Schwinden) der Masse zu verhindern. In neugebauten Häusern werden eiserne Koksöfen aufgestellt, in denen einerseits durch Verbrennung von Kohle oder Koks Kohlendioxyd entsteht, das zur beschleunigten Bildung von Calciumcarbonat beiträgt, während andererseits die von den Öfen ausgestrahlte Hitze eine schnellere Verdunstung des im Mörtel enthaltenen und aus dem Calciumhydroxyd freiwerdenden Wassers bewirkt.

3. Kalkstein, der größere Mengen Ton enthält, löst sich nach dem Brennen schwer oder gar nicht; man sagt, er ist totgebrannt. Dagegen besitzt solcher Kalk die Fähigkeit, nach sehr starkem Glühen als feines Pulver mit Wasser und sogar unter Wasser steinhart zu werden. Durch diese Eigenschaft wurde man zur Herstellung des Zementes geführt, der zuerst in England (Portlandzement), dann seit etwa 50 Jahren auch in Deutschland in stets steigender Menge zu allerlei Bauten, besonders solchen, bei denen der Zutritt von Wasser verhindert werden soll, verwandt wird.

Magnesium.

§ 108. 1. Viel Ähnlichkeit mit dem Calciumcarbonat besitzt das **Magnesiumcarbonat**, das, künstlich dargestellt, ein weißes, kristallinisches Pulver bildet.

In der Natur kommt es als **Magnesit** vor, und zwar entweder als dichter Magnesit in unregelmäßigen derben Massen oder als Magnesitspat in rhomboederförmigen Kristallen, die denen des Kalkspats gleich gestaltet sind.

2. Aus Magnesiumcarbonat und Calciumcarbonat besteht das Mineral **Dolomit**, dessen Kristalle ebenfalls die Rhomboederform des Kalkspats erkennen lassen, das aber zumeist in derben Massen gesteinsbildend auftritt und die durch schroffe Abstürze ausgezeichneten Dolomitfelsen (z. B. die Dolomiten in Süd-Tirol) bildet.

3. Erhitzen wir das Magnesiumcarbonat in einer Probierröhre (vergl. Fig. 40), so entweicht Kohlendioxyd, während **Magnesium =**

oxyd als leichtes, weißes Pulver hinterbleibt, das unter dem Namen gebrannte Magnesia als Heilmittel angewandt wird.

4. Beim Auflösen des Magnesiumoxyds in Salzsäure erhalten wir Chlormagnesium, ebenso wie wir aus dem Calciumoxyd das Chlorcalcium gewinnen können.

Auch das Magnesiumcarbonat können wir leicht in Chlormagnesium überführen, indem wir es in einem Becherglase mit verdünnter Salzsäure übergießen.

5. Aus geschmolzenem Chlormagnesium wird entweder durch Einwirkung von Natrium oder durch den elektrischen Strom das Metall **Magnesium** gewonnen.

Gepulvertes Magnesium dient, mit Kaliumchlorat (chlorsaurem Kalium) gemischt, zur Erzeugung des sogenannten Blitzlichtes.

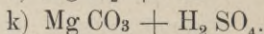
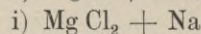
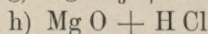
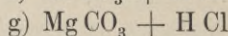
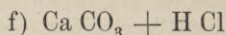
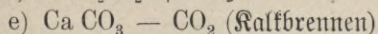
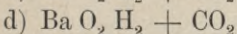
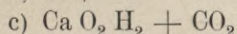
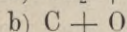
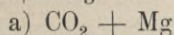
6. Magnesiumsalze, besonders Chlormagnesium und das früher schon erwähnte Magnesiumsulfat, finden sich im Meerwasser und in einigen Solquellen (Bitterwasser), vor allem aber in den Staßfurter Abraum-salzen. Im Kochsalz ist stets ein wenig Chlormagnesium enthalten, das hauptsächlich das Feuchtwerden des Kochsalzes verursacht.

Aufgaben.

§ 109. 1. Im Kohlendioxyd, CO_2 , sind 3 Gewichtsteile Kohlenstoff mit 8 Gewichtsteilen Sauerstoff verbunden. Wie groß ist demnach das Atomgewicht des Kohlenstoffs?

2. Baryumcarbonat und Magnesiumcarbonat entsprechen in ihrer Zusammensetzung dem Calciumcarbonat, ebenso entspricht das Chlormagnesium dem Chlorcalcium. Welche Formeln ergeben sich hiernach?

3. Wie können die folgendermaßen angedeuteten Gleichungen vervollständigt werden?



4. Wieviel g und wieviel l Kohlendioxyd entstehen bei der Verbrennung von 1 g Kohlenstoff?

5. Ein Gasometer von 15 l Inhalt soll mit Kohlendioxyd gefüllt werden. Wieviel g Marmor müssen zum Zweck der Gasentwicklung durch Salzsäure zersezt werden?

Wird dieselbe Menge Marmor ausreichen, wenn das Kohlendioxyd durch Glühen des Minerals gewonnen werden soll?

6. Wieviel cem Kohlendioxyd sind in 1 l Luft enthalten? Wieviel g Kohlenstoff enthält demnach 1 l Luft?

7. Was muß bei der Verbrennung des Kohlenoxyds gebildet werden? Wie kann man das Verbrennungsprodukt nachweisen?

8. Um wieviel Prozent ist der Kohlenstoffgehalt des Kohlenoxyds größer als derjenige des Kohlendioxyds?

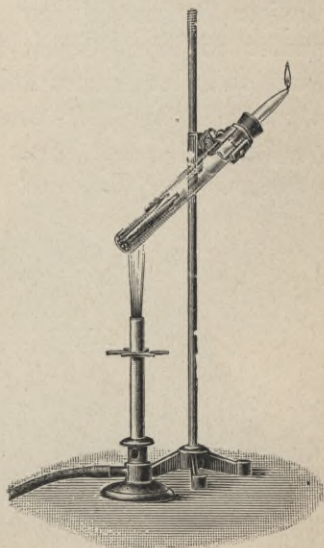
9. Wir leiten Kohlendioxyd in eine Probierröhre mit gelöschtem Kalk (Kalkbrei), nach einiger Zeit beginnt letzterer fest zu werden, so daß die zum Einleiten benutzte Glasröhre sich verstopft. Durch welche Umsetzung muß dieses verursacht werden?

X. Holz, Kohle, Leuchtgas.

Holzkohle.

§ 110. 1. In einer Probierröhre aus Kaliglas erhitzen wir einige Holzspäne und beobachten das Entweichen eines Gases, das sich als brennbar erweist (Fig. 51). In der Probierröhre hinterbleibt außer einigen Tropfen einer zum Teil sauren (Holzeßig), zum Teil teerähnlichen Flüssigkeit (Holzteer) eine schwarze Masse, die **Holzkohle**. Demnach ist das Holz unter Auscheidung eines gasförmigen und eines flüssigen Zerfallsproduktes in Holzkohle übergegangen.

2. Schneller noch gelingt uns die Umwandlung des Holzes in Kohle, wenn wir ein Stück Holz mit einigen Tropfen konzentrierter Schwefelsäure befeuchten; die benetzten Stellen färben sich alsbald schwarz. In ähnlicher Weise können wir auch andere aus dem Pflanzenreiche stammende



Figur 51.

Stoffe verkohlen lassen. In einem Becherglase lösen wir eine nicht zu geringe Menge gepulverten Zucker in wenig Wasser auf und fügen darauf viel konzentrierte Schwefelsäure hinzu. Sofort bildet sich eine schwarze Masse von Kohle, die bis zum Rande des Becherglases empor-schäumt.

§ 111. Um das Holz im großen in Holzkohle überzuführen, läßt man es in Kohlenmeilern unvollständig verbrennen; ein solcher ist in Fig. 52 im Durchschnitt und in Fig. 53 in äußerer Ansicht dargestellt.

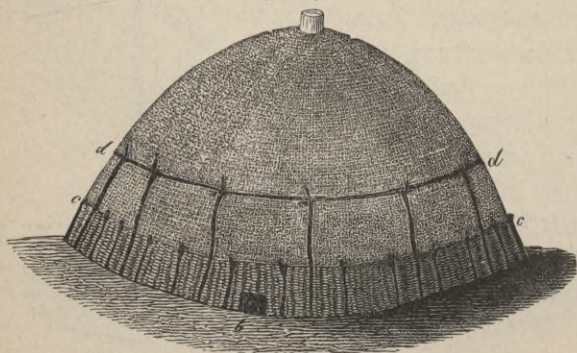
Bei der Anlage eines Meilers wird darauf Bedacht genommen, daß in der Mitte ein Luftgang oder Schacht (aa in Fig. 52) freibleibt.



Figur 52.

Bei der Anlage eines Meilers wird darauf Bedacht genommen, daß in der Mitte ein Luftgang oder Schacht (aa in Fig. 52) freibleibt. Deshalb richtet man zunächst einige senkrechte Pfähle auf, die durch Querhölzer (n) auseinander gehalten werden. Alsdann schichtet man ringsherum das Holz in regelmäßigen Lagen zu einem halbkugelförmigen Haufen auf, der mit einer Schicht Reisig oder Laub und darüber mit einer Schicht Erde (c und b in Fig. 52) bedeckt wird. Durch einen wagerechten Kanal (b in Fig. 53) entzündet man den Holzstoß und bewirkt durch abwechselndes Öffnen und Schließen einzelner Zuglöcher, daß das Feuer sich allmählich verbreitet, und daß es immer nur zur Verkohlung und nicht zur vollständigen Verbrennung

Der Holzmasse hinreicht. Werden zum Schluß alle Öffnungen verstopft, so erlischt das Feuer, und es hinterbleibt die Holzkohle, deren Jahresringe die Entstehung aus Holz noch deutlich erkennen lassen.



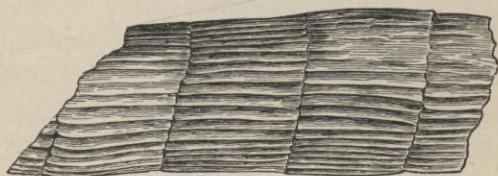
Figur 53.

Der Holzmasse hinreicht. Werden zum Schluß alle Öffnungen verstopft, so erlischt das Feuer, und es hinterbleibt die Holzkohle, deren Jahresringe die Entstehung aus Holz noch deutlich erkennen lassen.

Steinkohle, Braunkohle, Torf.

§ 112. 1. Wenn Holz viele Jahre lang unter der Erde liegt, beginnt eine langsame Verwesung desselben, durch die es ganz allmählich in Kohle übergeführt wird. Die Umwandlung, welche es dabei im Laufe großer Zeitabschnitte erleidet, ist der Veränderung ähnlich, die die Holzspäne bei unserem Versuch unter dem Einfluß der Wärme in kurzer Zeit erfahren haben. Von den gasförmigen und flüssigen Zerzeugungsprodukten des Holzes wird ein Teil an die Luft abgegeben oder durch die Feuchtigkeit des Bodens fortgeführt, der Rest wird dadurch verhältnismäßig reicher an Kohlenstoff.

2. Auf diese Weise erklären wir uns die Entstehung der **Steinkohlen** aus den gewaltigen Wäldern eines früheren Zeitalters der Erde. Die in der Steinkohle vorkommenden Stämme und Blattabdrücke zeigen uns, daß die blütenlosen Pflanzen, insbesondere schachtelhalmähnliche Calamiten (Fig. 54) und baumartige Farne (Fig. 55) in den Wäldern der Steinkohlenzeit zahlreich vertreten waren; daneben waren die etwas höher organisierten, jetzt gänzlich ausgestorbenen Sigillarien und Lepidodendren sehr verbreitet.



Figur 54.



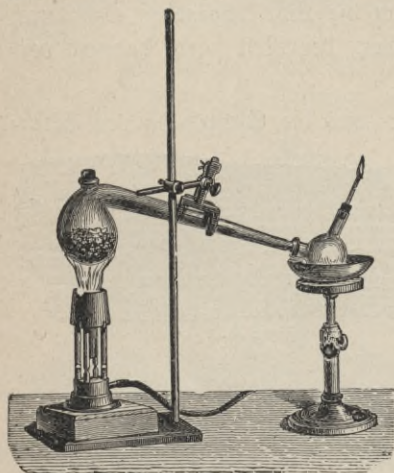
Figur 55.

3. Bedeutend jünger als die Steinkohlen sind die **Braunkohlen**, deshalb ist bei ihnen die Verkohlung noch nicht so weit fortgeschritten wie bei den ersteren. Die Holzreste, die man nicht selten in der Braunkohle erkennt, sind den Nadelhölzern, Palmen und Laubhölzern zuzurechnen und weisen schon einige Ähnlichkeit mit den heutigen Waldbäumen auf.

4. Nur eine geringe Veränderung haben die Pflanzenreste, aus denen der **Torf** besteht, durch die Verkohlung erfahren. Die Bildung des Torfes, an der namentlich die in Sümpfen vermodernden Moose, Gräser, Niedgräser und Heidegewächse beteiligt sind, ist in der Gegenwart noch zu beobachten.

Leuchtgas.

§ 113. 1. Wir erhitzen kleine Stücke einer guten, fetten Steinkohle in einer Retorte aus schwer schmelzbarem Glase (Fig. 56). Nach einiger Zeit bemerken wir die Entwicklung bräunlich gefärbter Dämpfe, die sich in einer durch Wasser gut abgekühlten Vorlage niederschlagen; gleichzeitig entweicht aus der Vorlage ein Gas, das mit hell leuchtender



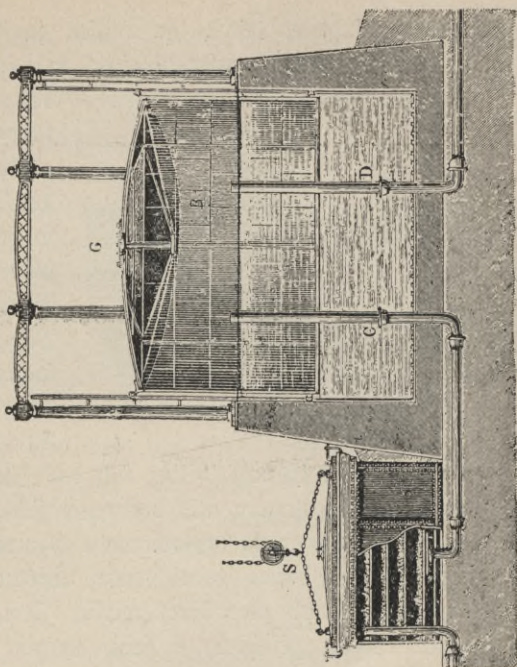
Figur 56.

Flamme brennbar ist und deshalb **Leuchtgas** genannt wird. Obwohl sich die Flamme des Leuchtgases von der nichtleuchtenden Wasserstoffflamme wesentlich unterscheidet, bildet doch der Wasserstoff einen Hauptbestandteil des Leuchtgases, und zwar ist er darin theils in freiem Zustande vorhanden, theils aber verbunden mit Kohlenstoff zu mehreren **Kohlenwasserstoffen**. Die braune Flüssigkeit, die sich in der Vorlage ansammelt, besteht hauptsächlich aus **Teer**; in der Retorte hinterbleibt zuletzt eine sehr kohlenstoffreiche, poröse Masse, der **Koks**.

Wir erhalten demnach wie beim Erhitzen der Holzspäne ein gasförmiges, ein flüssiges und ein festes Zerlegungsprodukt und erkennen daran, daß bei der Bildung der Steinkohlen keiner der wichtigsten Bestandteile des Holzes ganz verloren gegangen ist.

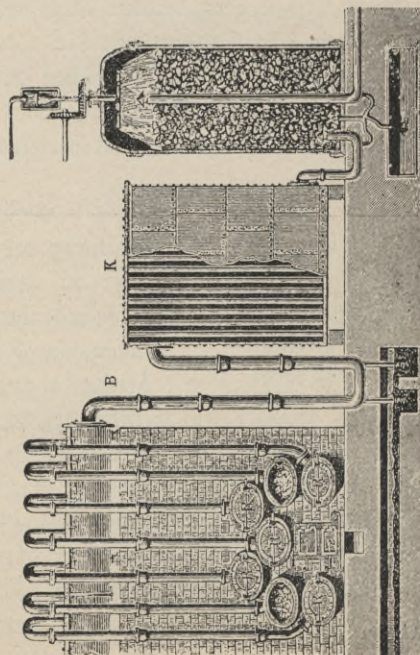
2. Zur Gewinnung des Leuchtgases im großen verwendet man röhrenförmige Retorten aus feuerfestem Ton (R in Fig. 57). Das in diesen aus der stark erhitzten Steinkohle entwickelte Gas leitet man zunächst durch senkrecht aufsteigende Rohre in eine Vorlage, in der der Teer ausgeschieden und nach unten abgeleitet wird. Weiter führt man das Gas durch den Kühlapparat K zum Waschturm, wo es mit herabrieselndem kalten Wasser in Berührung kommt und an letzteres große Mengen von Ammoniakgas abgibt. Einige andere Verunreinigungen werden dem Gase im Trockenreiniger S entzogen, darauf tritt es durch das Rohr C in den Gasometer G ein und kann von hier aus nach Bedarf durch das Rohr D den Verbrauchsstellen zugeführt werden.

3. Der Teer, der bei der Gasbereitung als Nebenprodukt gewonnen wird, enthält die mannigfaltigsten chemischen Verbindungen des Kohlenstoffs und dient zur Darstellung der prächtigen Anilinfarben, der Karbolsäure und vieler Heilmittel. Das aus dem Waschturm abfließende Wasser wird Gaswasser genannt, man verwendet es zur Gewinnung des Ammoniak und seiner Verbindungen (vergl. später § 130 u. f.).



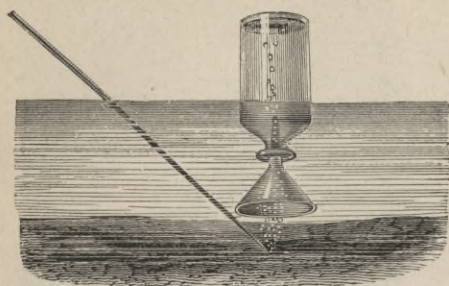
Sumpfgas.

§ 114. 1. Unter den im Leuchtgase enthaltenen Kohlenwasserstoffen überwiegt der Menge nach das Sumpf- oder Grubengas. Dieses bildet sich überall, wo Holz und andere Pflanzstoffe unter Wasser vermodern. Berührt man den Schlamm eines stehenden Gewässers mit einem langen Stabe, so macht sich in der Regel ein Entweichen von Sumpfgas in Form von emporsteigenden Blasen bemerkbar. An einem geeig-



Figur 57

neten Orte gelingt es leicht, die Blasen in einer Flasche aufzufangen (Fig. 58) und letztere unter Wasser zu verforken. Wenn wir dann



Figur 58.

beim Öffnen der Flasche das farb- und geruchlose Gas entzünden, indem wir gleichzeitig Wasser in die Flasche eingießen, so verbrennt es mit schwacher, blauer Flamme. Wird das Sumpfgas mit der doppelten Menge Sauerstoff oder der zehnfachen Menge Luft vermischt und darauf entzündet, so erfolgt die Verbrennung unter Explosion.

2. In großer Menge bildet sich das Sumpf- oder Grubengas in manchen Steinkohlenlagern und verbreitet sich in den Kohlenbergwerken, wo es mit der Luft leicht explodierende Gemenge, die schlagenden Wetter, bildet, deren vernichtende Wirkung oft noch durch feingewirkten Kohlenstaub vergrößert wird. Um gegen die Gefahr der schlagenden Wetter gesichert zu sein, umgibt man die Grubenlampen ringsum mit einem dichten Drahtnetz. Sobald nun die gefährlichen Gase durch das Drahtnetz in die Lampe eindringen, erfolgt hier eine kleine Explosion, die das Erlöschen der Lampe zur Folge hat, aber sich nicht durch die feinen Öffnungen des Drahtgeflechtes nach außen fortpflanzen kann (Davy'sche Sicherheitslampe).

Die Flamme.

§ 115. 1. Die Verbrennung des Leuchtgases mittels des Bunsen'schen Gasbrenners findet in verschiedener Weise statt, je nachdem wir die unten am Brenner befindlichen Luftlöcher schließen oder öffnen. Sind sie geschlossen, so können wir 3 Zonen der Flamme unterscheiden; die innerste erscheint als dunkler Kern und wird durch ausströmendes Leuchtgas gebildet, die mittlere besteht aus einem großen, hellen Lichtkegel, dem die Flamme ihre Leuchtkraft verdankt, und die äußerste bildet einen bläulichen, kaum sichtbaren Mantel. Berühren wir mit dem Deckel eines Porzellantiegels nur den Mantel, so bleibt das Porzellan weiß und rein; sobald wir aber den Lichtkegel treffen, zeigt sich ein schwarzer Anflug von feinem Kohlenstaub oder Ruß. Deshalb müssen wir annehmen, daß die Kohlenwasserstoffe im Lichtkegel eine Zer-

setzung erleiden in der Weise, daß dort nur der Wasserstoff verbrannt wird, während der schwerer brennbare Kohlenstoff zum Glühen erhitzt wird und erst im Mantel der Flamme zur Verbrennung gelangt.

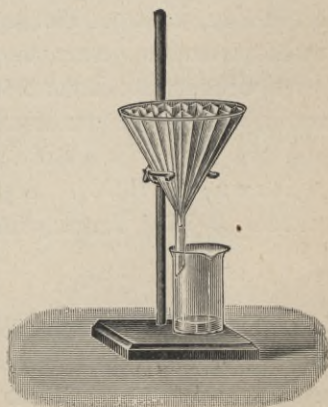
2. Öffnen wir die Luftlöcher, so mischt sich das Gas im Innern des Brenners mit Luft, und die Verbrennung findet in allen Theilen der Flamme statt. Der Lichtkegel verschwindet, während die Heizkraft vergrößert wird. Wir unterscheiden jetzt in der schwach bläulichen Flamme nur eine innere Zone mit fast vollständiger und eine äußere Zone mit ganz vollständiger Verbrennung. Führen wir eine langgestreckte Uhrfeder wagerecht in die Flamme ein, so erglüht sie zunächst in der äußeren Zone, und wir erkennen bei mehrmaliger Einführung derselben in verschiedener Höhe, daß die äußere Zone von unten her an Breite zunimmt, bis etwa an der Spitze der kegelförmigen inneren Zone ihre größte Breite und damit die heißeste Stelle der Flamme erreicht wird. — Erhitzen wir in einer nichtleuchtenden Gasflamme ein Bündel Platindraht, so erglüht es und strahlt dabei helles Licht aus; in ähnlicher Weise wird das **Gasglühlicht** erhalten, indem man ein mit Verbindungen der seltenen Metalle **Thor** und **Cer** getränktes Baumwollgewebe in eine nichtleuchtende Flamme einführt.

3. Jede Kerzenflamme läßt 3 Zonen erkennen, die denjenigen der leuchtenden Gasflamme entsprechen. Den dunklen Kern bilden die in Gasform übergehenden Leuchtstoffe, denen dort der zur Verbrennung nötige Sauerstoff fehlt; führen wir sie durch eine Glasröhre nach außen, so können wir sie wie ausströmendes Leuchtgas verbrennen lassen.

Pottasche und Soda.

§ 116. 1. Laugen wir die Asche einer Landpflanze, z. B. der Buche, mit heißem Wasser auf einem Papierfilter aus (Fig. 59) und dampfen die ablaufende Lösung zur Trockne ein, so hinterbleibt eine graue, durch Glühen weiß werdende salzartige Masse, die **Pottasche**; in gleicher Weise würden wir aus der Asche einer Seepflanze, z. B. des Seetangs, die **Soda** erhalten.

In früherer Zeit wurden Pottasche und Soda lediglich durch Auslaugung von



Figur 59.

Pflanzenasche gewonnen. Auch jetzt noch wird viel Pottasche in walddreichen Ländern, wie Kanada und Rußland, aus Holzasche dargestellt; dagegen hat sich die Sodabereitung aus Seepflanzenasche nur noch in wenigen Küstengebieten erhalten, und man gewinnt die großen Sodamengen, die zur Darstellung von Glas, Seife und Farben sowie im Haushalt erforderlich sind, zumeist durch chemische Umsetzung.

2. Pottasche ist ein leichtlösliches, weißes, körniges Pulver, das in feuchter Luft Wasser anzieht und dabei zerfließt. Die Soda dagegen bildet große, wasserhelle Kristalle, die an der Luft verwittern, indem sie unter Abgabe von Wasser undurchsichtig werden und zu weißem Pulver zerfallen. Erwärmen wir einen Sodakristall im Probierrohr, so löst er sich bei 50° in seinem eigenen Wassergehalt. Durch andauerndes Erhitzen der kristallisierten Soda erhält man die weiße, pulverförmige wasserfreie oder kalzinierte Soda.

3. Übergießen wir Soda oder Pottasche mit Salz- oder Schwefelsäure, so entweicht stürmisch Kohlendioxyd. Bringen wir etwas Soda am Platindraht in eine nichtleuchtende Flamme, so färbt diese sich leuchtend gelb infolge der Anwesenheit von Natrium. Pottasche verleiht der Flamme eine violette Farbe, die durch Kalium ($K = 39$), ein dem Natrium ähnliches einwertiges Metall, verursacht wird. Soda ist Natriumkarbonat, Na_2CO_3 (mit oder ohne Wasser), und Pottasche ist Kaliumkarbonat, K_2CO_3 .

4. Pottasche und Soda finden mannigfaltige Verwendung im Haushalte; die erstere ist allerdings durch die letztere aus städtischen Haushaltungen fast verdrängt worden. Beide Stoffe dienen z. B. zum Reinigen der Wäsche, sowie der Wohnräume. Soda braucht man, um hartes Wasser weich zu machen, ferner als Zusatz zu Gemüsen und Hülsenfrüchten, um deren Bestandteile leichter löslich zu machen; als Zusatz zu sauren Speisen, um überschüssige Säure abzustumpfen. Statt der Soda benutzt man vielfach das Natriumbikarbonat oder doppelkohlensäure Natron, $NaHCO_3$. Letzteres dient auch zur Herstellung des Brausepulvers (3 Teile Natriumbikarbonat, 2 Teile Weinsäure).

Seife.

§ 117. 1. Zu einer Lösung von Soda oder Pottasche gießen wir Kalkwasser und erhalten Natrium- oder Kaliumhydroxyd in wässriger Lösung, während Calciumkarbonat als weißer Niederschlag ausgeschieden wird.

Um Natrium- und Kaliumhydroxyd im großen zu gewinnen, trägt man gelöschten Kalk in die siedenden Lösungen von Soda und Pottasche ein. Die so entstehenden Natron- und Kalilaugen können, nachdem sie sich geklärt haben, zur Darstellung der festen Hydroxyde eingedampft und geschmolzen werden; zum größten Theile aber werden sie zur Gewinnung der **Seife** verwandt.

2. Wir machen ein Stückchen Rindertalg durch Erhitzen in einem Porzellanschälchen flüßig, setzen Natronlauge hinzu und kochen unter fortwährendem Umrühren einige Minuten. Fügen wir dann etwas Kochsalz hinzu, so scheidet sich eine weiße Masse, die **Seife**, ab, die als solche leicht erkannt wird, wenn man sie im Wasser zum Schäumen bringt.

In den Seifensiedereien werden die verschiedensten Arten von Fetten, z. B. Talg, Schmalz, Kokosöl, Palmöl, mit Natron- oder Kalilauge zu Seife verarbeitet, indem man die Fette mit etwas Lauge in schmiedeeisernen Kesseln ansetzt und unter allmählichem Zusatz von Lauge bei beständigem Umrühren so lange siedet, bis die ganze Masse eine klare, durchsichtige, glänzende Flüssigkeit, den **Seifenleim**, bildet, der sich in Fäden ausziehen läßt. Kann man einen Tropfen dieses Seifenleims zu weißen Blättchen zerdrücken, so setzt man Kochsalz hinzu und läßt nun die Masse erkalten. Auf der Oberfläche scheidet sich die **Kernseife** aus, während unter ihr eine Flüssigkeit, die **Unterlauge** (in der Glycerin enthalten ist), zurückbleibt. Die Natronseifen sind fest, die Kaliseifen weich. Während die ersteren an der Luft zu einer harten Masse trocknen, ziehen die letzteren, auch wenn sie künstlich von Wasser befreit waren, dieses sehr rasch aus der Luft wieder an (Schmierseife). Die sogenannten Toilettenseifen werden aus ganz reinen Rohstoffen, Natronlauge und Kokosöl, hergestellt und durch Zusatz von ätherischen Ölen wohlriechend gemacht.

3. Die Wirkung der Seife beruht darauf, daß sie beim Waschen zersezt wird, indem freie Lauge sich abscheidet. Diese ist es, die die Unreinigkeiten (Fett, Schmutz) durch Auflösen beseitigt. In heißem Wasser löst sich die Seife leichter als in kaltem, in salzhaltigem schwerer als in reinem (Prüfung des Wassers!).

Kalium.

§ 118. 1. Metallisches Kalium ist wie Natrium ein leichter, wachsweicher, auf frischen Schnittflächen silberweiß glänzender Stoff,

der sich an der Luft sehr leicht oxydiert und deshalb unter Vaselinöl oder Petroleum aufbewahrt wird.

Werfen wir ein Stückchen Kalium auf Wasser, so tritt eine heftige Wasserstoffentwicklung ein; das entweichende Gas entzündet sich, und seine Flamme wird durch verdampfendes Kalium violett gefärbt.

2. Hierbei entsteht die sehr kräftige Basis **Kaliumhydroxyd** oder **Ätzkali**, KOH .

Wie Natriumhydroxyd ist das Kaliumhydroxyd in wasserfreiem Zustande eine weiße, feste, an der Luft zerfließende Masse. Es löst sich in Wasser unter Erhitzung zu **Kalilauge**, einer Flüssigkeit von stärkster ätzender Wirkung.

3. Früher diente die Pottasche zur Darstellung aller übrigen Kaliumverbindungen, aber seit der Erschließung der norddeutschen Kalisalzlager benutzt man dazu das **Chlorkalium**, KCl , das auch als Düngemittel von großer Bedeutung ist. Es kommt für sich als **Sylvin** in durchsichtigen, würfelförmigen Kristallen natürlich vor, mit Chlormagnesium tritt es in großen Mengen auf als **Carnallit**, $\text{KCl} \cdot \text{MgCl}_2 + 6 \text{H}_2\text{O}$, und mit Magnesiumsulfat als **Kainit**, $\text{KCl} \cdot \text{MgSO}_4 + 3 \text{H}_2\text{O}$. Wie das Chlornatrium ist es im Meerwasser enthalten, aber in viel geringerer Menge.

4. Mit Schwefelsäure bildet das Kalium das normale **Kaliumsulfat**, K_2SO_4 , und das saure Salz KHSO_4 .

Aufgaben.

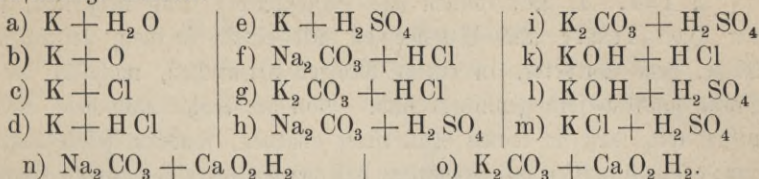
§ 119. 1. Sumpfgas besteht aus 75 % Kohlenstoff und 25 % Wasserstoff. Wieviel Wasserstoff ist demnach mit einem Atomgewicht Kohlenstoff verbunden? Welche Formel ergibt sich daraus?

2. Welche beiden Verbindungen müssen bei der Verbrennung des Sumpfgases gebildet werden? Nach welcher Gleichung muß die Umsetzung vor sich gehen?

3. Wieviel cbm Sauerstoff sind zur Verbrennung von 1 kg Grubengas erforderlich? In wieviel cbm Luft ist diese Sauerstoffmenge enthalten?

4. Welche Verbindungen müssen neben Kohlendioxyd bei der Zersetzung von Soda und Pottasche durch Salzsäure bezw. Schwefelsäure gebildet werden?

5. Wie können die folgendermaßen angedeuteten Umsetzungs-gleichungen vervollständigt werden?



6. Wieviel Kaliumhydroxyd entsteht, wenn 2 g Kalium auf Wasser einwirken?

7. Wieviel Chlorkalium müssen wir erhalten beim Erhitzen von 0,67 g Kalium im Chlorstrome?

8. Wieviel Chlornatrium entsteht, wenn 18 g wasserfreie Soda in Salzsäure gelöst werden?

9. 143 g kristallisierte Soda gehen beim Erhitzen in 53 g wasserfreie (kalzinierte) Soda über. Wieviel beträgt der Wasserverlust auf ein Molekulargewicht des wasserfreien Salzes? Welche Formel kommt demnach der kristallisierten Soda zu?

XI. Salpetersäure, Ammoniak.

Schießpulver.

§ 120. 1. Das Schießpulver ist ein Sprengstoff, der aus runden, schwarzen, glänzenden Körnern besteht, deren Größe je nach der Verwendung des Pulvers eine verschiedene ist. Entzünden wir etwas Schießpulver auf einem mehrfach zusammengefalteten Stück Filtrierpapier, so findet eine *Berpuftung*, d. h. eine Verbrennung unter sehr heftiger Gasentwicklung statt.

2. Die Verbrennung des Schießpulvers kann auch in einem geschlossenen Raume, z. B. in einem Flintenlaufe oder Geschützrohre erfolgen, sie ist also vom Zutritt der Luft nicht abhängig. Deshalb müssen wir annehmen, daß das Schießpulver alle zur Verbrennung nötigen Stoffe selbst enthält; es ist also wahrscheinlich, daß das Pulver einen Bestandteil besitzt, der viel Sauerstoff enthält und ihn leicht abzugeben vermag.

Salpeter.

§ 121. 1. Wir können das Schießpulver selbst herstellen, indem wir Holzkohle und Schwefel mit einem weißen, kristallisierten Salze, dem **Salpeter**, in einem Mörser vermischen, nachdem die drei Stoffe sämtlich fein gepulvert sind. Von der Kohle und dem Schwefel wissen wir, daß sie keinen Sauerstoff abgeben, sondern selbst brennbar sind; deshalb müssen wir vermuten, daß der Salpeter den zur Verbrennung des Pulvers nötigen Sauerstoff liefert.

2. Um den Einfluß des Salpeters auf die Verbrennung zu beobachten, bestreuen wir ein Stück Holzkohle, das zuvor in einer Gasflamme zum Glühen erhitzt ist, mit gepulvertem Salpeter; dabei bemerken wir, daß das Erglühen der Kohle unter der Einwirkung des Salpeters bedeutend lebhafter wird.

Etwas Schellack vermischen wir mit Salpeter und erwärmen das Gemenge in einem Porzellantiegel; dabei entzündet sich der Schellack schon in mäßiger Temperatur und verbrennt mit heller Flamme.

Erhitzen wir etwas Salpeter in einer starken Probieröhre bis zum Schmelzen und lassen ein kleines Stück Holzkohle auf die geschmolzene Masse hinabfallen, so springt die Kohle auf der Oberfläche des Salpeters hin und her und verbrennt mit glänzendem Licht.

Ein kleines Stück Schwefel verbrennt auf dem geschmolzenen Salpeter mit ebenso lebhafter Licht- und Wärmeentwicklung wie in reinem Sauerstoff.

Ein Holzspan, der in die geschmolzene Masse eingetaucht wird, entzündet sich von selbst, da das in kleinen Blasen aus dem Salpeter entweichende Gas tatsächlich aus Sauerstoff besteht.

Verwendung des Salpeters.

§ 122. 1. Die zur Herstellung von Schießpulver sowie auch von Feuerwerkskörpern am meisten geeignete Salpeterart ist der **Kalialalpeter**. Dieser wird durch chemische Umsetzung aus dem namentlich in Chile und Peru in großen Mengen als Mineral vorkommenden **Natronsalpeter** (Chilialalpeter) gewonnen. Letzterer unterscheidet sich äußerlich fast gar nicht vom Kalialalpeter, bei der Bereitung des Pulvers gelangt er nur wenig (für Sprengpulver) zur Verwendung, da er leicht feucht wird und dadurch die Entzündung erschwert.

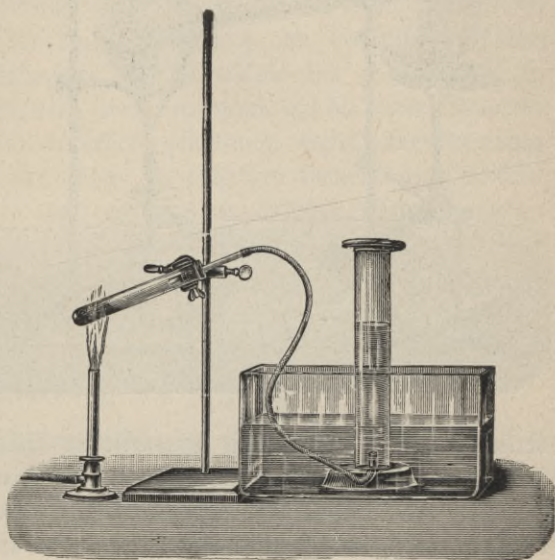
2. Weil der Salpeter tierische Stoffe gegen Fäulnis schützt, wird er als Zusatz zum Kochsalz beim Einpökeln des Fleisches benutzt; er erhält

zugleich dessen rote Farbe (Präservesalz in der Wurst). Außerdem gebraucht man ihn als Düngemittel.

Bestandteile des Salpeters.

§ 123. 1. Daß Kalium in der einen und Natrium in der anderen Salpeterart vorhanden ist, erkennen wir leicht an der violetten beziehungsweise gelben Färbung, welche die beiden Verbindungen einer Gasflamme beim Erglühen am Platindraht erteilen.

