



M



R.21479

Lehrbuch

für den

F. A. 16

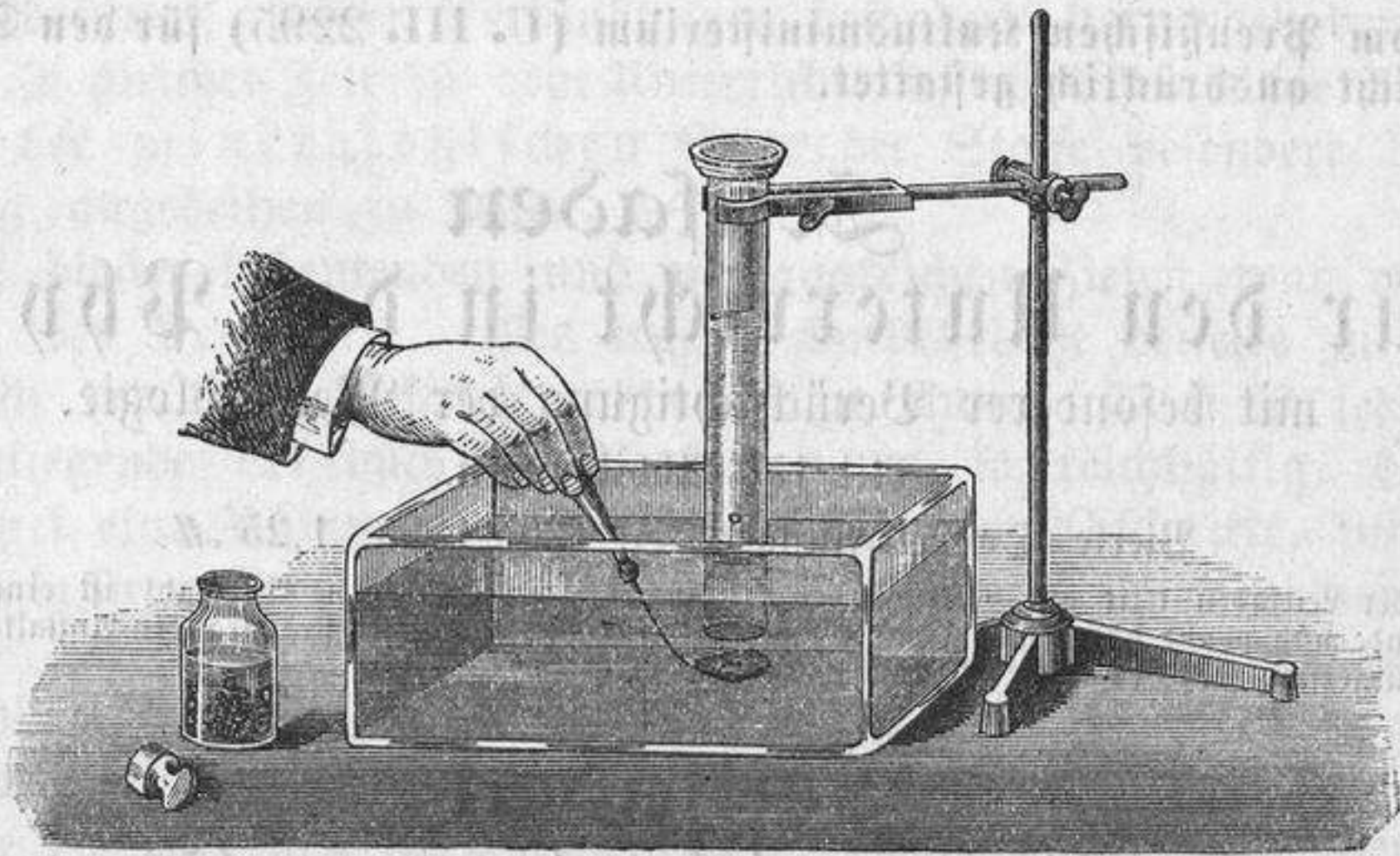
Unterricht in der Chemie

mit besonderer Berücksichtigung

der Mineralogie und chemischen Technologie.

Von

K. Waeber.



Mit 125 in den Text gedruckten Abbildungen.

Fünfte (Doppel-) Auflage.

Leipzig,

Ferdinand Hirt & Sohn

1885.



Alle Rechte vorbehalten.

Vorliegendes Lehrbuch wurde vom Königlichen Preussischen Kultusministerium (U. III. 3080.) zum Gebrauche an Seminaren etc. genehmigt.

In gleichem Verlage erschienen von demselben Verfasser:

Lehrbuch der Physik

mit besonderer Berücksichtigung der physikalischen Technologie und der Meteorologie.

Mit 470 Abbildungen und einer Spektraltafel.

Vierte (Doppel-)Auflage S. VIII u. 315. 1883. 3,60 M.

„Ein Lehrbuch der Physik zu bieten, das den Anforderungen entspreche, welche an einen formell und materiell bildenden Unterricht gestellt werden müssen; das mit möglichster Kürze des Ausdrucks (aber nicht in aphoristischer Darstellung) den sorgfältig ausgewählten und in quantitativer Hinsicht beschränkten Stoff lebensvoll gestalte; vom Versuche ausgehend, diesem kurze und prägnante Erklärungen anschliesse; Beobachtungen aus dem täglichen Leben möglichst zahlreich heranziehend, die Anwendung physikalischer Grundsätze in Haus und Technik reich berücksichtige und endlich das Resultat als Gesetz scharf fixiere: das war die Aufgabe, welche sich der Verfasser bei vorliegender Arbeit gestellt hatte.“

Ein besonderer Abschnitt behandelt die Meteorologie.

Höheren und mittleren Unterrichtsanstalten, besonders Seminaren, wird hiermit ein Lehrbuch geboten, das nicht nur den klaren und bestimmten Anforderungen der Methodik gerecht zu werden hofft, sondern das auch in bezug auf seine Ausstattung bei verhältnismässig billigem Preise unsers Wissens von keinem Buche gleichen Umfangs übertroffen wird.

Einige Urtheile der Presse: „Es kann dem Verfasser das Zeugnis ausgestellt werden, daß er eine ganz ausgezeichnete Arbeit geliefert hat.“ (Pädag. Literaturblatt 1879. Nr. 24.)

„Das Werk hat ohne Zweifel eine Zukunft.“ (Bayer. Lehrerzeitung 1880. Nr. 45.)

„— Billig fragt jeder: hat der Verfasser die sich selbst gestellte Aufgabe gelöst? erfüllt das Buch den Zweck, zu welchem es geschrieben wurde? Auf beide Fragen antworten wir: voll und ganz.“ (Deutsche Schulzeitung 1879. Nr. 21.)

Vom Preussischen Kultusministerium (U. III. 2295) für den Seminarunterricht ausdrücklich gestattet.

Leitfaden

für den Unterricht in der Physik

mit besonderer Berücksichtigung der Meteorologie.

Mit 150 Abbildungen.

Vierte (Doppel-)Auflage. S. 120. 1885. 1,25 M.

„Der Leitfaden teilt alle Vorzüge des Lehrbuches. Die getroffene Auswahl ist eine sehr zweckentsprechende und macht das Buch besonders wertvoll für Mittelschulen, Präparanden-Anstalten und gute höhere Bürgerschulen.“ (Pädag. Reform 1880. Nr. 17.)

Leitfaden

für den Unterricht in der Chemie.

Reich illustriert. Fünfte (Doppel-)Auflage. 1885. 80 Pf.

Nach denselben Grundsätzen wie das vorliegende Lehrbuch bearbeitet, aber unter möglichster Beschränkung des Stoffes, empfiehlt sich der Leitfaden ganz besonders Präparanden-Anstalten, Mittel- und Fortbildungsschulen.

Das Mineralogische ist gleich dem Technologischen an den Unterricht in der Chemie angeschlossen und der Stoff mit Rücksicht auf seine Bedeutung für Haus und Gewerbe ausgewählt; darum sind nur die wichtigsten Elemente und Verbindungen eingehender behandelt. Die Darstellung ist elementar, und die Versuche sind derart, daß sie mit den bescheidensten Mitteln ausgeführt werden können.

„Der Leitfaden verdient nicht weniger unsern Beifall, wie das Lehrbuch; die getroffene Auswahl des Stoffes wollen wir als eine sehr zweckentsprechende ganz besonders rühmend hervorheben.“ (Schlesische Schulzeitung.)

Weitere durchweg günstige Urtheile über die Waeberschen Schriften brachten:

Zeitschrift für d. österr. Gymnasialwesen 1879. — Schweizerische Lehrerzeitung. — Dörpfeld, Schulzeitung. — Fr. d. Schulzeitung. — Schulfreund. — Thüring. Schulzeitung. — Pitter. Centralblatt. — Pädag. Literaturblatt. — Deutsches Schulmuseum 1880. — Pädag. Reform 1880. — Allg. Schulzeitung von Dr. Stoy. — Anzeiger f. d. neueste pädagog. Literatur. — Dr. Kehrs pädagog. Blätter. — Veimbachs Schulbote u. a. m.