2. Wenn wir Kalisalpeter mit ziemlich viel Eisenpulver verreiben und das Gemenge in einer Probir- röhre aus Kaliglas erhitzen (Fig. 60), so macht sich alsbald die Entwicklung eines Gases bemerkbar, das wir leicht als Stickstoff erkennen. Somit



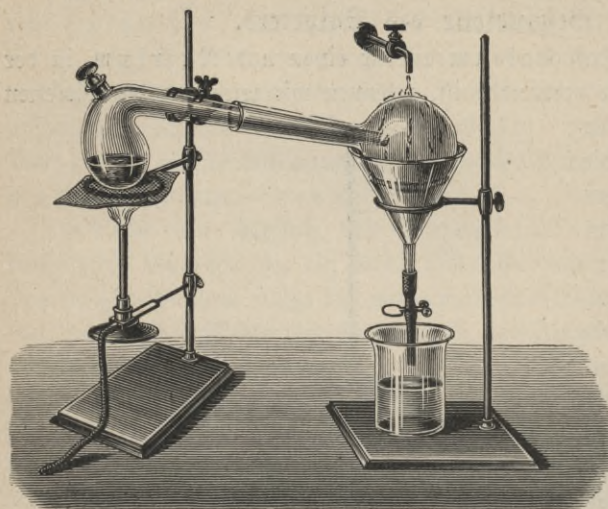
Figur 60.

haben wir im Kalisalpeter die drei Grundstoffe: Sauerstoff, Kalium und Stickstoff nachgewiesen, während im Natronsalpeter durch die entsprechenden Versuche die Bestandteile: Sauerstoff, Natrium und Stickstoff ermittelt werden können.

Salpetersäure.

§ 124. 1. In einer Retorte (Fig. 61) übergießen wir gepulverten und getrockneten Kali- oder Natronsalpeter mit konzentrierter Schwefelsäure und beobachten beim Erwärmen die Bildung von Dämpfen, die sich in dem vorgelegten gut gekühlten Kolben zu einer stark sauren, ätzenden Flüssigkeit, der Salpetersäure, verdichten. Die Schwefelsäure bildet in der Retorte mit dem Metall des Salpeters entweder Kalium- oder Natriumsulfat, dabei tritt ihr Wasserstoff an die Stelle des Metalls im Salpeter, so daß eine aus Sauerstoff, Stickstoff und Wasserstoff bestehende Säure gebildet wird.

2. Die reine Salpetersäure ist eine farblose Flüssigkeit, die sich leicht zersetzt und namentlich leicht Sauerstoff abgibt, so daß sie zur



Figur 61.

Drydation vieler Stoffe benutzt werden kann. Der tiefblaue Indigofarbstoff z. B. wird, wenn man ihn in stark verdünnter Lösung erhitzt und dann mit Salpetersäure versetzt, durch Drydation zerstört; die menschliche Haut, das Holz und die Stoffe aus Wolle, Seide und Baumwolle

verlieren, wenn wir sie mit konzentrierter Salpetersäure in Berührung bringen, ihre ursprünglichen Farben und werden gelb gebeizt.

3. Ein besonders kräftiges Drydationsmittel ist die rote, rauchende Salpetersäure, die braune Dämpfe in Lösung enthält und dieselben leicht an die Luft abgibt. Kochen wir Schwefelblumen einige Zeit mit rauchender Salpetersäure, so wird ein Teil des Schwefels zu Schwefelsäure oxydiert. Letztere wird, nachdem die Lösung verdünnt und filtriert ist, durch Chlorbaryumlösung nachgewiesen.

Kochen wir rauchende Salpetersäure in einem kleinen Becherglase und tauchen eine Stange glühender Sprengkohle in die Flüssigkeit, so glüht und verbrennt die Kohle unter Zischen und lebhafter Dampfentwicklung in der Flüssigkeit mit hellem Lichte.

Salpetersäure Salze (Nitrats).

§ 125. 1. Läßt man verdünnte Salpetersäure auf Kalium- oder Natriumhydroxyd einwirken, so bilden sich die salpetersauren Salze **Kaliumnitrat** (Kalisalpeter) oder **Natriumnitrat** (Natronsalpeter). Ebenso können wir durch Einwirkung der Salpetersäure auf gelöschten Kalk das **Calciumnitrat** erhalten. Überhaupt werden die meisten Metallhydroxyde und Metalloxyde durch Salpetersäure zersetzt unter Bildung

von salpetersauren Salzen oder Nitraten, die sämtlich in Wasser löslich sind.

2. Auch wenn die Metalle selbst auf Salpetersäure einwirken, entstehen Nitrate. Übergießt man z. B. Kupferdrehspäne mit mäßig konzentrierter Salpetersäure, so bildet sich blaues **Kupferniträt**; daneben müßte eigentlich freier Wasserstoff ausgeschieden werden. Anstatt des letzteren erhalten wir aber eine Entwicklung von bräunlich gefärbten Dämpfen; denn der Wasserstoff, der tatsächlich aus einem Teile der Salpetersäure abgespalten wird, wirkt zersetzend auf die übrige Salpetersäure ein, und hierdurch entstehen gasförmige Stickstoffverbindungen, deren Zusammensetzung wir später im einzelnen kennen lernen werden.

Wie das Kupfer, so werden auch alle anderen Metalle von der Salpetersäure aufgelöst, mit Ausnahme des Goldes (und des Platins); man benutzt daher diese Säure, um das Gold von den übrigen Metallen zu scheiden (Scheidewasser).

Entstehung von Nitraten.

§ 126. 1. Die Verwandtschaft des Sauerstoffs zum Stickstoff ist ziemlich schwach, sonst würden die beiden Gase nicht in der Luft unverbunden nebeneinander bestehen. Gelegentlich findet aber doch in der Luft eine Vereinigung sehr geringer Mengen von Sauerstoff, Stickstoff und Wasser unter Bildung von Salpetersäure statt; dieses ist namentlich bei Gewittern infolge der elektrischen Entladung der Fall. Deshalb enthält der Gewitterregen geringe Spuren von Salpetersäure.

2. Die Bildung von Nitraten findet in der Ackererde überall statt bei der Verwesung von Stoffen aus dem Pflanzen- und Tierreiche. Besonders die tierischen Abfallstoffe sind reich an Stickstoff, der sich bei der Verwesung oxydiert und unter Zersetzung der im Boden vorhandenen Verbindungen des Kaliums, Natriums und Calciums die entsprechenden salpetersauren Salze bildet, die für die Ernährung der Pflanzen von großer Bedeutung sind. Um die Bildung dieser Salze zu begünstigen, sichtet man Abfallstoffe mit Asche und Kalk zu Komposthaufen auf.

Auch die großen Salpeterlager von Chile und Peru verdanken ihre Entstehung wahrscheinlich der Verwesung von Tieren und Pflanzen. Durch den Natriumgehalt des Chilisalpeters und durch das Vorkommen des letzteren in Gemeinschaft mit Chlornatrium werden wir darauf hingewiesen, daß die Salpeterlager einen alten Meeresboden bedecken,

daß demnach auch wohl die verwesenen Tiere und Pflanzen einst dem Meere angehört haben.

3. An feuchten Orten, z. B. in Ställen bringen verwesende Flüssigkeiten nicht selten in den Wänden empor und kommen dort mit Kalkstein und Mörtel in Berührung, so daß Calciumnitrat entstehen kann. Diese Verbindung wittert alsdann in Form von weißen, haarförmigen Kristallen aus den feuchten Mauern hervor, sie wird deshalb auch als Mauerjalspeter bezeichnet.

Um das bei der Verwesung entstehende Calciumnitrat in Kaliumnitrat überzuführen, braucht man dasselbe nur in Wasser zu lösen und Pottasche hinzuzufügen; man erhält alsdann den löslichen Kalijalspeter neben einem unlöslichen Niederschlage von Calciumkarbonat.

Sprengstoffe.

§ 127. 1. Durch die Einwirkung von konzentrierter Salpetersäure auf Baumwolle entsteht die Schießbaumwolle, ein leicht explodierender Sprengstoff, der bei der Verbrennung nur gasförmige Zerlegungsprodukte bildet. Wird Schießbaumwolle auf einer harten Unterlage mit einem Hammer geschlagen, so entzündet sie sich mit heftigem Knall. Sie wirkt bei ihren Explosionen etwa fünfmal so stark als Schießpulver, deshalb kann sie bei vorsichtiger Handhabung als kräftiges Sprengmittel verwendet werden.

2. Auch das Glycerin wird durch Salpetersäure in einen Stoff umgewandelt, der die heftigsten Explosionen veranlassen kann. Dieser heißt Nitroglycerin oder Sprengöl, er besteht aus einer gelben, ölartigen Flüssigkeit, die durch Schlag oder Stoß entzündet werden kann und dabei eine achtmal so starke Wirkung auszuüben vermag als das Schießpulver. Weil die Verwendung des Nitroglycerins in flüssiger Form für manche Zwecke nicht praktisch sein würde, tränkt man sehr feinen Sand (Kieselgur) oder auch Knochenkohle mit der Flüssigkeit und gewinnt dadurch in fester Form einen Sprengstoff, der Dynamit genannt wird.

Dryde des Stickstoffs.

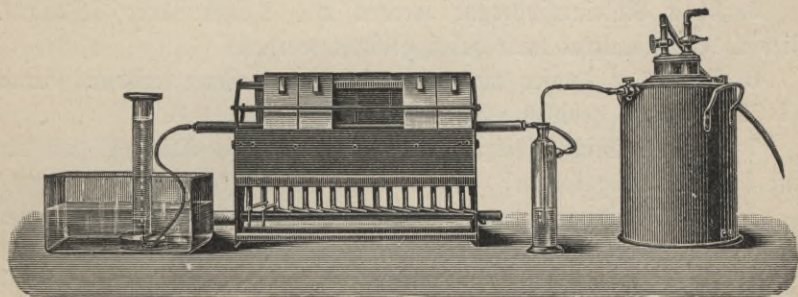
§ 128. 1. Um die gasförmigen Stickstoffverbindungen, die bei der Einwirkung der Salpetersäure auf Kupfer entstehen, in größerer Menge darzustellen, übergießen wir Kupferblech oder Kupferdrehspäne in einer Gasentwicklungsflasche (wie in Fig. 13) mit Salpetersäure, die mit einem

halben Raumteil Wasser verdünnt ist. Damit die Gasentwicklung nicht zu heftig wird, stellen wir die Entwicklungsflasche in eine Schale mit kaltem Wasser. Es bildet sich ein farbloses Gas, das **Stickstoffoxyd**, das indessen, solange noch Luft im Apparat vorhanden ist, durch den Sauerstoff der letzteren, in rotbraunes **Stickstoffdioxyd** übergeführt wird (vergl. § 125). Wenn alle Luft aus dem Apparat verdrängt ist, können wir das farblose Gas über Wasser auffangen.

2. Öffnen wir einen Zylinder mit Stickstoffoxyd an der Luft, so ist zu beobachten, daß gleich wieder die roten Dämpfe von Stickstoffdioxyd gebildet werden. Ein angefeuchteter Streifen von blauem Lackmuspapier behält seine ursprüngliche Farbe, wenn er in reines Stickstoffoxyd eingeführt wird, aber er wird rot in demselben Maße, als das Gas durch die eindringende Luft in Stickstoffdioxyd verwandelt wird. Auch das letztere ist keine eigentliche Säure, aber es geht in Gegenwart von Wasser teilweise in Salpetersäure über, weshalb man es früher als **Untersalpetersäure** bezeichnete. — Stickstoffdioxyd ist das Gas, das in der roten, rauchenden Salpetersäure gelöst ist und die Färbung dieser Flüssigkeit verursacht (vergl. § 124).

3. Während das Stickstoffoxyd befähigt ist, Sauerstoff aufzunehmen und dadurch in Stickstoffdioxyd überzugehen, vermag das letztere, die aufgenommene Sauerstoffmenge an andere Verbindungen, z. B. Schwefelsäure-Anhydrid abzugeben und dadurch das Stickstoffoxyd aufs neue zu bilden. Hierauf beruht die wichtige Verwendung des Stickstoffoxyds als Überträger des Sauerstoffs bei der Fabrikation der Schwefelsäure (vergl. § 60).

4. Trotz seiner Neigung zur Aufnahme von Sauerstoff ist das Stickstoffoxyd auch imstande, seinen Sauerstoffgehalt ganz abzugeben, wenn es in der Glühhitze mit einem Elemente zusammentrifft, das eine



Figur 62.

starke Verwandtschaft zum Sauerstoff besitzt. Füllt man einen Gasometer mit Stickstoffoxyd und leitet das Gas durch eine mit eisernen Nägeln gefüllte Röhre, die im Gasofen zum Glühen erhitzt wird (Fig. 62), so erhält man ein farbloses, an der Luft nicht mehr veränderliches Gas, das leicht als Stickstoff zu erkennen ist.

5. Das Stickstoffoxyd besteht aus gleichen Raumteilen Stickstoff und Sauerstoff, folglich ist seine Formel NO (N von Nitrogenium, Stickstoff; Atomgew. 14).

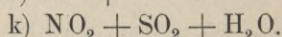
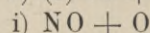
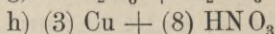
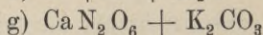
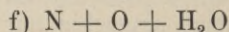
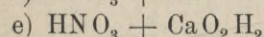
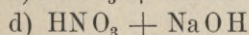
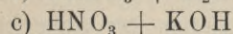
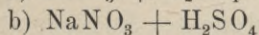
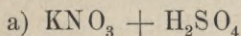
Das Stickstoffdioxid dagegen enthält, wie sein Name angibt, auf jedes Atom Stickstoff zwei Atome Sauerstoff, die Formel dieses Gases ist demnach NO_2 .

Aufgaben.

§ 129. 1. In der Salpetersäure sind 14,4 Gewichtsteile Sauerstoff und 0,3 Gewt. Wasserstoff mit 4,2 Gewt. Stickstoff verbunden, wieviel demnach mit einem Atomgewicht Stickstoff? Welche Formel drückt also die Zusammensetzung der Salpetersäure aus?

2. Welche Formeln erhalten Kalium- und Natriumnitrat? Welche dagegen müssen Calcium- und Kupfernitrat erhalten?

3. Wie können die Umsetzungsgleichungen nach folgenden Andeutungen vervollständigt werden?



4. Wieviel g Salpetersäure erhält man durch die Zersetzung von 7,2 g Kalisalpeter?

5. 14 g Natriumhydroxyd werden mit Salpetersäure behandelt. Wieviel Natriumnitrat kann dabei gebildet werden?

6. Wieviel g Kupfer muß man in Salpetersäure auflösen, damit 5 l Stickstoffoxyd gebildet werden?

7. Wieviel Stickstoffdioxid entsteht, wenn 1 l Stickstoff mit der Luft in Berührung kommt?

8. Zur Gewinnung des Kalisalpeters zerlegt man Natronsalpeter durch Chlorkalium. Was muß dabei neben Kaliumnitrat gebildet werden? Wieviel Chlorkalium ist erforderlich, um 1 kg reinen Chilisalpeter in die Kaliumverbindung überzuführen?

9. 50 g Calciumnitrat sollen in Kalisalpetern übergeführt werden. Wieviel Pottasche ist für die Umsetzung erforderlich?

Ammoniak und Salmiak.

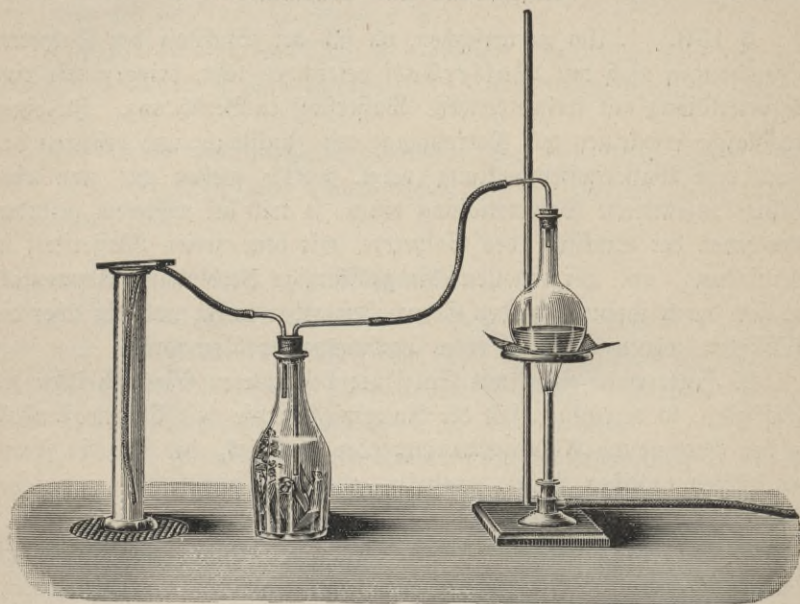
§ 130. 1. Um zu versuchen, ob sich der Stickstoff der Salpeterverbindungen auch mit Wasserstoff vereinigen läßt, bringen wir eine Salpeterlösung mit freiwerdendem Wasserstoff in Berührung. In einer Kochflasche erwärmen wir Natronlauge mit Zinkstaub und erhalten dadurch eine Wasserstoffentwicklung (vergl. § 84); gießen wir nun eine mäßig konzentrierte Salpeterlösung hinzu, so tritt bei weiterem gelinden Erwärmen der Stickstoff des Salpeters mit dem freien Wasserstoff in Verbindung, und wir erhalten die gasförmige Verbindung **Ammoniak**, die sich durch ihren stechenden Geruch bemerkbar macht und ein über die Flüssigkeit gehaltenes Stück rotes Lackmuspapier blau färbt.

2. Hält man einen mit Salzsäure befeuchteten Glasstab über die Flüssigkeit, so vereinigen sich die Ammoniakdämpfe mit Chlorwasserstoff zu der Verbindung **Chlorammonium** oder **Salmiak**, die hier in Form von dichten, weißen Nebeln auftritt, aber für gewöhnlich eine feste, kristallinische Masse bildet.

3. Wird Natriumhydroxyd mit Eisenpulver erhitzt, so entwickelt sich Wasserstoff (vergl. § 84); erhitzt man aber Salpeter mit Eisenpulver, so tritt freier Stickstoff auf (vergl. § 123). Deshalb brauchen wir nur die drei Stoffe Eisenpulver, Natriumhydroxyd und Salpeter zusammen in einer starken Probieröhre zu erwärmen, um Wasserstoff und Stickstoff in freiem Zustande aufeinander einwirken und sich zu Ammoniak vereinigen zu lassen.

§ 131. 1. Um Ammoniak in größerer Menge darzustellen, müssen wir es aus einer seiner Verbindungen abspalten. Da das Ammoniak rotes Lackmuspapier blau färbt und somit die Eigenschaften einer Basis zeigt, können wir versuchen, dasselbe durch Einwirkung einer stärkeren Basis aus dem Salmiak frei zu machen. Deshalb erwärmen wir Salmiak mit Natronlauge in einer Kochflasche (Fig. 63) und leiten das in reichlicher Menge entstehende Gas zunächst in eine Flasche mit Streifen von rotem Lackmuspapier; letzteres wird sofort blau, da wir tatsächlich Ammoniakgas erhalten haben. Weiter führen wir das Gas bis auf den Boden einer Flasche, die Wasser enthält. Dabei beobachten wir, daß die Blasen beim Emporsteigen im Wasser immer kleiner werden,

und daß der stechende Geruch des Ammoniakgas sich erst ziemlich spät bemerkbar macht. Das Gas ist demnach in Wasser leicht löslich. Nach Beendigung des Versuches tritt das Wasser sogar mit großer Hestigkeit in die mittlere Flasche zurück, das Wasser muß demnach eine besonders



Figur 63.

kräftige Neigung besitzen, Ammoniakgas in sich aufzunehmen. Bei gewöhnlicher Temperatur vermag ein l Wasser etwa 800 l oder 0,6 kg Ammoniakgas aufzulösen. Die Lösung des Gases, die als **Ammoniakflüssigkeit** oder **Salmiakgeist** bezeichnet wird, zeigt ebenfalls den stechenden Geruch und die kräftige basische Reaktion; beim Erhitzen verliert sie das Gas wieder vollständig.

2. Ammoniak entsteht auch stets durch Zersetzung stickstoffhaltiger, organischer Verbindungen, so z. B. bei der Zersetzung des Düngers in Pferdeställen (Geruch) und bei der Verwesung tierischer Stoffe im Erdboden; unter Mitwirkung von Bakterien bilden sich dort schließlich salpetersaure Salze (vergl. § 126).

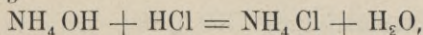
3. Da der Salmiakgeist rotes Lackmuspapier blau färbt, so ist er imstande, die Wirkung von Säuren aufzuheben, und kann daher zur Entfernung von Säureflecken benutzt werden, zumal er mit den Säuren lösliche Salze bildet (vergl. § 130 und 132). Hierauf beruht auch

seine Anwendung zur Linderung von Insektenstichen. Auch zur Reinigung der Wäsche, sowie zum Putzen der Metalle wird er vielfach gebraucht.

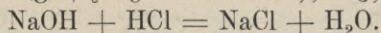
§ 132. 1. Um festzustellen, in welchem Mengenverhältnis Stickstoff und Wasserstoff im Ammoniak vereinigt sind, leiten wir einen kräftigen elektrischen Strom durch konzentrierte Ammoniakflüssigkeit (Fig. 64), die zuvor durch Zusatz von gesättigter Kochsalzlösung für die Elektrizität leitend gemacht ist. Es tritt sofort eine Zersetzung des im Wasser gelösten Ammoniakgases ein, dabei erhalten wir Stickstoff und Wasserstoff im Raumverhältnis 1:3, folglich wird die Zusammensetzung des Ammoniakgases durch die Formel NH_3 ausgedrückt.

2. Die Ammoniakflüssigkeit verhält sich bei chemischen Umsetzungen ganz ähnlich wie die Basen Kaliumhydroxyd und Natriumhydroxyd. Deshalb nehmen wir an, daß in ihr NH_3 und H_2O zu der Verbindung NH_4OH vereinigt sind, die den Hydroxyden KOH und NaOH entspricht. Man nennt die Verbindung **Ammoniumhydroxyd** und rechnet sie zu den Basen; die Gruppe NH_4 , die nicht für sich allein dargestellt werden kann, aber sich in den Verbindungen verhält wie die Metalle Kalium und Natrium, wird als **Ammonium** bezeichnet.

3. Die Einwirkung des Ammoniumhydroxyds auf Salzsäure erfolgt nach der Gleichung:



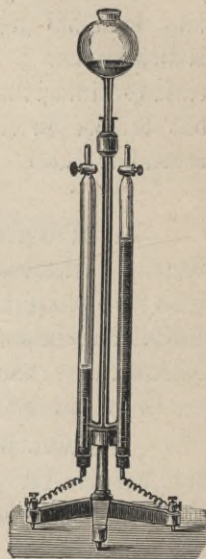
sie entspricht also der Zersetzung des Natriumhydroxyds durch Salzsäure:



Die im ersteren Falle neben Wasser entstehende Verbindung NH_4Cl haben wir wie das Chloratrium als ein Salz der Salzsäure zu betrachten. Die Verbindung ist das uns bereits bekannte Chlorammonium oder der Salmiak.

Salze des Ammoniums.

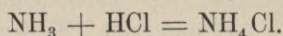
§ 133. 1. Unter den Ammoniumsalzen ist das Chlorammonium das bekannteste. Es scheidet sich aus wässriger Lösung in Form von kleinen, oktaedrischen Kristallen aus. Erhitzen wir die trockenen Kristalle



Figur 64.

des Salzes in einer Probirrohre, so verflüchtigt sich das Chlorammonium und scheidet sich an kühleren Stellen der Probirrohre wieder in fester Form ab, es ist also sublimierbar.

Die Bildung des Chlorammoniums und der übrigen Ammoniumsalze kann auf zwei verschiedene Weisen erfolgen, entweder durch chemische Umsetzung wie z. B. aus Ammoniumhydroxyd und Salzsäure oder durch einfache Anlagerung des Ammoniaks an die betreffende Säure, wie wir das bei der Vereinigung der Ammoniakdämpfe mit Salzsäure (§ 130) beobachtet haben. Diese Vereinigung erfolgt nach der Gleichung:



Da im Chlorammonium ein Atom Stickstoff mit fünf einwertigen Atomen verbunden ist, müssen wir den Stickstoff in diesem Falle als fünfwerthig betrachten. Auch im Ammoniumhydroxyd und in den Salpeterverbindungen ist er fünfwerthig, aber in vielen anderen Verbindungen — namentlich in allen gasförmigen, z. B. im Ammoniakgas — ist er nur dreiwertig.

Im großen stellt man das Chlorammonium aus dem Gaswasser dar, das bei der Leuchtgasfabrikation als Nebenprodukt gewonnen wird. Die Steinkohle enthält 1 bis 2% Stickstoff; hiervon geht beim Erhitzen der Kohle in den Gasretorten ein großer Teil in Ammoniakgas über, das bei der Abkühlung und Reinigung des Leuchtgases in Wasser aufgelöst wird.

Salmiak findet vielfache Anwendung, z. B. in der Färberei, zum Löten, zum Füllen von galvanischen Elementen, in der Medizin, sowie zur Darstellung anderer Ammoniumverbindungen.

2. Auch **Ammoniumsulfat**, $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$, wird in großen Mengen aus dem Gaswasser gewonnen, weil man es als Düngemittel und zur Darstellung vieler Ammoniumsalze benutzt.

3. Bei der Verwesung aller Tier- und Pflanzenstoffe bilden sich einige chemische Verbindungen von nicht ganz gleichmäßiger Zusammensetzung, die als **Karbonate des Ammoniums** zu bezeichnen sind. Diese Verbindungen werden in geringer Menge direkt als Nährstoffe von den lebenden Pflanzen aufgenommen, zumeist aber zersetzen sie sich unter Aufnahme von Sauerstoff aus der Luft weiter zu **Ammoniumnitrat**, NH_4NO_3 , das als Pflanzennährstoff von noch größerer Bedeutung ist.

4. Ein Ammoniumcarbonat ist auch das **Hirschhornsalz**, das früher meist durch trockene Destillation von Hirschhorn, jetzt aus

Ammoniumsulfat und Kreide gewonnen wird und in der Bäckerei Anwendung findet (zum Auflockern anstatt Hefe).

XII. Phosphor.

Eigenschaften des Phosphors. — Allotropie.

§ 134. 1. Der Phosphor ($P = 31$) tritt in zwei voneinander völlig verschiedenen Formen auf, und zwar entweder gelblichweiß und wachsartig als gelber oder dunkelrot und pulverförmig als roter Phosphor. Legen wir gelben und roten Phosphor in gleicher Entfernung vom Mittelpunkte auf einen Streifen Eisenblech, der in der Mitte durch eine Gasflamme erhitzt wird, so entzündet sich der gelbe viel früher als der rote; der gelbe entzündet sich bei 50° und der rote bei 240° . Übergießen wir gelben und roten Phosphor mit Schwefelkohlenstoff, so erweist sich der gelbe als leichtlöslich und der rote als unlöslich. Der gelbe raucht an der Luft, leuchtet im Dunkeln (daher sein Name: Phosphor = Lichtträger) und ist stark giftig, beim roten ist das nicht der Fall.

2. In Wasser sind gelber und roter Phosphor fast unlöslich. Erwärmen wir in einem Probierglase etwas gelben Phosphor unter Wasser, so schmilzt er bei 44° und bildet über dem Wasser einen weißen Rauch. Lösen wir ein erbsengroßes Stück gelben Phosphor in Schwefelkohlenstoff, tränken mit der erhaltenen Lösung ein Stück Filtrierpapier und lassen dieses an der Luft liegen, so entzündet sich der auf dem Papier feinverteilte Phosphor von selbst, sobald der Schwefelkohlenstoff verdunstet ist.

3. Phosphor ist ein Grundstoff, der nicht frei, sondern nur in Verbindungen natürlich vorkommt.

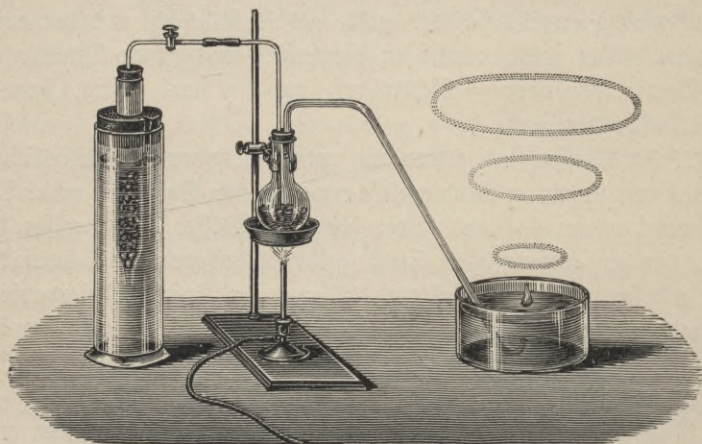
§ 135. 1. Setzt man gelben Phosphor unter Wasser längere Zeit dem Lichte aus, so verwandelt er sich an der Oberfläche allmählich in roten Phosphor. Schmelzt man den gelben Phosphor, um ihn von der Luft abzuschließen, in eine Glasröhre ein und erhitzt ihn dann auf

250 bis 300°, so geht er schnell in die rote Form über. Umgekehrt verwandelt sich der rote, wenn er verdampft und darauf schnell abgekühlt wird, wieder in gelben Phosphor.

2. Das Auftreten eines Grundstoffs in mehreren Formen mit ungleichen physikalischen und chemischen Eigenschaften nennt man **Allotropie**, dementsprechend werden der rote und der gelbe Phosphor als **allotrope Modifikationen** dieses Grundstoffs bezeichnet. Beim Kohlenstoff sind drei allotrope Modifikationen zu unterscheiden (Diamant, Graphit und Kohle), und auch der Schwefel ist allotrop, aber von seinen drei Modifikationen erweist sich nur eine (der natürliche Schwefel) als haltbar. Man sucht die Allotropie durch die Annahme zu erklären, daß das Molekül eines allotropen Grundstoffs in den verschiedenen Modifikationen aus einer ungleichen Anzahl von Atomen zusammengesetzt ist.

Phosphorwasserstoff.

§ 136. 1. Einige Stückchen gelben Phosphor übergießen wir mit Kali- oder Natronlauge in einer Kochflasche, die wir im Sandbade erhitzen, nachdem wir aus ihr alle Luft durch einen Wasserstoffstrom vertrieben haben (Fig. 65). Das entweichende Gas wird in eine Wanne



Figur 65.

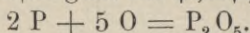
mit lauwarmem Wasser geleitet; jede aus dem Wasser emporsteigende Blase entzündet sich von selbst und bildet aufsteigende weiße Nebelringe, deren einzelne Teilchen in fortwährender Drehung begriffen sind. Das Gas besitzt einen knoblauchartigen Geruch und ist farblos und stark

giftig, es ist der **Phosphorwasserstoff**, PH_3 . — Bevor wir bei Beendigung des Versuches die Kochflasche öffnen, müssen wir, um jede Berührung des Gases mit Luft im Apparat zu vermeiden, aufs neue einen Wasserstoffstrom hindurchleiten.

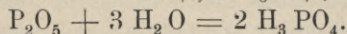
2. Ganz reines Phosphorwasserstoffgas ist zwar brennbar, aber nicht selbstentzündlich. Bei unserem Versuche verdankt das Gas seine Selbstentzündlichkeit einer Beimischung von Spuren des flüssigen **Phosphorwasserstoffs**, P_2H_4 ; es verliert die Selbstentzündlichkeit, wenn es durch eine Kältemischung geleitet wird, in der der flüssige Phosphorwasserstoff sich niederschlägt.

Phosphorsäure.

§ 137. 1. Um eine Sauerstoffverbindung des Phosphors zu erhalten, entzünden wir ein Stück Phosphor in einem Porzellanschälchen. Der Phosphor verbrennt alsdann mit hellem, weißem Lichte unter Bildung einer Verbindung, die in Form von dichten, weißen Nebeln auftritt. Wie die Verbrennung von Schwefel und Kohle Säure-Anhydride ergibt, so erhalten wir in diesem Falle das **Phosphorsäure-Anhydrid**, P_2O_5 :



2. Erfolgt die Verbrennung unter einer vollkommen trockenen Glasglocke, so scheidet sich das Phosphorsäure-Anhydrid an der Innenseite des Glases als weiße, schneeähnliche Masse aus, die die blaue Lackmusfarbe nicht verändert, solange sie keine Gelegenheit findet Feuchtigkeit anzuziehen. Entzünden wir aber den Phosphor in einem auf Wasser schwimmenden Porzellanschälchen und überdecken dieses mit einer Glasglocke (Fig. 66), so lösen sich die Nebel von Phosphorsäure-Anhydrid im Wasser auf und werden dort in der Kälte langsam, beim Erwärmen schnell zu **Phosphorsäure**, H_3PO_4 :



Figur 66.

§ 138. 1. Mit Wasser vermischt, ist die Phosphorsäure eine farb- und geruchlose Flüssigkeit, die stark sauer schmeckt und reagiert, aber wenig äzend und nicht giftig ist. Läßt man alles überschüssige

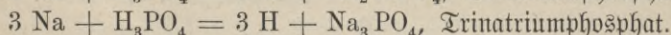
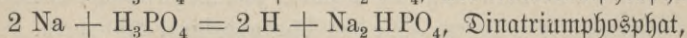
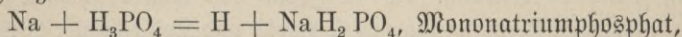
Wasser verdampfen, so hinterbleibt eine sirupdicke Masse, aus der sich harte, durchsichtige Kristalle von fester Phosphorsäure abscheiden können.

2. Erwärmt man etwas Phosphor mit Salpetersäure, so treten rotbraune Dämpfe auf; die Salpetersäure zerfällt, indem sie den Phosphor oxydiert und ihn in Phosphorsäure überführt. Im großen gewinnt man die Phosphorsäure aus der Knochenasche.

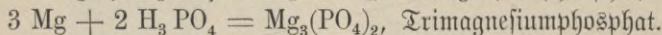
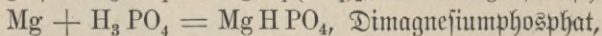
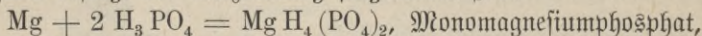
Phosphorsaure Salze (Phosphate).

§ 139. 1. Gießen wir verdünnte Phosphorsäure in eine flache Glaschale und fügen Natrium, Kalium, Magnesium oder Eisenpulver hinzu, so lösen sich diese Metalle unter lebhafter Wasserstoffentwicklung, und es entstehen **phosphorsaure Salze** oder **Phosphate**.

2. Die Phosphorsäure enthält drei durch Metall ersetzbare Wasserstoffatome, deshalb ist sie **dreibasisch** und somit befähigt, mit jedem Metall drei verschiedene Salze zu bilden, z. B. mit Natrium nach den Gleichungen:



Der Name der Salze hängt von der Anzahl der im Säuremolekül ersetzten Wasserstoffatome ab. Mit einem zweiwertigen Metall, z. B. Magnesium erfolgt die Salzbildung folgendermaßen:

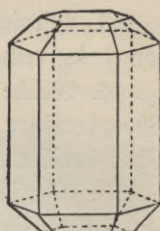


§ 140. 1. Von den Phosphaten des Natriums ist nur das in leicht verwitternden Säulen kristallisierende **Dinatriumphosphat**, $\text{Na}_2\text{HPO}_4 + 12 \text{H}_2\text{O}$, wichtig, das häufig als Reagens benutzt wird. Man gewinnt es durch Sättigen von Phosphorsäure mit Soda. Es kommt neben Kaliumphosphat im Blute des Menschen und der höheren Tiere vor.

2. Im Pflanzenreich besitzen namentlich die Samen des Getreides und der Hülsenfrüchte einen hohen Gehalt an verschiedenen Phosphaten.

3. **Tricalciumphosphat**, $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$, ist ein sehr wichtiger Bestandteil der Knochen, Zähne und Fischschuppen; es wird hauptsächlich aus Knochen dargestellt, die 50—60% davon enthalten, und dient seinerseits zur Gewinnung des Phosphors.

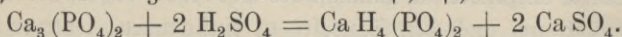
Im Mineralreich kommt es fast rein als **Apatit** vor, und zwar in gut entwickelten sechsseitigen Säulen, an denen auch Pyramidenflächen nebst einer basischen Endfläche auftreten (Fig. 67).



Figur 67.

Weniger rein tritt die Verbindung in Knollen und erdigen Massen auf als **Phosphorit**, so namentlich im Lahngebiet, in Spanien, Florida und Süd-Karolina. Geringe Mengen von Tricalciumphosphat, die durch Verwitterung der im Boden vorhandenen Mineralien entstanden sind, finden sich überall in der Ackererde.

§ 141. 1. Für das ganze tierische und pflanzliche Leben ist das Vorkommen von Phosphaten und organischen (d. h. kohlenstoffhaltigen) Phosphorverbindungen im Tier- und Pflanzenkörper von großer Wichtigkeit. Diese Verbindungen entstammen in letzter Linie dem Calciumphosphat der Ackererde. Deshalb ist es notwendig, letzteres dem Ackerboden immer aufs neue in löslicher Form zuzuführen, so daß es von den Wurzeln der Pflanzen aufgenommen werden kann. Zu diesem Zweck werden Phosphorit und Apatit aufgeschloffen, d. h. löslich gemacht, indem man sie zerkleinert und mit Schwefelsäure übergießt; man erhält dadurch das **Superphosphat**, ein Gemenge von **Monocalciumphosphat** und Calciumsulfat:



2. In derselben Weise werden die Knochen und der Guano zur Darstellung von Superphosphat benutzt, während die bei der Entphosphorung des Eisens entstehende Thomasschlacke ein leicht verwitterndes Calciumphosphat enthält und deshalb ohne vorherige Behandlung mit Säure als Düngemittel verwendbar ist.