Die Verlagsbuchhandlung.



Aus dem Vorwort zur ersten Auflage.

Bei der Ausarbeitung des vorliegenden Hilfsbuches für den Unterricht in der Chemie sind folgende Gesichtspunkte maßgebend gewesen:

Inbezug auf die Auswahl des Stoffes wurde der Grundsatz festgehalten, daß nur die wichtigsten Elemente und Verbindungen, diese aber unter stetem Hinweis auf ihre Anwendung behandelt werden. Daraus ergab sich von selbst die Hervorhebung der technologischen Chemie. Darum sind an geeigneter Stelle 1) Beschreibungen über Gewinnung des Stoffes, z. B. des Eisens, der Soda, des Leuchtgases u. v. a., und 2) über Verwendung der Stoffe, z. B. Leinwandbereitung, Papierfabrikation, Wein-, Bier- und Essigbereitung u. dgl., eingelegt. Es mußte auch die landwirtschaftliche Bedeutung einiger Verbindungen besonders hervorgehoben werden. — Zu gleicher Zeit ist dem Unterrichte in der Chemie die Aufgabe gestellt, der mineralogischen Seite der Stoffe besondere Berücksichtigung angedeihen zu lassen. —

Bei diesen bedeutenden und umfangreichen Zielen war es stete Aufgabe des Verfassers, alles irgend Entbehrliche beiseite zu lassen, ohne doch der Vollständigkeit Abbruch zu thun. Doch ist jedenfalls das vorliegende Lehrbuch an Versuchen zc. so reichhaltig, daß bei Zeitmangel eine Kürzung einiger technologischen Abschnitte, wie auch eine Weglassung der Beschreibung einiger Elemente, Verbindungen und Versuche stattfinden kann*). Es muß hier eben jeder Lehrer noch Auswahl haben, und ein Zuviel nach dieser Seite ist wohl kein Tadel des Buches.

Die beigegebenen Abbildungen, besonders aus der chemischen Technologie halte ich für notwendig; sie erhöhen Wert und Brauchbarkeit des Buches. — Die Herren Verleger haben mit bekannter Opferwilligkeit für vortreffliche Ausstattung Sorge getragen.

Die Anordnung des Stoffes ist bei den Nichtmetallen keine streng wissenschaftliche. Die Einfachheit der Experimente und baldige Einführung in das Verständnis der chemischen Vorgänge bestimmten die Aufeinanderfolge der Elemente.

In der Behandlung des Stoffes wird man, wie ich hoffe, den Grundsatz strikt durchgeführt finden, daß überall vom Versuche ausgegangen ist. Aus diesem haben dann die Schüler unter Leitung des Lehrers stets selbst die Eigenschaften des Körpers zu finden, so weit sich dieselben eben aus dem Versuche ergeben. Der Schüler hat

*) In der vorliegenden Auflage sind diese Abschnitte mit * bezeichnet.

nur abzulesen und auszusprechen, was er angeschaut und scharf erkannt hat. Bei den Metallen beginnt die Behandlung nicht mit einem Versuche, welcher sich die Darstellung des Stoffes zur Aufgabe gemacht hat, sondern sofort mit Angabe der Eigenschaften. Es wird eben vorausgesetzt, daß der betreffende Körper vorgezeigt [und dann beschrieben wird.

Der Gang für die Behandlung ist darum fast immer folgender: 1) Darstellung des Stoffes; 2) Eigenschaften; 3) Vorkommen und Mineralogisches; 4) Gewinnung im großen; 5) Anwendung (Landwirtschaftliches, Technologisches). Einige Abweichungen ergeben sich aus der Natur des behandelten Stoffes.

Die beigegebenen Aufgaben sind im großen und ganzen stufenmäßig fortschreitend; ich hoffe, sie sind zum Gebrauche willkommen, denn sie sind die besten Prüfsteine des Verständnisses.

Die einschlägige Litteratur habe ich gewissenhaft benutzt; ich nenne ganz besonders: Wagner, Handbuch der chemischen Technologie, und A. W. Hofmann, Einleitung in die moderne Chemie, beide für den Sachlehrer unentbehrlich.

Die gegebenen statistischen Nachrichten basieren auf dem neuesten Materiale.

So hoffe ich, hiermit für diesen Unterricht ein Lehrbuch zu bieten, das die Aufgabe erfüllt, 1) vom Versuche auszugehen, 2) die Mineralogie mit der Chemie zu verbinden und 3) den Stoff in stete Beziehung zum Leben in Natur und Feld, Gewerbe und Industrie, Haushalt und Leben des Menschen zu setzen.

Es dürfte darum vorliegendes Hilfsbuch sich als geeignet erweisen für den Unterricht in den das Technologische und Landwirtschaftliche besonders berücksichtigenden Anstalten, für Lehrer-Seminare, wie speziell auch für die Lehrer, die sich zum Mittelschul-Examen in den naturwissenschaftlichen Sächern vorbereiten.

Bunzlau, im April 1876.

Aus dem Vorwort zur zweiten Auflage.

Es tritt in dieser Neubearbeitung das mineralische Element mehr in den Vordergrund als in der ersten Auflage; die Substitutionstheorie ist in den Begriffen Salz, Säure und Base, sowie in den Erklärungen streng durchgeführt; das Technologische ist mehrfach ergänzt; eine kurze Übersicht über die Krystallographie schließt sich dem Kapitel von den Salzen an; der Abschnitt von der Ackererde ist um das Liebig'sche Absorptionsgesetz erweitert; nach jeder Elementengruppe erfolgt ein vergleichender Rückblick; eine Anzahl Illustrationen sind neu hinzugekommen.

Bunzlau, im Oktober 1878.

Aus dem Vorwort zur dritten und vierten Auflage.

Die dritte Auflage zeigt gegenüber den früheren einige Änderungen:

1) Die Chemie der Kohlenstoffverbindungen hat eine vollständig andere Anordnung des Stoffes erfahren. Es handelte sich darum, die wichtigsten Thatsachen der Chemie der Karbonide in einer Reihenfolge zu geben, die, zwar auf streng wissenschaftlicher Basis ruhend, eine fast elementare Behandlung des Stoffes ermöglicht, damit diesem bisher im Unterrichte so vernachlässigten und doch wegen seiner hohen Bedeutung für alle Zweige des naturkundlichen Wissens, für Haus und Technik allerwichtigsten Teile der Chemie eine Gestalt gegeben werde, die dem Schüler bei sorgfältigster Beschränkung des Stoffes doch einen Einblick in dies umfassende Gebiet vermittelt und den Unterricht selbst zu einem formal bildenden werden läßt.

2) Die technologischen Abschnitte sind durchgesehen und, soweit dies nötig war, nach dem gegenwärtigen Stande der chemischen Technologie verbessert.

3) Die Elemente Arsen und Antimon wurden zu den Nichtmetallen gestellt.

4) Die statistischen Nachrichten sind nach dem neuesten Material gegeben.

5) Ein Abschnitt über Konservierung der Nahrungsmittel und

6) die Abbildungen 2, 31 und 116 sind neu hinzugekommen.

Die vierte Auflage ist mit der vorigen fast gleichlautend.

Das Königliche Preussische Kultusministerium hat mein Lehrbuch (unter U. III. 3080) zum Gebrauche an Seminaren 2c. genehmigt.

Bunzlau, im Dezember 1880. Liegnitz, im Oktober 1882.

Vorwort zur fünften Auflage.

Auch in vorliegender Bearbeitung ist der Verfasser bestrebt gewesen, sein Lehrbuch noch brauchbarer zu gestalten.

Für alle Winke und Ratschläge zur Verbesserung dieses Schulbuches sei hiermit ganz besonderer Dank ausgesprochen und auch für die Zukunft dieser Arbeit freundliches Wohlwollen erbeten.

Liegnitz, im April 1885.

Der Verfasser.

Inhaltsangabe.