3. In ein Becherglas mit Kalkwasser gießen wir wenige Tropfen Phosphorsäure und erhalten weißes, unlösliches Tricalciumphosphat. Fügen wir mehr Phosphorsäure oder etwas Schwefelsäure hinzu, so verschwindet der Niederschlag, weil leichtlösliches Monocalciumphosphat entsteht. Nach welchen Gleichungen erfolgen die Umsetzungen?

Aufgaben.

§ 142. 1. Wieviel wiegt 1 l reines Phosphorwasserstoffgas, und wieviel g Phosphor enthält dasselbe?

2. Wieviel g Phosphorsäure-Anhydrid entstehen bei der Verbrennung von 1,8 g Phosphor? Wieviel g Wasser sind erforderlich, um das Phosphorsäure-Anhydrid in Phosphorsäure überzuführen?

3. Wieviel g Phosphor müßten oxydiert werden zur Darstellung von 1 kg reiner Phosphorsäure?

4. Welche Gleichungen stellen die Einwirkung des Kaliums auf Phosphorsäure dar? Wie groß sind die verschiedenen Mengen von Phosphorsäure, welche mit 1 g Kalium in Verbindung treten können?

5. 10 g Tricalciumphosphat sollen zur Gewinnung von Superphosphat mit Schwefelsäure aufgeschlossen werden. Wieviel g Schwefelsäure sind erforderlich, und wieviel g Monocalciumphosphat werden dabei gebildet?

6. 12 g Phosphorit ergaben beim Aufschließen 7,8 g Monocalciumphosphat. Wieviel Prozent Tricalciumphosphat enthielt der Phosphorit?

Zündhölzer.

§ 143. Eine wichtige Anwendung findet der Phosphor bei der Bereitung der Zündhölzer.

1. Zur Herstellung der gewöhnlichen Zündhölzer taucht man kleine Holzstäbchen zunächst in geschmolzenen Schwefel oder in Paraffin und darauf in eine Zündmasse, die aus gelbem Phosphor, Gummi- oder Leimlösung und einer Sauerstoff abgebenden Verbindung (z. B. Bleisuperoxyd, Braunstein oder Kalisalpeter) bereitet wird. Durch die Reibung des Zündholzes entzündet sich zunächst der Phosphor, dessen Verbrennungswärme genügt, um auch den Schwefel zu entflammen; letzterer überträgt die Verbrennung auf das Holz.

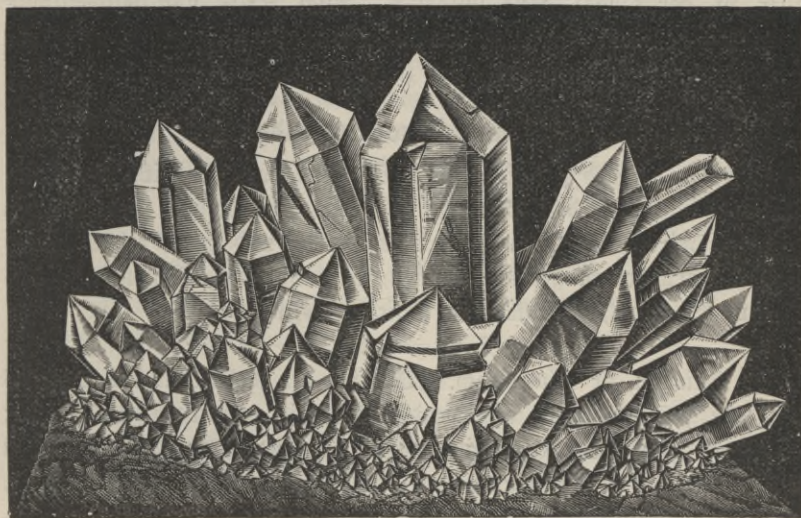
2. Die schwedischen Zündhölzer enthalten keinen Phosphor, sie besitzen eine Zündmasse aus Kaliumchlorat und verschiedenen Beimischungen; dieselben erfordern indessen eine Reibfläche, die mit rotem Phosphor überzogen ist. — Verreiben wir in einem nicht glasierten Porzellanmörser mittels eines langen Pistills (mit umwickelter Hand!) eine geringe Menge Kaliumchlorat mit ebensoviel rotem Phosphor, so entzündet sich das Gemenge sofort.

XIII. Quarz; Glas.

Vorkommen des Quarzes.

§ 144. Der Quarz ist ein Mineral, das in allen deutschen Gebirgen sehr häufig vorkommt. In seinen Kristallen ist in der Regel

eine sechsseitige Pyramide nebst einer sechsseitigen Säule zu erkennen (Fig. 68). Eine durch wasserhelle Kristalle mit großen, glänzenden Säulenflächen ausgezeichnete Quarzart ist der Bergkristall; dagegen



Figur 68.

besteht der gemeine Quarz aus undurchsichtigen, weißlichen Kristallen mit schwach entwickelten Säulenflächen. Rauchgraue bis schwarze Quarzkristalle bezeichnet man als Rauchtopas, während violette, durch Manganoxyd gefärbte Amethyst genannt werden.

Karneol, Achat, Chrysopras, Feuerstein und Kieselschiefer sind Quarzmassen, an denen eine Kristallform teils mit bloßem Auge nicht erkennbar, teils nicht vorhanden ist; Sandstein und Sand bestehen hauptsächlich aus vielen deutlich wahrnehmbaren Quarzkristallen oder unregelmäßig geformten Quarzkörnchen.

Dieselbe chemische Zusammensetzung wie der Quarz besitzt die Kieselgur (vergl. § 29 und § 127), ein feines Pulver, das in der Lüneburger Heide in ansehnlichen Lagern vorkommt und aus den Schalen mikroskopisch kleiner Pflanzen, der Diatomeen, besteht.

Eigenschaften und Verwendung des Quarzes.

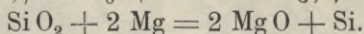
§ 145. 1. Quarz ist so hart, daß er Glas ritzt. Er dient deshalb zum Schleifen von Metall und Glas. Manche Quarzarten, z. B. Rauchtopas, Amethyst und Achat, werden als Halbedelsteine zu Schmucksachen

benutzt. Im Knallgasgebläse schmilzt der Quarz, so daß er wie Glas geblasen, zu Geräten geformt und zu Röhren ausgezogen werden kann.

2. In Wasser, Salz-, Schwefel-, Salpetersäure und selbst in Königswasser ist der Quarz ganz unlöslich. Auch Kali- und Natronlauge greifen die kristallisierten Quarzarten kaum an, aber Pottasche und Soda lösen das fein gepulverte Mineral ziemlich leicht in der Glühhitze.

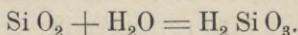
Silicium und seine Verbindungen.

§ 146. 1. Wird getrockneter, feinkörniger Quarzsand mit Magnesiumpulver gemischt und das Gemenge in einer Probieröhre zum Glühen erhitzt, so wirkt das Magnesium reduzierend, und man erhält neben Magnesiumoxyd einen grünlichbraunen, pulverförmigen Grundstoff, das **Silicium** ($\text{Si} = 28,4$); Quarz ist **Siliciumdioxid**, SiO_2 :



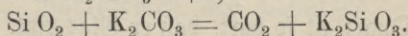
2. Silicium ist allotropisch. Das bei der Reduktion des Quarzes entstehende, grünlichbraune, abfärbende Pulver ist amorphes Silicium; wird dieses in schmelzendem Zink gelöst, so scheidet sich beim Erkalten kristallisiertes Silicium aus in sehr harten, metallglänzenden, grauschwarzen Massen. Während amorphes Silicium leicht zu Siliciumdioxid verbrennt und die Elektrizität nicht leitet, ist der kristallisierte Grundstoff selbst bei Weißglut im Sauerstoffstrom unverbrennbar und leitet die Elektrizität gut. Frei kommt das Silicium nicht natürlich vor, in gebundener Form macht es ein Viertel der ganzen Erdrinde aus.

3. Siliciumdioxid ist das Anhydrid mehrerer **Kieselsäuren**, unter denen die der Kohlenäure entsprechende zweibasische Säure H_2SiO_3 die wichtigste ist:



4. Die Salze der Kieselsäuren werden **Silikate** genannt, von ihnen treten viele in sehr großen Mengen als Mineralien auf, z. B. Feldspat, Glimmer, Hornblende, Augit und Granat.

§ 147. 1. Mischen wir fein zerriebenen Quarzsand oder Kieselsgur mit der vierfachen Menge Pottasche und schmelzen das Gemenge im Platintiegel vor dem Gebläse, so entweicht Kohlendioxid, und es hinterbleibt eine glasähnliche, aber leicht lösliche Masse, die im wesentlichen aus dem **Kaliumsilikat** K_2SiO_3 besteht:



2. Ebenso entsteht aus Quarzsand und Soda das **Natriumsilikat** Na_2SiO_3 . Versetzen wir eine konzentrierte Lösung des Kalium- oder

Natriumsilikats tropfenweise mit Salzsäure, so fällt ein gallertartiger, wasserhaltiger Niederschlag von Kieselsäure, der nach dem Trocknen der Formel $H_2 Si O_3$ entspricht und beim Glühen in Wasser und das Anhydrid $Si O_2$ zerfällt.

3. Technisch werden Kalium- und Natriumsilikat durch Schmelzen von Quarzsand mit Soda oder Pottasche erhalten und in gelöster Form als Kali- und Natronwasserglas zum Imprägnieren von Holz und Leinen als Schutz gegen Feuergefahr und Fäulnis verwendet. Versetzen wir eine Wasserglaslösung mit irgend einer flüssigen Säure, oder leiten wir Kohlendioxyd hinein, so wird gallertartige Kieselsäure ausgeschieden; letztere läßt sich demnach sehr leicht durch andere Säuren verdrängen. Wird die Wasserglaslösung vor dem Säurezusatz stark verdünnt, so bildet sich gleichfalls Kieselsäure, die indessen nicht ausgeschieden wird, sondern gelöst bleibt.

Glas.

§ 148. 1. Aus einem Gemenge von verschiedenen Silikaten besteht das Glas. Erhitzen wir eine aus dem gewöhnlichen, leicht schmelzbaren Glase bestehende Röhre oder Kochflasche zum Glühen, so macht sich eine Gelbfärbung der Flamme durch Natrium bemerkbar. Man bezeichnet auch diese zumeist benutzte Glasart als Natronglas, sie enthält die Verbindungen Natrium- und Calciumsilikat.



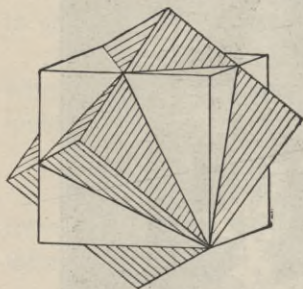
Figur 69

2. Zur Gewinnung des Natronglases schmelzt man Soda (oder Natriumsulfat) mit Quarzsand und Calciumcarbonat in etwa 1 m weiten Tontiegeln, den Glashäfen, die im Glasofen (rechts in Fig. 69) zur Weißglut erhitzt werden. Mit Hilfe langer eiserner Rohre werden kleine Mengen der geschmolzenen Masse aus den Glashäfen entnommen und zumeist lediglich durch Hineinblasen und gleichzeitiges Hin- und Herschwenken in die Form von Flaschen und anderen Gefäßen gebracht. Um die fertigen Gläser langsam erkalten zu lassen, bringt man sie in einen Kühlöfen (links in Fig. 69). Zur Herstellung der gewöhnlichen Fensterscheiben wird zunächst durch Blasen ein zylinderförmiges Hohlglas hervorgebracht, das an einer Seite aufgeschnitten und dann im Ofen gestreckt wird; die großen Spiegelscheiben dagegen werden gegossen.

3. Das schwer schmelzbare Glas, das für manche chemische Versuche erforderlich ist, besteht aus Kalium- und Calciumsilikat. Man gewinnt dieses **Kaliglas** aus Pottasche, Quarzsand und Calciumcarbonat. Das durch seinen Glanz ausgezeichnete **Kristallglas** ist aus Kalium- und **Bleisilikat** zusammengesetzt.

Flußspat.

§ 149. 1. Das Mineral **Flußspat** kommt in sehr gut ausgebildeten, würfelförmigen Kristallen vor, die nach den Flächen des Oktaeders spaltbar sind. Häufig sind dieselben zu Zwillinggruppen verwachsen (Fig. 70); sie können farblos sein, in der Regel aber sind sie schön blau, grün, gelb oder rot gefärbt. Manche Kristalle zeigen im auffallenden Lichte eine andere Farbe als im durchfallenden (Fluoreszenz), und das gepulverte Mineral leuchtet beim Erwärmen im Dunkeln (Phosphoreszenz).

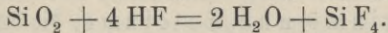


Figur 70.

2. Übergießen wir gepulverten Flußspat mit Schwefelsäure, so entweicht ein Gas von saurer Beschaffenheit, das befähigt ist Glas zu äßen. Wir überziehen deshalb eine Glasplatte mit einer dünnen Wachs-schicht, in die wir Schriftzüge einzeichnen, und decken die Platte mit der Wachs-schicht nach unten auf einen Bleikasten, in dem konzentrierte Schwefelsäure auf Flußspat einwirkt. Nach einigen Stunden sind die vom Wachs befreiten Stellen des Glases rau und undurchsichtig geworden. Durch gelindes Erwärmen (unter dem Abzuge!) können

wir die Entwicklung des Gases so beschleunigen, daß seine Einwirkung sogleich bemerkbar wird.

3. Flußspat oder **Fluorcalcium**, Ca F_2 , besteht aus den Grundstoffen Calcium und **Fluor** ($\text{F} = 19$). Die gasförmige Säure, die das Glas zu ätzen vermag, ist der **Fluorwasserstoff**, HF ; letzterer ist auch imstande, den Quarz aufzulösen unter Bildung von Wasser und **Fluorsilicium**, Si F_4 :



4. Eine Lösung von Fluorwasserstoff in Wasser heißt **Flußsäure**; man benutzt sie zum Ätzen von Glas sowie zum Auflösen von Silikaten und bewahrt sie in Guttapercha- oder Platinflaschen auf, weil sie Glas und Porzellan angreift.

Aufgaben.

§ 150. 1. Wieviel g Magnesium gebraucht man zur Darstellung von 6 g Silicium? Wieviel g Quarz müssen zersetzt werden?

2. Wieviel g Siliciumdioxid hinterbleiben beim Glühen von 20 g $\text{H}_2\text{Si O}_3$?

3. Wieviel Prozent Kalium enthält das Kaliumsilikat $\text{K}_2 \text{Si O}_3$?

4. Nach welcher Gleichung muß die Bildung des Natriumsilikats $\text{Na}_2\text{Si O}_3$ erfolgen? — Wie kann das Quarzpulver in der Glühhitze auf Calciumcarbonat einwirken?

5. Welche Gleichung stellt die Einwirkung der Schwefelsäure auf Flußspat dar?

6. Wieviel g Fluorwasserstoff sind zur Auflösung von 3,4 g Quarz erforderlich? Wieviel g Fluorsilicium bilden sich bei dem Vorgang?

XIV. Feldspat.

Verwitterung des Feldspats.

§ 151. 1. Die Mineralien, welche man unter dem gemeinschaftlichen Namen **Feldspat** zusammenfaßt, bilden einen Hauptbestandteil der gesamten festen Erdmasse. Namentlich enthalten viele Urgesteine, z. B. Granit, Gneis und Porphyr, erhebliche Mengen von Feldspat.

Auch in der Ackererde sind in der Regel Feldspattrümmer vorhanden, die dort allmählich verwittern.

2. Bei der Verwitterung des Feldspats unter dem Einflusse der Luft und des kohlenensäurehaltigen Wassers erweisen sich einige Bestandteile des Minerals als löslich, während ein einziger Bestandteil hinterbleibt. Die löslichen Bestandteile sind kiesel-säure Salze des Kaliums, Natriums und Calciums, die durch die eindringende Kohlen-säure zer-setzt und darauf durch das Wasser fortgespült werden; der zurückbleibende unlösliche Bestandteil ist der Ton.

Arten und Eigenschaften des Tons.

§ 152. 1. Der reinste Ton ist die Porzellanerde (Kaolin), die durch ihre weiße Farbe ausgezeichnet ist und zur Herstellung des Porzellans Verwendung findet. Weniger rein ist der Töpfer-ton, der durch verschiedene Beimengungen grau, braun oder rötlich gefärbt sein kann. Am wenigsten rein ist der Lehm, der gewöhnlich durch Eisenhydroxyd gelb gefärbt erscheint und über-dies erhebliche Mengen Sand und Kalk enthält.

2. Im trockenen Zustande bildet der Ton eine außerordentlich feinkörnige, zerreibliche Masse, die sich etwas fettig anfühlt. Feuchter Ton dagegen ist ein zäher, bildsamer Körper, aus dem sich allerlei Figuren herstellen lassen.

3. Wir schütten eine abgewogene Menge trockenes Tonpulver in ein Papierfilter, übergießen sie mit Wasser und wägen sie, sobald kein Wasser mehr abtröpfelt; der Ton ist um die Hälfte seines Gewichtes schwerer geworden.

Machen wir denselben Versuch mit trockenem Sande, so finden wir, daß dessen Gewicht sich um kaum $\frac{1}{4}$ vergrößert hat. Der Ton ist imstande, viel Wasser zurückzuhalten.

4. Formen wir aus angefeuchtetem Ton ein Gefäß und gießen Wasser hinein, so bleibt es darin stehen: feuchter Ton läßt das Wasser nicht durch. Deshalb ist das Vorhandensein eines Tonlagers unter dem Ackerboden in der Regel daran zu erkennen, daß das Regenwasser nicht eindringt, sondern den Boden lange Zeit naß erhält. Aus demselben Grunde entspringen die meisten Quellen an der Grenze einer Tonschicht und einer darüber lagernden durchlässigen Schicht.

5. Lassen wir völlig trockenen Ton längere Zeit an der Luft liegen, so nimmt sein Gewicht allmählich zu, denn er ist befähigt, aus

der Luft gasförmige Stoffe einzusaugen, z. B. Wasser, Kohlen- säure und Ammoniak. Das Ammoniak bewirkt den eigentümlichen starken Geruch des Tonens.

6. Da trockener Ton auch Fett ein- saugt, wendet man ihn zur Entfernung von Fettflecken aus Dielen an. Ferner benutzt man beim „Walken“ des Tuches Ton („Walkerde“), um das Öl aus den Stoffen zu entfernen, das sie bei ihrer Herstellung aufgenommen haben.

7. Wird der Ton stark ge- glüht, so verhärtet er sich zu einer stein- artigen Masse. Hierauf beruht seine Verwendung zu sehr festen Bau- steinen und irdenen Geräten. Die gebrannte Tonmasse ist etwas porös, so daß sie Wasser aufzusaugen und sogar durchzulassen vermag. Deshalb überzieht man die Tongefäße mit einer Glasur, d. h. mit einer leicht schmelzbaren Rinde, die eine ähnliche Zusammen- setzung besitzt wie das Glas.

Tonwaren.

§ 153. Schon in den frühesten Zeiten kannte man die Kunst, den Ton zu formen und Gerätschaften sowie Bildwerke aus ihm her- zustellen. Die alten Ägypter und Assyrer verfertigten Tongefäße und Ziegel. Auch in unserem Vaterlande verstand man die Bereitung von Tongeschirren, wie die in vorgeschichtlichen Grabstätten gefundenen Urnen bezeugen.

1. Zur Herstellung des Porzellans, das in Deutschland im Jahre 1709 von dem Apotheker Böttger erfunden wurde, jedoch in China schon seit den ältesten Zeiten bekannt gewesen zu sein scheint, dient die Porzellanerde oder der Kaolin. In fein gepulvertem Zustande, durch Schlämmen gereinigt, wird die Porzellanerde mit Quarz- und Feldspat- pulver gemengt und in feuchtem Zustande auf der wagerechten, rotierenden Töpferscheibe geformt. Die so bereiteten Gegenstände werden, sorgfältig getrocknet, zum ersten Male bei mäßiger Hitze gebrannt (Ver- glühen!) und darauf nach guter Abkühlung in ein milchähnliches Ge- menge von sehr fein gemahlenem Feldspat und Wasser getaucht, so daß sie sich durch Aufsaugen des Wassers mit einer gleichmäßigen, dünnen Schicht von Feldspatpulver bedecken (nur der Fuß bleibt frei, damit das Gefäß im Ofen nicht anschmilzt). Nach dem Trocknen erhitzt man sie bis zur Weißglut (Gutbrennen!), dabei schmilzt der Feldspat und bildet eine Glasur, welche die poröse Tonmasse so vollständig durchtränkt, daß diese für Wasser undurchlässig wird.

2. Das Steingut ist eine dem Porzellan ähnliche, meist weiße, undurchsichtige Masse, die 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 Gerätschaften, die als Zierrat Verwendung finden.

3. Das braune Töpfergeschirr wird aus weniger reinem Ton geformt und vor dem Brennen mit einer Glasur versehen, die man aus Ton, Bleiglätte und färbenden Metalloxyden, z. B. Braunstein (§ 54) bereitet. Hoher Bleigehalt der Glasur macht das Geschirr zum Kochen unbrauchbar, denn saure Speisen nehmen leicht aus der Glasur Bleioxyd auf und werden dadurch der Gesundheit schädlich (Bleisalze sind giftig!). Blumentöpfe werden meistens nicht glasiert (warum?).

4. Um die feuerfesten Schamottesteine zu brennen, gebraucht man einen kalkfreien, dem Kaolin möglichst ähnlichen Ton.

5. Zur Herstellung der Ziegel genügt ein ziemlich unreiner Ton (auch Lehm), der mit Wasser gemischt, geknetet, geformt, an der Luft getrocknet und gewöhnlich in einem kammerartig getheilten Ringofen gebrannt wird. Bei hohem Eisengehalt nehmen die Ziegel eine rote, bei geringem Eisen- und hohem Kalkgehalt eine gelbe Farbe an (§ 71)

Zusammensetzung des Tons; Tonerde.

§ 154. Etwas fein zerriebenen Ton erhitzen wir einige Zeit im Deckel des Platintiegels, vermischen ihn darauf mit der sechsfachen Menge Soda und schmelzen das Gemenge fünf Minuten lang im Tiegel vor dem Gebläse. Die eine Hälfte der geschmolzenen Masse lösen wir in Wasser, kochen mit Salmiaklösung und erhalten dabei einen hellgrauen, flockigen Niederschlag von Tonerdehydrat; wird dieser durch Trocknen und Glühen von allem Wasser befreit, so hinterbleibt ein sehr feines Pulver, die Tonerde. Die andere Hälfte der geschmolzenen Masse versetzen wir mit Salzsäure und erhalten den gallertartigen Niederschlag von Kieselsäure.

Aus dem aufgeschlossenen Ton sind demnach die beiden Bestandteile Tonerde und Kieselsäure abgeschieden. Der Ton ist ein Salz, und zwar kieselsaure Tonerde.

§ 155. 1. Die Tonerde kommt als sehr hartes Mineral unter dem Namen **Korund** natürlich vor. Schön gefärbte Kristalle dieses Minerals werden als Edelsteine sehr geschätzt, in blauer Färbung als **Saphir**, in roter als **Rubin**; eine weniger reine Abart des Korunds ist der als **Schleifmittel** für Glas und Metalle verwendbare **Schmirgel**.

2. Der Korund stimmt in seiner rhomboedrischen Kristallform mit dem Mineral **Eisenglanz** vollkommen überein, und diese Gleichheit der Kristallform läßt auf eine ähnliche chemische Zusammensetzung schließen. Wie der Eisenglanz, Fe_2O_3 , besteht auch der Korund aus Sauerstoff und einem dreiwertigen Metall, letzteres ist das **Aluminium** ($\text{Al} = 27$). Tonerde, Korund und seine Abarten bilden das **Aluminiumoxyd**, Al_2O_3 , während das Tonerdehydrat als **Aluminiumhydroxyd**, AlO_3H_3 , zu betrachten ist.

Demnach ist der Ton als kieselsaures Aluminium oder **Aluminiumsilikat** zu bezeichnen.

Aluminium.

§ 156. 1. Künstlich dargestelltes Aluminiumoxyd löst sich, falls es nicht zu stark geglüht ist, in Säuren. Übergießen wir diese weiße, feinpulverige Masse in einem Becherglase mit Schwefelsäure, so erhalten wir die in Wasser leicht lösliche Verbindung **Aluminiumsulfat** oder **Schwefelsaure Tonerde**, $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$. Dasselbe Salz entsteht, wenn Schwefelsäure auf Aluminiumhydroxyd einwirkt. In Salzsäure löst sich sowohl das Aluminiumoxyd als das Aluminiumhydroxyd zu **Chloraluminium**, AlCl_3 ; um letzteres in trockenem Zustande zu erhalten, kann man Aluminiumoxyd mit Kohle im Chlorstrom zum Glühen erhitzen.

2. Zur Gewinnung des metallischen Aluminiums stellte man früher in der Regel erst das Chloraluminium dar, um dieses dann entweder mit Natrium zu reduzieren oder durch den elektrischen Strom zu zerlegen. Jetzt wird das Metall auf einfachere Weise gewonnen, indem man Aluminiumoxyd im elektrischen Ofen durch einen sehr starken Strom verflüssigt und zerlegt.

3. Das Aluminium ist ein glänzendes, silberweißes Metall, welches sowohl in feuchter als in trockener Luft unverändert bleibt; es ist sehr dehnbar, ziemlich leicht schmelzbar und durch auffallend geringes spezifisches Gewicht (2,7) ausgezeichnet (Eisen 7,4 bis 7,8). In Salzsäure sowohl als in Kali- oder Natronlauge löst es sich unter Wasserstoffentwicklung.

4. Bringen wir Aluminiumpulver oder Blattaluminium in eine Gasflamme, so verbrennt das Metall mit hellem Licht zu Aluminiumoxyd.

5. Man verwendet das gebiegene Aluminium zu kleinen Gewichten und Schmuckgegenständen, auch werden Schlüssel und viele kleinere Geräte daraus angefertigt; in Pulverform ist es ein sehr kräftiges Reduktionsmittel zur Gewinnung anderer Metalle.

§ 157. Da das Aluminium einerseits auf Salzsäure, andererseits auf Kali- und Natronlauge zersetzend einwirkt, so müssen wir annehmen, daß das Metall sowohl basisbildend als auch säurebildend auftreten kann. Versetzen wir eine Lösung von Aluminiumsulfat mit wenig Kalilauge, so fällt die Basis Aluminiumhydroxyd. Sobald wir indessen eine größere Menge Lauge zusetzen, zeigt das Aluminiumhydroxyd saure Eigenschaften, indem der Niederschlag sich wieder löst unter Bildung eines Salzes aus Natrium, Sauerstoff und Aluminium. Leiten wir nun Kohlensäure-Anhydrid in die Lösung ein, so wird zunächst der Überschuß von Kalilauge vernichtet und darauf das Aluminiumhydroxyd durch die (verhältnismäßig starke!) Kohlensäure verdrängt, so daß wir zum zweiten Male den weißen Niederschlag erhalten.

Doppelverbindungen des Aluminiums.

§ 158. 1. Im Feldspat ist die kiesel-saure Tonerde oder das Aluminiumsilikat entweder mit Kaliumsilikat oder mit Natriumsilikat oder mit Calciumsilikat vereinigt; danach unterscheidet man die drei Arten: **Kali-**, **Natron-** und **Kalkfeldspat**. Auch in vielen anderen Mineralien ist das Aluminiumsilikat mit sonstigen kiesel-sauren Salzen zu Doppelverbindungen vereinigt, z. B. im **Granat**, dessen zahlreiche Abarten die verschiedensten Silikate des Eisens, Magnesiums und Calciums enthalten und dabei trotzdem in ihrer Kristallform übereinstimmen.

Aus Aluminiumsilikat und Kalium- oder Magnesiumsilikat besteht der durch Glanz, Elastizität und sehr vollkommene Spaltbarkeit ausgezeichnete **Glimmer** (Kaliglimmer und Magnesiaglimmer).

2. In ganz ähnlicher Weise vermag das Aluminiumsulfat sich mit anderen schwefel-sauren Salzen zu vereinigen, die hierdurch entstehenden Doppelverbindungen heißen **Alaune**. In einem Becherglase vermischen wir eine vollkommen gesättigte Lösung von Aluminiumsulfat mit einer gesättigten Lösung von Kaliumsulfat und bemerken nach kurzer Zeit die Bildung kleiner, glänzender Kristalle von **Kalialaun**, $\text{AlK}(\text{SO}_4)_2 + 12\text{H}_2\text{O}$. Wird das Kaliumsulfat durch die entsprechende Ammoniumverbindung ersetzt, so erhalten wir den **Ammonialaun** $\text{AlNH}_4(\text{SO}_4)_2 + 12\text{H}_2\text{O}$. Diese Alaune treten in geringen Mengen auch als Mineralien auf;

künstlich dargestellt zeichnen sie sich durch schöne oktaedrische Kristallform (vergl. Fig. 31) aus.

§ 159. Der Kalialaun, der früher in großer Menge aus dem Alaunschiefer gewonnen wurde, findet mannigfache Anwendung, z. B. als Arzneimittel (neuerdings meistens ersetzt durch essigsaure Tonerde), in der Färberei und Druckerei als Beize, in der Gerberei, Papierfabrikation und zur Bereitung verschiedener Lackfarben.

1. Zu einer Alaunlösung gießen wir eine Lösung von Pottasche und erhalten einen Niederschlag von Tonerdehydrat (Aluminiumhydroxyd), der sich nach einiger Zeit absetzt. Vermischen wir nun den Alaun erst mit einer Farbholzbrühe (Abkochung von Rot- oder Blauholz) und setzen dann die Pottasche zu, so entsteht zwar derselbe Niederschlag wie vorher, aber er zieht den gesamten Farbstoff an sich, so daß die über ihm stehende Flüssigkeit entfärbt wird.

Hierauf beruht die Anwendung des Alauns beim Färben. Ein Stückchen weißes Rattunzeug, in eine Farbholzbrühe eingetaucht, färbt sich zwar, der Farbstoff läßt sich aber leicht mit Wasser wieder abwaschen, weil er löslich ist.

Wird dagegen ein Stück Rattun erst in Alaunlösung und darauf in die Farbholzbrühe getaucht, so haftet die Farbe in dem unlöslichen Niederschlage auf der Zeugfaser; sie erscheint lebhafter und hält in der Wäsche lange Zeit aus.

2. Färben wir eine Alaunlösung mit Lackmus oder Blauholzbrühe und fügen Ammoniak hinzu, so verbindet sich aller Farbstoff mit dem entstehenden Aluminiumhydroxyd zu einem unlöslichen „Farblack“.

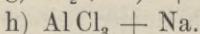
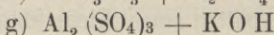
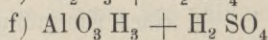
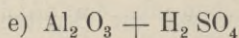
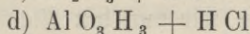
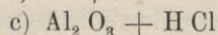
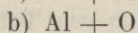
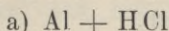
3. Zum Leimen des Papiers wird statt des tierischen Leims meist Alaunlösung mit Kolophoniumlösung benutzt.

§ 160. Eine Verbindung von Aluminium, Silicium, Natrium und Schwefel ist der schöne blaue Farbstoff Ultramarin, der früher aus einem in Tibet und am Baikalsee in Sibirien vorkommenden und als Schmuckstein sehr geschätzten blauen Mineral, dem Lasurstein oder Lapis Lazuli, gewonnen wurde. Jetzt wird er in großen Mengen künstlich dargestellt, indem man zunächst Kaolin mit Natriumsulfat (Glaubersalz) und Kohle innig vermengt und glüht, wobei ein grünes Ultramarin entsteht; dieses wird mit Schwefelblumen unter Luftzutritt erhitzt und verwandelt sich dadurch in das blaue Ultramarin. Letzteres ist gegen Licht, Luft, Seife und Alkalien sehr widerstandsfähig, dagegen wird es schon durch schwache Säuren unter Entwicklung von Schwefel-

wasserstoff entfärbt. Es dient als Malerfarbe, zum Bläuen der Wäsche und zum Entfärben von gelblichen Stoffen, z. B. von Zucker und Papier.

Aufgaben.

§ 161. 1. Wie können die folgendermaßen angedeuteten Umsetzungs-
gleichungen vervollständigt werden?



2. Wieviel Aluminiumoxyd muß durch den elektrischen Strom zer-
legt werden zur Gewinnung von 1 kg Aluminium?

Wieviel Natrium würde erforderlich sein, wenn man dieselbe Menge
Aluminium aus dem Chloraluminium durch Natrium abscheiden wollte?

3. Wieviel Aluminiumhydroxyd muß man in Salzsäure lösen, um
140 g Chloraluminium zu erhalten?

4. Wieviel Prozent Aluminium enthält der Kalialaun?

5. Wieviel Aluminiumsulfat kann bei der Auflösung von 1 g
Aluminiumoxyd in Schwefelsäure gebildet werden?

6. Im Kalifeldspat ist ein Molekül $\text{Al}_2\text{Si}_2\text{O}_7$ mit einem Molekül
 $\text{K}_2\text{Si}_4\text{O}_9$ vereinigt. Welches ist demnach die einfachste Formel dieses
Minerals?

7. Nach welcher Gleichung wird die Bildung des Kalialauns aus
Kalium- und Aluminiumsulfat erfolgen müssen? Wieviel g Kalium-
sulfat vereinigen sich mit 250 g Aluminiumsulfat?

8. In einem Becherglase übergießen wir ein Stück Aluminiumblech
mit Kupfervitriollösung. Nach einiger Zeit ist das Aluminium an der
Oberfläche rot. Welcher Austausch hat stattgefunden? Wird das Gewicht
des Bleches durch die Umsetzung vermindert sein?

XV. Edelmetalle. — Legierungen.

Eigenschaften und Verwendung der Edelmetalle.

§ 162. 1. Die drei Metalle Silber (Argentum, $\text{Ag} = 108$),
Gold (Aurum, $\text{Au} = 197$) und Platin ($\text{Pt} = 195$) werden weder

durch die Luft noch durch das Wasser in irgend einer Temperatur verändert, deshalb bezeichnet man sie als **Edelmetalle**. Ihre Verwandtschaft zum Sauerstoff ist so gering, daß sie aus ihren Oxyden durch bloßes Erhitzen leicht ausgeschieden werden können.

2. Alle edlen Metalle zeichnen sich durch hohes Gewicht, hellen Glanz und schöne Farbe aus; letztere ist beim Silber und Platin weiß und beim Golde gelb. Silber ist der beste Leiter für Wärme und Elektrizität. Es ist so dehnbar, daß 1 g zu einem Draht von 2000 m Länge ausgezogen werden kann. Geschmolzen absorbiert es sehr leicht Sauerstoff, den es beim Erkalten unter Geräusch wieder abgibt (Spragen). Gold ist das dehnbarste aller Metalle, 1 g liefert einen 2600 m langen Draht. Platin tritt außer in der gewöhnlichen, dichten Form auch noch feinzerteilt auf als *Platinichwamm* und als *Platinmohr*. Obwohl das Platin dem Silber in Farbe und Glanz nachsteht, ist doch sein Wert ein höherer, da es schweißbar ist wie Eisen, dabei aber unerschmelzbar in jedem Ofenfeuer.

3. Während Gold und Silber hauptsächlich zu Münzen und Schmuckfachen Verwendung finden, benutzt man das Platin besonders zur Herstellung elektrischer Apparate und schwer schmelzbarer Geräte, z. B. der Schmelztiegel und Eindampfschalen.

Vorkommen und Gewinnung der Edelmetalle.

§ 163. 1. Das Silber kommt gediegen als Mineral vor, z. B. bei Andreasberg und Freiberg, gewöhnlich in haar-, draht- oder baumartiger Gestalt (Fig. 71), seltener in würfelförmigen Kristallen. Sehr viel Silber wird bei der Verarbeitung von silberhaltigem Bleiglanz gewonnen. Durch Rösten dieses Erzes und Ausschmelzen mit Kohle erhält man zunächst metallisches Blei (Werkblei), das eine Beimengung von Silber enthält; auf einem Treibherde wird alsdann das Blei unter beständigem Luftzutritt verbrannt, so daß schließlich das metallische Silber unter dem abfließenden Bleioxyd hervorleuchtet (*Silberblick*).



Figur 71.

2. Gold kommt selten in Form von kleinen Würfeln und Achteflächnern natürlich vor. Häufiger bilden unregelmäßig geformte Körner aus gediegenem Golde einen Gemengteil des festen Gebirgssteins oder des Sandes, so in Kalifornien, Australien und Südafrika. Auch im Sande einiger deutschen Flüsse (z. B. Rhein, Donau und Schwarza)

kommen Goldkörner in sehr geringer Menge vor. Man gewinnt das Gold durch Schlämmen goldhaltiger Sande und Gesteinstrümmer oder durch Ausziehen derselben mit Quecksilber oder verdünnter Cyankaliumlösung.

3. Das Platin gewinnt man zumeist in der Nähe des Uralgebirges aus dem Platinerz, das im Sande der Flußtäler gefunden wird und etwa 80 % gediegenes Platin enthält.

Silbersalze; Photographie.

§ 164. 1. Ein kleines Stück Silberblech erwärmen wir in einem Becherglase mit verdünnter reiner Salpetersäure und beobachten das Auftreten brauner Dämpfe von Stickstoffdioxid, während das Metall in Lösung geht. Wollten wir die entstehende Verbindung, salpetersaures Silber oder **Silbernitrat**, AgNO_3 , durch Abdampfen vom Wasser befreien, so würden wir eine weiße, giftige, bei 200° schmelzbare Masse erhalten, die in Stangenform gegossen werden kann und als **Höllenstein** zu Heilzwecken verwendbar ist.

2. Die Lösung von Silbernitrat versetzen wir mit wenigen Tropfen Salzsäure; dabei bildet sich ein weißer, der geronnenen Milch ähnlicher Niederschlag von **Chlor Silber**, AgCl , der im Becherglase zu Boden sinkt, so daß wir die darüber stehende Flüssigkeit abgießen können. Lassen wir dann den Niederschlag einige Minuten im hellen Tageslicht stehen, so färbt sich die beleuchtete Oberfläche dunkel, während die nicht beleuchtete Unterseite weiß bleibt. Chlor Silber geht im Licht unter Abgabe von Chlor in eine grauviolette, chlorärmere Verbindung über, die bei Anwesenheit von reduzierenden Stoffen zu schwarzem metallischem Silber wird; hierauf beruht seine Verwendung beim Photographieren.

3. Wie die Salzsäure wirkt auch eine Lösung von Chlorkalium oder Chlornatrium zersetzend auf Silbernitrat ein, und zwar ist die Bildung des Chlor Silbers stets deutlich zu erkennen, auch wenn wir sehr stark verdünnte Lösungen verwenden. Der Niederschlag von Chlor Silber ist in Säuren fast unlöslich, dagegen wird er sofort gelöst, wenn wir etwas Ammoniak oder eine Lösung von Natriumthiosulfat hinzufügen.

4. Dem Chlorkalium ähnlich sind die beiden Salze Jodkalium, KJ , und Bromkalium, KBr . Gießen wir zu einer Silbernitratlösung einige Tropfen einer Lösung von Jodkalium oder Bromkalium, so entsteht ein gelblicher Niederschlag von **Jod Silber**, AgJ , oder **Brom Silber**, AgBr . Auch diese beiden Silberverbindungen werden vom Licht zersetzt und finden daher wie das Chlor Silber beim Photographieren Verwendung.

§ 165. Beim Photographieren wird in der Regel folgendermaßen verfahren: Eine mit einem Gemisch von Bromsilber und Gelatine überzogene Glasplatte (Trockenplatte) wird der Einwirkung des Lichtes ausgesetzt, das von dem zu photographierenden Gegenstande ausgeht. Dabei findet eine Zersetzung des Bromsilbers in der Weise statt, daß die helleren Teile des Gegenstandes auf der Platte eine starke, die dunkleren Teile dagegen eine schwache Zersetzung hervorrufen. Das Bromsilber zersetzt sich zunächst zu einer bromärmeren Verbindung, die erst beim „Entwickeln“, d. h. beim Übergießen der Platte mit einer reduzierenden Flüssigkeit, in schwarzes metallisches Silber übergeht und dadurch das negative Bild hervorbringt. Dieses wird dann durch Auflösung des unzerstört gebliebenen Bromsilbers in Natriumthiosulfat „fixiert“, d. h. lichtfest, unempfindlich gegen das Licht gemacht.

Aus dem negativen gewinnt man das positive Bild, indem man ein Stück von chlor Silberhaltigem Papier mit der Negativplatte bedeckt und es so dem Tageslicht aussetzt. Dabei zersetzt sich das Chlor Silber an den belichteten Stellen, indem es sich unter der reduzierenden Einwirkung des Papiers in metallisches Silber verwandelt. Das positive Bild erhält alsdann noch durch die Behandlung mit einer Goldlösung (Goldbad) eine bessere Ausbildung der einzelnen Farben; gleichzeitig entfernt man das unzerstört gebliebene Chlor Silber aus dem Papier durch Natriumthiosulfatlösung, um dadurch auch das positive Bild zu fixieren.

§ 166. 1. Die menschliche Haut färbt sich schwarz, wenn sie mit festem oder gelöstem Höllenstein in Berührung kommt. Auch Stoffe aus dem Pflanzenreich, z. B. Leinen und Baumwolle, werden durch Silbernitrat im Licht geschwärzt, so daß man eine Höllensteinlösung zum Zeichnen der Wäsche benutzen kann. Die Ursache davon ist eine Zersetzung des Silbernitrats unter Abscheidung des Metalls, also eine Reduktion. Um diese Reduktion besonders zu erleichtern, erhizen wir ein kleines Stück Höllenstein auf Kohle vor dem Lötrohr und beobachten nach kurzer Zeit die Ausscheidung von weißem, glänzendem Silber.

2. Bringen wir in ein Probierglas mit Silbernitratlösung einige Kupferdrehspäne, so scheidet sich auf diesen weißes Silber aus, während eine entsprechende Menge Kupfer als Kupfernitrat gelöst wird. Ebenso können wir das Silber durch Zink oder Eisen aus der Lösung reduzieren.

§ 167. 1. Zu einer Lösung von Höllenstein setzen wir Kali- oder Natronlauge, dabei bildet sich ein brauner Niederschlag von Silberoxyd,

Ag₂O. Wird letzteres getrocknet und mäßig erhitzt, so zerfällt es schon bei 250° in Silber und Sauerstoff; im Wasserstoffströme erfolgt die Reduktion bei einer noch niedrigeren Temperatur, nämlich bei 100°.

2. Um das Silber mit Schwefel zu vereinigen, gießen wir etwas Schwefelwasserstoffwasser zu einer Höllesteinlösung, dabei fällt ein schwarzbrauner Niederschlag von **Schwefelsilber**, Ag₂S. Dieselbe Verbindung wird gebildet, wenn wir eine Silbermünze mit einem Tropfen Schwefelwasserstoffwasser benetzen. Auch das Anlaufen silberner Geräte bei längerer Berührung mit schwefelhaltigen Speisen, z. B. mit Eiern, ist durch die Bildung einer feinen Schicht von Schwefelsilber zu erklären.

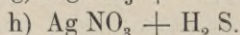
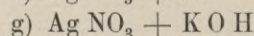
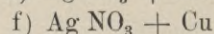
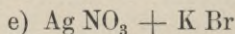
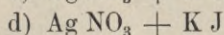
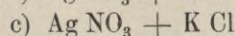
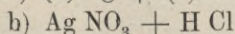
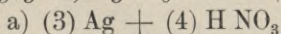
Gold- und Platinverbindungen.

§ 168. 1. Gold und Platin werden durch reine Säuren nicht angegriffen. Dagegen lösen sich beide Metalle in einer Mischung von 1 Teil Salpetersäure und 3 bis 4 Teilen Salzsäure, die in älterer Zeit den Namen **Königswasser** nach ihrer Fähigkeit Gold, den „König“ der Metalle, zu lösen erhalten hat. Durch die Auflösung erhält man die **Goldchlorwasserstoffsäure**, H Au Cl₄, und die **Platinchlorwasserstoffsäure**, H₂ Pt Cl₆; diese beiden Säuren, die im Handel kurz „Goldchlorid“ und „Platinchlorid“ genannt werden, sind gelbrote, leichtlösliche Stoffe und dienen zur Darstellung der übrigen Verbindungen.

2. Alle Gold- und Platinverbindungen sind leicht zu reduzieren. Benetzen wir die Haut mit einer Goldlösung, so überzieht sie sich mit einer festhaftenden violetten Goldschicht; ebenso scheidet sich beim Tonen der Photographien mittels stark verdünnter Goldlösung eine feine Goldschicht auf dem reduzierend wirkenden Silberbilde aus. Tauchen wir die Spitze eines Glasstabes in Platinchlorwasserstoffsäure und erhizen sie in einer Gasflamme, so überzieht sie sich schnell mit einer glänzenden, weißen Schicht von metallischem Platin.

Aufgaben.

§ 169. 1. Nach folgenden Andeutungen sind die einzelnen Umsetzungsgleichungen zu vervollständigen:



2. Ein Fünfmärkstück enthält 25 g reines Silber. Wieviel g Silbernitrat kann man aus ihm darstellen?

3. Wieviel Silbernitrat und Chlorkalium gebraucht man zur Darstellung von 7 g Chlor Silber?

4. Wieviel Prozent Silber enthält das Silberoxyd?

5. Eine Silbernitratlösung wird durch metallisches Kupfer reduziert. Wieviel g Kupfer gehen in Lösung, wenn 1 g Silber sich ausscheidet?

6. Wieviel g Silberoxyd können durch 50 g Kaliumhydroxyd gefällt werden? Wieviel g Silbernitrat sind dazu notwendig?

7. Wieviel l Schwefelwasserstoffgas sind erforderlich, um 8 g Schwefel Silber auszufällen?

8. In welcher Weise kann die Salpetersäure zu einer „Scheidung“, d. h. Trennung der edlen Metalle benutzt werden?

Legierungen.

§ 170. 1. In reinem Zustande sind Silber und Gold so weich, daß sie sich zu Münzen und Schmuckfachen wenig eignen würden. Deshalb härtet man sie vor dem Gebrauch durch einen Zusatz von Kupfer. Ein derartiges Gemisch mehrerer Metalle wird eine **Legierung** genannt. Die Härte einer Legierung ist in der Regel sehr groß im Vergleich zur Härte der einzelnen Bestandteile, dagegen ist der Schmelzpunkt bei den meisten Legierungen ein auffallend niedriger. Reines Blei ist als Letternmetall nicht verwendbar, deshalb härtet man es durch Zusatz von Antimon. Natrium schmilzt bei $97,5^{\circ}$ und Kalium bei 62° , aber eine Legierung von beiden ist schon bei gewöhnlicher Temperatur flüssig. Tauchen wir eine Stange der **Wood'schen Legierung** (1 T. Zinn, 2 T. Blei, 4 T. Wismut und 1 T. Cadmium) in siedendes Wasser, so schmilzt sie, denn ihr Schmelzpunkt liegt bei $60\frac{1}{2}^{\circ}$, während der am leichtesten schmelzbare unter den vier Bestandteilen, das Zinn, einen Schmelzpunkt von 235° aufweist.

2. Der Feingehalt wird bei Silber- und Goldlegierungen in neuerer Zeit nach Tausendteilen berechnet, während man ihn früher bei Silberlegierungen in Loten und bei Goldlegierungen in Karaten angab; reines Silber galt als 16 lötig, reines Gold als 24 karätig. Die deutschen Silbermünzen enthalten 900 Tausendteile Silber, die Goldmünzen 900 Tausendtl. Gold neben 100 Tausendtl. Kupfer.

3. Technisch wichtige Legierungen sind das Messing (70% Kupfer und 30% Zinn), die Bronze (80% Kupfer und 20% Zinn)

und das Neusilber (60% Kupfer, 20% Nickel und 20% Zink). Eine vielfach benutzte Legierung ist die Aluminiumbronze (90% Kupfer und 10% Aluminium). Magnesium und Aluminium bilden die Legierung Magnalium. Die Legierungen des Quecksilbers mit den übrigen Metallen werden Amalgame genannt.

XVI. Ernährung der Pflanzen.

Affimilation.

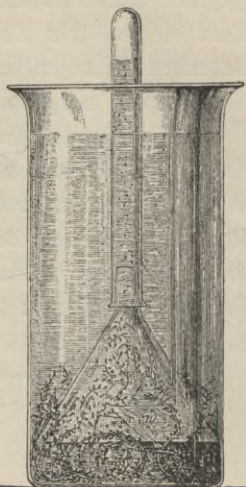
§ 171. Der Körper der Pflanzen ist der Menge nach hauptsächlich aus Kohlenstoff, Wasserstoff und Sauerstoff zusammengesetzt, deshalb muß die Ernährung einer Pflanze in erster Linie in einer Aufnahme dieser drei Grundstoffe bestehen.

1. Wasserstoff und Sauerstoff erhält die Pflanze aus dem Wasser, das sie durch ihre Wurzeln aus dem Boden aufnimmt. Kohlenstoff ist als Bestandteil des Kohlenäure-Anhydrids in der Umgebung der Pflanzen stets vorhanden, namentlich in der atmosphärischen Luft, in geringerer Menge auch in jedem Gewässer. Die höheren Pflanzen besitzen nun die Fähigkeit, durch die Spaltöffnungen ihrer Blätter und Stengel das Kohlenäure-Anhydrid aufzunehmen und aus Wasser und Kohlenäure-Anhydrid die für das pflanzliche Leben notwendigen Verbindungen von Wasserstoff, Sauerstoff und Kohlenstoff herzustellen.

2. Um zu erkennen, welche Zersetzung das Kohlenäure-Anhydrid bei seiner Aufnahme in den Pflanzenkörper erleidet, bringen wir an einem sonnigen Sommertage die beblätterten Stengel einer Wasserpflanze, am liebsten der Wasserpfeife*) (*Elodea canadensis*) in ein großes, mit frischem Wasser gefülltes Becherglas (Fig. 72). Zur Erleichterung der Kohlenäure-Aufnahme können wir vor Beginn des Ver-

*) Die Wasserpfeife hat in den Gewässern Deutschlands eine große Verbreitung erlangt und ist überdies in den botanischen Gärten in der Regel zu erhalten. Auch der Tannenwedel (*Hippuris vulgaris*), die Ceratophyllum- und Callitriche-Arten und die Blätter der Seerose (*Nymphaea alba*) sind für den Versuch wohl geeignet.

suches dem Wasser etwas Sauerbrunnen zusetzen oder eine geringe Menge reines Kohlenäure-Anhydrid hineinleiten. Wir bedecken die im Wasser liegenden Pflanzen mit einem Glas-trichter, über dessen Ausgangsrohr ein mit Wasser gefülltes Probierglas gestülpt wird. Sobald nun der Apparat dem Sonnenschein ausgesetzt wird, beginnt die Tätigkeit der Blätter, und wir sehen von den Schnittflächen der Stengel perlchnurförmige Reihen kleiner Gasblasen emporsteigen. Nach einigen Stunden hat sich im Probierglase eine erhebliche Gasmenge angesammelt; wir prüfen dieselbe mit Hilfe eines glimmenden Spanes und erkennen, daß sie aus **Sauerstoff** besteht. Durch die Lebenstätigkeit der Pflanze ist das Kohlenäure-Anhydrid zerlegt. Der Sauerstoff ist ausgeschieden, während der Kohlenstoff von der Pflanze zurückbehalten ist.



Figur 72.

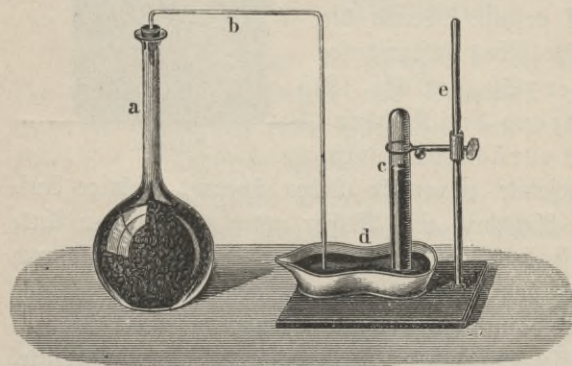
3. Die für das gesamte pflanzliche Leben überaus wichtige Aufnahme von Kohlenäure-Anhydrid und Wasser unter gleichzeitiger Ausscheidung von Sauerstoff heißt **Affimilation**. Dieser Vorgang ist auch für das Leben der Tiere von großer Bedeutung, denn dadurch, daß die Pflanze ihre der leblosen Natur entstammenden Nahrungsmittel CO_2 und H_2O in pflanzliche Stoffe umwandelt, erzeugt sie die Nahrungsmittel der Tierwelt. — Die Affimilation erfolgt nur im hellen Tageslicht und ist von dem Vorhandensein des grünen Farbstoffs der Blätter und Stengel, des Chlorophylls, abhängig.

Atmung.

§ 172. 1. Die großen Mengen von Kohlenäure-Anhydrid, die durch die Atmung der Menschen und Tiere sowie durch Verbrennung und Verwesung hervorgebracht werden, finden bei der Ernährung der Pflanzen Verwendung, so daß der Kohlenäuregehalt der Luft sich kaum verändert. Die Affimilation steht namentlich im Gegensatz zur Atmung der Menschen und Tiere. Während letztere der eingeatmeten Luft Sauerstoff entziehen und dafür Kohlenäure-Anhydrid ausscheiden, nehmen die Pflanzen das Kohlenäure-Anhydrid auf und geben den Sauerstoff wieder von sich. Es findet demnach zwischen dem Tierreiche einerseits und dem

Pflanzenreiche andererseits ein beständiger Kreislauf des Kohlenstoffs statt. Dabei ist indessen zu berücksichtigen, daß dem Pflanzenkörper nicht die gesamte Kohlenstoffmenge, die durch die Assimilation gewonnen wird, erhalten bleibt. Ein Teil des aufgenommenen Kohlenstoffs wird durch die lebenden Pflanzen selbst wieder in Kohlenensäure-Anhydrid übergeführt und als solches ausgeschieden.

2. Wir übergießen etwa 100 g getrocknete Erbsen oder Bohnen in einer Flasche mit Regenwasser, welches auf die für die Keimung günstige Temperatur von 25°C erwärmt ist. Stellen wir nun die Flasche an einen warmen Ort, so ist nach ungefähr 24 Stunden zu beobachten, daß die Keimung begonnen hat. Wir gießen alsdann das Wasser ab und bringen die keimenden Hülsenfrüchte in einen Glaskolben (Fig. 73), welcher mehrere Tage an einem warmen Orte (am besten bei



Figur 73.

$30 - 35^{\circ}\text{C}$) stehen bleiben muß. Ein langsam entweichendes Gas wird mittels der Wanne d über Quecksilber aufgefangen, und zwar in der Probierröhre c, die mit Kalzwasser gefüllt ist. Die deutlich hervortretende Trübung des Kalzwassers läßt uns er-

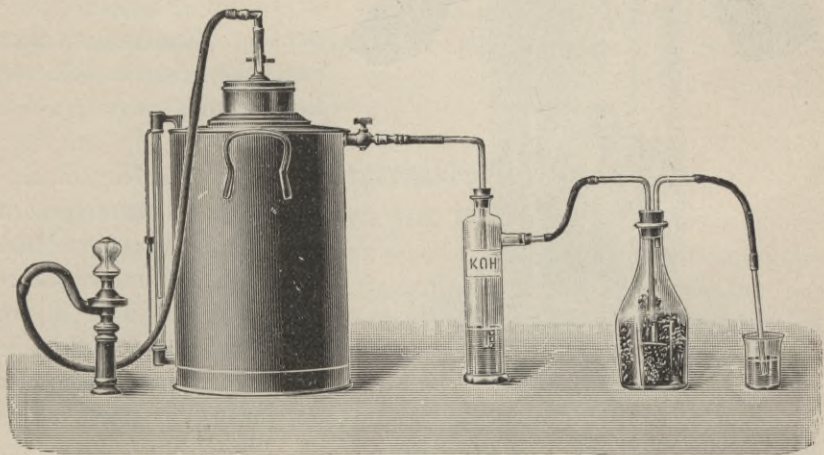
kennen, daß ein Teil des Gases aus Kohlenensäure-Anhydrid besteht, das von der Flüssigkeit aufgenommen wird; der andere, unlösliche Teil des Gases ist Stickstoff aus der im Glaskolben ursprünglich vorhandenen Luft.

3. Die geringe Sauerstoffmenge, die bei Beginn des Versuches im Glaskolben vorhanden war, ist von den keimenden Samen aufgenommen; außerdem hatten diese schon vorher eine gewisse Menge Sauerstoff aus der Luft in sich aufgespeichert. Es geht demnach der von uns beobachteten Ausscheidung von Kohlenensäure-Anhydrid eine Aufnahme von Sauerstoff voraus; der Vorgang entspricht also der Atmung der Menschen und Tiere und wird auch im Pflanzenreiche als *Atmung* bezeichnet.

§ 173. 1. Die Atmung der Pflanzen findet zu allen Tageszeiten sowohl bei Luftzutritt als auch im Dunkeln statt, sie fehlt weder den

Wurzeln und Stengeln, noch den Blättern, Blüten und Früchten, nur ist sie bei grünen Pflanzenteilen im hellen Tageslicht schwer zu bemerken, da sie bei weitem übertroffen wird durch den entgegengesetzten Vorgang, die Assimilation. Bei den keimenden Samen wird die Wirkung der Atmung nicht beeinträchtigt, weil ihnen das Chlorophyll fehlt und sie deshalb gar nicht assimilieren können.

2. Um nun die Atmung auch bei den Blüten und Blättern zu beobachten, können wir diesen Luft zuführen, die zuvor von ihrem Gehalt an Kohlensäure-Anhydrid befreit ist. Zu diesem Zweck leiten wir einen langsamen Luftstrom von einem Gasometer aus (Fig. 74) zunächst durch einige Waschflaschen mit Kalilauge und führen ihn dann bis auf den Boden einer geräumigen Flasche, die mit vielen Blüten und Blättern,

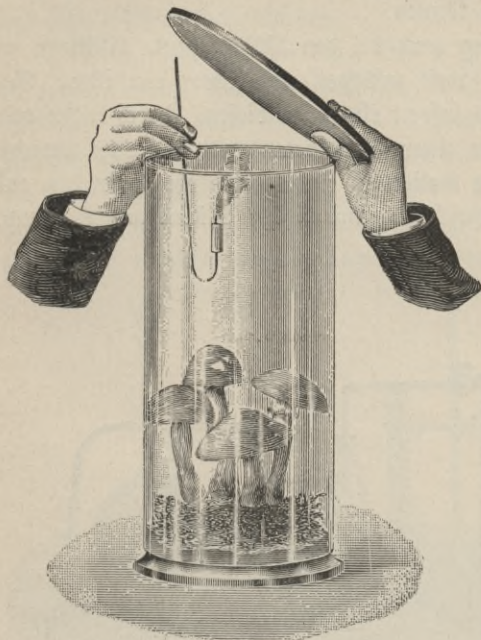


Figur 74.

z. B. vom Marienblümchen, von der Kamille oder der Schafgarbe angefüllt ist. Durch den doppelt durchbohrten Kork der Flasche leiten wir den Luftstrom weiter in ein Becherglas mit Kalkwasser, wo wir an der entstehenden starken Trübung erkennen, daß eine Ausscheidung von Kohlensäure-Anhydrid tatsächlich stattgefunden hat.

3. Füllen wir ein großes Zylinderglas etwa zu einem Drittel seines Inhalts nur mit Blüten, z. B. vom Hahnenfuß oder vom Marienblümchen, und lassen es einige Stunden luftdicht verschlossen stehen, so ist nach Ablauf dieser Zeit durch einen brennenden Span leicht festzustellen, daß sich eine große Menge Kohlensäure-Anhydrid in dem Glase angesammelt hat.

§ 174. Manchen Pflanzen fehlt das Chlorophyll während ihrer ganzen Lebensdauer, z. B. den Pilzen und den meisten Schmarotzerpflanzen. Diese wachsen entweder auf lebenden oder auf vermodernden Pflanzen und erhalten aus ihrem Nährboden alle Stoffe, welche die übrigen Pflanzen durch die Assimilationstätigkeit selbst herstellen müssen.



Figur 75.

wickelt sich durch ihre Atmung eine reichliche Menge Kohlen säure-Anhydrid, deren Anwesenheit bei Einführung eines brennenden Körpers so gleich zu erkennen ist (Fig. 75).

Aufnahme von Stickstoff, Schwefel und Phosphor.

§ 175. 1. Neben Kohlenstoff, Wasserstoff und Sauerstoff gehört **Stickstoff** zu den wichtigsten Bestandteilen der Pflanzen. Obwohl er der Menge nach hinter den drei erstgenannten Grundstoffen bei weitem zurücksteht, verdient er doch eine besondere Beachtung, weil die Eiweißstoffe, die eigentlichen Träger des pflanzlichen Lebens, sämtlich stickstoffhaltig sind.

2. Da die atmosphärische Luft zum größten Teil aus freiem Stickstoff besteht, so liegt es nahe, zu vermuten, daß die Pflanzen auch diesen

Eine Aufnahme von Kohlen säure-Anhydrid aus der Luft würde für diese Gewächse, da sie kein Chlorophyll besitzen, völlig zwecklos sein, deshalb sind bei ihnen die Blätter in der Regel gar nicht vorhanden oder zu kleinen Schüppchen verkümmert. Nichtsdestoweniger findet auch bei diesen Pflanzen eine deutlich wahrnehmbare Atmung statt, so daß ihre Ernährungstätigkeit mit derjenigen der pflanzenfressenden Tiere verglichen werden kann.

Bringt man eine Vegetation von Hutpilzen in ein Zylinderglas und beläßt sie darin mehrere Stunden unter luftdichtem Ver schluß, so ent-

Grundstoff der Luft entnehmen würden; durch die Untersuchungen Boussingaults ist indessen der Beweis geliefert, daß die Pflanzen zu einer Aufnahme des Stickstoffs aus der Luft im allgemeinen nicht befähigt sind. Dagegen sind die Ammoniumverbindungen und namentlich die Salze der Salpetersäure, die im Erdboden aus verwesenden Stoffen entstehen und der Pflanze durch die Wurzeln zugeführt werden, als Quelle des Stickstoffs anzusehen. Nur bei einigen Schmetterlingsblütern (z. B. Lupine, Klee, Erbse und Bohne) hat man die auffallende Tatsache beobachtet, daß an den Wurzeln kleine Knollen gebildet werden, die befähigt sind, durch Vermittlung von Bakterien große Stickstoffmengen aus der Luft aufzunehmen.

3. Neben dem Stickstoff sind auch geringe Mengen von **Schwefel** und **Phosphor** im Eiweiß der Pflanzen vorhanden. Diese beiden Grundstoffe werden durch die Wurzeln der Pflanzen aus dem Boden aufgenommen, und zwar in der Regel als Calciumsulfat und als Calciumphosphat.

Aischenbestandteile.

§ 176. 1. Die Asche, die beim Verbrennen der Pflanzen hinterbleibt, enthält stets Verbindungen der vier Metalle **Calcium**, **Magnesium**, **Kalium** und **Eisen**. Während man früher das Vorkommen dieser vier Grundstoffe in den Pflanzen für bedeutungslos hielt, hat man sich namentlich nach den Untersuchungen Liebig's davon überzeugt, daß ein gedeihliches Wachstum der Pflanzen nur möglich ist, falls die genannten vier Grundstoffe im Nährboden vorhanden sind.

Wenn z. B. eine Pflanze keine Gelegenheit findet, durch ihre Wurzeln eine Verbindung des Eisens aufzunehmen, so wird sie nicht grün, sondern farblos, weil sie nicht fähig ist, das stets eisenhaltige Chlorophyll zu bilden. Ohne diesen grünen Farbstoff ist aber die Assimilation, also der wichtigste Ernährungsvorgang fast sämtlicher höheren Pflanzen, unmöglich. Obwohl nun die Eisenmenge, deren die einzelne Pflanze bedarf, nur sehr gering ist, muß dieses Metall doch als ein unentbehrlicher Nährstoff für alle Gewächse bezeichnet werden, die auf das Chlorophyll angewiesen sind.

2. Neben den unentbehrlichen Nährstoffen enthält die Asche der Pflanzen häufig auch Natrium und Chlor, seltener Kupfer, Zink und andere Grundstoffe. Es gibt auch einige Pflanzenarten, zu deren Ernährung einer oder mehrere dieser Stoffe durchaus notwendig sind;

z. B. sind Chlor und Natrium für die Salzpflanzen erforderlich. Bei den meisten Gewächsen ist indessen das Gedeihen von dem Vorhandensein dieser Stoffe unabhängig. In einigen Familien, z. B. den Gräsern und Diatomeen, zeichnen sich viele Pflanzen durch einen hohen Gehalt an Kieselsäure aus. Man hat auch geglaubt, daß die Halme der Gräser, namentlich der bei uns angebauten Getreidearten, diesem Kieselsäuregehalt ihre Festigkeit verdanken. Aber ein Grashalm, der in einer kieselsäurefreien Nährlösung gewachsen ist, zeigt dieselbe Festigkeit wie jeder andere; deshalb dürfen wir die Kieselsäure nicht als einen für das Gedeihen der Gräser notwendigen Nährstoff ansehen.

Nährstoffe des Bodens.

§ 177. 1. Nach unseren bisherigen Betrachtungen sind die 10 Grundstoffe: C, H, O, N, S, P, K, Ca, Mg und Fe zur Ernährung der Pflanzen unbedingt erforderlich. Während nun die Ackerpflanzen den Kohlenstoff immer aus der Luft aufnehmen, sind sie darauf angewiesen, die übrigen Grundstoffe aus dem Erdboden zu erhalten. Deshalb ist es eine wichtige Aufgabe des Landwirts, dafür zu sorgen, daß diese 9 Grundstoffe jederzeit im Boden in Verbindungen, welche die Pflanze aufzunehmen vermag, vorhanden sind.

2. Wasser erhält der Boden durch Regen und Quellen, geringe Mengen von Nitraten und Ammoniumverbindungen aus der Verwesung abgestorbener Pflanzenteile; etwas Calciumsulfat und Calciumphosphat sowie einige lösliche Salze des Kaliums, Calciums, Magnesiums und Eisens bilden sich immer aufs neue durch Verwitterung der im Acker vorhandenen Gesteine. Für ein ergiebiges Wachstum der Ackerpflanzen ist aber die Menge der Nährstoffe, die zwischen zwei aufeinander folgenden Ernten durch Verwesung und Verwitterung im Boden gebildet wird, nicht ausreichend. Es ist deshalb notwendig, der Ackererde, je nachdem sich der Mangel an einigen Nährstoffen bemerkbar macht, diese durch geeignete Düngemittel zuzuführen.

3. Die künstlichen Düngemittel enthalten in der Regel eine bestimmte chemische Verbindung, die zur Aufnahme in die Pflanzen geeignet ist, z. B. Natronsalpeter, Chlorkalium, Calciumphosphat oder Calciumsulfat. Der natürliche Dünger dagegen, der die Abfallstoffe aus dem Tier- und Pflanzenreiche enthält, gibt dem Boden ein Gemenge derjenigen Stoffe zurück, die ihm früher durch den Pflanzenwuchs entzogen sind; unter diesen sind die Verbindungen des Stickstoffs, welche durch die

Verwesung im Boden zunächst in Ammoniumverbindungen und dann in Nitrate übergeführt werden, von besonderer Wichtigkeit. Außerdem befördert der natürliche Dünger auch insofern das Pflanzenwachstum, als er den Boden auflockert und durch die bei der Verwesung freiwerdende Kohlensäure die Verwitterung der Gesteine beschleunigt.

Aufgaben.

§ 178. 1. Bei der Assimilation tritt in der Regel 1 g Kohlenstoff mit $1\frac{1}{2}$ g Wasserstoff und Sauerstoff in Verbindung. Wieviel kg Kohlenstoff muß demnach ein Baum aufgenommen haben, wenn er durch die Assimilation eine Gewichtszunahme von 12 kg erfahren hat?

Wieviel cbm Kohlensäure-Anhydrid waren erforderlich, um den Kohlenstoff zu liefern? Wie groß muß demnach die Luftmenge gewesen sein, welcher der Baum das Kohlensäure-Anhydrid entzogen hat?

2. Nach Boussingaults Untersuchungen vermag ein Quadratmeter Blattfläche im Sonnenlicht 1,108 l Kohlensäure-Anhydrid in der Stunde zu zerlegen. Wieviel g Kohlenstoff kann demnach ein Baum mit 100 000 Blättern, deren Fläche durchschnittlich 25 qcm groß ist, in einer Stunde assimilieren?

XVII. Kohlehydrate.

Vorkommen und Eigenschaften der Stärke.

§ 179. 1. Wir zerreiben eine geschälte rohe Kartoffel, kneten den Brei unter Zusatz von Wasser gut durch und filtrieren die Flüssigkeit durch ein Leinwandläppchen in ein Becherglas. Den Rückstand behandeln wir noch ein- oder zweimal in derselben Weise. Auf dem Boden des Becherglases setzt sich aus der Flüssigkeit eine weiße Masse ab, die **Stärke**, während die im Lämpchen zurückgebliebene, anfangs weiße Masse eine rötliche Färbung annimmt. Die über der Stärke stehende Flüssigkeit gießen wir vorsichtig ab, geben wieder frisches Wasser zu, um die Stärke zu reinigen, schütteln gut durch und lassen die Stärke sich wieder absetzen. Dann gießen wir das Wasser ab und trocknen die Stärke.

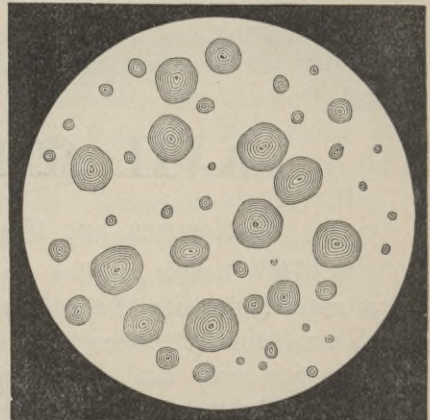
2. Die Stärke wird in den grünen Pflanzenzellen als ein Erzeugnis der Assimilation gebildet (vergl. § 171); sie ist demnach aus Kohlenstoff, Wasserstoff und Sauerstoff zusammengesetzt und besitzt die Formel $C_6H_{10}O_5$. In Form von Körnchen wird sie in Samen, Früchten und ausdauernden unterirdischen Pflanzenteilen, wie z. B. Knollen, Zwiebeln, Rhizomen abgelagert. Sie bildet hier einen wichtigen Teil der Vorratsstoffe, die beim Keimen der Samen sowie beim Treiben der Knollen usw. der wachsenden Pflanze ihre erste Nahrung liefern. Besonders reich an Stärke sind die Samen der Getreidearten und Schmetterlingsblütler sowie die Knollen der Kartoffel; auch der Sago, der aus dem Mark der Sagopalme gewonnen wird, ist Stärke.

§ 180. 1. Die Größe der Stärkekörnchen ist sehr gering; diejenigen der Kartoffel haben einen Durchmesser von 0,19 mm, die der Bohnen und des Weizens einen solchen von 0,05 mm und die der Runkelrüben einen noch viel kleineren, nur 0,004 mm.

2. Die Gestalt der Stärkekörnchen ist sehr verschieden, so sind die Körnchen der Kartoffelstärke (Fig. 76) meist länglich und lassen deutlich hellere und dunklere Schichten erkennen (verschiedene Lichtbrechung



Figur 76.



Figur 77.

infolge ungleichen Wassergehaltes), während diejenigen der Weizenstärke (Fig. 77) fast kugelförmig und weniger deutlich geschichtet sind.

3. Die Stärke ist in Wasser und Alkohol (Spiritus) unlöslich. In heißem Wasser quellen die Stärkekörner auf, zerreißen und bilden beim Sieden eine gallertartige Masse, den Stärkekleister.

4. Gießen wir zu einem sehr dünnen Kleister einen Tropfen Jodtinktur, d. h. eine Auflösung von Jod in reinem Alkohol, oder statt dessen auch eine Auflösung von Jod in Jodkalium, so wird ersterer schön blau gefärbt; beim Erwärmen der Flüssigkeit verschwindet die blaue Farbe, beim Erkalten kehrt sie wieder.

5. Bei längerem Liegen an feuchter Luft nimmt die Stärke etwas Wasser auf: sie ist hygroskopisch; beim Erhitzen auf 110° verliert sie dieses Wasser wieder.

Gewinnung und Verwendung der Stärke.

§ 181. 1. Bei uns wird die Stärke fast nur aus Kartoffeln, Weizen und Reis gewonnen; die ersteren enthalten 15—21%, die beiden letzteren 75—80% Stärkemehl. In Rußland stellt man viel Stärke aus Weizen, in Südeuropa und Nordamerika aus Mais dar.

2. Die Kartoffeln zerreibt man, um aus ihnen die Stärke zu gewinnen, so daß die stärkehaltigen Zellen zerreißen. Der hierdurch entstandene Brei wird in engmaschigen Drahtsieben mit Hilfe von Bürsten und auffließendem Wasser ausgewaschen. Während die Zellfaser auf den Sieben zurückbleibt, geht die Stärke durch die Maschen und fließt mit dem Wasser in große Bottiche, auf deren Boden sie sich in einer dichten Schicht absetzt. Durch Ausschleudern in Zentrifugen wird sie von dem größten Teil des Wassers befreit und darauf bei mäßiger Temperatur getrocknet.

3. Da das Stärkemehl einen bedeutenden Teil des Roggen- und Weizenmehles, also auch des Brotes sowie der Kartoffeln und Hülsenfrüchte ausmacht, so bildet es einen äußerst wichtigen Bestandteil unserer täglichen Nahrung. Man braucht es außerdem in reinem Zustande als Zusatz zu vielen Speisen, zum Steifen der Wäsche, zur Appretur der Zeuge, zum Verdicken der Farben in der Druckerei, zum Leimen des Papiers, als Kleister zum Kleben (besonders in der Buchbinderei). Ferner verwendet man die Stärke zur Bereitung des Dextrins, des Stärkezuckers, des Alkohols und des Bieres, wobei sie aber besondere Umwandlungen durchzumachen hat.

Dextrin, Gummi.

§ 182. 1. Erhitzen wir etwas Stärkemehl in einem Porzellan-schälchen unter beständigem Umrühren, so wird es allmählich gelb und verwandelt sich bei 220 — 250° in einen bräunlichen Stoff, das Dextrin

oder Stärkergummi, das aber dieselbe chemische Zusammensetzung und die gleiche Formel wie die Stärke, nämlich $C_6H_{10}O_5$, besitzt. Dieser in Wasser lösliche Stoff wird als Klebmittel (Briefmarken) und zur Appretur benutzt. Dextrin bildet sich auch beim Backen in der Kruste des Brotes.