A. Anorganische Chemie.

	Seite		Seite
Einleitung	1	25. Magnesium	84
I. Nichtmetalle.		Rückblick auf die alkalischen Erden	85
1. Wasserstoff	5	3. Metalle der eigentlichen Erden.	
2. Sauerstoff	10	26. Aluminium	85
Allgemeines	13	Thonwarenfabrikation	89
Ozon	15	27.—35. Rückblick auf die Erdmetalle	
Vom Wasser	16	(Cerium, Didym, Erbium,	
3. Stickstoff	20	Lanthan, Yttrium, Beryllium,	
Atmosphärische Luft	25	Thorium, Zirkonium und	
4. Kohlenstoff	26	Gallium	90
Leuchtgas	34	b. Schwere Metalle.	
Die Flamme	36	1. Unedle Metalle.	
5. Chlor	37	36. Eisen	90
6.—8. Brom, Jod, Fluor	41	Hohofenprozeß	92
Allgemeines	42	37. Mangan	96
9. Schwefel	43	38. Chrom	98
Schwefelsäurefabrikation	48	39. Wismut	99
10. 11. Selen und Tellur	51	40. Zinn	99
Allgemeines	42	41.—47. Uran, Vanadin, Titan,	
12. Phosphor	51	Wolfram, Tantal, Niob, Mo-	
Reibzündhölzchenfabrikation	53	lybdän und Rückblick	101
13. Arsen	54	48. Zink	101
14. Antimon	56	49. Radium	102
15. Bor	58	50. Blei	102
16. Kiesel	58	Schrotfabrikation	103
Rückblick und Allgemeines	59	Bleiweiß	104
Krytallographisches	62	51. Kobalt	104
II. Metalle.		52. Nickel	104
a. Leichte Metalle.		53. Kupfer	105
1. Alkalien.		54. 55. Indium, Thallium	108
17. Kalium	66	Rückblick auf die unedlen Metalle	108
Schießpulverfabrikation	69	2. Edle Metalle.	
18. Natrium	71	56. Quecksilber	108
19.—21. Cäsium, Rubidium, Li-		57. Silber	110
thium	75	Von den Silbermünzen	112
Ammonium	75	Photographie	113
Rückblick auf die Alkalien	76	58. Gold	114
2. Metalle der alkalischen Erden.		59. Platin	115
22. Baryum u. 23. Strontium	77	60.—65. Palladium, Iridium, Os-	
Farbige Feuer	78	mium, Rhodium, Ruthenium	
24. Calcium	78	und Devium	116
Glaswarenfabrikation	82	Rückblick auf die edlen Metalle	116
		Einiges zur qualitativen Analyse	116
		Mineralogisches	121

B. Organische Chemie.

	Seite		Seite
Einleitung	124	C. Die Gruppe der Xylose, Cumole und Cymole	158
I. Cyan	127	D. Naphhtalingruppe	158
II. Kohlenhydrate	128	E. Anthracengruppe	159
1. Cellulose	129	F. Fernere im Pflanzen- und Tierkörper vorkommende Farbstoffe	159
Leinwandbereitung	129	Bleicherei	161
Baumwolle	129	Färberei	162
Papierfabrikation	130	Zeugdruck	163
2. Stärkemehl	132	V. Glykoside	163
3. Dextrin	133	A. Stickstoffhaltige Glykoside	163
4. Gummi	133	B. Stickstofffreie Glykoside .	164
5. Traubenzucker	133	C. Gerbstoffe	164
6. Fruchtzucker	134	Gerberei	165
7. Rohrzucker	134	Anhang: Harnsäure und ver- wandte Körper	166
8. Milchzucker	135	VI. Weniger bekannte Pflan- zenstoffe	166
Zuckerfabrikation	135	A. Alkaloide	166
Anhang: Gärung und Gärungs- gewerbe	136	B. Ätherische Öle	168
Weinbereitung	137	Petroleum	169
Bierbrauerei	138	C. Harze und Balsame	170
Spiritusfabrikation	139	VII. Eiweißartige Stoffe	172
Brotbäckerei	140	A. Albumine	173
III. Kohlenwasserstoffe und ihre Substitutionsprodukte:		B. Caseine	173
Alkohole und Säuren.	141	C. Fibrine	173
A. Methylverbindungen	141	D. Proteide	174
B. Äthylverbindungen	143	Anhang.	
C. Propylverbindungen	148	A. Die Nahrungsmittel und ihre Konservierung	175
D. Butylverbindungen	149	B. Die chemischen Vorgänge im Pflanzenkörper	177
E. Amylverbindungen	150	C. Die chemischen Vorgänge im Tierkörper	181
F. Hexylverbindungen	151	D. Die Ackererde	183
Anhang: Natürliche Fette	151	E. Elementare Bodenanalyse	185
A. Pflanzenfette	152	Geschichte der Chemie	187
B. Tierfette	152	Tabellen.	
Seifenbereitung	153	I. Die Elemente	194
Verwendung der Fette zu Beleuchtungszwecken	153	II. Die Volumgewichte	196
Wachsorten	154	Stöchiometrisches	198
IV. Aromatische Verbindun- gen.	154	Register	201
A. Benzolgruppe	155		
B. Toluolgruppe	156		

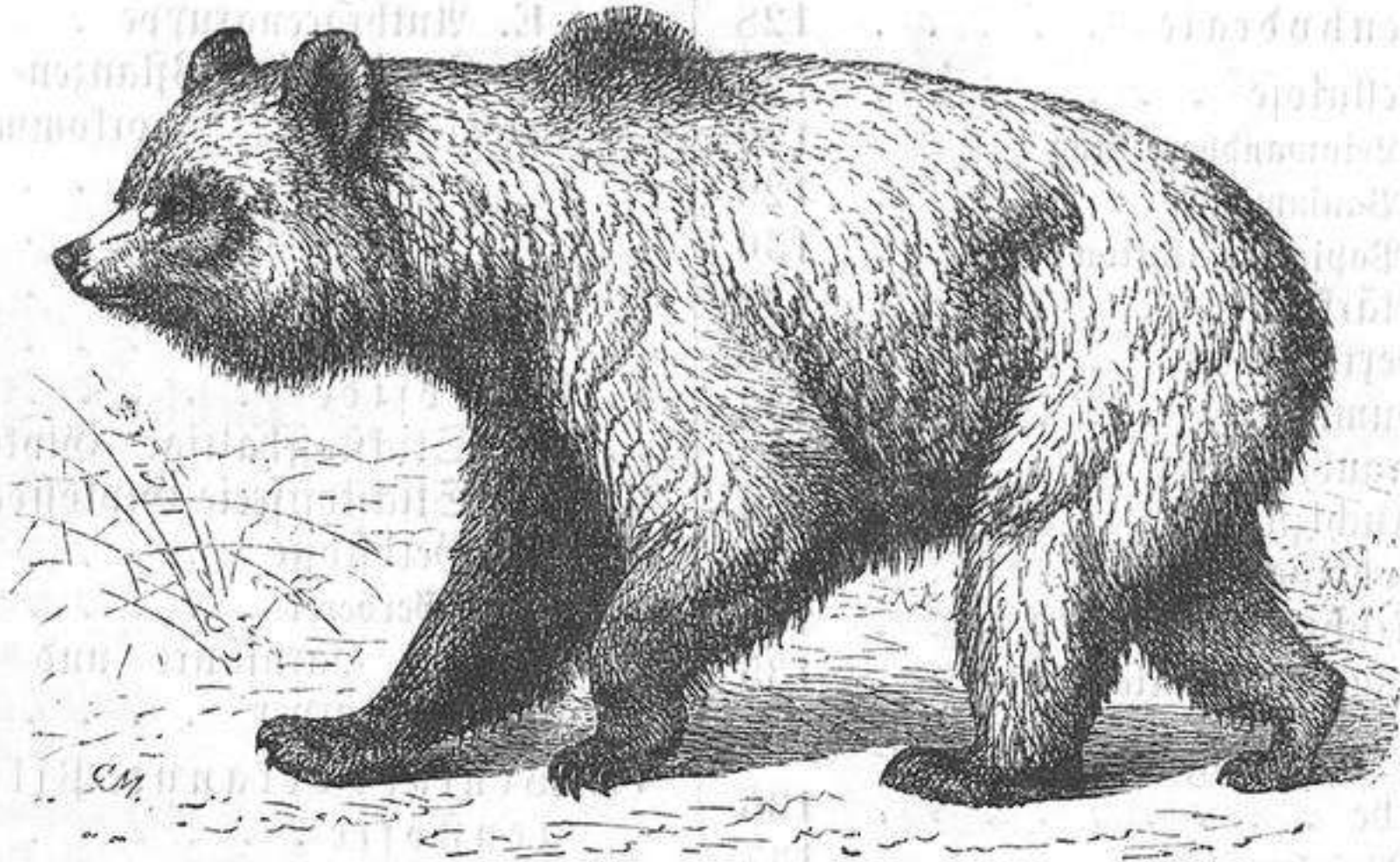
Anmerkung. Die Temperaturangaben in diesem Lehrbuche beziehen sich immer auf das hunderttheilige (Celsius) Thermometer.

Anmerkung. Die im vorliegenden Lehrbuche erwähnten Mineralien etc. können in guten, instruktiven Stücken und beliebiger Auswahl von Herrn Lehrer E. Leisner in Waldenburg in Schlesien bezogen werden.

Samuel Schillings Kleine Schul-Naturgeschichte der drei Reiche.

Siebzehnte Bearbeitung in neuer Orthographie.

Mit über 800 Holzschnitten nach Originalzeichnungen.



Probe der neuen Illustrationen, Zeichnungen von Mützel.