2. Eine ähnliche Zusammensetzung besitzen auch die aus der Rinde mancher Bäume austretenden klebrigen, zähflüssigen Massen, die man **Gummi** nennt. Besonders wichtig ist das arabische Gummi, die durchsichtige, farblose oder gelbliche Ausscheidung aus dem Stamm der Gummifazien, die in Nordostafrika und am Senegal heimisch sind. Das arabische Gummi löst sich leicht in Wasser auf und bildet einen vorzüglichen Klebstoff, es wird auch zum Appretieren und zum Verdicken der Farben gebraucht.

Zellulose (Zellstoff).

§ 183. 1. Bei der Herstellung der Stärke aus einer zerriebenen rohen Kartoffel behielten wir auf dem Leinwandläppchen eine faserige Masse zurück, die anfangs weiß war, nach kurzer Zeit jedoch eine rötliche Färbung annahm. Diese Masse besteht im wesentlichen aus **Zellulose**, dem Stoff, der die feste Wand der Pflanzenzellen bildet und aus denselben Grundstoffen wie die Stärke zusammengesetzt ist; seine Formel ist ebenfalls $C_6H_{10}O_5$. Im festen Holz ist sie mit Holzstoff (Lignin) durchsetzt. Gereinigte Watte (Baumwolle) und Filtrierpapier sind fast reine Zellulose.

2. Die Zellulose ist durchscheinend, weiß und in Wasser, Alkohol, Äther, verdünnten Säuren und Laugen unlöslich. Dagegen löst sie sich in einer Mischung von Kupfervitriollösung und konzentriertem Ammoniak; durch Säuren wird sie aus dieser Lösung wieder ausgefällt. — Behandelt man gespannte Baumwollstoffe mit konzentrierter Natronlauge, so nehmen sie einen seidenartigen Glanz an (Baumwollatlas).

§ 184. 1. Wir tauchen ungeleimtes Papier (Filtrierpapier) einige Sekunden lang in 60prozentige Schwefelsäure und waschen es darauf sofort mit viel Wasser, dem etwas Ammoniak zugesetzt ist, sorgfältig aus. Das vorher lockere, weiche Filtrierpapier hat sich dadurch in eine zähe, einer tierischen Haut (Schweinsblase) ähnliche Masse, das Pergamentpapier, verwandelt, das zum Verschließen von Einmachgläsern verwandt wird.

2. Läßt man Watte etwa 10—15 Minuten in konzentrierter Salpetersäure oder auch in einem Gemisch von konzentrierter Salpetersäure (1 Gewt.) und konzentrierter Schwefelsäure (2 Gewt.) liegen, so erhält man nach dem Auswaschen und Trocknen die Schießbaumwolle (vergl. § 127). Löst man die Schießbaumwolle in einem Gemisch von Alkohol und Äther auf und streicht diese Flüssigkeit, die Kollodium genannt wird, auf einen Gegenstand, so verdunstet das Lösungsmittel, und das Kollodium bleibt in Gestalt eines dünnen Häutchens zurück, das für die Luft undurchlässig ist. Kollodium findet daher Anwendung in der Wundbehandlung sowie zu Überzügen von photographischen Platten (Zelloidinplatten, Films).

Aus einer Mischung von Kollodium und Kampfer besteht das Zelluloid, das zur Herstellung von Kämmen, Bällen und vielerlei andern Gegenständen gebraucht wird.

Verwendung der Zellulose; Papierfabrikation.

§ 185. 1. In den Kartoffelknollen, in den saftigen Früchten (Äpfel, Birnen, Weinbeeren), in den Stengeln und Blättern junger Gemüse (Kohl, Spinat) ist die Zellulose so weich, daß wir sie genießen können, obgleich sie nicht als eigentliches Nahrungsmittel zu betrachten ist. Als solches kommt sie für die pflanzenfressenden Tiere in Betracht, die sich z. B. von Gras, Blättern, Baumrinde u. dgl. ernähren. Die mit Holzstoff stark durchsetzten harten Kerne der Steinfrüchte und die Schalen der Nüsse sind unverdaulich.

2. Die Verwendung der Zellulose in der Form von Holz als Bauholz, als Material zur Herstellung von Möbeln und vielerlei Gerätschaften und Werkzeugen sowie als Brennstoff ist allgemein bekannt. Wegen ihrer Bedeutung für die Gewinnung der Holzkohlen, für die Entstehung des Torfes, der Braun- und Steinkohlen vergl. § 112.

3. Auch zur Herstellung unserer Kleidung wird die Zellulose gebraucht; die feinen Samenhaare der Baumwolle und die Bastfasern des Flachses, die zum größten Teile aus Zellulose bestehen, werden zu Fäden versponnen und diese zu Kleidungsstoffen verwebt. Aus den Bastfasern des Hanfes werden Seile und Säcke verfertigt.

§ 186. 1. Von großer Wichtigkeit ist die Zellulose für die Papierbereitung. Man gebraucht dazu Lumpen von Leinwand und Baumwolle sowie Stroh und Holz. Während in früheren Zeiten das Papier fast nur aus Leinenfasern hergestellt wurde, sahen sich die

Fabrikanten infolge des ungeheuer angewachsenen Bedarfes gezwungen, auch billigere Rohstoffe zu verwenden. Seit mehr als fünfzig Jahren werden Stroh und Holz, besonders Kiefern- und Fichtenholz, zur Herstellung des Papierses gebraucht. In den geringeren Papiersorten (Zeitungs-papier), die am Lichte leicht gelb werden, ist der Holzstoff (Lignin) geblieben, zur Bereitung der besseren Sorten wird das Holz erst durch Erhitzen mit Natronlauge von ihm befreit.

2. Die Rohstoffe, die zur Herstellung des Papierses dienen, werden zunächst gefäubert, durch besondere Maschinen in einen milchigen Brei verwandelt und durch Chlor gebleicht. Diesen Brei läßt man auf ein feines Metallsieb fließen, das sich wie ein endloses Band fortbewegt; dabei bleibt der Faserstoff auf dem Siebe wie eine feine Schlamm-schicht liegen, während das Wasser durch die Maschen abtropft. Von dem Siebe gelangt der Papierstoff nach und nach durch eine Reihe von Walzen, die ihn, ähnlich wie eine Wäscherolle, zusammenpressen, trocknen und glätten.

Umwandlung der Stärke in Zucker.

§ 187. 1. Wir bringen in einem Becherglase etwa 200 g Wasser, dem wir eine geringe Menge Schwefelsäure zugefetzt haben, zum Sieden und schütten während des Kochens etwa 50 g Stärkekleister nach und nach in kleinen Mengen in die Flüssigkeit. Hierauf lassen wir die Mischung noch einige Minuten aufkochen, wodurch der Kleister ganz dünnflüssig wird. Wenn wir jetzt eine Probe der Flüssigkeit mit einem Tropfen Jodtinktur versetzen, findet keine Blaufärbung statt. Nun geben wir solange kleine Mengen Schlammkreide (Calciumkarbonat) hinzu, bis kein Aufbrausen mehr erfolgt, d. h. bis die sämtliche Schwefelsäure unter Ausscheidung von Kohlendioxyd als Calciumsulfat gebunden ist, das sich zu Boden setzt. Die Flüssigkeit filtrieren wir und dampfen sie ein, bis sie dickflüssig geworden ist. Sie hat dann einen süßen, zucker-ähnlichen Geschmack angenommen und wird **Stärke-sirup** genannt; der süße Geschmack rührt tatsächlich von einer Art Zucker, dem **Stärke-zucker**, her.

Ebenso wie die Stärke läßt sich auch die Zellulose durch Kochen mit stark verdünnten Säuren in Zucker überführen.

2. Wenn wir ein Stückchen Stärke einige Zeit auf der Zunge behalten, empfinden wir einen fad süßen Geschmack. Die Stärke verwandelt sich auf der Zunge unter dem Einflusse des Mundspeichels in

Zucker. Dieser Vorgang ist für die Verdauung von der größten Bedeutung, da nur solche Stoffe als Nährstoffe für unsern Körper dienen können, die in gelöster Form aufgenommen oder im Körper in lösliche Stoffe umgewandelt werden.

§ 188. 1. Auch in den Pflanzen findet zu gewissen Zeiten eine Umwandlung der in den Samen und Knollen usw. abgelagerten Stärke in Zucker statt. So werden z. B. die alten Kartoffeln, kurz bevor sie zu treiben beginnen, süß. Die Pflanze kann nämlich ihre Nährstoffe auch nur in gelöstem Zustande aufnehmen und in ihrem Körper weiter befördern; die Stärke wird in Zucker verwandelt, der gemeinsam mit den aufgenommenen Nährstoffen nach entfernten Stellen, wo Baustoffe erforderlich sind, hingeführt wird.

2. Wir lassen Weizen- oder Gerstenkörner einige Tage in einem Glase mit Wasser liegen, gießen das Wasser ab und bringen die Körner in einen lauwarmen Raum, nach einigen Tagen beginnen sie zu keimen, wobei in ihnen ein eigentümlicher Stoff, die Diastase, entsteht, der die Fähigkeit besitzt, Stärke in Dextrin und dieses in Zucker zu verwandeln. Jedoch geht der Zucker im weiteren Verlaufe der Keimung in andere Pflanzenstoffe, z. B. in Zellstoff, über. Will man nun diesen Zucker, wie es bei der Bierbereitung geschieht, vollständig ausnutzen, so muß die Keimung zur rechten Zeit unterbrochen werden, was durch Anwendung von Hitze bewirkt wird.

Zucker: Vorkommen und Arten.

§ 189. 1. Der Zucker ist im Pflanzenreiche weit verbreitet, er ist z. B. in allen süßen Früchten und Wurzeln (Mohrrübe, Runkelrübe), im Saft vieler Pflanzenstämme (Zuckerrohr, Zuckerahorn), in den Honigdrüsen der Blüten enthalten. Aber weder der in den Pflanzen enthaltene noch der durch die früher besprochenen chemischen Umsetzungen gewonnene Zucker ist gleichartig. Der gewöhnliche Zucker, der aus dem Saft der Zuckerrübe und des Zuckerrohres gewonnen wird, ist der Rohrzucker. In den Weinbeeren und in den meisten süßen Früchten findet sich der Traubenzucker, daneben noch der Fruchtzucker. In diese beiden Zuckerarten zerfällt auch nach längerem Stehen der Stärke-sirup, jedoch wird der erstere allmählich fest, der letztere bleibt sirup-artig. Die Zellulose wird durch Einwirkung verdünnter Säuren ebenfalls in Traubenzucker verwandelt. Der bei der Keimung in der Gerste

entstehende Zucker heißt Malzzucker. In der Milch der Säugetiere findet sich der Milchzucker.

2. Daß der Rohrzucker und der Traubenzucker zwei verschiedenartige Stoffe sind, zeigt sich, wenn wir beide mit konzentrierter Schwefelsäure übergießen. Während der erstere nach kurzer Zeit verkohlt (vergl. § 110), zeigt der letztere keine Spur von Schwärzung.

Rohrzucker.

§ 190. 1. Zucker löst sich in Wasser sehr leicht auf; ein Gewichtsteil Wasser vermag bei Zimmertemperatur 2 Gewichtsteile, bei 100° sogar 5 Gewichtsteile Zucker aufzulösen.

In verdünntem Alkohol löst er sich ebenfalls, in reinem Alkohol dagegen nicht. Eine konzentrierte wässrige Zuckerlösung läßt sich lange aufbewahren, sie schützt sogar in ihr liegende Früchte vor dem Verderben.

2. Wir stellen uns eine Lösung aus 2 Gewichtsteilen Zucker und 1 Gewichtsteil Wasser her und bewahren sie längere Zeit an einem warmen Orte auf, dann verdunstet das Wasser langsam, und der Zucker scheidet sich in schiefen, sechsseitigen Säulen aus.

3. Dieser kristallisierte Zucker ist der Kandiszucker. Dampfen wir eine ebensolche Lösung unter fortwährendem Umrühren ein, so entstehen nur kleine, winzige Kristalle, wie sie der Hutzucker zeigt, in diesem Zustande ist der Zucker kristallinisch.

4. Wir erhitzen Zucker mit wenig Wasser, etwa im Verhältnis 4:1; der Zucker löst sich nach und nach zu einer zähen Masse, die sich bei 180° gelb färbt. Kühlen wir diese rasch ab, indem wir sie auf ein Stück Blech gießen, so wird sie glasartig, durchscheinend und bildet den Gerstenzucker oder Bonbonzucker. Bei längerem Liegen geht dieser aus dem geschmolzenen allmählich wieder in den kristallinischen Zustand über.

5. Wir erhitzen eine konzentrierte Zuckerlösung bis auf 200°. Nachdem sie zuerst das Lösungswasser abgegeben hat, verliert sie weiterhin noch mehr Wasser und nimmt eine dunkelbraune Farbe an. Der Zucker ist in Karamel oder gebrannten Zucker übergegangen, der sich leicht in Wasser löst und als „Zuckerfouleur“ zum Färben vieler Flüssigkeiten (z. B. des Bieres) gebraucht wird.

6. Erhitzen wir den geschmolzenen Zucker noch stärker als vorher, so wird er schwarz, es entweichen brennbare Gase, Wasser und Teer, während eine poröse, glänzende Kohle, die Zuckerkohle, zurückbleibt.

Der Rohrzucker besteht aus Kohlenstoff, Wasserstoff und Sauerstoff und besitzt die chemische Formel $C_{12}H_{22}O_{11}$.

§ 191. Wir kochen eine dicke Zuckerlösung und gießen etwas verdünnte Schwefelsäure hinzu. Die Lösung wird dünnflüssig, und jetzt ist in ihr nicht mehr Rohrzucker enthalten, sondern dieser hat sich in Traubenzucker und Fruchtzucker gespalten, die beide gemischt in der Lösung auftreten. Dieses Gemenge heißt Invertzucker; auch der Honig besteht aus einer eben solchen Mischung. Da nun auch andere verdünnte Säuren, unter anderen auch die Pflanzensäuren, den Rohrzucker in derselben Weise verändern, so findet er sich nur in neutralen Pflanzensäften; in den Früchten, die meist Säuren enthalten, kann er sich dagegen nicht dauernd halten.

Zuckerfabrikation.

§ 192. 1. Im Mittelalter wurde das aus Ostindien stammende Zuckerrohr in den Mittelmeerländern angebaut, seit der Zeit der großen Entdeckungen breitete sich sein Anbau in allen geeigneten tropischen und subtropischen Gebieten aus. Obwohl man seit der Mitte des 18. Jahrhunderts wußte, daß der Zucker der Runkelrübe derselbe ist wie der des Zuckerrohrs, wurde doch erst fünfzig Jahre später die erste Rübenzuckerfabrik*) in Deutschland gegründet. Heute erzeugt Deutschland mehr als ein Fünftel des gesamten Zuckers, der auf der Erde hergestellt wird.

2. Die Zuckerrüben werden in der Fabrik gewaschen und durch Schnitzelmaschinen zerkleinert. Die Schnitzel werden in großen eisernen Zylindern, den Diffuseuren, ausgelaugt, d. h. ihres Saftes beraubt, der neben dem Zucker noch lösliche Eiweißstoffe, organische Säuren und Salze enthält. Um diese Bestandteile zu entfernen, wird der Saft mit Kalkmilch versetzt, wodurch die Eiweißstoffe ausgefällt und die Säuren gebunden werden; überschüssiges Calciumhydroxyd wird durch Einleiten von Kohlendioxyd gefällt. Die genannten Stoffe bilden einen weißen Niederschlag, den Scheideschlamm. Um diesen aus dem Zuckerjast zu beseitigen, führt man letzteren mittels einer Druckpumpe durch die Filterpressen, welche aus gußeisernen Rahmen und Platten mit dazwischen ausgespanntem Filtertextuch bestehen. Der so gereinigte Saft wird eingedampft.

*) Anmerkung: Den Zuckergehalt der Rüben entdeckte im Jahre 1747 der Chemiker und Apotheker Marggraf in Berlin, die erste Zuckerfabrik gründete 1799 Achard auf seinem Gute Cunern bei Breslau.

Da er sich jedoch bei höherer Temperatur stark zersetzen und bräunen würde, so geschieht das Eindampfen in sogen. Vakuumapparaten, großen kupfernen oder eisernen Gefäßen, in denen man den Saft mit Hilfe von Wasserdampf, der in Schlangenrohren durch die Flüssigkeit geführt wird, langsam erhitzt. Die aus dem Zuckerjast aufsteigenden Wasserdämpfe werden durch eine Luftpumpe abgesogen und durch kaltes Wasser abgekühlt, wodurch der über der Flüssigkeit lastende Druck wesentlich verringert und diese schon bei 60—80° zum Sieden gebracht wird. Schließlich erhält man eine breiartige Masse von kleinen Zuckerkrystallen, die durch Ausschleudern von dem an ihnen haftenden Sirup befreit werden.

3. Der so gewonnene Rohzucker wird dann noch in besonderen Fabriken (Raffinerien) gereinigt und in die bekannten Formen gebracht (Gutzucker, Würfelzucker, Kristallzucker). Aus dem abgelaufenen Sirup werden in ähnlicher Weise, wie vorhin geschildert, geringere Zuckerarten (Melis, Farin) hergestellt.

Der zuletzt übrigbleibende Sirup (Melasse) ist als Nahrungsmittel für die Menschen wegen seines schlechten Geruches und Geschmackes unbrauchbar, findet aber, mit Kleie, Torf usw. vermischt, als Viehfutter Verwendung und kann auch zur Spiritusbereitung gebraucht werden.

Kohlehydrate.

§ 193. 1. Wenn wir die chemischen Formeln der bisher besprochenen Stoffe,

Stärke	} $C_6H_{10}O_5$	Traubenzucker	$C_6H_{12}O_6 (+ H_2O)$
Dextrin		Fruchtzucker	$C_6H_{12}O_6$
Gummi		Rohrzucker	$C_{12}H_{22}O_{11}$
Zellulose		Malzzucker	} $C_{12}H_{22}O_{11} (+ H_2O)$

miteinander vergleichen, so bemerken wir, daß darin Wasserstoff und Sauerstoff in demselben Verhältnis wie im Wasser auftreten. Man nennt die Stoffe **Kohlehydrate**.

2. Die Kohlehydrate, die in den Pflanzen durch Assimilation aus Kohlendioxyd und Wasser unter Abscheidung von Sauerstoff gebildet werden, besonders Zucker, Stärke, Zellulose, gehören zu den verbreitetsten Pflanzenstoffen und sind für den Aufbau und die Ernährung der Pflanzen unentbehrlich.

Sie sind als Nahrungsmittel (Stärke, Zucker) für Menschen und Tiere, sowie als Rohstoffe für verschiedenartige chemische und technische Erzeugnisse (Alkohol, Schießbaumwolle, Papier) von der größten Bedeutung.

XVIII. Gärung.

Zerfall des Zuckers durch Gärung.

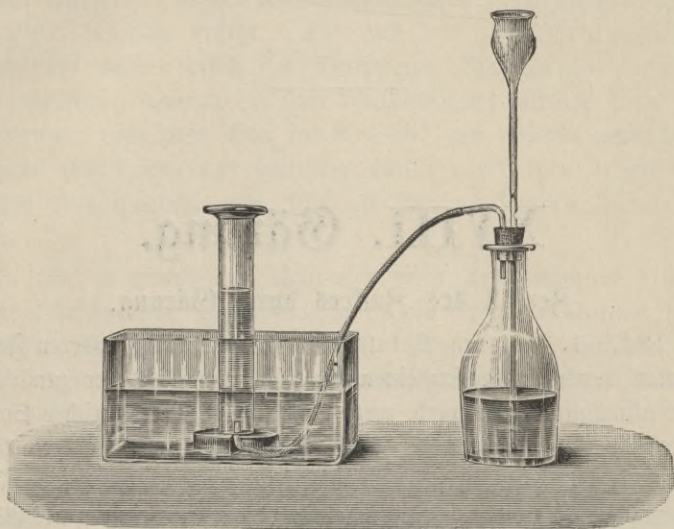
§ 194. 1. Aus den Weintrauben und manchen anderen Früchten erhält man durch Auspressen einen zuckerhaltigen Saft, der zunächst klar ist, aber allmählich trübe wird, wenn man ihn bei gewöhnlicher Sommerwärme einige Stunden an der Luft stehen läßt. Dabei bemerkt man das Aufsteigen vieler kleinen Gasbläschen und eine geringe Selbsterwärmung der Flüssigkeit. Man bezeichnet diese Erscheinung als **Gärung**.

2. Ist die Gärung vollendet, so schwindet die Trübung, indem eine graue Masse, die **Hefe**, ausgeschieden wird. Die Süßigkeit des Pflanzensaftes wird durch die Gärung zerstört; der Zucker wird chemisch zersezt, und an Stelle desselben bildet sich in dem gärenden Pflanzensaft der **Weingeist** oder **Alkohol**.

§ 195. 1. Wenn wir Rohrzucker mit verdünnter Schwefelsäure kochen, so zerfällt er unter Wasseraufnahme in Trauben- und Fruchtzucker. Nun ist der **Rohrzucker selbst nicht gärungsfähig**, wohl aber die beiden anderen Zuckerarten. Deshalb lösen wir etwa 20 g Traubenzucker in Wasser auf und gießen die lauwarmer Lösung in eine geräumige Gasentwicklungsflasche, die etwas **Bierhefe** enthält (Fig. 78). Sobald sich dann das Gemenge bis auf die für die Gärung günstige Temperatur von 25 bis 30° C abgekühlt hat, beginnt die Entwicklung eines farblosen Gases, das wir in einem Glaszylinder über Wasser auffangen. Das Gas erweist sich als unfähig, die Verbrennung zu unterhalten; ein eingetauchter blauer Lackmustrreifen färbt sich langsam rot. Wir haben demnach **Kohlendioxid** erhalten.

2. Die Flüssigkeit in der Gasentwicklungsflasche zeigt, wenn die Gärung längere Zeit gedauert hat, den eigentümlichen Geruch und Ge-

schmack des Alkohols. Deutlicher noch treten die Eigenschaften des letzteren hervor, wenn wir ihn von der übrigen Flüssigkeit abdestillieren. Da nämlich der Alkohol seinen Siedepunkt schon bei 78° erreicht,



Figur 78.

geht beim Destillieren der Gärungsflüssigkeit zunächst hauptsächlich Alkohol und nur wenig Wasser über.

Alkohol.

§ 196. 1. Der Alkohol ist eine wasserhelle, leicht bewegliche Flüssigkeit vom spez. Gew. 0,79 (bei 15°), die bei 78° siedet und bei 112° erstarrt. Er besitzt einen angenehmen Geruch, aber einen brennenden Geschmack und verbrennt mit schwach leuchtender, sehr heißer Flamme.

2. Mit Wasser läßt er sich in jedem Verhältnis mischen; dabei tritt unter beträchtlicher Erwärmung eine Verkleinerung des Raumes ein; mischen wir z. B. in einem Barometerrohre gleiche Raumteile beider Flüssigkeiten, so nimmt die Mischung nur etwa 96% des Gesamtraumes ein.

3. Der Alkohol ist ein Lösungsmittel für viele Stoffe, die in Wasser unlöslich sind, wie z. B. Jod, Fette, Harze, Farbstoffe. Auch absorbiert er manche Gase in größerer Menge als das Wasser.

4. Mit viel Wasser gemischt, ist er genießbar und wirkt in kleineren Mengen anregend, in größeren jedoch berauschend. Reiner Alkohol ist giftig und kann unter Umständen den Tod herbeiführen. Er ist der wirksame Bestandteil aller „geistigen“ Getränke, des Bieres, das 3–4^o/_o, des Weines, der 7–12^o/_o, und des Brauntweins, der 25–50^o/_o davon enthält.*

5. Außer als Genußmittel findet er Anwendung als Brennstoff (Spiritusfocher, Spiritusglühlicht), zur Lackfabrikation, zur Auflösung von Arznei- und Farbstoffen, zur Herstellung von wohlriechenden Stoffen, von Essig, Äther usw. Da er die Eigenschaft besitzt, die Fäulnis aufzuhalten, so benutzt man ihn zur Aufbewahrung von Tieren in Sammlungen.

6. Auf dem leicht und billig herzustellenden Spiritus (er wird meist aus Kartoffeln gewonnen) ruht eine hohe Steuer (weshalb?). Damit er aber als Brennstoff nicht zu sehr verteuert wird und gleichzeitig seine Eigenschaft als Genußmittel verliert, macht man ihn durch Zusatz von schlecht schmeckenden, übelriechenden Stoffen ungenießbar (denaturierter Spiritus).

7. Aus der wässrigen Flüssigkeit, die bei der trockenen Destillation des Holzes entsteht (vergl. § 110), kann man auch eine Art Alkohol abscheiden, der ähnliche Eigenschaften besitzt wie der durch Gärung des Zuckers gewonnene; das ist der **Holzgeist**, eine farblose, leicht bewegliche, brennbare Flüssigkeit von angenehmem Geruche, die als Lösungsmittel sowie zur Darstellung von Anilinfarben benutzt wird.

Hefe.

§ 197. Betrachten wir etwas Bierhefe oder einen Tropfen eines gärenden Fruchtsaftes unter dem Mikroskop, so erkennen wir darin viele rundliche, einzellige Pflänzchen, die der Gattung **Hefepilz** angehören (Fig. 79). Diese vermehren sich in der Regel durch **Sprossung**, indem eine Hefezelle an ihrer Spitze eine Ausstülpung (IIIa), zuweilen auch deren zwei (IVa u. b) erhält. Durch Vergrößerung dieser Ausstülpungen entstehen neue Zellen, die sich durch Querwände abgliedern und sich später wieder in entsprechender Weise vermehren.



Figur 79.

Oft hängen die auseinander hervorgegangenen Zellen in Reihen zusammen und bilden Sproßkolonien.

In seiner Lebenstätigkeit weicht der Hefepilz weit ab von den übrigen, namentlich den höheren Pflanzen, denn er ist befähigt, fortwährend Zucker in sich aufzunehmen und ihn chemisch zu zerlegen in Alkohol und Kohlendioxyd.

Geistige Getränke.

§ 198. 1. Aus einer gärenden Flüssigkeit gelangen einzelne Hefezellen in die Luft und können von da aus wieder in jede gärungsfähige Flüssigkeit, die mit der Luft in Berührung steht, eindringen. Deshalb erfolgt die Gärung, die zur Umwandlung des Mostes und der Obstsäfte in Wein erforderlich ist, ohne Zusatz von Hefe.

2. Zur Bereitung anderer alkoholhaltiger Flüssigkeiten ist es dagegen geboten, die Gärung durch Hefezusatz hervorzurufen. So wird der Spiritus aus Kartoffeln, der Branntwein aus Getreidekörnern oder Kartoffeln gewonnen, indem man die in diesen Pflanzenteilen enthaltene Stärke durch Gerstenmalz (Diastase) in Zucker umwandelt und letzteren alsdann durch Hefe in Alkohol und Kohlendioxyd vergären läßt. Aus Reis gewinnt man den Arrak. Auch aus zuckerhaltigen Pflanzenstoffen stellt man Branntwein her, so aus Kirschen den Kirschbranntwein, aus Zuckerrohrsaft den Rum, aus Wein den Kognak.

3. Das Brauen des Bieres geschieht in der Weise, daß man aus Malz, Hopfen und Wasser eine zuckerhaltige Flüssigkeit, die Bierwürze, darstellt und diese durch Hefezusatz in Gärung versetzt. Bei gewöhnlicher Lufttemperatur verläuft die Biergärung stürmisch, so daß die Hefezellen durch die aufsteigenden Gasbläschen emporgehoben werden (Obergärung); dagegen erreicht man durch eine Abkühlung der gärenden Flüssigkeit auf 5—6°, daß die Gärung viel langsamer und gleichmäßiger von statten geht (Untergärung).

Brot.

§ 199. 1. Auch bei der Bereitung des Weißbrotes benutzt man den Hefepilz als Gärungserreger, und zwar in Form von Preßhefe, die zumeist aus gärendem Branntwein gewonnen wird. Durch die Gärung des Weißbrotteigs bilden sich Alkohol und Kohlendioxyd, die in der Hitze des Backofens entweichen und dadurch das Brot auflockern.

2. Wesentlich verschieden von der durch Hefepilz verursachten Gärung des Weißbrotes ist die durch Sauerteig veranlaßte Gärung des Schwarzbrottes, denn der Sauerteig enthält außer dem Hefepilz noch einen zweiten Gärungserreger, den **Milchsäurebazillus**. Letzterer ist befähigt, den Milchzucker in Milchsäure überzuführen; deshalb bildet sich bei der Gärung des Schwarzbrotteigs neben Alkohol und Kohlendioxyd auch Milchsäure.

3. Auf eine Wirkung des Milchsäurebazillus ist auch das Sauerwerden der Milch zurückzuführen, das durch die Lebenstätigkeit dieses Gärungserregers besonders leicht bei Temperaturen zwischen 20 und 30° C verursacht werden kann.

Äther.

§ 200. 1. Wir erhitzen Alkohol mit fast der doppelten Menge Schwefelsäure bis auf 140° (wie geschieht das?) und lassen beständig Alkohol hinzutropfen. In der gekühlten Vorlage sammeln sich zwei Flüssigkeiten übereinander an, die obere leichtere (spez. Gew. 0,72) ist der **Äther**, die untere schwerere erweist sich als Wasser.

2. Wir gießen einige Tropfen Äther auf die Hand und bemerken, daß er nach sehr kurzer Zeit unter ziemlich starker Abkühlung verdunstet. Er siedet schon bei 35°.

3. Wir lassen einige Tropfen Äther in einem großen Becherglase verdunsten und nähern der Öffnung eine an einem langen Drahte befestigte brennende Kerze. Das in dem Glase enthaltene Gemisch von Ätherdampf und Luft entzündet sich und verbrennt unter heftigem Knall. Wegen dieser Gefährlichkeit der Ätherdämpfe darf man in Räume, in denen Äther aufbewahrt wird, nicht mit brennendem Lichte hineingehen.

4. Wir gießen in ein Porzellanschälchen ein wenig Alkohol, in ein anderes ein wenig Äther und zünden beide Flüssigkeiten an. Während der Alkohol mit ruhiger, fast farbloser Flamme verbrennt, zeigt der Äther eine hell leuchtende, stark rußende Flamme. Der Äther enthält viel mehr Kohlenstoff als der Alkohol.

5. Eine Mischung von 3 Teilen Alkohol und 1 Teil Äther wird unter dem Namen Hoffmanns Tropfen als Belebungs mittel angewandt.

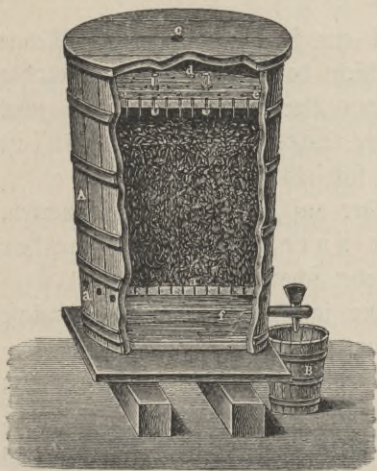
6. Äther ist ein wichtiges Lösungsmittel für manche Fette und Öle, die sich in Alkohol nicht lösen; er wird deshalb auch als Reinigungsmittel gebraucht (Vorsicht!!).

XIX. Organische Säuren.

Essig.

§ 201. 1. Läßt man Wein, Bier oder andere Flüssigkeiten von mäßigem Alkoholgehalt längere Zeit an der Luft stehen, so werden sie sauer, weil der in ihnen vorhandene Alkohol unter Mitwirkung des Sauerstoffs der Luft in **Essigsäure** und Wasser zerlegt wird. Diese Zersetzung wird verursacht durch den **Essigpilz**, der die Fähigkeit besitzt, Sauerstoff aus der Luft aufzunehmen und ihn mit dem Alkohol chemisch zu verbinden, so daß Essigsäure und Wasser entstehen. Deshalb benutzt man den

Essigpilz, dessen Keime in der Luft überall vorhanden sind, zur Gewinnung des Essigs, d. h. der verdünnten Essigsäure. Man tränkt nämlich ausgekochte Buchenholzspäne mit etwas Essig, um einen geeigneten Nährboden für den aus der Luft hinzutretenden Essigpilz zu gewinnen, und bringt dieselben in große hölzerne Fässer (Fig. 80), die über dem Boden und unter dem Deckel je einen durchlöchernten inneren Boden besitzen. Darauf läßt man verdünnten Alkohol langsam unter reichlichem Luftzutritt (durch Löcher in der Seitenwand der Fässer) über

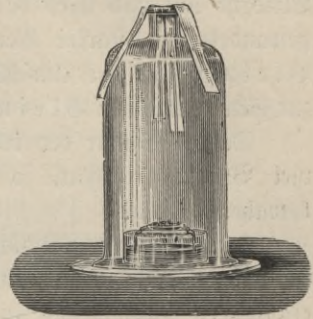


Figur 80.

die Späne herabtröpfeln, auf denen sich die Kolonien des Essigpilzes in Gestalt von dünnen Häutchen (**Essigmutter**) entwickelt haben. Der unten ausfließende Essig ist noch mit Alkohol vermischt und wird daher wiederholt durch den Apparat geschickt, bis sämtlicher Alkohol in Essig verwandelt ist (**Schnelle Essigfabrikation**).

2. Auch der Essigpilz ist eine einzellige Pflanze; er bildet kurze Stäbchen, die sich zu Fäden aneinander lagern. Er gehört ebenso wie der Milchsäurebazillus zu den Spaltpilzen oder Bakterien, also zu derjenigen Abteilung des Pflanzenreiches, welche die kleinsten und einfachsten lebenden Wesen umfaßt.

3. Die gleiche Wirkung wie der Essigpilz vermag das Platin in feinsten Pulverform (Platinmohr) auszuüben. Über einer flachen Glaschale mit Spiritus befestigen wir ein Uhrglas mit Platinmohr und überdecken das Ganze mit einer Glasglocke, die oben offen ist, damit die Luft Zutritt erhält (Fig. 81). Der Platinmohr nimmt alsdann sowohl den Sauerstoff der Luft als den Dampf des unten verdunstenden Spiritus in sich auf und vereinigt beide miteinander, so daß Essigsäure entsteht, die sich durch Rotfärbung der von oben herabhängenden blauen Lackmustrreifen bemerkbar macht.



Figur 81.

§ 202. 1. Die Essigbildung ist, wie wir gesehen haben, kein eigentlicher Gärungsvorgang, obwohl mikroskopische Pilze dabei tätig sind, sondern sie ist eine Oxydation des Alkohols. Früher stellte man den Essig nur aus Wein und Bier her, indem man diese Flüssigkeiten in großen Fässern mit offenem Spunde mehrere Wochen stehen ließ. Heute wird in großen Mengen Essig durch trockene Destillation des Holzes als Holzeßig (vergl. § 116) gewonnen, der durch nochmalige Destillation von dem in ihm enthaltenen Holzgeist befreit und dann zur Gewinnung von konzentrierter Essigsäure benutzt wird.

2. Der Speiseessig ist stark mit Wasser verdünnt, er enthält bis zu 6% Essigsäure. Wasserfreie Essigsäure, eine farblose Flüssigkeit, ist eine sehr scharfe Säure von stechendem Geruch und Geschmack, die auf der Haut Blasen zieht. Sie erstarrt bei 17° zu einer weißen, eisartigen Masse, dem Eiseßig, und siedet bei 118°.

3. Sehr starker Essig, d. h. solcher, der wenig Wasser enthält, ist ebenso wie starker Alkohol imstande, die Fäulnis zu verhindern. Verdünnter Essig dagegen zerfällt sich leicht bei längerem Stehen an der Luft.

Salze der Essigsäure.

§ 203. Die Essigsäure bildet mit verschiedenen Metallen Salze, die zumeist durch Auflösen der Oxyde gewonnen werden.

1. Wenn man Bleioxyd (Bleiglätte) in Essigsäure auflöst, so entsteht essigsaures Blei, auch Bleiacetat oder Bleizucker genannt, ein

weißes, giftiges Salz, das in schiefen Säulen kristallisiert, in Wasser löslich ist und süßlich schmeckt. Die wässrige Lösung nimmt noch Bleioxyd auf und wird durch Zusatz von Alkohol in Bleießig umgewandelt; in starker Verdünnung wird dieser in der Medizin als Bleiwasser zu Umschlägen gebraucht. Das Bleiacetat wird auch zur Gewinnung von Bleiweiß, einer wichtigen weißen Ölfarbe, benutzt.

Da die Glasur der irdenen Geschirre (vergl. § 153) in der Regel viel Bleioxyd enthält, so dürfen saure Speisen in ihnen nicht aufbewahrt werden.

2. Kupferoxyd löst sich in Essigsäure zu dem dunkelgrünen, giftigen, in schiefen Säulen kristallisierenden **Kupferacetat**, dem normalen **essigsauren Kupfer**, das auch destillierter **Grünspan** genannt wird. Der eigentliche **Grünspan** ist ein basisches Salz und besteht aus Kupferacetat und Kupferhydroxyd; er bildet sich, wenn man metallisches Kupfer an der Luft mit Essigsäuredämpfen in Berührung bringt. In Gefäßen aus Kupfer oder Messing darf man saure Speisen nicht längere Zeit stehen lassen; ebenso wenig darf man silberne Löffel in Essig liegen lassen, da das Silber mit Kupfer legiert ist. Der grüne Überzug auf Kupferdächern, genannt **Patina**, fälschlich Grünspan, ist kein essigsaures Kupfer, sondern basisches Kupferkarbonat, das in feuchter Luft unter Zutritt von Kohlendioxyd entsteht.

3. Früher war das **Schweinfurter Grün**, ein arsenikhaltiges Kupferacetat, einer der gesuchtesten Farbstoffe; infolge der starken giftigen Wirkungen ist seine Anwendung jetzt verboten.

4. Das **essigsaure Aluminium** oder das **Aluminiumacetat** wird unter dem Namen **essigsaure Tonerde** als Heilmittel sowie in der Färberei als Beize gebraucht.