Komplette Ausgabe in einem Bande.

- A. Mit dem Pflanzenreich nach Linné. 3 M.
- B. Mit dem Pflanzenreich nach dem natürlichen System. 3 M.

Ausgabe in einzelnen Teilen:

- I. Tierreich. 1,35 M. II. A. Pflanzenreich nach Linné. 1,20 M.
- II. B. Pflanzenreich nach dem natürlichen System. 1,25 M.
- III. Mineralreich. 50 P. Kart. 65 P.

Indem ich bemerke, daß bereits mit der 17. Bearbeitung der „Kleinen Schul-Naturgeschichte“ die Schillingschen Lehrbücher Verbreitung in mehr als 500 000 Exemplaren erreicht haben, erbitte ich wohlwollende Beachtung auch für die größere Ausgabe:

Samuel Schillings Grundriß der Naturgeschichte.

- I. Das Tierreich. 14. vielseitig verbesserte Bearbeitung. Mit 800 Abbildungen. 3 M.
- II A. Das Pflanzenreich nach dem Linnéschen System, unter Hinweis auf das natürliche System. Mit 824 Abbildungen. Dreizehnte Bearbeitung. 3 M.
- II B. Das Pflanzenreich nach dem natürlichen System, unter Hinweis auf das Linnésche System. Mit über 800 Abbildungen. Vierzehnte Bearbeitung. 3 M.
- III. Das Mineralreich. Mineralogie, Geognosie und Geologie. Ausgabe A. Zwölfte Bearbeit. 3 M. Dasselbe 13. Bearbeit. von Dr. Mahrenholz. In 2 Teilen. I. Dryktognosie. 1,40 M. II. Petrographie und Geologie. 1,30 M. — Ausg. B. Spezialausgabe für Realschulen und gewerbliche Lehranstalten von Dr. Glazel. 3,50 M. Auch einzeln: B. I. Mineralogie. 1,75 M. B. II. Geologie u. Geognosie. 1,75 M.

Ross, F. C., Professor Dr., Die Naturgeschichte des Menschen (Anthropologie) nebst Hinweisen auf die Pflege der Gesundheit. Mit 95 Holzschnitten und einer Farbendrucktafel. 1 M.

Kürzlich erschien und fand bereits vielfach Einführung:

Paust, J. G., Seminarlehrer, Tierkunde. Eine synthetische Darstellung des Tierreiches f. Lehrer, Seminaristen, Präparanden, sowie zum Selbstunterrichte bearbeitet. Mit 456 Abbildungen. 2,80 M.

Einleitung.

a. Wasserzersezung durch Elektrolyse. Fig. 1 zeigt den Hofmannschen Wasserzersezungssapparat. Derselbe ist eine dreischenkellige Röhre, deren längerer, oben kugelförmig erweiterter Schenkel am untern Ende umgebogen ist und in eine kürzere U-Röhre mündet, deren beide

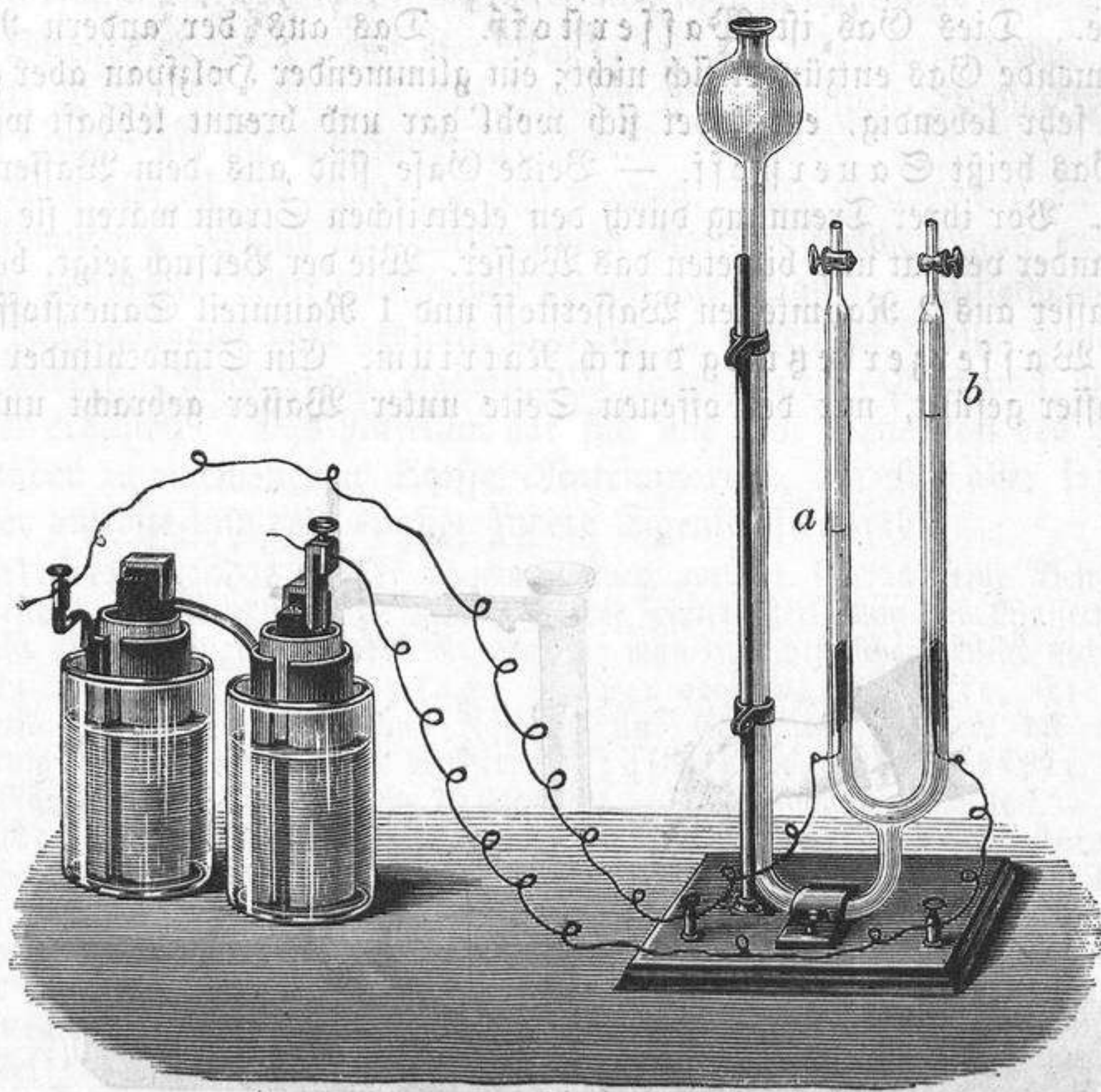


Fig. 1.

Schenkel durch Glashähne geschlossen sind. In diese Schenkel sind im untern Teile Platindrähte mit angelöteten Platinblechen eingeschmolzen, welche durch Kupferdrähte mit einer galvanischen Batterie in Verbindung stehen. (Die Batterie nehme man so stark, als Elemente zur Verfügung stehen.) Dieser Apparat wird bei geöffneten Hähnen mit lauwarmem Wasser gefüllt, dem noch einige Tropfen Schwefelsäure beifugs besserer Leitungsfähigkeit beigegeben sind. Hat man die Flüssigkeit der Einwirkung des elektrischen Stromes ausgesetzt, so werden nach einigen Minuten beide

Hähne gleichzeitig geschlossen. In beiden Schenkeln erblickt man an den Platin-Elektroden kleine glänzende Perlen, die als Gasblasen in den Schenkeln aufwärts steigen. Die Entwicklung erfolgt in der einen Röhre (am negativen Zinkpole) bedeutend lebhafter, als in der andern. Das Gas verdrängt das Wasser, welches aus den Schenkeln heraustritt und in der Kugel sich ansammelnd eine Drucksäule liefert, deren Gewicht die entwickelten Gase, sobald die Hähne geöffnet werden, aus den Röhren austreibt. In der einen Röhre hat sich nach einiger Zeit gerade noch einmal soviel Gas entwickelt, als in der andern*).

Untersuchen wir, was durch Einwirkung des elektrischen Stromes auf das Wasser entstanden ist. Offenbar befindet sich in jeder Röhre über dem Wasser eine Gasart, die sich aus dem Wasser entwickelt hat. Öffnen wir den Hahn der Röhre mit der größeren Gasmenge und halten eine Lichtflamme an das ausströmende Gas, so brennt dies mit wenig leuchtender Flamme. Dies Gas ist Wasserstoff. Das aus der andern Röhre ausströmende Gas entzündet sich nicht; ein glimmender Holzspan aber glüht in ihm sehr lebendig, entzündet sich wohl gar und brennt lebhaft weiter. Dies Gas heißt Sauerstoff. — Beide Gase sind aus dem Wasser entstanden. Vor ihrer Trennung durch den elektrischen Strom waren sie innig mit einander vereint und bildeten das Wasser. Wie der Versuch zeigt, besteht das Wasser aus 2 Raumteilen Wasserstoff und 1 Raumteil Sauerstoff.

b. Wasserzersehung durch Natrium. Ein Standcylinder wird mit Wasser gefüllt, mit der offenen Seite unter Wasser gebracht und im

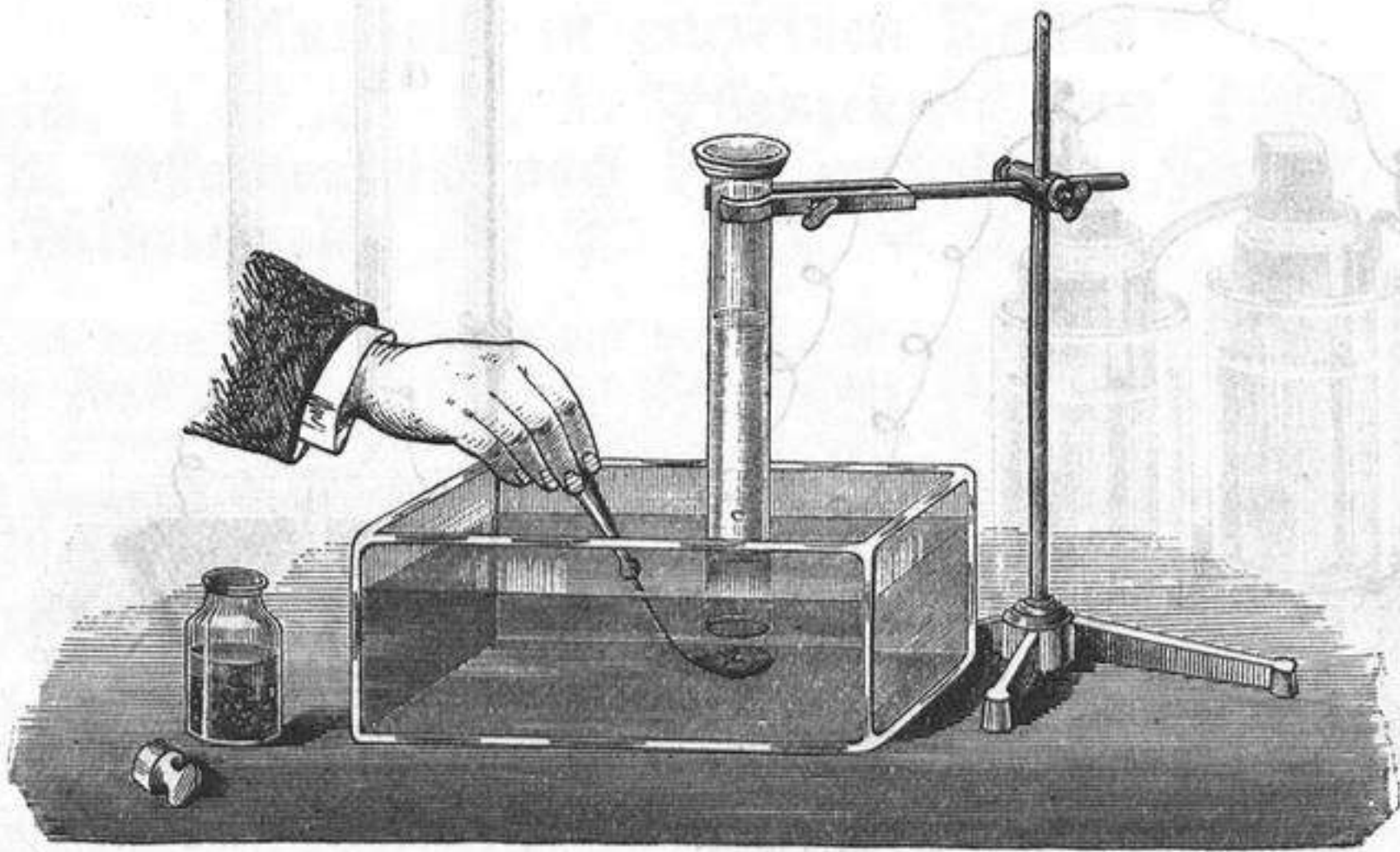


Fig. 2.

Retortenhalter befestigt (Fig. 2). Mittelft eines Natriumlöffels — ein löffelförmig gebogenes Drahtnetz an einem Stiele — bringt man ein erbsengroßes Stückchen Natrium unter die Mündung des Cylinders. Es findet eine lebhafte Gasentwicklung statt. Das Gas steigt im Gefäß in die Höhe, verdrängt das Wasser, dasselbe sinkt; das Natriumstückchen wird

*) Man kann auch andere Apparate, etwa den in Fig. 13 abgebildeten, anwenden. — Vergl. des Verfassers Lehrbuch der Physik § 145.

immer kleiner und ist endlich verschwunden. Man wiederholt die Gasentwicklung, bis der Cylinder fast vollständig mit Gas gefüllt ist. (Bringt man das Natriumstückchen etwa mit einem Federmesser unter die Öffnung des Cylinders, so steigt es sofort in demselben aufwärts und macht auf der Oberfläche des Wassers lebhaftere, rotierende Bewegungen, bis es ebenfalls verschwunden ist.) Das Wasser zeigt eine bemerkbare Temperaturerhöhung. Der Cylinder wird unter Wasser mit einer Glasplatte verschlossen und aus dem Wasser entfernt.

Prüfen wir, was für ein Gas sich in dem Cylinder befindet. Bringen wir denselben einer Flamme nahe, indem wir die Platte wegziehen, so erblicken wir an der Mündung eine wenig leuchtende Flamme, die immer weiter in das Gefäß hineinbrennt. Halten wir über die Flamme ein umgekehrtes, trockenes, kaltes Trinkglas oder einen umgekehrten Glasrichter, so beschlagen dessen Wände bald mit Wasserdampf. Lassen wir das mit Gas gefüllte Gefäß nur etwa eine Minute offen stehen, so ist alles Gas verschwunden.

Offenbar haben wir auch hier Wasserstoff. Weil sein Verbrennungsprodukt Wasser ist, führt er den Namen Hydrogenium (Wassererzeuger). Er ist leichter als die atmosphärische Luft.

Auch hier ist das Wasser zersetzt worden. Wo ist aber der Sauerstoff hingekommen? Gleich den verbrauchten Natriumstückchen muß er sich im Wasser befinden. Wir untersuchen darum das Wasser. Hineingehaltenes rotes Lackmuspapier wird gebläut, während es in reinem Wasser seine Farbe nicht ändert. Auch einen eigentümlich laugenhaften Geschmack hat das Wasser erhalten. Das Natrium hat sich mit dem Sauerstoff des Wassers verbunden zu einem neuen Stoffe (Natriumoxyd), der sich aber sofort im Wasser auflöste und dem Wasser andere Eigenschaften gab.

Elemente. Das Wasser ist ein Körper, welcher sich in seine Bestandteile, Wasserstoff und Sauerstoff, zerlegen läßt; die weitere Zerlegung des Wasserstoffs ist bis jetzt nicht gelungen. Solche Körper, die man auf chemischem Wege nicht weiter zerlegen kann, nennt man einfache Körper oder Grundstoffe, Elemente. Wasserstoff, auch Sauerstoff und Natrium sind Elemente. Körper, die man in Elemente zerlegen kann, wie das Wasser, sind zusammengesetzte Körper.

Man kennt bis jetzt ungefähr 70 Elemente. (Siehe Anhang: Tabelle I.)

Mechanische und chemische Teilung. Die Teilung der Körper kann 1) in bezug auf den Raum oder 2) in bezug auf den Stoff (Materie, Substanz) erfolgen. Erstere heißt mechanische Teilung, letztere chemische Zerlegung. Die Produkte der mechanischen Teilung, auch bis ins Unendliche fortgesetzt gedacht, sind immer noch der ursprünglichen Masse gleichartige Teilchen. Der Stoff ist derselbe geblieben (Beispiele). Die Zerlegungsprodukte sind die Elementarbestandteile der Körper.

Affinität. In unserm Versuche wurde das Wasser in seine Bestandteile, Sauerstoff und Wasserstoff, zerlegt. Natrium verband sich lebhaft mit dem Sauerstoff des Wassers. Diese im Natrium und Sauerstoff wirkende Kraft, gegenseitig Verbindungen einzugehen, wird (wenig zutreffend) Verwandtschaft oder Affinität genannt, denn gewöhnlich vereinigen sich diejenigen Elemente am begierigsten mit einander, welche unter sich die geringste Ähnlichkeit haben.