Durch Erwärmen mit Schwefelsäure wird die Essigsäure aus ihren Verbindungen ausgeschieden.

Fettsäuren.

§ 204. 1. Wie die Essigsäure durch Oxydation des Weingeistes entsteht, so bildet sich durch Oxydation des Holzgeistes ebenfalls eine Säure, die **Ameisensäure**. Diese findet sich in freiem Zustande z. B. in den Ameisen und in den Brennhaaren der Brennesseln. Sie riecht stechend sauer, wirkt stark äzend und wird in der Wundbehandlung als antiseptisches Mittel gebraucht.

2. Auch die Essigsäure findet sich in geringer Menge in einigen Pflanzenäften und tierischen Flüssigkeiten. Beide Säuren nennt man **organische Säuren**. Von der großen Menge derartiger Säuren wollen wir im folgenden noch einige nennen.

3. Die **Buttersäure** findet sich in Verbindung mit Glycerin in geringer Menge in der Butter, sowie in freiem Zustande im Schweiß. Sie besitzt einen unangenehmen Geruch, ähnlich wie ranzige Butter.

4. Die **Palmitinsäure** kommt im Palmöl und Kokosnußöl vor.

5. Die **Stearinsäure** ist neben der vorigen und der Ölsäure in den harten Talgarten (Rindertalg) enthalten. Aus einem Gemenge von Palmitin- und Stearinsäure, dem noch etwas Paraffin zugesetzt ist, werden die **Stearinkerzen** hergestellt.

6. Die **Ölsäure** findet sich, mit Glycerin verbunden, in allen Fetten, besonders den Ölen.

Die bisher genannten Säuren, die ihrer Mehrzahl nach Bestandteile der Fette und fetten Öle sind, werden deshalb auch **Fettsäuren** genannt.

7. Den Fettsäuren ähnlich ist die **Milchsäure**, die im Magensaft, in saurer Milch (vergl. § 199), im Sauerkraut und in sauren Gurken auftritt.

Weinsteinjäure.

§ 205. 1. Beim Lagern des Weines setzt sich eine graubraune, bei Rotweinen auch rote bis violettbraune Masse ab, der **Weinstein**, der in den Lagergefäßen eine Dicke bis zu 10 und mehr mm erreichen kann. Erhitzen wir eine kleine Menge Weinstein in einem Probierglase mit Wasser zum Sieden, so löst er sich auf und färbt das Wasser; die Farbe rührt von ehemaligen Farbstoffen des Weines her. Kochen wir eine Lösung von Weinstein mit Holzkohlepulver und filtrieren dieselbe, so bekommen wir ihn nach dem Eindampfen als ein weißes, feinkörniges Salz von saurem Geschmack, das früher unter dem Namen **Kremortartari** als Hausmittel viel gebraucht wurde.

2. Wir erhitzen Weinstein auf einem Stück Blech, er verkohlt; laugen wir den schwarzen Rückstand aus, so erhalten wir ein weißes Salz, die **Pottasche**: der **Weinstein** enthält also **Kalium**. Wird Weinstein mit Pottaschelösung geschüttelt, so entweicht unter Aufbrausen Kohlendioxyd, und er löst sich auf: er ist also ein **saures Salz**, und zwar das **saure weinsaure Kalium**. Die Säure

selbst, die **Weinsäure** oder **Weinsteinsäure**, läßt sich leicht aus ihm in großen, wasserhellen Kristallen herstellen. Sie löst sich leicht in Wasser auf und findet vermischt mit Natriumbicarbonat, aus dem sie die Kohlensäure austreibt, Anwendung zu Brausepulver, Brauselimonade u. dergl. (vergl. § 116).

Äpfelsäure, Zitronensäure, Oxalsäure.

§ 206. 1. Durchschneiden wir einen frischen Apfel mit einem blanken Stahlmesser, so färbt sich die Schnittfläche schwarz. Es hat sich das Eisensalz einer in dem Apfel vorhandenen Säure, der **Äpfelsäure**, gebildet. Diese findet sich auch in vielen anderen Früchten, z. B. Vogelbeeren, Stachelbeeren, Johannisbeeren und Kirichen theils frei, theils als saures Salz.

2. Im Saft der Zitronen und vieler anderen sauren Früchte ist die **Zitronensäure** enthalten, die sich in klaren, durchsichtigen Kristallen gewinnen läßt und bei der Bereitung mancher Speisen statt des Essigs gebraucht wird. Wasser, in dem etwas Zitronensäure und Zucker aufgelöst ist, bildet ein beliebtes Erfrischungsmittel.

3. Zum Entfernen von Tinten- und Rostflecken aus weißer Wäsche benutzt man häufig das (giftige!) **Kleesalz**, das in dem Saft des Sauerflees (latein. Oxalis) und vieler Ampferarten enthalten ist. Dieses ist ein Salz der **Oxalsäure** oder **Kleesäure**, und zwar saures oxalsaures Kalium. Die Salze dieser Säure, die Oxalate, finden sich in sehr vielen Pflanzen, so z. B. das Calciumoxalat. Die Oxalsäure selbst, die in wasserhellen Kristallen hergestellt wird, findet Anwendung in der Färberei.

Gerbsäure.

§ 207. 1. Werden getrocknete Galläpfel zerstoßen und mit Wasser ausgelaugt, so erhält man eine blaugelbe Flüssigkeit, in der die **Gerbsäure** enthalten ist. Gießt man etwas von dieser Flüssigkeit in eine dünne Eisenchloridlösung, so entsteht ein blauschwarzer Niederschlag von gerbsaurem Eisen, der im Sonnenlichte und bei Anwesenheit von bleichenden Stoffen, wie Chlor, sich sehr beständig zeigt. Versetzt man diesen Niederschlag mit Gummilösung, so erhält man die **Tinte** (Gallustinte; vergl. § 68).

2. Der herbe Geschmack mancher unreifen Früchte rührt von Gerbsäure her, die überhaupt im Pflanzenreiche eine weite Verbreitung be-

findet und in besonders großer Menge in Eichen und in Nadelhölzern enthalten ist. Aus dem Galläpfelauszug kann sie als hellgelbes, in Wasser leicht lösliches Pulver, das auch unter dem Namen *Tannin* bekannt ist, gewonnen werden.

3. Außerst wichtig ist die Gerbsäure in der Gerberei. Sie besitzt die Eigenschaft, tierische Haut, die durch Eintrocknen steif wird und in feuchtem Zustande leicht verwest, in einen außerordentlich dauerhaften Stoff, das *Leder*, zu verwandeln. Man benutzt dazu hauptsächlich die Borke von Fichten und Eichen, die zu *Lohe* gemahlen wird. In diese packt man die von den Haaren befreiten Häute ein, übergießt sie mit Wasser und läßt sie so Monate, oft Jahre lang liegen, bis die Gerbsäure die Häute vollständig durchtränkt und zu Leder umgewandelt hat.

Formeln und Ergänzungen: Alkoholreihe.

§ 208. 1. Die chemische Formel des Holzgeistes ist CH_4O oder CH_3OH , die des Weingeistes $\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$ oder $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$; beide Formeln unterscheiden sich durch die Atomgruppe CH_2 . Addiert man diese Gruppe fortlaufend weiter, so erhält man eine Reihe von Formeln, CH_3OH , $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$, $\text{C}_3\text{H}_7\text{OH}$, $\text{C}_4\text{H}_9\text{OH}$, $\text{C}_5\text{H}_{11}\text{OH}$, $\text{C}_6\text{H}_{13}\text{OH}$, $\text{C}_7\text{H}_{15}\text{OH}$ usw., die alle Stoffe darstellen, deren chemische Zusammensetzung und Eigenschaften denen des gewöhnlichen Alkohols (Weingeistes) ähnlich sind. Sie werden daher sämtlich *Alkohole* und ihre Reihe die *Alkoholreihe* genannt.

2. Vergleichen wir die Formeln dieser Reihe mit denen der Metallhydroxyde, z. B. NaOH und KOH , so können wir die Alkohole als die Hydroxyde der Atomgruppen CH_3 , C_2H_5 , C_3H_7 , C_4H_9 , C_5H_{11} , C_6H_{13} , C_7H_{15} usw. bezeichnen. Diese Gruppen, die den Metallen entsprechen, heißen die *Radikale* der Alkohole. Da nun die Atomgruppe CH_3 als *Methyl*, C_2H_5 als *Äthyl* bezeichnet wird, so führt der Holzgeist auch den Namen *Methylalkohol*, der Weingeist den Namen *Äthylalkohol*. Der nächste in der Reihe ist der *Propylalkohol* $\text{C}_3\text{H}_7\text{OH}$, dann folgen der *Butylalkohol* $\text{C}_4\text{H}_9\text{OH}$, der *Amylalkohol* $\text{C}_5\text{H}_{11}\text{OH}$ (der einen Hauptbestandteil des Fuselöls bildet, das bei der Spiritusbrennerei als Verunreinigung des Spiritus entsteht), der *Hexylalkohol* $\text{C}_6\text{H}_{13}\text{OH}$, der *Heptylalkohol* $\text{C}_7\text{H}_{15}\text{OH}$ *) usw.

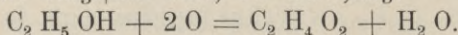
*) Anmerkung: Die beiden zuletzt genannten Alkohole führen ihre Namen von den griechischen Bezeichnungen für die Zahlen 6 und 7, weil sie 6 bezw. 7 Kohlenstoffatome enthalten. Die folgenden Alkohole werden in ähnlicher Weise bezeichnet.

3. Jeder der genannten Alkohole enthält die Atomgruppe OH, die als die Hydroxylgruppe bezeichnet wird und natürlich, da der Sauerstoff zweiwertig und der Wasserstoff einwertig ist, nur eine Wertigkeit besitzt. Da die Alkohole sämtlich gesättigte Verbindungen darstellen, so haben wir uns die Alkoholradikale ebenfalls als einwertige Atomgruppen vorzustellen. Die erwähnten Alkohole werden demgemäß als einwertige Alkohole bezeichnet.

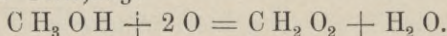
§ 209. Wie die Metalle mit dem Sauerstoff die Metalloxyde bilden, so bestehen auch Verbindungen der Alkoholradikale mit dem Sauerstoff; das sind die Äther, die aus je 2 Radikalen mit einem Sauerstoffatom bestehen. Das Methyloxyd ist der (bei gewöhnlicher Temperatur gasförmige) **Methyläther** $(\text{C}_2\text{H}_5)_2\text{O}$, das Äthyl-**oxyd** ist der **Äthyläther** $(\text{C}_2\text{H}_5)_2\text{O}$ usw., jedem Alkohol entspricht ein Äther. Es gibt auch Äther, die zwei verschiedenartige Alkoholradikale enthalten, die sogen. gemischten Äther, wie z. B. der Methyl-Äthyl-Äther $(\text{C}_2\text{H}_5)(\text{C}_2\text{H}_5)\text{O}$.

§ 210. 1. Wenn wir die Formeln der Ameisensäure, CO_2H_2 , und der Essigsäure, $\text{C}_2\text{H}_4\text{O}_2$, miteinander vergleichen, so machen wir dieselbe Beobachtung wie bei den Alkoholen, die Essigsäure enthält die Atomgruppe C_2H_2 mehr. Durch jedesmalige Hinzufügung dieser Gruppe erhalten wir eine Reihe von Formeln, die uns die schon früher (§ 204) erwähnten Säuren (und zwar Fettsäuren) wiedergeben, so z. B. die Propionsäure $\text{C}_3\text{H}_6\text{O}_2$, die Buttersäure $\text{C}_4\text{H}_8\text{O}_2$, die Baldriansäure $\text{C}_5\text{H}_{10}\text{O}_2$ usw. In dieselbe Reihe gehören auch die Palmitinsäure $\text{C}_{16}\text{H}_{32}\text{O}_2$ und die Stearinsäure $\text{C}_{18}\text{H}_{36}\text{O}_2$.

2. Wir haben früher (§ 201) erfahren, daß der Alkohol (Äthyl-alkohol) durch Oxydation in Essigsäure und Wasser umgewandelt wird; der Vorgang wird dargestellt durch die Gleichung:



Dementsprechend erfolgt die Oxydation des Holzgeistes zu Ameisensäure (§ 204) nach der Gleichung:



Ähnliche Gleichungen ergeben sich für die Oxydation der übrigen Alkohole.

Säuren und Salze (Ester).

§ 211. In einem Becherglase erwärmen wir gepulverten Bleizucker mit wenig Alkohol und einigen Tropfen konzentrierter Schwefelsäure. Aus der Flüssigkeit steigen angenehm riechende Dämpfe auf.

Der hier in Dampfform auftretende Stoff ist der sogenannte **Essigäther** (vergl. § 212), der durch Destillation als klare Flüssigkeit vom spez. Gew. 0,9 erhalten werden kann. In Wasser löst er sich schwer, in Alkohol leicht; durch Einwirkung von Wasserdampf wird er in Essigsäure und Alkohol zerlegt. Er besitzt einen erfrischenden Geruch und wird in der Medizin, besonders aber bei der Herstellung des rauchlosen Pulvers gebraucht.

§ 212. Wie die Metallsalze dadurch entstehen, daß der Wasserstoff der Säuren durch Metalle vertreten wird, so bilden sich aus den anorganischen sowie organischen Säuren ähnliche Verbindungen, wenn man ihren Wasserstoff durch Alkoholradikale ersetzt. Diese salzartigen Verbindungen nennen wir **Ester**. So erhält man z. B. das Methyl- und das Äthylchlorid (oder Salzsäuremethyl- bzw. -äthylester), das Äthylnitrat (Salpetersäureäthylester) usw.

Ersetzt man in der Essigsäure $C_2 H_4 O_2$ ein Wasserstoffatom durch das Radikal $C_2 H_5$, so entsteht das **Äthylacetat** oder der **Essigsäureäthylester** ($C_2 H_5$) $C_2 H_3 O_2$, der fälschlich als **Essigäther** bezeichnet wird (vergl. § 204).

Die künstliche Rumessenz ist der **Ameisensäureäthylester** ($C_2 H_5$) $CH O_2$. Auch die sogenannten Fruchtäther, wie das Äpfelöl, das Birnöl u. a., sind Ester, ebenso die flüchtigen Stoffe, welche die „Blume“ der Weine bilden.

§ 213. 1. Wenn wir die Formel der Essigsäure in der Form $CH_3 COO H$ schreiben, so sehen wir, daß das Methylradikal CH_3 mit der Atomgruppe $COO H$ verbunden ist. Letztere ist für alle organischen Säuren charakteristisch und wird als die **Karboxylgruppe** bezeichnet; in ihr sind zwei Wertigkeiten des Kohlenstoffatoms durch ein Sauerstoffatom und die dritte durch eine Hydroxylgruppe gebunden, während die vierte frei geblieben ist. Organische Säuren, die eine Karboxylgruppe enthalten, heißen **einbasische Säuren**, dahin gehören außer der Essigsäure auch die Ameisensäure und die übrigen Fettsäuren sowie die Milchsäure.

2. Von den in § 206 genannten Säuren sind die Oxalsäure, die Äpfelsäure, die Weinsäure **zweibasisch**, da sie je zwei Karboxylgruppen enthalten; die Zitronensäure, die drei derartige Gruppen besitzt, ist **dreibasisch**.

3. Bei der Salz- bezw. Esterbildung wird stets der Wasserstoff der Carboxylgruppen durch Metalle bezw. Alkoholradikale ersetzt. Demgemäß ist die Formel des Bleiacetats $(\text{CH}_3 \text{COO})_2 \text{Pb}$, die des Essigsäureäthylesters $\text{CH}_3 \text{COO} (\text{C}_2 \text{H}_5)$ zu schreiben.

XX. Fette und Öle.

Zusammensetzung der Fette.

§ 214. Als Arzneimittel gegen raue (aufgesprungene) und wunde Haut benutzt man häufig das **Glycerin**, eine farb- und geruchlose, sirupartige Flüssigkeit von süßem Geschmack. Die heilende Wirkung des Glycerins beruht auf seiner Eigenschaft, aus der Luft Wasser anzuziehen, wodurch es die Haut geschmeidig macht. Wegen dieser wichtigen Eigenschaft findet es mannigfaltige Verwendung, z. B. um Leder, Garn usw. feucht und geschmeidig zu erhalten. In Wasser und Alkohol löst es sich in jedem Verhältnis, in Äther dagegen nicht. Für viele Stoffe, z. B. Bleioxyd und Kupfervitriol, dient es als Lösungsmittel.

§ 215. Wir haben früher gesehen, daß das Glycerin bei der Seifenbereitung als Nebenerzeugnis in der Unterlauge (vergl. § 117) entsteht. Daraus schließen wir, daß es ein Bestandteil der zur Herstellung der Seife gebrauchten Fette und Öle sein muß, aus denen es durch die Einwirkung der Kali- und Natronlauge ausgeschieden wurde. Setzen wir Fette längere Zeit der Luft aus, so zersetzen sie sich allmählich unter Wasseraufnahme zu Glycerin und Fettsäuren. Die am häufigsten in den Fetten vorkommenden Säuren sind die Stearin-, Palmitin- und Ölsäure. Nun ist das Glycerin chemisch als ein Alkohol anzusehen, und zwar als ein dreiwertiger Alkohol von der Formel $\text{C}_3 \text{H}_8 \text{O}_3$ oder $\text{C}_3 \text{H}_5 (\text{OH})_3$. Demgemäß sind die Fette die Glycerinester der Fettsäuren bezw. Mischungen derselben, so das Palmitin der Glycerinester der Palmitinsäure, das Stearin der Glycerinester der Stearinsäure, das Olein der Glycerinester der Ölsäure.

Das Glycerin bildet nicht nur mit organischen, sondern auch mit anorganischen Säuren Ester, so mit der Salpetersäure den Salpetersäure-Glycerinester, das sogenannte Nitroglycerin (vergl. § 127).

Eigenschaften und Arten der Fette.

§ 216. 1. Wir erhitzen etwas Schweineschmalz in einem Becherglase, in das wir ein Thermometer gestellt haben, und beobachten, daß das Schmalz bei 30° flüssig wird. Butter schmilzt bei 35°, Palmöl bei 45°. Die meisten Fette sind sehr leicht schmelzbar. Viele Fette, z. B. die meisten Öle, wie Mohnöl, Rüböl, Olivenöl, sind bei gewöhnlicher Temperatur flüssig.

2. „Fett schwimmt oben“ ist ein bekanntes Sprichwort, dessen Wahrheit wir leicht beweisen können, wenn wir in einer Flasche etwas Mohnöl mit Wasser tüchtig schütteln; nach kurzer Zeit sammelt sich das Öl auf der Oberfläche des Wassers. Die Öle sowie die meisten festen Fette sind leichter als das Wasser.

3. In Wasser sind die Fette unlöslich, dagegen lösen sie sich in Äther und Benzin, die deshalb zum Entfernen von Fettsflecken aus Kleidungsstücken benutzt werden.

§ 217. 1. Man kann feste, weiche und flüssige Fette unterscheiden. Zu der ersten Gruppe gehören der Rinder- und Hammeltalg, zu der zweiten die Butter, das Schmalz, die Kokosnußbutter (aus dem Kern der Kokosnuß), das Palmin oder Palmfett (aus dem Fruchtfleisch und den Kernen der Ölpalme).

Flüssige Fette (Öle) sind das Knochenöl, der Lebertran (aus der Leber des Dorsches und Kabliaus), der Tran der Wale und Seehunde, das Olivenöl, Buchöl, Mohnöl, Rüböl, Erdnußöl, Leinöl, Rizinusöl.

2. Die Butter besteht hauptsächlich aus Stearin, Palmitin und Olein; daneben enthält sie noch andere Fettarten, die sich leichter als die eben genannten zersetzen und dadurch das Ranzigwerden der Butter verursachen. Auch die festen Fette, wie Rinder- und Hammeltalg, enthalten vorzugsweise Stearin und Palmitin, jedoch nur wenig Olein. Wenn man frischen Rindertalg umschmelzt und ihn bei 24° teilweise erstarren läßt, so zerfällt er in einen festen und einen flüssigen Anteil. Der letztere wird abgepreßt und zu Kunstbutter oder Margarine verarbeitet, indem man ihn mit Sesamöl, einem leichtflüssigen Pflanzenfett, mischt und das Gemenge nebst dem gleichen Gewicht Milch in einer Buttermaschine schlägt, bis es der natürlichen Butter ähnlich wird.

§ 218. 1. Für den Körper der lebenden Wesen sind die Fette und Öle von großer Bedeutung. In den Pflanzen entstehen sie aus

Kohlendioxyd und Wasser und dienen als Reservestoffe zur Bildung von Stärke, Zucker und Zellulose. Wichtig sind sie zur Unterhaltung der Atmung im Tier- und Pflanzenkörper. Vielen Tieren, z. B. den in kalten Gegenden lebenden Walen, Wallrossen u. a. dient das unter der Haut abgelagerte Fett als Wärmeschutz.

2. Die Verwendung der Fette ist äußerst mannigfaltig. Sie dienen als Nahrungsmittel, als Leuchtmaterial (z. B. Rüböl), als Schmiermittel (z. B. Knochenöl), zur Herstellung von Firnis (Leinöl), von Öl- und Druckfarben; sie bilden die Rohstoffe zur Bereitung der Seife, der Stearinkerzen, des Glycerins.

Verseifung der Fette.

§ 219. Wir haben früher (§ 117) gesehen, daß eine (schwächere) Basis durch eine andere (stärkere) aus einem Salze ausgetrieben werden kann. Kochen wir Sodalösung mit Ätzkalk, so entstehen Calciumcarbonat und Ätznatron. Ebenso sind die Alkalien (Ätzkali und Ätznatron) imstande, aus den Fetten, die doch auch salzartige Verbindungen sind, die Basis, nämlich das Glycerin, auszutreiben und mit den Fettsäuren Alkalisalze zu bilden. Diesen Vorgang nennt man die Verseifung der Fette. Die Seifen sind demnach fettsaures Kalium bezw. Natrium.

XXI. Kohlenwasserstoffe.

Petroleum.

§ 220. 1. An vielen Stellen der Erdoberfläche quillt eine braune, ölige Flüssigkeit aus dem Boden hervor, die sich leicht entzünden läßt und mit heller Flamme brennbar ist. Diese Flüssigkeit ist das **rohe Petroleum** oder **Erdböl**, das in großer Menge im Osten der Vereinigten Staaten von Nordamerika (z. B. Pennsylvanien) und bei Baku am Kaspiischen Meere, in geringerer Menge in Galizien, Rumänien und Deutschland (z. B. Wieze bei Celle) gewonnen wird.

2. Mit dem Petroleum entströmen dem Erdboden brennbare Gase (heilige Feuer von Baku), die an Ort und Stelle zur Beleuchtung und

Heizung benutzt werden. Diese Gase sind Kohlenwasserstoffe, vor allem Sumpfgas oder Grubengas (vergl. § 114); sie sind auch in dem rohen Erdöl gelöst und lassen sich durch Destillation schon unter 40° aus ihm gewinnen.

3. Bei fortgesetzter Destillation (über 40°) scheiden sich aus dem Rohpetroleum mancherlei wichtige Bestandteile ab, wie Petroleumäther oder Gasolin, ferner Benzin, Paraffin, Vaseline sowie vor allem das Leuchtpetroleum. Aus den Rückständen werden Schmieröle hergestellt.

§ 221. 1. Bei der trockenen Destillation mancher Braunkohlen entweichen brennbare Gase (ähnlich den Steinkohlengasen) und eine teerartige Flüssigkeit, der Braunkohlenteer, während der zum Heizen der „Gruden“ verwendbare Grudefoks als Rückstand hinterbleibt.

2. Aus dem Braunkohlenteer lassen sich durch fortgesetzte Destillation nach und nach Benzin, Solaröl („deutsches Petroleum“) und Paraffin (zu Kerzen verwendbar) gewinnen; die Rückstände werden zu Schmiermitteln (Maschinenöl, Wagenschmiere) verarbeitet.

3. Angesichts dieser Ähnlichkeit in der Zusammensetzung des Petroleums und der Destillationsprodukte der Braunkohlen müssen wir annehmen, daß das Petroleum, ähnlich wie die Kohlen, durch Vermoderung von Lebewesen innerhalb der Erde entstanden ist. Wahrscheinlich ist es das Ergebnis einer langsamen Zersetzung fettreicher tierischer Stoffe.

§ 222. Als ein Oxydationsprodukt der Erdöle wird der Asphalt angesehen, ein fester, schwarzer, harzähnlicher Stoff. Er findet sich in großer Menge am Toten Meer und auf der Insel Trinidad; in kleineren Mengen, mit verschiedenen Gesteinen (besonders Kalk) vermischt, in Deutschland (Limmer und Ahlem bei Hannover), in der Schweiz und auf Sizilien. Man gebraucht ihn zu Straßenpflaster, in reinem Zustande auch zur Herstellung von Lacken (Asphaltlack).

Kohlenwasserstoffreihen.

§ 223. Im Rohpetroleum ist eine große Zahl von Kohlenwasserstoffen enthalten, deren chemische Formeln, ähnlich wie die der Alkohole (vergl. § 208) und die der Fettsäuren (vergl. § 210), bei richtiger Zusammenstellung eine aufsteigende Reihe bilden, in welcher je zwei benachbarte Glieder die Differenz CH_2 aufweisen. In diese Reihe gehören: das Sumpfgas oder Methan CH_4 , das Ethan C_2H_6 , das Propan

C_3H_8 , das Butan C_4H_{10} , das Pentan C_5H_{12} , das Hexan C_6H_{14} , das Heptan C_7H_{16} usw.

Die Verbindungen dieser Reihe nennt man die Grenzkohlenwasserstoffe, weil sie hinsichtlich der Höhe ihres Wasserstoffgehaltes die oberste Grenze erreichen.

§ 224. 1. Neben den Grenzkohlenwasserstoffen finden sich im Petroleum auch noch Kohlenwasserstoffe anderer Reihen, wie z. B. das Äthylen und das Acetylen. Das erstere bildet einen wesentlichen Bestandteil des Leuchtgases, dessen Leuchtkraft es zum Teil dadurch bedingt, daß es in der Glühhitze in Kohlenstoff und Sumpfgas bezw. Wasserstoff zerfällt; der Kohlenstoff wird in der Flamme glühend.

2. Das Acetylen ist ein in neuerer Zeit zur Beleuchtung viel gebrauchtes Gas. Es entsteht, wenn man Calciumcarbid, einen Stoff, der durch Glühen von Calciumoxyd mit Kohle im elektrischen Ofen dargestellt wird, mit Wasser übergießt. Das Acetylen brennt mit stark leuchtender und rauchender Flamme.

Kohlenwasserstoffe und Alkohole.

§ 225. 1. Zwischen Kohlenwasserstoffen und Alkoholen läßt sich leicht in folgender Weise ein Zusammenhang herstellen. Wenn man im Sumpfgas oder Methan, CH_4 , ein Wasserstoffatom durch die Hydroxylgruppe OH ersetzt, so erhält man den Methylalkohol $CH_3(OH)$; aus dem Äthan, C_2H_6 , leitet sich in derselben Weise der Äthylalkohol, $C_2H_5(OH)$, ab usw.

2. Dasselbe gilt für die Kohlenwasserstoffe anderer Reihen. So ist in dem Steinkohlenteer ein flüssiger, stark riechender Kohlenwasserstoff enthalten, das Benzol, C_6H_6 , das auch im Leuchtgase in Dampfform vorhanden ist und dessen Leuchtkraft mit bedingt. Der von ihm abgeleitete Alkohol ist die Karbolsäure, $C_6H_5(OH)$, die in farblosen Kristallen bei der Destillation des Steinkohlenteers gewonnen und in stark verdünnter wässriger Lösung als antiseptisches Wundwasser benutzt wird. — Durch Einwirkung von konzentrierter Schwefelsäure und Salpetersäure auf Karbolsäure entsteht Pikrinsäure, die zur Herstellung von Sprengstoffen sowie zum Gelbfärben von Seide und Wolle Verwendung findet.

Anhang: Erzeugnisse des Steinkohlenteers.

§ 226. Der schon mehrfach genannte Steinkohlenteer ist auch der Rohstoff für die Gewinnung der Anilinfarben, des Naphthalins, des Mizarins, des Indigos und zahlreicher Heilmittel.

1. Von den Anilinfarben wollen wir besonders erwähnen das Fuchsin, das als erster derartiger Farbstoff (1859) technisch hergestellt wurde, ferner das Rosanilin, das Methylviolett, das Anilinblau und das zur Bereitung der roten Tinte dienende Cochin.

2. Das Naphthalin, ein weißer, in dünnen Blättchen kristallisierender Stoff von durchdringendem Geruch, dient als Mittel gegen Motten und wird in sehr großer Menge in der Farbenindustrie gebraucht.

3. Das Alizarin, ein schöner roter Farbstoff, den man früher nur aus der Krappwurzel gewann, wird seit 1871 technisch hergestellt, wodurch der Anbau des Krapps (Frankreich, Schweiz) vollständig unterdrückt wurde.

4. Der Indigo, ein schon im Altertum sehr geschätzter blauer Farbstoff, wurde früher in großer Menge durch einen Gärungsprozeß hauptsächlich aus der zur Familie der Schmetterlingsblüther gehörigen, in Ostindien einheimischen Indigopflanze, *Indigofera tinctoria*, gewonnen. Da jedoch seit 1898 der Indigo von einigen deutschen Fabriken auf künstlichem Wege aus Teerprodukten hergestellt wird, so ist die Gewinnung des natürlichen Indigos bedeutend zurückgegangen, und ihr Aufhören ist nur eine Frage der Zeit.

XXII. Harze.

Terpentin.

§ 227. 1. Aus den Stämmen der Nadelbäume fließt ein dicker, stark riechender Stoff, der an der Luft hart wird; man nennt ihn gewöhnlich **Harz**. Unter dem Namen **Terpentin** kommt er in den Handel und wird zur Bereitung von Firnissen und Lacken sowie zur Herstellung von Pech gebraucht.

2. Wenn wir etwas Terpentin mit Wasser in einer Retorte erhitzen und die entstehenden Dämpfe in einer gekühlten Vorlage auffangen (Fig. 82), so sammelt sich auf dem Wasser in der Vorlage ein durchsichtiges, klares Öl an, das denselben Geruch besitzt wie das natürliche

Terpentin. Dieses Öl ist das **Terpentinöl**. Der in der Retorte zurückbleibende feste Rückstand ist das **Kolophonium** oder **Geigenharz**.

Demnach ist das natürliche Terpentin eine Auflösung von Harz in Terpentinöl.

3. Das Terpentinöl löst sich in Wasser so gut wie gar nicht, dagegen leicht in Alkohol und Äther. In der alkoholischen oder ätherischen Lösung dient es als Lö-

sungsmittel für Schwefel, Fette, Harze und Kautschuk. Man benutzt es daher zur Bereitung von Firnis, Lack und Ölfarben.

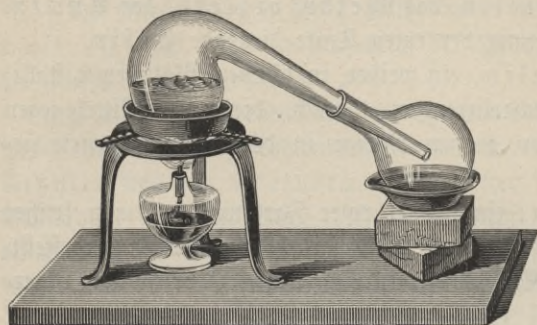
4. Das Terpentinöl verbrennt mit stark rußender Flamme; die Ursache ist sein großer Gehalt an Kohlenstoff. Außerdem enthält es nur noch Wasserstoff; es ist ein Gemisch mehrerer Kohlenwasserstoffe, die man **Terpene** nennt.

Ätherische Öle; Kampfer; Balsame.

§ 228. 1. In sehr vielen Pflanzen, besonders in den Dolden- und Lippenblütern, sind die Terpene mit leicht flüchtigen Stoffen gemengt und bilden mit ihnen die sogenannten flüchtigen oder **ätherischen Öle**, wie z. B. das Rosenöl, das Nelkenöl, das Kümmelöl, das Fenchelöl, das Pfefferminzöl, das Lavendelöl u. a.

2. Alle ätherischen Öle besitzen einen starken Geruch, weil sie schon bei gewöhnlicher Temperatur verdunsten. Sie fetten das Papier nicht und lassen sich leicht entzünden. Den Gewürzen verleihen sie ihren eigentümlichen Geruch und Geschmack. Sie finden mannigfaltige Verwendung in der Medizin, zur Herstellung von Duftstoffen, wohlriechender Seife sowie von Likören.

§ 229. 1. Ein ätherisches Öl in fester Form ist der **Kampfer**, der im Holze des in Ostasien einheimischen Kampferstrauches enthalten ist. Man gewinnt den Kampfer, indem man das in Stücke zerschnittene Holz mit Wasser destilliert und den rohen Kampfer durch Sublimation reinigt. Der reine Kampfer, eine weiße, durchscheinende, ziemlich weiche, aber zugleich zähe Masse von durchdringendem Geruch, löst sich in Alkohol



Figur 82.

und Äther, jedoch nicht in Wasser und brennt mit leuchtender Flamme. Er wird besonders zur Herstellung des *Zelluloids* (vergl. § 184) gebraucht.

2. Verwandte Stoffe sind die **Balsame**, wie z. B. der *Weihrauch*, ein aus dem Stamm des Weihrauchbaumes (Arabien) fließendes Gummiharz, das schon im Altertum zum Räuchern benutzt wurde, die *Myrrhe*, das Gummiharz des Myrrhenbaumes (Arabien), mit dem die alten Ägypter die Leichen einbalsamierten, und das heute noch zu allerlei Heilmitteln (*Myrrholin*, *Myrrhentinktur*) verwandt wird.

Kautschuk, Guttapercha; Schellack.

§ 230. 1. Aus dem Milchsaft verschiedener indischer Feigen- und südamerikanischer Wolfsmilcharten gewinnt man den **Kautschuk**, indem man in die Rinde dieser Bäume Einschnitte macht, den herausfließenden Milchsaft in Tongefäßen auffängt und ihn entweder längere Zeit an der Luft stehen läßt oder der Einwirkung der Sonnenwärme oder eines gelinden Feuers aussetzt. Dabei scheidet sich der bisher in dem Saft in Gestalt von kleinen Kügelchen enthaltene Kautschuk als eine weiche, klebrige Masse auf der Oberfläche der Flüssigkeit ab.

2. Der Kautschuk ist brennbar, seine Flamme leuchtet hell und scheidet viel Ruß ab: er ist ein fester Kohlenwasserstoff.

3. Bringt man Kautschuk in eine Mischung von Alkohol und Schwefelkohlenstoff, so wird er locker und quillt auf und kann in diesem Zustande leicht mit Schwefel durchknetet werden. Er heißt dann *vulkanisierter Kautschuk*, ist sehr elastisch und wird zu Schläuchen, Gummischuhen, wasserdichten Mänteln und Mützen, Radreifen, Radiergummi u. dgl. verarbeitet.

4. Setzt man dem Kautschuk viel Schwefel zu, so verwandelt er sich in eine feste hornartige Masse, *Hartgummi* oder *Ebonit* genannt, die elastisch und sehr hart ist, sich polieren läßt und insolgedessen zu Kämmen, elektrischen Apparaten (*Elektrophor*) und anderen Gegenständen verarbeitet wird.

5. Ein dem Kautschuk ähnlicher, aber festerer, nicht elastischer Stoff ist die **Guttapercha**, die besonders zur Isolierung elektrischer Leitungsdrähte, vor allem der unterseeischen Kabel verwandt wird. Man gewinnt diesen Stoff aus dem Saft des Guttaperchabaumes in Hinterindien.

§ 231. Eins der wichtigsten Harze ist der **Schellack**, der in einigen ostindischen Feigenarten enthalten ist und durch den Stich der an diesen

Pflanzen lebenden Schellack aus der Rinde ausfließt. Er ist von brauner Farbe, durchscheinend und leicht schmelzbar. Mit Terpentin und Mineralfarben, besonders Zinnober, zusammengeschnitten bildet er den feineren Siegelack. In Alkohol ist er leicht löslich und wird in solcher Lösung als Firnis und als Tischlerpolitur gebraucht.

Bernstein.

§ 232. 1. Zu den Harzen gehört auch der **Bernstein**, der an der Nord- und Ostseeküste, besonders aber an der Küste des Samlandes nördlich von Königsberg gefunden wird. Dort ist er in der sogenannten **blauen Erde**, einer aus Sand und Ton bestehenden Erdschicht, enthalten und wird teils durch Ausgraben, teils durch „Fischen“ gewonnen. Die blaue Erde setzt sich auch im Meeresboden fort und wird häufig durch Stürme aufgewühlt, infolgedessen werden durch die Wellen Bernsteinstücke an die Küste geworfen.

2. Von den Bäumen, aus denen der Bernstein stammt, hat man bisher keine Spur gefunden; sehr wahrscheinlich waren es Nadelbäume, die ihn hervorbrachten. Er schließt häufig kleine Insekten (Fliegen, Mücken) ein, die gut erhalten sind und jedenfalls bei seinem Hervortreten aus der Rinde von ihm umflossen wurden. Auch Einschlüsse von Pflanzenteilen hat man in ihm gefunden.

3. Der Bernstein ist von gelber oder gelbbrauner Farbe, hart und glänzend. Beim Zerbrechen zerbricht er leicht und zeigt muschelartige Bruchflächen. Wird er auf etwa 290° erhitzt, so schmilzt er. Geschnittenen Bernstein kann man leicht in Alkohol und Terpentin auflösen; auf diese Weise gewinnt man einen guten Firnis (Bernsteinlack). Durch Reiben wird er elektrisch; von seinem griechischen Namen Elektron ist das Wort Elektrizität abgeleitet. Die besseren Stücke werden zu Schmucksachen (z. B. Perlen), Zigarrenspitzen u. a. verarbeitet.

XXIII. Eiweißstoffe.

Vogeleier.

§ 233. 1. In einem Hühnerei unterscheiden wir innerhalb der harten, porösen Kalkschale zwei Hauptbestandteile, eine von einer pergamentartigen Haut umschlossene farblose, schleimige Flüssigkeit, das

Eiweiß, und den gleichfalls von einer besonderen Haut umgebenen flüssigen, gelben **Eidotter**.

2. Sondern wir das Eiweiß von dem Dotter ab und trocknen es, so schrumpft es unter bedeutender Wasserabgabe auf etwa $\frac{1}{8}$ seines früheren Gewichtes zusammen und bildet nun einen festen Stoff.

3. In einem Probiergläschen erhitzen wir trockenes Eiweiß mit Wasser, dem wir etwas Kochsalz zugesetzt haben; das Eiweiß löst sich schon unter 60° in dem Wasser auf. Bei weiterem Erhitzen jedoch, etwa bei $70-80^{\circ}$, scheidet es sich als ein dichter, flockiger Niederschlag ab. Man bezeichnet das Eiweiß in diesem Zustande als **geronnen**. — Auch durch Einwirkung einiger Säuren (z. B. Salpetersäure) wird das im Wasser gelöste Eiweiß ausgefällt.

4. Das abgetrennte Eiweiß trennen wir durch Filtrieren von der Flüssigkeit, bringen eine kleine Menge davon auf ein Platinblech und halten dieses in eine Gasflamme. Das Eiweiß verbrennt und entwickelt dabei denselben unangenehmen Geruch wie verbrannte Haare oder Federn.

§ 234. 1. Wenn wir trockenes Eiweiß in einem Probierröhrchen erhitzen, so setzt sich an dem oberen, kühleren Ende des Röhrchens ein dünner Beschlag von Wasser an. Hängen wir in das Röhrchen einen Streifen rotes Lackmuspapier, so wird dieser blau gefärbt. Es hat sich aus dem Eiweiß ein alkalisch reagierender Stoff abgeschieden, der als Ammoniak nachgewiesen wird. Ein Streifen Bleipapier, d. h. in Bleizuckerlösung getauchtes Filtrierpapier, der in das Gläschen hineingehalten wird, nimmt durch die Einwirkung von freiverdendem Schwefelwasserstoff eine schwarze Farbe an. Erhitzen wir das Eiweiß weiter, so bleibt schließlich eine schwarze Masse übrig, die sich als Kohle erweist.

Demnach besteht das Eiweiß aus Kohlenstoff, Wasserstoff, Sauerstoff, Stickstoff und Schwefel.

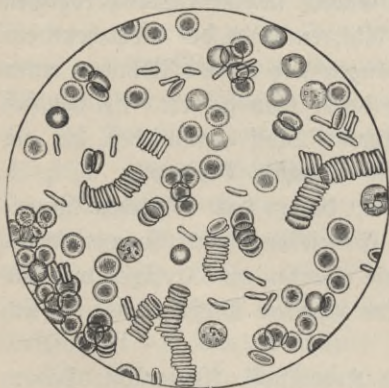
2. Der bei der Verbrennung von Eiweiß auftretende Brandgeruch bildet ein wesentliches Unterscheidungsmerkmal desselben gegenüber den Kohlehydraten, die ohne diesen unangenehmen Geruch verbrennen. Er beruht auf dem Vorhandensein von Stickstoff, der ein wichtiger Bestandteil der meisten tierischen Stoffe (z. B. auch der Haare und Federn) ist, und wird durch die bei der Verbrennung entstehenden Stickstoffverbindungen hervorgerufen (Unterscheidung von Baumwolle und tierischer Wolle!).

§ 235. 1. Wir bringen etwas Eidotter in kochendes Wasser und beobachten, daß er sofort gerinnt. Daraus schließen wir, daß er Eiweiß enthält. Die Schwärzung eines mit Eidotter in Berührung gebrachten silbernen Löffels beweist uns, daß das Eigelb schwefelhaltig ist; es bildet sich auf der Oberfläche des Löffels eine Schicht von Schwefelsilber. Daher sollte man solche Löffel zum Essen der Eier nicht benutzen.

2. Wir zerreiben etwas getrockneten Eidotter zu Pulver und übergießen dieses in einem Gläschen mit Alkohol. Der Eidotter entfärbt sich allmählich, während der Alkohol gelb wird. Wickeln wir getrockneten Eidotter in Papier, so zeigen sich alsbald im Papier Fettflecke. Der durch Alkohol ausgezogene gelbe Bestandteil ist ein Fett, das Eieröl, das dem Dotter die gelbe Farbe gibt.

Blut.

§ 236. Das Blut besteht aus einer farblosen Flüssigkeit, in der zahlreiche kleine, scheibenförmige, rotgefärbte Körperchen, die roten Blutkörperchen (Fig. 83) schwimmen. Die letzteren bestehen aus der Verbindung einer eigentümlichen Eiweißart mit einem roten, eisenhaltigen Farbstoff, dem Hämoglobin, das die wichtige Eigenschaft besitzt, sich in den Lungen locker mit Sauerstoff zu verbinden, diesen durch die Arterien allen Körpertheilen zuzuführen und dort wieder abzugeben.



Figur 83.

Im lebenden Körper (bei einer Temperatur von 37°) ist das Blut flüssig. Beim Erkalten gerinnt es aber und zerfällt in eine wässrige Flüssigkeit, das Blutwasser, und einen festen Stoff, den Blutkuchen, der die roten Blutkörperchen einschließt und aus einem besonderen eiweißartigen Stoffe von gelber Farbe, dem Fibrin, besteht. Auch wenn Blut aus einer Wunde tritt, scheidet sich das Fibrin aus und schließt dadurch die Wunde. Das Blutwasser ist eine gelbliche, alkalisch reagierende Flüssigkeit, die Eiweiß sowie einige Salze und Fette in Lösung enthält.

Fleisch.

§ 237. 1. Wir übergießen in einem Becherglase fein gehacktes mageres **Fleisch** (Muskelfleisch) mit Wasser und lassen es darin einige Zeit stehen. Das Wasser färbt sich alsdann rot durch das in dem Fleische enthaltene Blut. Wir filtrieren die Flüssigkeit und kochen sie; es bildet sich ein flockiger Niederschlag, den wir durch Verbrennen auf dem Platinblech an dem eigentümlichen Geruche als Eiweiß erkennen. Die eiweißhaltige Flüssigkeit ist der **Fleischsaft**, der das Fleisch vollständig durchdringt.

2. Nehmen wir den Fleischrückstand von dem Filtrierpapier und kochen ihn mit Wasser längere Zeit (einige Stunden), so erhalten wir eine dicke Flüssigkeit, die bei der Abkühlung eine gallertartige Masse bildet; sie besteht im wesentlichen aus Leim, der in chemischer Beziehung auch zu den Eiweißstoffen gehört.

3. Entfernen wir den Leim, so bleibt eine feste, faserige Masse zurück, die mit dem Blutfaserstoff, dem Fibrin, große Ähnlichkeit besitzt und als **Muskelfaserstoff** oder **Muskelfibrin** bezeichnet wird. Sie ist der Hauptbestandteil der Muskelfasern, während der Leim aus den die Fasern umgebenden Häuten gebildet wird.

4. Der Leim wird in großer Menge durch längeres Kochen von Knochen, Knorpeln, Sehnen und Häuten mit Wasser dargestellt. Er ist in heißem Wasser löslich, erstarrt beim Erkalten zu einer Gallerte und wird zur Herstellung von Leimfarben, als Tischlerleim und in dünnen, glasartigen Stücken als Gelatine verwandt.

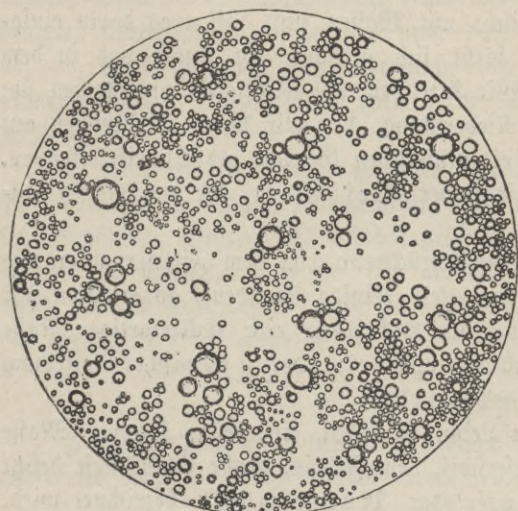
Milch.

§ 238. 1. Lassen wir frische Milch eine Zeit lang ruhig stehen, so scheidet sich auf ihrer Oberfläche die **Sahne** oder der **Rahm** ab, der aus vielen kleinen, in der Milch schwebenden Fettkügelchen entsteht (Fig. 84) und bekanntlich zu Butter verarbeitet wird. Die Milch ist demnach keine einheitliche Flüssigkeit, wir nennen sie eine **Emulsion**.

Ihre weiße Farbe verdankt sie der „totalen Reflexion“ der Lichtstrahlen an den Butterkügelchen.

2. Nach Entfernung des Rahmes erhalten wir die **Magermilch**, die so genannt wird, weil sie nur noch sehr wenig Fett enthält; sie besitzt eine bläuliche Farbe. Ein eingetauchter Streifen von rotem Lackmuspapier färbt sich allmählich blau, sie reagiert demnach schwach alkalisch.

Setzen wir dieser abgerahmten Milch einige Tropfen verdünnter Salzsäure zu, so gerinnt sie, man sagt, „sie wird dick“. Aus der Milch hat



Figur 84.

sich ein vorher in ihr gelöster Stoff abgeschieden, der Käsestoff oder das Kasein; dieses ist die Masse, aus der man durch einen langsamen Zersetzungs Vorgang den Käse entstehen läßt. Das Kasein ist ein eiweißähnlicher Stoff, der, wie wir gesehen haben, durch Einwirkung von Säuren gerinnt. Das Gerinnen dieses Käsestoffes tritt bekanntlich auch ein, wenn die Milch durch die Wirkung der Milchsäure,

die aus dem in ihr enthaltenen Milchzucker entsteht, „sauer wird“.

Trennen wir nun das Kasein durch Filtrieren von der Flüssigkeit und tauchen wieder rotes Lackmuspapier hinein, so färbt sich dieses nicht mehr blau. Wir müssen daraus schließen, daß die vorhin beobachtete alkalische Reaktion dem Kasein zukommt.

3. Die filtrierte durchsichtige, grünliche Flüssigkeit, die Molke, besteht zum größten Teile (fast 90%) aus Wasser. Kochen wir sie, so zeigt sich ein feiner, flockiger Niederschlag von Eiweiß.

Beim Kochen frischer Milch bildet sich auf der Oberfläche eine feine Haut. Verbrennen wir diese (Überlaufen der kochenden Milch), so entwickelt sich der bekannte Geruch von verbranntem Eiweiß. Die feine Haut besteht nämlich aus Eiweiß, das in der Milch gelöst war.

Pflanzeneiweiß.

§ 239. 1. In einem Becherglase rühren wir gemahlene Erbsen oder Bohnen mit Wasser an und lassen die Mischung einige Stunden an einem warmen Orte stehen. Filtrieren wir die über der abgesetzten Stärke stehende Flüssigkeit und kochen sie hierauf, so scheiden sich weiße

Flocken ab, die beim Erhitzen auf Platinblech den bekannten Brandgeruch erzeugen. Die Hülsenfrüchte enthalten also etwas Eiweiß.

2. Eine zerriebene Kartoffel drücken wir in einem Leinwandläppchen kräftig aus und filtrieren nach dem Absetzen der Stärke den ausgeflossenen Saft, der sich allmählich rötlich färbt. Kochen wir diesen Saft, so entsteht ein flockiger Niederschlag, den wir als Eiweiß nachweisen können.

3. In ähnlicher Weise können wir auch in den Getreidekörnern Eiweiß nachweisen. Dieses Eiweiß sowie dasjenige der Hülsenfrüchte und Kartoffelknollen besitzt gleiche Eigenschaften und vielleicht auch gleiche chemische Zusammensetzung wie das Eiweiß der Vogeleier, des Fleischsaftes und der Milch. Diese Eiweißstoffe, die in Wasser löslich sind und beim Kochen gerinnen, werden als Albumine bezeichnet.

§ 240. Im Pflanzenreiche kommt ein dem Blut- und Muskelfibrin sehr ähnlicher Stoff vor, den wir durch folgenden Versuch leicht gewinnen können. Wir zerdrücken Weizen- oder Roggenkörner in einem Mörser, rühren die Masse mit Wasser zu einem Brei an, den wir in einem Leinwandläppchen mit Wasser solange durchkneten, bis dieses keine Trübung mehr zeigt. Auf dem Läppchen bleibt eine klebrige, gelblich weiße oder graue Masse zurück, die beim Verbrennen auf dem Platinblech sich als ein Eiweißstoff erweist. Diese Masse ist der Kleber, derjenige Stoff, der dem Brotteig seine Zähigkeit und dem mit Wasser angerührten Mehl seine Fähigkeit gibt, Papier, Leinwand und ähnliche Stoffe zu kleben (Mehlkleister).

Kochen wir den Kleber in Alkohol, so scheidet sich ein faseriger Stoff, das Pflanzenfibrin, ab, während ein zweiter Bestandteil, der Pflanzenleim, sich löst.

Diejenigen Eiweißstoffe, die wir als Fibrine bezeichnen, besitzen die gemeinsame Eigenschaft, daß sie in Wasser unlöslich sind.

§ 241. Nachdem wir im Pflanzenreiche Albumin und Fibrin nachgewiesen haben, können wir vermuten, daß auch vielleicht ein dem Kasein ähnlicher Stoff in manchen Pflanzen vorhanden ist. Wenn wir in der bekannten Weise aus Erbsen oder Bohnen die Stärke und das Eiweiß (Albumin) abgetrennt haben, setzen wir zu der abfiltrierten Flüssigkeit einige Tropfen einer verdünnten Säure. Als bald gerinnt die Flüssig-

keit aufs neue, es scheidet sich aus ihr ein Stoff ab, der mit dem Casein der Milch die größte Ähnlichkeit hat, und den wir als Pflanzen-casein bezeichnen.

Die Caseine haben die Eigenschaft, durch Säuren zum Gerinnen gebracht zu werden.

Vorkommen und Bedeutung der Eiweißstoffe.

§ 242. 1. In den Pflanzen kommen die Eiweißstoffe im allgemeinen ziemlich spärlich vor. Sie werden aus den in den Blättern gebildeten Kohlehydraten und den von den Wurzeln aufgenommenen Nitraten gebildet und kommen hauptsächlich in den Samen zur Ablagerung, wo sie als Nährstoffe für die junge Keimpflanze dienen. Manche Samen, die sehr viel Eiweiß enthalten, wie die Getreidekörner und Hülsenfrüchte, sind für uns äußerst wichtige Nahrungsmittel.

Im Körper der Menschen und Tiere finden sich dagegen Eiweißstoffe in großer Ausdehnung. Vor allem bilden sie hier einen unentbehrlichen Bestandteil des Protoplasmas der Zellen. Wird das Protoplasma, der Träger des Lebens, durch die Lebenstätigkeit verbraucht, so muß Ersatz geschafft werden, und den bieten die Eiweißstoffe, die wir in unserer täglichen Nahrung als unentbehrliche Bestandteile in Form von Fleisch, Eiern und Milch zu uns nehmen.

2. Wenn wir die mannigfaltigen Nahrungsmittel der Menschen und Tiere auf ihre Bestandteile untersuchen, so finden wir im wesentlichen nur die drei Gruppen: Kohlehydrate, Fette und Eiweißstoffe. Die beiden ersteren können bis zu einem gewissen Grade durch Eiweißstoffe ersetzt werden, dagegen nie die letzteren durch Fette und Kohlehydrate. Demnach ist der Wert eines Nahrungsmittels in erster Linie von seinem Gehalt an Eiweißstoffen abhängig.

XXIV. Zusammenstellung und Einteilung der Grundstoffe.

§ 243. Nachstehende Tabelle gibt eine Übersicht über alle Grundstoffe, von denen die wesentlichsten Eigenschaften, insbesondere die Atomgewichte, bis jetzt mit Sicherheit ermittelt werden konnten. Die Namen der wichtigeren Elemente sind an dem beigefügten * zu erkennen.

Nr.	Deutscher Name	Lat. oder griech. Name	Zeichen	Atomgewicht	Wertigkeit
1	*Aluminium	Aluminium	Al	27	III
2	*Antimon	Stibium	Sb	120	III u. V
3	Argon	Argon	A	40	0
4	*Arsen	Arsenicum	As	75	III u. V
5	*Baryum	Baryum	Ba	137	II
6	Beryllium	Beryllium	Be	9	II
7	*Blei	Plumbum	Pb	207	II u. IV
8	*Bor	Boron	B	11	III
9	*Brom	Bromum	Br	80	I
10	*Calcium	Calcium	Ca	40	II
11	Cäsium	Caesium	Cs	133	I
12	Cer	Cerium	Ce	140	III u. IV
13	*Chlor	Chlorum	Cl	35,5	I
14	*Chrom	Chromium	Cr	52	II, III u. VI
15	*Eisen	Ferrum	Fe	56	II u. III
16	Erbium	Erbium	Er	166	?
17	*Fluor	Fluor	F	19	I
18	Gadolinium	Gadolinium	Gd	156	?
19	Gallium	Gallium	Ga	70	III
20	Germanium	Germanium	Ge	72,5	IV
21	*Gold	Aurum	Au	197	I u. III
22	Helium	Helium	He	4	0
23	Indium	Indium	In	114	I, II u. III
24	Iridium	Iridium	Ir	193	IV

Nr.	Deutscher Name	Lat. oder griech. Name	Zeichen	Atomgewicht	Wertigkeit
25	*Jod	Jodum	J	127	I
26	Kadmium	Cadmium	Cd	112	II
27	*Kalium	Kalium	K	39	I
28	*Kobalt	Cobaltum	Co	59	II u. III
29	*Kohlenstoff	Carboneum	C	12	IV
30	Krypton	Krypton	Kr	82	0
31	*Kupfer	Cuprum	Cu	63,6	I. u. II
32	Lanthan	Lanthanium	La	139	III
33	Lithium	Lithium	Li	7	I
34	*Magnesium	Magnesium	Mg	24,4	II
35	*Mangan	Manganium	Mn	55	II, III, IV, VI u. VII
36	Molybdän	Molybdaenum	Mo	96	II—VI
37	*Natrium	Natrium	Na	23	I
38	Neodym	Neodymium	Nd	144	III
39	Neon	Neon	Ne	20	0
40	*Nickel	Niccolum	Ni	58,7	II u. III
41	Niob	Niobium	Nb	94	III u. V
42	Osmium	Osmium	Os	191	IV
43	Palladium	Palladium	Pd	106	II u. IV
44	*Phosphor	Phosphorus	P	31	III u. V
45	*Platin	Platina	Pt	195	II u. IV
46	Praseodym	Praseodymium	Pr	140,5	III
47	*Quecksilber	Hydrargyrum	Hg	200	I u. II
48	Rhodium	Rhodium	Rh	103	III
49	Rubidium	Rubidium	Rb	85,4	I
50	Ruthenium	Ruthenium	Ru	102	IV
51	Samarium	Samarium	Sa	150	III
52	*Sauerstoff	Oxygenium	O	16	II
53	*Schwefel	Sulfur	S	32	II
54	Selen	Selenium	Se	79	II
55	*Silber	Argentum	Ag	108	I
56	*Silicium	Silicium	Si	28,4	IV
57	Scandium	Scandium	Sc	44	III
58	*Stickstoff	Nitrogenium	N	14	III u. V
59	*Strontium	Strontium	Sr	88	II

Nr.	Deutscher Name	Lat. oder griech. Name	Zeichen	Atomgewicht	Wertigkeit
60	Tantal	Tantalum	Ta	183	III u. V
61	Tellur	Tellurium	Te	128	II
62	Terbium	Terbium	Tb	160	?
63	Thallium	Thallium	Tl	204	I u. III
64	Thorium	Thorium	Th	233	IV
65	Thulium	Thulium	Tu	171	?
66	Titan	Titanium	Ti	48	IV
67	Uran	Uranium	U	239	IV u. VI
68	Vanadin	Vanadium	V	51	III u. V
69	*Wasserstoff	Hydrogenium	H	1	I
70	*Wismut	Bismutum	Bi	209	III u. V
71	Wolfram	Wolframium	W	184	VI
72	Xenon	Xenon	X	128	0
73	Ytterbium	Ytterbium	Yb	173	III
74	Yttrium	Yttrium	Y	89	III
75	*Zink	Zincum	Zn	65,4	II
76	*Zinn	Stannum	Sn	119	II u. IV
77	Zirkon	Zirconium	Zr	91	IV

§ 244. Die Grundstoffe werden eingeteilt in **Metalle** und **Nichtmetalle** oder **Metalloide**. Die **Metalle** sind feste, schwere, undurchsichtige Stoffe, die sich durch lebhaften Glanz auszeichnen und sowohl Wärme als Elektrizität gut leiten. Den **Nichtmetallen** fehlen gemeinsame Kennzeichen, denn sie weisen in ihren sämtlichen Eigenschaften die größte Mannigfaltigkeit auf. Zu den **Metallen** gehören 58, zu den **Nichtmetallen** nur 19 Grundstoffe.

Die **Nichtmetalle** zerfallen in folgende Gruppen:

- I die einwertigen: *Wasserstoff, *Chlor, *Brom, *Jod und *Fluor;
- II die zweiwertigen: *Sauerstoff, *Schwefel, Selen und Tellur;
- III die drei- und fünfwertigen: *Stickstoff, *Phosphor und *Arsen;
- IV die vierwertigen: *Kohlenstoff und *Silicium nebst dem dreiwertigen *Bor;

V die nicht verbindungs-fähigen: Argon, Helium, Neon, Krypton und Xenon.

Bei den Metallen unterscheidet man:

A. Leichtmetalle (spez. Gew. < 4),

I die einwertigen Alkalimetalle: *Kalium, Rubidium, Cäsium, *Natrium und Lithium;

II die zweiwertigen Erdalkalimetalle: *Calcium, *Strontium *Barium, *Magnesium und Beryllium;

III die dreiwertigen Erdmetalle: *Aluminium und viele un-wichtige.

B. Schwermetalle (spez. Gew. > 4),

IV die Eisengruppe: *Eisen, *Nickel, *Kobalt und *Mangan; *Chrom, Molybdän, Wolfram und Uran; — *Zink und Radium;

V die Kupfergruppe: *Kupfer, *Quecksilber, *Silber, *Blei und Thallium;

VI die übrigen Metalle,

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

b) edle: *Gold, *Platin usw.

Sachverzeichnis.

- Abraumfalze 86.
Acetylen 166.
Achat 115.
Achtflächner 51, 57, 127.
Ackererde 101, 113, 120, 138.
Affinität 28.
Alabaster 73.
Alaun 18, 19, 124, 125.
Alaunschiefer 125.
Algen 23.
Alizarin 166, 167.
Alkalifalze 164.
Alkohol 149—155.
Alkohole 159.
Alkoholradikale 159.
Alkoholreihe 159.
Allotrope Modifikationen 110.
Allotropie 110.
Aluminium 35, 54, 55, 123—126, 132.
Aluminiumacetat 156.
Aluminiumbronze 132.
Aluminiumhydroxyd 123, 124.
Aluminiumoxyd 123.
Aluminiumsilikat 123, 124.
Aluminiumsulfat 123, 124.
Amalgame 132.
Ameisensäure 156.
Ameisensäureäthylester 161.
Amethyst 115.
Ammoniak 91, 105—107, 121, 171.
Ammoniakalaun 124.
Ammoniakflüchtigkeit 106, 107.
Ammoniakgas 90, 106—108.
Ammonium 107.
Ammoniumhydroxyd 107.
Ammoniumcarbonate 108.
Ammoniumnitrat 108.
Ammoniumsalze 107, 108.
Ammoniumsulfat 108, 109.
Ammoniumverbindungen 137.
Amorphes Silicium 116.
Amylalkohol 159.
Analyse 27.
Anhydrit 73.
Anilinblau 167.
Anilinfarben 91, 151, 166, 167.
Anlaufen der Metalle 8, 47, 130.
Anthrazit 81.
Antimon 4, 8, 9, 33, 54, 131.
Antimonasche 4.
Antimonoxyd 8.
Apatit 113.
Apfelsöl 161.
Äpfelsäure 158.
Appretieren (Appretur) 141, 142.
Arabisches Gummi 142.
Aragonit 84.
Argentum 126.
Argon 12.
Arrak 152.
Arzneimittel 62, 86, 91, 108, 125, 156, 162, 166, 168, 169.
Äsche 3, 8, 93, 137.
Äschenbestandteile der Pflanzen 137.
Asphalt 165.
Asphaltlack 165.
Assimilation 133, 140.
Äthan 165.
Äther 153, 160.
Ätherische Öle 95, 168.
Äthyl 159.
Äthylacetat 161.
Äthylalkohol 159, 166.
Äthyläther 160.
Äthylchlorid 161.
Äthylen 166.
Äthylnitrat 161.
Äthyloxyd 160.
Atmosphäre 1, 12.
Atmung 2, 9, 10, 15, 77, 133—135, 164.
Atome 39, 40.
Atomgewicht 40.
Atomgruppe 159—161.
Ägen des Glases 118, 119.
Ägkali 96.
Ägkalk 74.
Ägnatron 3, 69, 164.
Aufschließung der Phosphate 113.
Aufschließung des Tonens 122.
Augit 116.
Aurum 126.
Ausdehnung der Luft 2.
Ausdehnung des Wassers beim Gefrieren 17.
Ausgeatmete Luft 77.
Auslaugung der Äsche 93.
Avogadro's Hypothese 40.
Bäckerei 109, 152, 153.
Bakterien (s. auch Bazillen und Spaltpilze) 36, 106, 137, 154.
Bakterientröschchen 137.
Baldriansäure 160.
Balsame 169.
Baryt 75.
Barytwasser 76, 78.
Baryumhydroxyd 76.
Baryumcarbonat 79, 86.
Baryumsulfat 75.
Baryumverbindungen 75.
Basis 69, 71, 72.
Basisbildendes Metall 124.
Basische Reaktion 71, 74, 106.
Basisches Kupfercarbonat 156.
Basisches Salz 156.
Baumwollatlas 142.
Baumwolle 102, 142, 143.
Bazillen (s. auch Bakterien und Spaltpilze) 22, 23.
Beimengungen des Wassers 17.
Beize 125, 156.
Benzin 3, 165.
Benzol 166.
Bergkristall 115.
Berkefeld-Filter 23.
Berliner Blau 55.
Bernstein 170.
Bernsteinlack 170.
Beschlag (Wasser) 14.
Bessemer-Birne 60.

- Bestandteile der Luft 12, 13.
 Betrachtung der Natur 15.
 Bier 152.
 Bierhefe 149, 151.
 Bierwürze 152.
 Bildung von Nitraten 101.
 Bildung von Wasser 26.
 Bimsstein 48.
 Bindekraft der Atome 43.
 Birnöl 161.
 Bittersalz 49.
 Bitterwasser 86.
 Blattaluminium 123.
 Blattgold 34.
 Blattgrün 62.
 Blättriges Gefüge 75.
 Blaue Erde 170.
 Blaufärbung der Stärke 141.
 Blauhölz 22, 125.
 Blei 4, 8, 9, 21, 53, 54, 63, 127, 131.
 Bleiacetat 155, 156, 162.
 Bleiasche 4.
 Bleibaum 21.
 Bleichen 36, 47.
 Bleichmittel 35, 36, 47, 126.
 Bleiessig 156.
 Bleigehalt der Glasur 122, 156.
 Bleiglanz 51, 63, 127.
 Bleiglas 122.
 Bleiglätte 4, 155.
 Bleikammern 49.
 Bleioxyd 8, 122, 127, 155, 156.
 Bleipapier 171.
 Bleisilikat 118.
 Bleisuperoxyd 114.
 Bleiwasser 156.
 Bleiweiß 156.
 Bleizucker 21, 53, 155, 171.
 Blizlicht 86.
 Blume der Weine 161.
 Blut 172.
 Blutfibrin 172.
 Blutgefäße 9.
 Blutkuchen 172.
 Blutlaugensalz 55.
 Blutstein 57.
 Blutwasser 172.
 Bonbonzucker 146.
 Boussingault 137.
 Branntwein 152.
 Brauneisenstein 57.
 Brauner Glasfopf 57.
 Braunkohle 8, 89, 165.
 Braunkohlenteer 165.
 Braunstein 6, 32, 43, 114, 122.
 Brauselimonade 158.
 Brausepulver 94, 158.
 Brennen des Gipses 73.
 Brennen des Kaltes 84.
 Brennen der Lones 58, 121, 122.
 Brennstoffe 87—90, 151, 165.
 Bromkalium 128.
 Bromsilber 128, 129.
 Bronze 131.
 Brot 152, 153.
 Brunnenwasser 17, 21, 22, 77.
 Buchöl 163.
 Bunsenscher Brenner 92.
 Butan 166.
 Butter 163.
 Buttersäure 157, 160.
 Butylalkohol 159.
 Calamiten 89.
 Calcium 74, 75, 120, 137.
 Calciumhydroxyd 71, 74, 75, 85.
 Calciumfarbid 166.
 Calciumcarbonat 78, 83—85, 94, 102, 118, 164.
 Calciumnitrat 100, 102.
 Calciumogalat 158.
 Calciumoxyd 74, 75, 84.
 Calciumphosphat 113, 137.
 Calciumsilikat 117, 124.
 Calciumsulfat 74, 75, 113, 137.
 Carboneum 43.
 Carnallit 64, 96.
 Cer 93.
 Chemie 15, 16.
 Chemische Formel 38.
 Chemische Verbindung 8, 11, 12.
 Chemische Verwandtschaft 28, 34, 61.
 Chemischer Vorgang 15, 16.
 Chemisches Gleichgewicht 61.
 Chilisalpeter 98, 101.
 Chlor 32—36, 43, 44, 67, 70, 71, 137.
 Chloraluminium 35, 123.
 Chlorammonium 105, 107, 108.
 Chlorbaryum 76.
 Chlorcalcium 14, 74, 75, 77.
 Chloreisen 52, 55.
 Chlorentwicklung 33, 43.
 Chlorgas 32, 36, 55.
 Chlorkalium 96.
 Chlorlalk 36, 74.
 Chlorkupfer 43.
 Chlormagnesium 35, 42, 86, 96.
 Chlormangan 43.
 Chlornatrium (s. auch Kochsalz) 70, 71, 74, 101, 128.
 Chlorophyll 133, 135—137.
 Chlorquecksilber 43.
 Chlorsaures Kalium 6.
 Chlor Silber 128, 129.
 Chlorum 38.
 Chlorwasser 35.
 Chlorwasserstoff (s. auch Salzsäure) 34, 35, 43, 74.
 Chlorzink 35, 42.
 Chrysopras 115.
 Cyanalkaliumlösung 128.
 Daniell'scher Hahn 28.
 Davy'sche Sicherheitslampe 92.
 Dehnbarkeit der Edelmetalle 127.
 Denaturierter Spiritus 151.
 Derbe Massen 45.
 Desinfizierien 36, 47.
 Desinfektionsmittel 36, 47, 98, 117.
 Destillation 19, 45, 165.
 Destilliertes Wasser 19—21.
 Dextrin 141, 148.
 Diamant 81.
 Diastase 145, 152.
 Diatomeen 23, 115.
 Dichte der Luft 1.
 Dichte des Wassers 16.
 Dichter Brauneisenstein 57.
 Dichter Kalkstein 84.
 Dichter Magnesit 85.
 Dichter Koteisenstein 57.
 Dimagnesiumphosphat 112.
 Dinatriumphosphat 112.
 Dolomit 85.
 Doppelbrechung des Lichtes 84.
 Doppeltkohlen saures Natron 94.
 Doppelverbindungen 124, 125.
 Dornstein 65.
 Dreibasische Säure 112, 161.
 Dreiwertige Grundstoffe 43, 44, 55, 108, 123, 177—180.
 Dreiwertiger Stickstoff 108.

- Druckerei 125, 141.
 Drummondsches Kalklicht 29.
 Dufstoffe 168.
 Düngemittel 96, 99, 108, 113, 138.
 Dynamit 102.
 Ebonit 169.
 Edelmetalle 127, 180.
 Edelsteine 81, 123.
 Eidotter 171, 172.
 Eieröl 172.
 Einbasische Säure 72, 161.
 Einpöfeln des Fleisches 98.
 Einteilung der Grundstoffe 179.
 Einwertige Alkohole 160.
 Einwertige Grundstoffe 43, 44, 177—180.
 Eis 16, 17, 23.
 Eisen 4, 5, 7—9, 11, 12, 49—52, 54—60, 123.
 Eisenasche 4, 5, 7, 10.
 Eisenchlorid 55, 63.
 Eisenchlorür 55, 56.
 Eisenerze 57, 58, 61.
 Eisengehalt der Nahrungsmittel 62.
 Eisengehalt der Pflanzen 62, 137.
 Eisengehalt des Blutes 62, 172.
 Eisengehalt des Lones 122.
 Eisengewinnung 58, 61.
 Eisenglanz 57.
 Eisenhydroxyd 54, 58, 120.
 Eisenkies 50, 61.
 Eisenoxyd 8, 55—58, 69.
 Eisenoxyde 56, 60.
 Eisenoxydhydrat 57.
 Eisenoxydul 55, 62.
 Eisenoxyduloryd 56.
 Eisenpillen 62.
 Eisenpat 61.
 Eisensulfat 49.
 Eisenvitriol 49, 55, 63.
 Eisessig 155.
 Eiweiß 137, 171—176.
 Eiweißstoffe 136, 137, 147, 170—176.
 Elektrische Zersetzung 23, 24, 32, 67, 71, 86, 123.
 Elemente 9.
 Emulsion 173.
 Entfärbungsmittel 21, 22, 33, 35, 36, 46, 47, 126.
 Entphosphorung des Eisens 113.
 Entwickeln (Photographie) 129.
 Eosin 167.
 Erde 9.
 Erdfälle 73.
 Erdiger Brauneisenstein 57, 58.
 Erdiger Roteisenstein 57.
 Erdnußöl 163.
 Erdöl 164, 165.
 Erdrinde 9.
 Erfrischungsmittel 158.
 Erhaltung der Masse 37.
 Erhaltung des Gewichtes 37.
 Ernährung d. Pflanzen 101, 132—139, 148.
 Erstarrungskristalle 46.
 Erzeugnisse der Assimilation 140.
 Erzeugnisse des Steinkohlenteers 166, 167.
 Essig 30, 36, 154.
 Essigäther 161.
 Essigmutter 154.
 Essigpilz 154.
 Essigsäure 154—157.
 Essigsäureäthylester 161, 162.
 Essigsäure Salze 155, 156.
 Essigsäure Tonerde 125, 156.
 Essigsäures Aluminium 156.
 Essigsäures Blei 155.
 Essigsäures Kupfer 156.
 Ester 161.
 Fällung 21.
 Fällungsmittel 21.
 Färberei 55, 108, 125, 156.
 Farbholzbrühe 22, 125.
 Farbblat 125.
 Farbstoffe 33, 55, 58, 125, 128, 156, 164, 166—168.
 Färbung der Boden- und Felsarten 57, 120.
 Färbung der Flamme 67, 68, 94, 96, 99, 117.
 Farin 148.
 Farne 89.
 Faule Eier 52.
 Fäulniserregere 36.
 Feldspat 29, 116, 119—121.
 Fenchelöl 168.
 Fensterglas 118.
 Ferrum 55.
 Feste Fette 163.
 Feste Kohlen Säure 79, 80.
 Fester Kohlenwasserstoff 169.
 Feste Phosphorsäure 112.
 Feste Stoffe im Wasser 17.
 Feste Verhältnisse 37.
 Fette 95, 162—164, 176.
 Fettsäuren 157, 162.
 Fettsäures Kalium 164.
 Fettsäures Natrium 164.
 Feuchte Luft 14.
 Feuchtwerden des Kochsalzes 86.
 Feuer 9.
 Feuerbrücke 59.
 Feuerzeugung 45, 114.
 Feuerfester Ton 59, 90.
 Feuerluft 9.
 Feuerstein 115.
 Fibrin 172, 175.
 Filter 22.
 Filtrieren 22.
 Filtrierpapier 22, 142.
 Firnis 164, 167, 168, 170.
 Fixieren (Photograph.) 129.
 Glach 143.
 Flamme 92, 93.
 Fleisch 173.
 Fleischhaft 173.
 Flüchtige Öle 168.
 Fluor 119.
 Fluorcalcium 119.
 Fluoreszenz 118.
 Fluorflücium 119.
 Fluorwasserstoff 119.
 Flüssige Fette 163.
 Flüssige Kieselsäure 117.
 Flüssige Kohlen Säure 79.
 Flüssiger Phosphorwasserstoff 111.
 Flüssiges Wasser 16.
 Flußsäure 119.
 Flußpat 118.
 Flußwasser 16, 20, 77.
 Freiwerdender Wasserstoff 63, 105.
 Fricchen 59.
 Fruchtäther 161.
 Fruchtzucker 145—148.
 Fuchsin 167.
 Fünfsäckzwillfächner 50.
 Fünfwertige Grundstoffe 108, 177—179.
 Fünfwertiger Stickstoff 108.
 Fuselöl 159.
 Galläpfelauszug 159.
 Galläpfeltinktur 55.