Chemischer Prozeß. Die Trennung eines zusammengesetzten Körpers in seine einfachen Stoffe (in unsern Versuchen: Wasser in Wasserstoff und Sauerstoff) führt den Namen chemische Zersetzung. Die Vereinigung der Stoffe zu zusammengesetzten Körpern, wobei der entstandene Körper andere Eigenschaften besitzt als die Bestandteile (Sauerstoff und Natrium zu Natriumoxyd; — der brennende Wasserstoff mit dem Sauerstoff der atmosphärischen Luft zu Wasser; — Natriumoxyd mit Wasser zu Natronlauge) nennt man chemische Verbindung. Beide Vorgänge aber sind chemische Prozesse.

Chemie. Die Wissenschaft, welche sich beschäftigt

- 1) mit der Kenntnis der Elemente,
 - 2) mit denjenigen Erscheinungen, welche
 - a. bei der Vereinigung der Elemente durch die Affinität zu neuen Körpern eintreten und
 - b. von der Scheidung verbundener Elemente bedingt sind, und
 - 3) mit den Gesetzen, nach welchen chemische Prozesse vor sich gehen,
- heißt **Chemie**.

Chemische Zeichen. Man ist übereingekommen, die einzelnen Elemente mit bestimmten, leicht verständlichen Symbolen zu bezeichnen und wählte dazu die Anfangsbuchstaben ihrer lateinischen Namen. So werden z. B. Sauerstoff mit O (Oxygenium), Wasserstoff mit H (Hydrogenium), Stickstoff mit N (Nitrogenium), Schwefel mit S (Sulfur) bezeichnet. Wo die Namen mehrerer Elemente mit demselben Buchstaben beginnen, wird nur eins der betreffenden Elemente mit dem Anfangsbuchstaben allein bezeichnet, während man bei den übrigen noch einen charakteristischen Buchstaben des Namens beifügt, um jedes Mißverständnis zu vermeiden. So schreibt man Kohlenstoff (Carboneum) = C, Calcium = Ca, Chlor = Cl, Cerium = Ce, Caesium = Cs, Cuprum = Cu.

(Weiteres aus der Theorie der chemischen Verbindungen siehe S. 13, ferner nach Fluor, nach der Behandlung der Nichtmetalle, in der Einleitung zur organischen Chemie, bei den Kohlenwasserstoffen, den aromatischen Verbindungen u. a.)

A. Anorganische Chemie.

I. Nichtmetalle.

1. Wasserstoff, Hydrogenium, $H = 1$.

Darstellung des Wasserstoffs. Versuch 1. Zunächst stellt man sich eine Gasentwicklungsflasche her. (Fig. 3). Der Kork derselben ist doppelt durchbohrt. Durch die eine Durchbohrung wird eine Trichter-
röhre *a* gesteckt, die fast bis auf den Boden der Flasche reicht, durch die

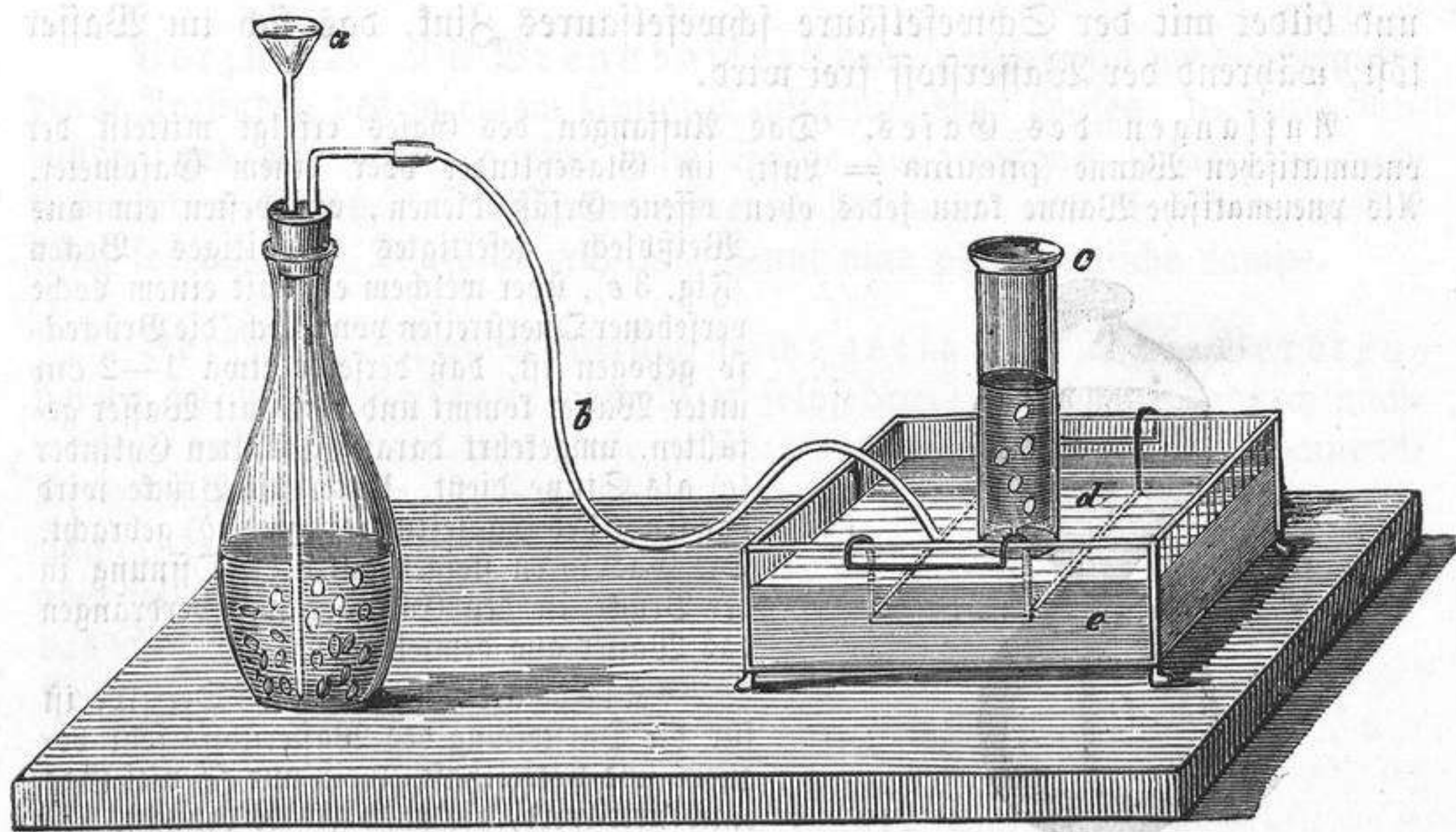


Fig. 3.

andere Durchbohrung führt eine knieförmig gebogene Glasröhre, an welcher ein Gummischlauch *b* steckt, dessen Ende man leicht an einen beliebigen Ort bringen kann.*) In die Flasche legt man Stücke von Zinkblech (bei

*) Kautschukpfropfen schließen vorzüglich und sind deshalb vorzuziehen; ein guter Korkpfropf leistet dieselben Dienste. Ich verwende mit dem Korkbohrer durchbohrte Korke und verstreiche die Öffnungen mit durch Glycerin plastisch gemachtem Thone. Es ist dies ein ebenso leicht herzustellender, als reinlicher, billiger und guter Verschluss.

Jedenfalls überzeuge man sich vor dem Beginn des Versuches von dem luftdichten Verschluss der Gasentwicklungsflasche.

jedem Klempner billig zu erhalten), und übergießt dieselben durch die Trichterröhre mit Salzsäure. Es erfolgt ein heftiges Aufbrausen in der Flasche. Die in der Flüssigkeit aufsteigenden Bläschen sind Wasserstoffgas. Einige Minuten läßt man das Gas aus der Gasfortleitungsröhre (dem Schlauche) ausströmen, damit alle atmosphärische Luft vertrieben werde, dann erst verwendet man dasselbe. Um sich jetzt noch einmal von dem luftdichten Verschuß der Flasche zu überzeugen, drückt man den Gummischlauch zwischen den Fingern fest zusammen. Das Wasser muß in der Trichterröhre lebhaft emporsteigen.

Erklärung des chemischen Vorganges. Die Salzsäure besteht aus den Elementen Chlor und Wasserstoff. Das Metall Zink hat das Bestreben, sich mit dem Chlor zu verbinden. Zink verdrängt darum den Wasserstoff, setzt sich an seine Stelle, substituirt denselben. Es entsteht Chlorzink, das sich in der Flüssigkeit löst. Der Wasserstoff aber wird frei, steigt in Bläschen auf und kann aufgefangen werden.

Man kann auch statt der Salzsäure verdünnte Schwefelsäure auf das Zink in der Gasentwicklungsflasche gießen, um Wasserstoff zu erhalten. Die Schwefelsäure besteht nämlich außer Schwefel und Sauerstoff auch aus Wasserstoff. Zink verdrängt den Wasserstoff, setzt sich an dessen Stelle und bildet mit der Schwefelsäure schwefelsaures Zink, das sich im Wasser löst, während der Wasserstoff frei wird.