- Gallertartige Kieselsäure 117, 122.
 Gallustinte 158.
 Galvanische Batterie 24.
 Gärung 149, 152, 153.
 Gasförmige Stoffe 1, 3, 17, 32.
 Gasglühlicht 93.
 Gasöfen 10.
 Gasolin 165.
 Gasometer 6, 7, 28.
 Gaswasser 91, 108.
 Gefläße 2, 58.
 Gebrannte Magnesia 4, 85.
 Gebrannter Gips 73, 74.
 Gebrannter Kalk 21, 74, 84.
 Gebrannter Ton 121.
 Gebrannter Zucker 146.
 Gediegenes Eisen 61.
 Gediegenes Gold 127.
 Gediegenes Platin 128.
 Gediegenes Silber 127.
 Gefrieren d. Quecksilbers 80.
 Gefrieren d. Wassers 16, 17.
 Geigenharz 168.
 Geistige Getränke 151, 152.
 Gelatine 129, 173.
 Gelber Phosphor 109, 114.
 Gelbes Blutlaugensalz 55.
 Gelbfärbung der Flamme 67, 68, 94, 117.
 Gelöschter Kalk 74, 84.
 Gemeiner Quarz 115.
 Gemenge 11, 12.
 Gemischte Äther 160.
 Gerberei 125, 159.
 Gerbsäure 158, 159.
 Gerbsaures Eisen 158.
 Geronnenes Eiweiß 171.
 Gerstenmalz 152.
 Gerstenzucker 146.
 Gesättigte Lösung 18, 19.
 Gesetz der Erhaltung der Masse 37.
 Gesetz der festen Verhältnisse 37.
 Gesetz der vielfachen Verhältnisse 56.
 Gesundbrunnen 18.
 Gewicht 37.
 Gewicht der Kohlensäure 78.
 Gewicht der Luft 2.
 Gewicht des Stickstoffs 11.
 Gewichtsverlust 3.
 Gewichtszunahme bei der Verbrennung 3, 5.
 Gewinnung d. Eisens 58, 61.
 Gewinnung des Essigs 154, 155.
 Gewinnung des Goldes 128.
 Gewinnung des Kochsalzes 64, 65.
 Gewinnung d. Leuchtgas. 90.
 Gewinnung des Natronglases 118.
 Gewinnung d. Schwefels 46.
 Gewinnung der Schwefelsäure 49, 61.
 Gewinnung des Silbers 127.
 Gewitterregen 101.
 Gichtgase 83.
 Gips 17, 30, 65, 72—76.
 Glas 117, 118.
 Glasbereitung 118.
 Glaskopf 57.
 Glasöfen 117, 118.
 Glasur 121, 122, 156.
 Glaubersalz 72, 125.
 Gleichgewicht 61.
 Gleichung 38.
 Gletschereis 16.
 Glimmer 116, 124.
 Glycerin 52, 95, 102, 162, 164.
 Glycerinester der Fett Säuren 162.
 Gneis 119.
 Gold 101, 126, 127, 130, 131.
 Goldbad 129.
 Goldchlorid 130.
 Goldchlorwasserstoffsäure 130.
 Goldgewinnung 128.
 Goldlegierungen 131.
 Goldlösung 129, 130.
 Gradierwerk 65.
 Granat 116, 124.
 Granit 119.
 Graphit 33, 81.
 Graupeln 20.
 Kreuzkohlenwasserstoffe 166.
 Grubengas 43, 91, 92, 165.
 Grudeofen 165.
 Grundstoffe 9, 37.
 Grundwasser 16, 22.
 Grünspan 156.
 Guano 113.
 Gummi 142, 148.
 Gummilösung 114.
 Gußeisen 54, 59.
 Guttapercha 169.
 Hammeltalg 163.
 Hammerschlag 56.
 Hämoglobin 172.
 Hanf 143.
 Härte des Wassers 20, 73.
 Hartes Quecksilber 80.
 Hartgummi 169.
 Harz 167, 168.
 Hefe 149.
 Hefepilz 151.
 Heilmittel 62, 86, 91, 108, 125, 156, 162, 166, 168, 169.
 Heizkraft der Flamme 93.
 Heizstoffe 81, 83, 165.
 Heptan 166.
 Heptylalkohol 159.
 Hexan 166.
 Hexylalkohol 159.
 Hirschhornsalz 108.
 Hitze d. Knallgasflamme 29.
 Hitze der Wasserstoffflamme 27.
 Hochöfen 58, 83.
 Hochofenkohle 59.
 Höhe der Atmosphäre 1.
 Höhlenbildung 73, 78.
 Höllestein 128, 129.
 Höllesteinlösung 21, 129.
 Holz 3, 87, 89, 91, 143.
 Holzessig 87, 155.
 Holzgeist 151.
 Holzkohle 8, 59, 81, 87, 88, 98.
 Holzstoff 142.
 Holzteer 87.
 Hornblende 116.
 Hüfseisenmagnet 5.
 Hydrargyrum 38.
 Hydrogenium 38.
 Hydrogide 71.
 Hydroxylgruppe 160, 166.
 Hypothese von Avogadro 40.
 Imprägnieren 117.
 Indigo 166, 167.
 Indigolösung 32, 35, 36.
 Infraktionen 18.
 Invertzucker 147.
 Isländischer Doppelspat 84.
 Jod 141.
 Jodkalium 128, 141.
 Jodsilber 128.
 Jodtinktur 141.
 Kadmium 131.
 Kainit 64, 96.
 Kalialaun 124, 125.

- Kalifeldspat 124.
 Kaliglas 87, 118.
 Kaliglimmer 124.
 Kalilauge (s. auch Kaliumhydroxyd) 95, 96.
 Kalifaltpeter 98—100, 104.
 Kalifalze 64.
 Kaliseife 95.
 Kalium 94—96, 99, 131, 137.
 Kaliumchlorat 86.
 Kaliumhydroxyd (s. auch Kalilauge) 71, 94—96.
 Kaliumcarbonat 94.
 Kaliumnitrat 100, 102.
 Kaliumphosphat 112.
 Kaliumsilikat 116.
 Kaliumsulfat 96.
 Kaliumwasserglas 117.
 Kalk 17, 20, 21, 30, 101, 120.
 Kalkbrennen 74, 84.
 Kalkfeldspat 124.
 Kalklicht 29.
 Kalkpat 83—85.
 Kalkstein 84, 85.
 Kalkwasser 21, 74, 76, 77, 94, 113.
 Kältemischung 74.
 Kalzierte Soda 94, 97.
 Kämpfer 143, 168.
 Kandiszucker 146.
 Kaolin 120, 121, 125.
 Karamel 146.
 Karbonsäure 91, 166.
 Carbonate des Ammoniums 108.
 Carbonylgruppe 161.
 Carneol 115.
 Kartoffelstärke 140, 141.
 Käse 174.
 Kasein 174, 176.
 Käsestoff 174.
 Kautschuk 168, 169.
 Keimung 134, 145.
 Kernseife 95.
 Kieselstein 17, 30, 78.
 Kies 22.
 Kieselgur 23, 102, 115, 116.
 Kieselsäure 116, 117, 119, 122, 138.
 Kieselsaure Salze 120.
 Kieselsaure Tonerde 122.
 Kieselsaures Aluminium 123.
 Kieselglas 115.
 Kirschbraunwein 152.
 Kleber 175.
 Klebmittel 141, 142, 175.
 Kleealz 158.
 Kleeäure 158.
 Kleister 140, 141, 175.
 Knallgas 25, 28, 29.
 Knallgasgebläse 29.
 Knochenkohle 22, 81.
 Knochenöl 163.
 Kochsalz (s. auch Chlor-natrium) 30, 31, 64—67, 69, 70, 71, 86, 95, 96.
 Cognak 152.
 Kohle 3, 58—60, 81, 82, 171.
 Kohlegehalt der Eisenarten 59, 60.
 Kohlehydrate 148, 176.
 Kohlendioxyd (s. auch Kohlen-säure) 82—85, 94, 116, 149, 156.
 Kohlendunst 82.
 Kohlenmeißel 88.
 Kohlenoxyd 82, 83.
 Kohlenäure (s. auch Kohlen-dioxyd) 9, 12, 15, 18, 76—82, 120, 124.
 Kohlenäure - Anhydrid (s. auch Kohlendioxyd und Kohlenäure) 82, 124, 132—136.
 Kohlenäuregehalt der Luft 15, 77.
 Kohlenäures Baryum 78.
 Kohlenäures Calcium 78.
 Kohlenstaub 92.
 Kohlenstoff 43, 44, 80, 81, 83, 89, 93, 132, 134, 171.
 Kohlenwasserstoffe 90—92, 165.
 Kohlenwasserstofffreien 165, 166.
 Kokoßnußbutter 163.
 Kokoßöl 95, 157.
 Koks 58, 90.
 Kolloidium 143.
 Kolophonium 125, 168.
 Komposthaufen 101.
 Königswasser 116, 130.
 Konstanter Apparat 27.
 Konzentration der ein-wirkenden Stoffe 61.
 Körperwärme 9.
 Korund 123.
 Krankheitsreger 36.
 Kreide 29, 84.
 Kreislauf des Kohlenstoffs 134.
 Kreislauf des Wassers 20.
 Kremortartari 157.
 Kristalle 19, 45, 46, 49—51, 57, 65, 66, 72, 73, 75, 79, 84, 85, 94, 96, 102, 107, 112, 114—116, 118, 123, 124, 127, 146, 166, 167.
 Kristallform 66.
 Kristallglas 118.
 Kristallinischer Zucker 146.
 Kristallisierte Zucker 146.
 Kristallisiertes Silicium 116.
 Röhren 118.
 Kümmelöl 168.
 Kunstbutter 163.
 Kupfer 21, 28, 34, 41, 48, 49, 50, 51, 60, 101, 102, 129, 132, 137, 156.
 Kupferacetat 156.
 Kupferhydroxyd 156.
 Kupfercarbonat 156.
 Kupferfies 51.
 Kupfernitrat 101.
 Kupferoxyd 27, 28, 41, 42, 50, 156.
 Kupfersulfat 49, 50, 53.
 Kupfervitriol 18, 21, 49.
 Lack 165, 167, 168, 170.
 Lackfarben 125.
 Lachmus 30, 32, 69, 70, 72, 81.
 Lachmuslösung 32, 35, 69, 70.
 Lachmuspapier 31, 33.
 Langsame Oxydation 8.
 Lapis Lazuli 125.
 Lasuren 125.
 Laubhölzer 89.
 Lavendelöl 168.
 Lebensluft 9.
 Lebertran 163.
 Leder 159.
 Legierung 131.
 Lehm 120, 122.
 Leichtmetalle 180.
 Leim 114, 125, 173.
 Leimen des Papiers 125.
 Leimfarben 173.
 Leinenfasern 143.
 Leinöl 163.
 Lepidodendren 89.
 Letternmetall 131.
 Leuchtgas 34, 82, 90—93, 108, 166.
 Leuchtkraft der Flamme 92.
 Leuchtpetroleum 165.
 Leuchtstoffe 81, 157, 163—166.
 Lichtentwicklung 8, 35, 98.
 Liebig 137.

- Liebig'scher Kühler 19.
 Lignin 142.
 Lökore 168.
 Lodere Tone 75.
 Lohc 159.
 Löfchen des gebrannten
 Kalkes 21, 74.
 Löslichkeit 18.
 Löslichkeit der Seife 95.
 Löslichkeit des Calcium-
 karbonats 78.
 Löslichkeit des Gipses 73.
 Löslichkeit des Kochsalzes 67.
 Löslichkeit des Phosphors
 109.
 Löslichkeit unter Druck 77.
 Lösungsmittel 18, 46, 109,
 116, 123, 128, 142, 150,
 151, 153, 162, 168.
 Lötmittel 108.
 Luft 1, 2, 9, 11—15, 77.
 Luftdruck 2.
 Luftheizung 14.
 Lüftung der Zimmer 19.
 Luftwasser 20.
 Luftzug 1.
 Lungenbläschen 9.
- M**
 Magermilch 173.
 Magnalium 132.
 Magnesia 4, 85.
 Magnesiasglimmer 124.
 Magnesit 85.
 Magnesitpat 85.
 Magnesium 4, 8, 9, 15, 35,
 41, 42, 49, 55, 80, 86,
 112, 116, 132, 137.
 Magnesiumasche 4, 8.
 Magnesiumkarbonat 85, 86.
 Magnesiumoxyd 8, 9, 16,
 41, 42, 80, 85, 86, 116.
 Magnesiumphosphat 112.
 Magnesiumsalze 86.
 Magnesiumsulfat 124.
 Magnesiumsulfat 49, 53, 86.
 Magnet 5, 57.
 Magnetisenstein 57.
 Magnetnadel 57.
 Majolika 122.
 Malzzucker 146, 148.
 Mangan 43, 54.
 Manganchlorür 43, 44.
 Manganhyperoxyd (s. Braun-
 stein) 32, 43, 44.
 Margarine 163.
 Marienglas 73.
 Marmor 77, 84.
- Masse 37.
 Mauerfalpeter 102.
 Meerwasser 16, 64, 86.
 Mehlkleister 175.
 Melasse 148.
 Melis 148.
 Mengenverhältnisse der Luft-
 bestandteile 12—14.
 Messing 131.
 Metalle 8, 54, 126—128,
 179.
 Metalloide 179.
 Metallputz 30, 57, 107.
 Meteoriten 61.
 Methan 165, 166.
 Methyl 159.
 Methylalkohol 159, 166.
 Methyläther 160.
 Methyl-Äthyläther 160.
 Methylchlorid 161.
 Methylsilyd 159.
 Methylviolett 167.
 Mikroskop 11, 12.
 Milch 153, 173, 174.
 Milchsäure 153, 157, 174.
 Milchsäurebazillus 153.
 Milchzucker 146, 148, 153,
 174.
 Mineralquellen 17.
 Mineralwasser 17.
 Modifikationen 110.
 Mohöl 163.
 Molekulargewicht 40.
 Moseföle 40.
 Wolke 174.
 Monocalciumphosphat 113.
 Monomagnesiumphosphat
 112.
 Mononatriumphosphat 112.
 Mörtel 84, 85.
 Mundwasser 6.
 Münzen 131.
 Muskelfaserstoff 173.
 Muskelfibrin 173.
 Muskelfleisch 173.
 Myrrhe 169.
 Myrrholin 169.
 Myrrhentinktur 169.
- N**
 Nadelhölzer 89.
 Nährstoffe der Pflanzen 108,
 113, 132—139.
 Nahrungsmittel 141, 143,
 146, 149, 164, 176.
 Naphtalin 166, 167.
 Natrium 67—70, 99, 124,
 125, 131, 137.
- Natriumbikarbonat 94.
 Natriumbisulfat 72.
 Natriumhydroxyd (s. auch
 Natronlauge) 69—71, 94,
 95.
 Natriumkarbonat 94.
 Natriumnitrat 100.
 Natriumoxyd 67, 69, 70.
 Natriumphosphat 112.
 Natriumsulfat 116, 124.
 Natriumsulfat 72, 118, 125.
 Natriumthiosulfat 128, 129.
 Natronfelspat 124.
 Natronglas 117, 118.
 Natronlauge (s. auch Na-
 triumhydroxyd) 69, 72,
 74, 94, 95, 110, 116,
 123, 129.
 Natronfalpeter 98—100, 104.
 Natronseife 95.
 Natronwasserglas 117.
 Naturbeschreibung 15.
 Naturkörper 15.
 Naturlehre 15.
 Naturwissenschaften 15.
 Nebel 16.
 Nebelform des Wassers 14.
 Nebenbestandteile der Luft
 13, 14.
 Nebenprodukte der Gas-
 fabrikation 91.
 Negatives Bild 129.
 Neigungswinkel der Kristall-
 flächen 66.
 Nelkenöl 168.
 Neubildung des Kochsalzes
 69.
 Neufilber 132.
 Neutrale Reaktion 70.
 Neutrales Salz 72.
 Nichtmetalle 179.
 Nickel 29, 132.
 Nicker Schlag 21.
 Nitrate 101, 176.
 Nitrogenium 43, 104.
 Nitroglycerin 102, 162.
 Normales Salz 72.
- O**
 Übergärung 152.
 Otaeder 57, 81, 118.
 Öle 162—164.
 Olein 162, 163.
 Olivenöl 163.
 Ölsäure 157, 162.
 Organische Phosphorver-
 bindungen 113.
 Organische Säuren 157.

- Oxalate 158.
 Oxalsäure 158.
 Oxalsäure Salze 158.
 Oxyd 8.
 Oxydation 8, 9, 28.
 Oxydation des Alkohols 155.
 Oxydationsmittel 36, 48, 100.
 Oxyde des Eisens 56, 60.
 Oxyde des Schwefels 50.
 Oxyde des Stickstoffs 102, 103.
 Oxydieren 8, 28, 36.
 Oxygenium 8, 38.
 Palmen 89.
 Palmfett 163.
 Palmin 163.
 Palmitin 162, 163.
 Palmittinsäure 157, 160, 162.
 Palmöl 95, 157.
 Papier 142—144.
 Papierfabrikation 125, 143, 144.
 Paraffin 114, 157, 165.
 Patina 156.
 Pech 167.
 Pentan 166.
 Pergamentpapier 142.
 Petroleum 3, 67, 164—166.
 Petroleumäther 165.
 Pfefferminzöl 168.
 Pflanzeneiweiß 174, 175.
 Pflanzenernährung 101, 132—139, 148.
 Pflanzensibrin 175.
 Pflanzenseife 176.
 Pflanzentunde 15.
 Pflanzenseim 175.
 Phosphate 112, 113.
 Phosphatgehalt der Ackererde 113.
 Phosphatgehalt der Knochen 112.
 Phosphatgehalt der Samen 112.
 Phosphatgehalt des Blutes 112.
 Phosphor 3, 7, 9, 12, 13, 33, 34, 109—112, 114, 137.
 Phosphoreszenz 118.
 Phosphorit 113.
 Phosphorsäure 111—113.
 Phosphorsäure-Anhydrid 110, 111.
 Phosphorsaure Salze 112.
 Phosphorwasserstoff 111.
 Photographieren 128, 129.
 Physik 15.
 Physikalischer Vorgang 15, 16.
 Pikrinsäure 166.
 Pilze 136.
 Plastischer Schwefel 45.
 Platin 17, 24, 29, 101, 126—128, 130, 155.
 Platinchlorid 130.
 Platinschwefelwasserstoffsäure 130.
 Platinerz 128.
 Platinmohr 127, 155.
 Platinschwamm 127.
 Plumbum 63.
 Poliermittel 57.
 Porphyr 119.
 Portlandzement 85.
 Porzellan 29, 120, 121.
 Porzellanerde 120, 121.
 Positives Bild 129.
 Pottasche 14, 93—95, 102, 116—118, 125, 157.
 Präerzsalz 99.
 Preßhefe 152.
 Produkte der Atmung 14, 15, 76, 77, 134—136.
 Propan 165.
 Propionsäure 160.
 Propylalkohol 159.
 Protoplasma 176.
 Prüfung des Wassers 95.
 Ruedelofen 59.
 Ruzmittel 30, 57, 107.
 Rurit 51.
 Quarz 94, 114—119, 121.
 Quarzsand 116—118.
 Quecksilber 4, 5, 8, 9, 11, 38, 42, 50, 51, 80, 128, 132.
 Quecksilberasche 4, 5.
 Quecksilberoxyd 6, 8, 9, 11, 16, 42.
 Quellen 120.
 Quellwasser 16, 17, 20, 22, 73, 76, 77.
 Rahm 173.
 Ranzigwerden der Butter 163.
 Rauch 3, 94.
 Rauchloses Pulver 161.
 Rauchtogas 115.
 Raumverhältnis der Luftbestandteile 12, 13.
 Reagens 21, 76, 112.
 Reduktion 28.
 Reduktion der Eisenoxyde 58—60, 83.
 Reduktion der Gold- und Platinverbindungen 130.
 Reduktion des Silberoxyds 130.
 Reduktion des Stickstoffoxyds 104.
 Reduktionsmittel 21, 28, 42, 48, 49, 58, 60, 82, 83, 102, 104, 116, 123, 124, 127, 129, 130.
 Reduzieren 28.
 Reduzierende Flüssigkeit (Photographie) 129.
 Reduziertes Eisen 58.
 Regen 16.
 Regenwasser 20, 22, 77.
 Regulierofen 2.
 Reis 16.
 Reinigungsmittel 50, 94, 95, 106, 107, 153, 163.
 Reserverstoffe 140, 164.
 Rhomboeder 83—85, 123.
 Rindertalg 95, 163.
 Rizinusöl 163.
 Roheisen 59, 60.
 Rohpetroleum 165.
 Rohrzucker 145—148.
 Rosanilin 167.
 Rosenöl 168.
 Rost 58.
 Rosten von Schwefelkies 49, 61.
 Rote Blutkörperchen 172.
 Roteisenstein 57.
 Rötelf 57.
 Rote rauchende Salpetersäure 100.
 Roter Glaskopf 57.
 Roter Ocker 57.
 Roter Phosphor 109, 144.
 Rotholz 22, 125.
 Rübenzucker 147.
 Rubin 123.
 Rüböl 163.
 Rum 152.
 Rumessenz 161.
 Ruß 34, 36, 92.
 Sago 140.
 Sahne 173.
 Saline 65.
 Salmiak 44, 105, 107, 108, 122.

- Salmiakgeist 106.
 Salpeter 18, 19, 98, 105.
 Salpeterbildung 101.
 Salpeterlager 101.
 Salpetersäure 99—103, 112.
 Salpetersäureäthylester 161.
 Salpetersäure-Glycerinester 162.
 Salpetersaure Salze 101, 106.
 Salpetersaures Silber 128.
 Salzartige Verbindungen 161, 164.
 Salzbergwerke 64.
 Salze 35.
 Salzführende Quellen 64.
 Salzgärten 64.
 Salzgehalt der Meere 17, 64, 67.
 Salzgehalt d. Wassers 17, 21.
 Salzlager 64.
 Salzsäure 12, 30—32.
 Salzsäureäthylester 161.
 Salzsäuremethylester 161.
 Salzsäuregas 31, 32, 34.
 Salziederei 65.
 Sand 6, 22, 85, 115, 120.
 Sandstein 115.
 Saphir 123.
 Sättigung 18.
 Sauerbrunnen 18, 77.
 Säuerlinge 77.
 Sauerstoff 6—9, 12, 13, 43, 44, 74, 98, 99, 132.
 Sauerstoffausscheidung der Pflanzen 133.
 Sauerstoffgehalt der Luft 13, 14.
 Sauerstoffüberträger 49.
 Sauerstoffverbindungen des Eisens 55—57.
 Sauerteig 153.
 Sauerwerden der Milch 153, 174.
 Säure 30, 35, 72.
 Säure-Anhydride 82, 111, 116.
 Säurebildendes Metall 124.
 Saures oxalsaures Kalium 158.
 Saures Salz 72, 96, 157.
 Saures weinsaures Kalium 157.
 Schamottesteine 122.
 Scheidewasser 101.
 Scheidung der Edelmetalle 101.
 Schellack 98, 169, 170.
 Schießbaumwolle 102, 143.
 Schießpulver 97, 98.
 Schlacke 58, 59.
 Schlagende Wetter 92.
 Schleimmittel 115, 123.
 Schmalz 95, 163.
 Schmelzbarkeit des Kochsalzes 66.
 Schmelzpunkt des Platins 29.
 Schmiedeeisen 54, 59.
 Schmieden des Eisens 4.
 Schmiermittel 164, 165.
 Schmieröl 165.
 Schmierseife 95.
 Schmirgel 123.
 Schmuckstein 125.
 Schnee 16, 20, 23.
 Schnellleifigfabrikation 154.
 Schwarzbrot 153.
 Schwefel 3, 7, 9, 11, 12, 41—46, 74, 98, 114, 137, 171.
 Schwefelbaryum 76.
 Schwefelblei 51, 53.
 Schwefelblumen 45.
 Schwefelcalcium 74, 75.
 Schwefeldioxyd 46, 47, 49, 52, 82.
 Schwefeleisen 12, 50—53, 63.
 Schwefelfaden 46.
 Schwefelholz 46.
 Schwefelkies 49—51, 61, 75.
 Schwefelkohlenstoff 46, 109.
 Schwefelkupfer 50, 51, 53.
 Schwefelmetalle 53.
 Schwefelnatrium 68, 71.
 Schwefelquecksilber 50, 51.
 Schwefelquellen 18.
 Schwefelsäure 10, 46—50, 53, 61, 75.
 Schwefelsaure Salze 49.
 Schwefelsaure Tonerde 123.
 Schwefelsilber 53, 130, 172.
 Schwefelwasserstoff 18, 52, 53, 63, 125, 171.
 Schwefelwasserstoffwasser 52, 53, 130.
 Schwefelzink 51.
 Schweflige Säure 46, 47, 81, 82.
 Schwefligsäure-Anhydrid 82.
 Schweinfurter Grün 156.
 Schwermetalle 180.
 Schwerspat 75.
 Sechseckige Pyramide 115.
 Sechseckige Säule 84, 113, 115.
 Seetang 93.
 Seewasser 16.
 Seife 69, 95, 164, 168.
 Seifenlauge 95.
 Seifenleim 95.
 Seifenlösung 20, 21, 25, 28.
 Seifenstein 69.
 Sesamöl 163.
 Siegellack 170.
 Sigillarien 89.
 Silber 126—129, 131, 180.
 Silberblei 127.
 Silberdraht 127.
 Silberlegierungen 131.
 Silbernitrat 128, 129.
 Silberoxyd 129.
 Silicium 116.
 Siliciumdioxyd 116.
 Silikate 116, 117.
 Sirup 148.
 Solanoeder 84.
 Soda 93—95.
 Solaröl 165.
 Sole 64—66.
 Solquellen 18, 86.
 Spaltbarkeit 66, 73, 124.
 Spaltpilze (s. auch Bakterien und Bazillen) 36, 154.
 Spateisenstein 61.
 Spezifisches Gewicht des Eisens 16.
 Spiegelscheiben 118.
 Spiritus (s. auch Alkohol) 3, 10, 148, 151, 152, 159.
 Spritzen des Silbers 127.
 Sprengkohle 100.
 Sprengmittel (Sprengstoffe) 97, 98, 102, 166.
 Sprengöl 102.
 Sprengpulver 98.
 Sprudelstein 18.
 Stahl 7, 54, 59.
 Stahlbereitung 59.
 Stahlflasche 7.
 Stahlquellen 18.
 Stanniol 33.
 Stärke 139—142, 144, 145, 148.
 Stärkergummi 142.
 Stärkekleister 140, 144.
 Stärkemehl 141.
 Stärkesirup 144.

- Stärkezucker 144.
 Staub 15.
 Stearin 3, 162.
 Stearinserjen 157, 163, 164.
 Stearinsäure 157, 160, 162.
 Steingut 122.
 Steinkohle 81, 89, 90.
 Steinkohlenteer 166, 167.
 Steinkunde 15.
 Steinsalz 64, 66.
 Stickstoff 10, 11, 43, 44, 99, 104, 105, 108, 136, 137, 171.
 Stickstoffaufnahme der Pflanzen 137.
 Stickstoffbakterien 137.
 Stickstoffdioxid 103, 104.
 Stickstoffgehalt der Luft 13, 14.
 Stickstoffgehalt d. Nahrungsmittel 11.
 Stickstoffoxyd 49, 103, 104.
 Stoffumwandlung 16.
 Stroh 143.
 Sturm 1.
 Sublimation 45.
 Sublimieren 45.
 Sulfate 49.
 Sulfide 53.
 Sulfur 46.
 Sumpfgas 91, 92, 96, 165, 166.
 Superphosphat 113.
 Süßwasser 17.
 Sylvin 64, 96.
 Synthese 27.
 Talg 95, 163.
 Tannin 159.
 Tau 16.
 Teer 90, 91.
 Teerprodukte 167.
 Temperaturd. Umsezung 61.
 Terpene 168.
 Terpentin 167.
 Terpentinöl 34, 167, 168.
 Thermen 18.
 Thomaschlacke 113.
 Thor 93.
 Tierkunde 15.
 Tinte 35, 36, 55, 158.
 Tischlerlein 173.
 Tischlerpolitur 170.
 Toilettenseife 95.
 Ton 85, 120—128.
 Tönen der Photographien 130.
 Tonerde 122, 123.
 Tonerdehydrat 122, 123, 125.
 Tonlager 120.
 Tonwaren 121, 122.
 Töpferton 120.
 Torf 3, 89.
 Totgebrannter Kalk 85.
 Tran 163.
 Traubenzucker 145—148.
 Treibherd 127.
 Tricalciumphosphat 112, 113.
 Trimagnesiumphosphat 112.
 Trinatriumphosphat 112.
 Trinkwasser 22.
 Trockene Destillation 108, 165.
 Trockene Luft 14.
 Trockenplatte 129.
 Trocknen der Gase 48, 74.
 Tropfstein 78.
 Überträger des Sauerstoffs 49, 103.
 Überträger von Krankheiten 15.
 Uhrfeder 7, 29, 93.
 Ultramarin 125.
 Umkehrbare Reaktion 60.
 Umwandlung der Stoffe 16.
 Undurchdringlichkeit 1, 2.
 Unehthes Blattgold 34.
 Unentbehrliche Nährstoffe der Pflanzen 137.
 Unge sättigte Verbindung 83.
 Untergärung 152.
 Unterlage 95, 162.
 Untersalpetersäure 103.
 Unvollständige Verbrennung 52, 53.
 Urgesteine 119.
 Vakuumapparat 148.
 Valenz 44.
 Vaseline 165.
 Vaselinöl 67.
 Veränderliche Wertigkeit 44, 45.
 Verbindung 8.
 Verbindungsgewicht 38.
 Verbrennung 2—7, 34, 35.
 Verbrennung des Eisens 4, 5.
 Verbrennungen in Sauerstoff 7.
 Verbrennung im weiteren Sinne 35.
 Verbrennungsprodukte 3, 52.
 Verdicken der Farben 141, 142.
 Verdunstungskäfte 80, 153.
 Verdunstungskristalle 46.
 Verfälschung von Nahrungsmitteln 76.
 Verflüssigung der Kohlensäure 79.
 Verhinderung der Atmung 10.
 Verkohlung 88, 89.
 Vermoderung 91, 165.
 Verpuffung 97.
 Verseifung der Fette 164.
 Verunreinigungen der Luft 15.
 Verunreinigungen d. Trinkwassers 22.
 Verwesung 77, 89, 91, 101, 106, 108, 139.
 Verwitterung 75, 94, 113, 120.
 Verwitterung der Soda 94.
 Verwitterung von Schwefelkies 75.
 Verzeichnis der Grundstoffe 177—179.
 Vielfache Verhältnisse 56.
 Vierwertige Grundstoffe 43, 44, 83, 179.
 Vorratsstoffe der Pflanzen 140, 164.
 Vulkan 44, 45, 47.
 Vulkanisierter Kautschuk 169.
 Wachs 3.
 Walken des Luches 121.
 Walkerde 121.
 Wärmeentwicklung 8, 35, 47, 74, 98.
 Wärmeschutz 23, 164.
 Waschbläue 126.
 Wäschereinigung 107, 135.
 Waschflaiche 10.
 Wasser 9, 12, 16—24, 26, 43, 52, 60, 66.
 Wasser als Lösungsmittel 18.
 Wasser als Wärmebehälter 23.
 Wasserdampf 9, 12, 14, 16, 20.
 Wasserdampfgehalt der Luft 14, 16.
 Wasserfreie Soda 94.
 Wasserfreier Gips 74.

- Wassergehalt des Gipses 73.
 Wassergehalt der Stärkekörnchen 140.
 Wasserglaslösung 117.
 Wasserhaltung d. Lones 120.
 Wasserpest 132.
 Wasserreiche Luft 14.
 Wasserstoff 24, 25, 32, 35, 43, 44, 61, 68, 69, 70, 72, 96, 99, 105, 123, 132, 140, 165.
 Wasserstoff der Kohoxydgruppen 165.
 Wasserwanne 7.
 Wasserzerlegung 23, 24.
 Watte 142.
 Weiche Fettsäure 163.
 Weiches Wasser 20, 21.
 Weidrauch 169.
 Wein 152.
 Weingeist 149.
 Weinsäure 158.
 Weinstein 157.
 Weinsteinensäure 158.
 Weinsteinäureskali 157.
 Weißbrot 152.
 Weizenstärke 140.
 Weltmeere 16, 20.
 Werkblei 127.
 Wertigkeit 44.
 Wind 1.
 Winkel der Kristalle 45, 46.
 Wismut 131.
 Wolken 16.
 Woodsche Legierung 131.
 Würfel 50, 51, 66, 127.
 Zahnwasser 6.
 Zeichen 38.
 Zellulose 143.
 Zellstoff 142, 145.
 Zelluloid 143, 169.
 Zellulose 142—144, 148.
 Zement 85.
 Zerlegung der Metalloxyde und Metallhydroxyde 100.
 Zerlegung der Salzsäure 32.
 Zerlegung des Chloraluminiums 123.
 Zerlegung des Chlormagnesiums 86.
 Zerlegung des Kochsalzes 67, 71.
 Zerlegung des Wassers 23, 24, 60, 61, 68, 96.
 Zerlegung einer Kochsalzlösung 71.
 Zerlegung organischer Verbindungen 108.
 Zerlegungsapparat 24.
 Ziegel 58, 122.
 Zink 4, 8, 9, 21, 41, 42, 49, 129, 131, 132, 137.
 Zinkasche 4, 8.
 Zinkblende 51, 63.
 Zinkoxyd 8, 41, 42, 69.
 Zinkulfat 49, 53.
 Zinn 33, 131.
 Zinnober 51, 63.
 Zitronensaft 30.
 Zitronensäure 158.
 Zucker 88, 144—149.
 Zuckerverfabrikation 147, 148.
 Zuckerkohle 88, 146.
 Zuckerkouleur 146.
 Zuckerröhre 145, 147.
 Zuckerrübe 145, 147.
 Zunder 7.
 Zündhölzer 114.
 Zündmasse 114.
 Zusammenstellung d. Grundstoffe 177—179.
 Zweisäure Säure 72, 116, 161.
 Zweiwertige Grundstoffe 43, 44, 55, 179, 180.
 Zwillingstristalle 72, 118.


 BIBLIOTEKA POLITECHNICZNA
 KRAKÓW

Methodisches Lehrbuch
der
Chemie und Mineralogie

für Realgymnasien und Oberrealschulen.

Von

Prof. Dr. Wilhelm Levin, Braunschweig.

Das Lehrbuch steht auf dem Boden der physikalischen Chemie. Die Forschungen von Ostwald, Arrhenius und van't Hoff haben dermaßen umgestaltet auf die Deutung der chemischen Vorgänge eingewirkt, daß es nicht zeitgemäß sein würde, die Grundlehren der Chemie zu behandeln, ohne die Ergebnisse der physikalisch-chemischen Richtung in allen Einzelheiten aufs sorgfältigste zu berücksichtigen.

Teil I:

Unterstufe (Sekunda des Realgymnasiums, Unter-Sekunda der Ober-Realschule).

Mit 72 Abbildungen. Preis geh. 1 M. 40 Pf.

Inhalt: I. Luft. — II. Wasser. — III. Salzsäure. — IV. Verbindungsgewicht, Atom, Molekül. — V. Eisen. — VI. Schwefel. — VII. Kochsalz. — VIII. Gips. — IX. Kohlenäure. — X. Schießpulver, Salpetersäure, Ammoniak. — XI. Phosphor. — XII. Edelmetalle. — Legierungen. — XIII. Quarz. — XIV. Ernährung der Pflanzen. — XV. Zusammenstellung und Einteilung der Grundstoffe.

Teil II:

Oberstufe (Ober-Sekunda und Prima). Mit 113 Abbildungen.

Preis geh. 2 M. 40 Pf.

Inhalt: Verzeichnis der Grundstoffe und ihrer Atomgewichte ($O=16$). Häufigkeit des Vorkommens. Einteilung in Metalle und Nichtmetalle.

Die Nichtmetalle. Übersicht.

I. Wasserstoff und die Halogene. — II. Gruppe des Sauerstoffs. — III. Gruppe des Stickstoffs. — IV. Gruppe des Kohlenstoffs. — V. Gruppe des Argons.

Die Lösungen der Säuren, Basen und Salze.

Die Eigenschaften der Mineralien. Kristallsysteme. Spaltbarkeit, Bruch, Härte. Dimorphismus, Isomorphismus, Pseudomorphosen.

Die Metalle. Allgemeines und Einteilung.

I. Die Alkalimetalle. — II. Die Erdalkalimetalle. — III. Die Erdmetalle. — IV. Die Metalle der Eisengruppe. — V. Die Metalle der Kupfergruppe. — VI. Die übrigen Metalle.

Das periodische System der Grundstoffe.

Teil III:

Organische Chemie. Mit 37 Abbildungen. Preis geh. 1 M. 65 Pf.

Inhalt: I. Organische und anorganische Chemie. — II. Die Elementaranalyse. — III. Die Bestimmung der Dampfdichte. — IV. Die Grenzkohlenwasserstoffe oder Paraffine. — V. Die Halogen substituierbare Produkte des Methans. — VI. Die einwertigen Alkohole der Grenzkohlenwasserstoffe. Ester. — VII. Die Äther. — VIII. Die Oxydationsprodukte der einwertigen Alkohole (Aldehyde und Fettsäuren. — Ketone). — IX. Säuren anderer Reihen. — X. Fette und Seifen. Glycerin. — XI. Die Kohlehydrate. — XII. Die Benzolverivate oder aromatischen Verbindungen. — XIII. Die Alkaloide. — XIV. Die Eiweißstoffe. — XV. Die Verdauungstätigkeit des Menschen. — XVI. Die Nahrungsmittel des Menschen. —

96-96

Biblioteka Politechniki Krakowskiej



100000294388