Auffangen des Gases. Das Auffangen des Gases erfolgt mittelst der pneumatischen Wanne (pneuma = Luft) im Glaszylinder oder einem Gasometer.

Als pneumatische Wanne kann jedes oben offene Gefäß dienen, am besten ein aus Weißblech gefertigtes vierseitiges Becken (Fig. 3 e), über welchem ein mit einem Loch versehener Querstreifen von Blech (die Brücke) so gebogen ist, daß derselbe etwa 1—2 cm unter Wasser kommt und dem mit Wasser gefüllten, umgekehrt darauf gestellten Cylinder (c) als Stütze dient. Unter die Brücke wird das Ende des Gasleitungsröhres (b) gebracht. Die Gasblasen steigen durch die Öffnung in der Brücke in den Cylinder und verdrängen das Wasser aus demselben.*)

* Kippischer Apparat. Derselbe ist für die Darstellung des Wasserstoffs sehr bequem und vorteilhaft, weil nur so viel Gas entwickelt wird, als man gerade braucht.

In den Raum A (Fig. 4) werden Zinkabfälle, Eisen zc. gebracht, das Gefäß B, welches bei c luftdicht eingeschliffen ist, wird aufgesetzt und durch die Öffnung bei d verdünnte Schwefelsäure (oder Salzsäure) gegossen, bis das Gefäß E gefüllt ist und das in A befindliche Metall in der Flüssigkeit liegt. Es entwickelt sich Wasserstoffgas. Dasselbe sammelt sich in A über der Flüssigkeit, um bei f auszuströmen. Es ist auch hier erforderlich, einige Minuten das Gas frei entweichen zu

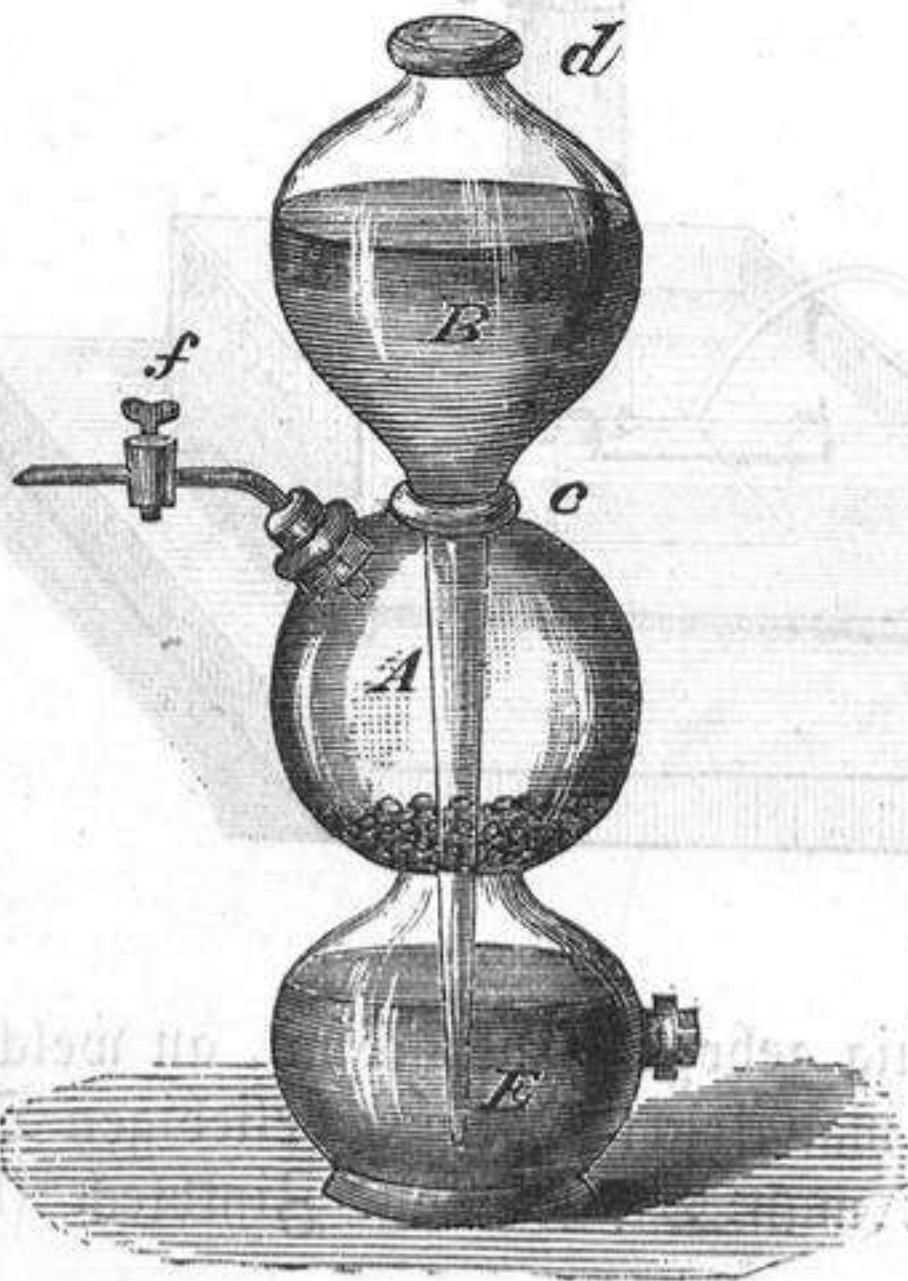


Fig. 4.

Es ist auch hier erforderlich, einige Minuten das Gas frei entweichen zu

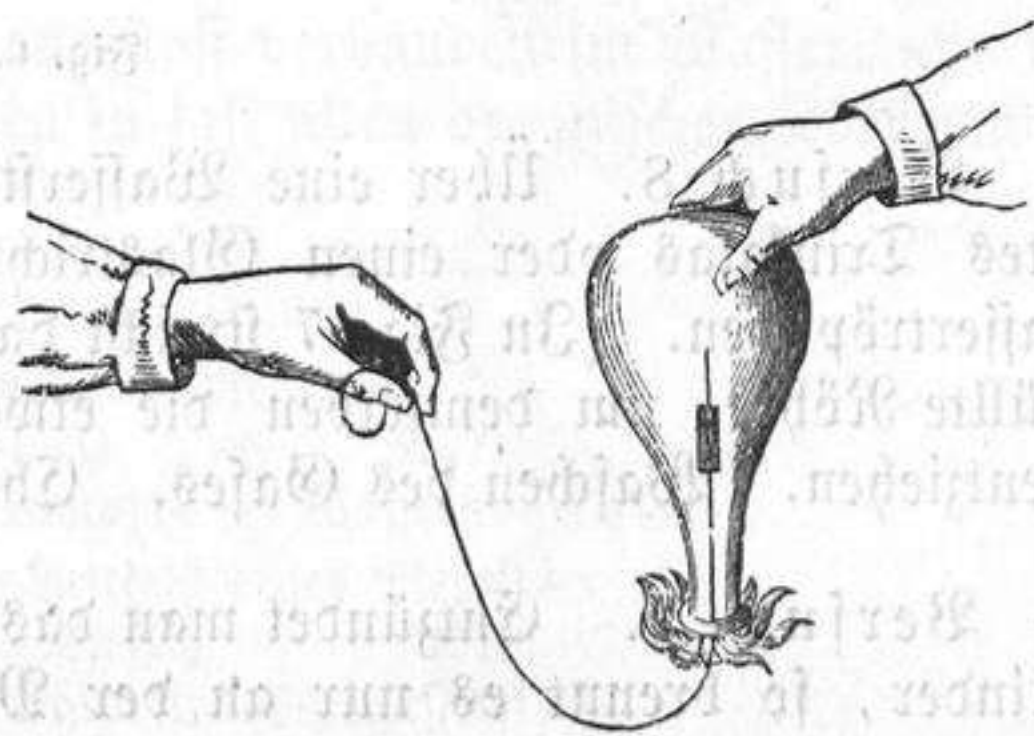
*) Am einfachsten ist es freilich, den mit Wasser gefüllten Glaszylinder mit der Hand über das Ende des Gas Schlauches im Wassergefäß zu halten.

lassen, damit die atmosphärische Luft vollständig herauskommt. Durch einen Quetschhahn oder dgl. schließt man darauf die Öffnung bei *f*. Das sich weiter entwickelnde Gas drängt die verdünnte Säure aus dem Gefäß *A* nach *E* und durch das Rohr nach *B*, bis das Metall bloß liegt. Nun hört die Gasentwicklung auf. Öffnet man den Hahn *f*, so strömt das Gas unter dem Drucke des in *B* befindlichen Wassers aus, die Säure tritt wieder an das Metall und die Gasentwicklung erfolgt aufs neue. Dieser Apparat entwickelt so viel Gas als verbraucht wird und ersetzt einen Gasometer.

Gasbehälter. Kleine Mengen der Gase kann man in verkorkten Flaschen eine Zeitlang aufbewahren. Für größere Mengen ist ein Gasbehälter, uneigentlich oft Gasometer genannt, erforderlich. Einen Gasbehälter einfachster Art giebt eine große Flasche, deren Kork doppelt durchbohrt wird. Zwei oben rechtwinkelig gebogene Glasröhren führen in dieselbe. Die eine Röhre reicht bis auf den Grund der Flasche, die andere gerade durch den Pfropf. An letztere fügt man den Gasentwicklungsschlauch, an erstere einen andern Gummischlauch. Bei beiden Schläuchen müssen Klemmschrauben die äußere Luft gut absperren. Die Flasche wird zunächst vollständig mit Wasser gefüllt und dann der Pfropf mit den Röhren luftdicht aufgesteckt. Soll der Behälter mit Gas gefüllt werden, so öffnet man die Klemmschrauben, das Gas strömt durch die kurze Röhre in denselben und drückt das Wasser durch die lange Röhre heraus. Ist die Gasentwicklung beendet, so schließt man die Schraubhähne und bewahrt das Gas bis zum beliebigen Gebrauche auf; will man damit experimentieren, so bringt man den Schlauch an der langen Glasröhre in ein hochstehendes mit Wasser gefülltes Gefäß, öffnet die Hähne und das Gas strömt unter dem Drucke des von selbst einfließenden Wassers aus dem andern Schlauche.

Versuch 2. Die Brennbarkeit des Wasserstoffs wird gezeigt a. durch Anzünden des in einem Cylinder aufgefangenen Gases; b. durch Anzünden des aus einer in eine feine Spitze ausgezogenen Glasröhre ausströmenden Gases. Die Flamme brennt so lange, als die Gasentwicklung fortdauert. Diese Vorrichtung nennt man philosophische Lampe.

Versuch 3. Daß Wasserstoff nicht geeignet ist, die Verbrennung zu unterhalten, obwohl er selbst brennt, läßt sich dadurch nachweisen, daß in das mit dem Gase gefüllte umgekehrte Gefäß eine brennende Kerze eingeführt wird. Die Kerzenflamme wird das Gas entzünden, aber selbst erlöschen, sobald sie in das Gefäß kommt. Führt man die Kerze abwärts, so wird sie sich an der Wasserstoffflamme wieder entzünden. (Fig. 5.)



Versuch 4. Läßt man einen mit Wasserstoff gefüllten Cylinder nur wenige Sekunden offenstehen, so ist das Gas entschwunden.

Versuch 5. Hält man den mit Gas gefüllten Cylinder mit der Mündung nach unten, so dauert es längere Zeit, ehe die atmosphärische Luft eingedrungen ist.

Versuch 6. Die Leichtigkeit des Gases zeigt sich ferner beim Füllen eines Kollodiumballons.

Versuch 7. Um die chemische oder Gasharmonika herzustellen, ist das Glasrohr in eine Spitze auszuziehen, aber so zu befestigen, daß es senkrecht steht. Die Flamme muß klein und spitz sein. Man führt nun eine etwa 2 — 3 cm weite Glasröhre über die Flamme so weit nach unten, bis ein Tönen erfolgt. Weitere Glasröhren geben tiefere Töne. (Fig. 6.)

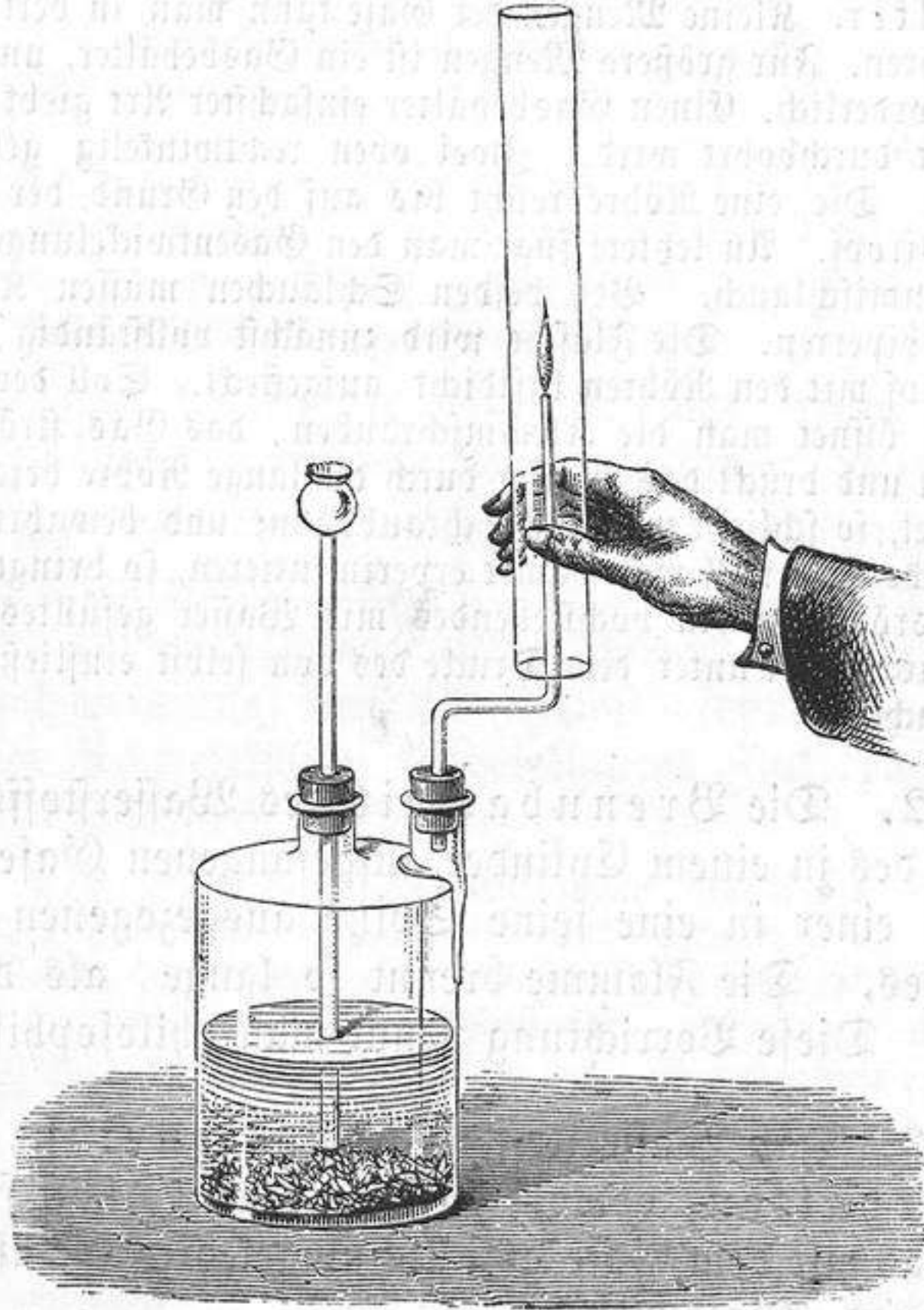


Fig. 6.

Versuch 8. Über eine Wasserstoffflamme hält man ein trockenes, kaltes Trinkglas oder einen Glastrichter. An den Wänden bilden sich Wassertröpfchen. (In Fig. 7 streicht das Gas durch eine mit Chlorcalcium gefüllte Röhre, um demselben die etwa mit fortgerissenen Wasserteilchen zu entziehen. Waschen des Gases. Chlorcalcium ist sehr hygroskopisch.)

Versuch 9. Entzündet man das Gas in einer Flasche oder einem Cylinder, so brennt es nur an der Mündung, da, wo der Sauerstoff der atmosphärischen Luft zutreten kann. Gießt man vorsichtig Wasser in die Flasche, so brennt es noch lebhafter fort, weil es durch das Wasser aus der Flasche gedrängt wird.

Versuch 10. Läßt man Wasserstoff in einen mit Luft gefüllten (leeren) und der Mündung nach unten gehaltenen Cylinder einströmen und bringt dann den mit sicherer Hand gefaßten Cylinder einer Flamme nahe, so vernimmt man einen mehr oder weniger starken, saufenden Knall. Es

ist Knallgas entstanden. Der heftigste Knall erfolgt bei einer Mischung von 2 Raumteilen Wasserstoff mit 5 Raumteilen Luft.

Eigenschaften. Wasserstoff ist ein geruch-, geschmack- und farbloses Gas, brennt mit schwach leuchtender, rötlicher Flamme und ist $14\frac{1}{2}$ mal so leicht als die atmosphärische Luft. Setzen wir das Gewicht eines Volumens Luft = 1, so wiegt ein gleiches Volumen Wasserstoff nur 0,0692.

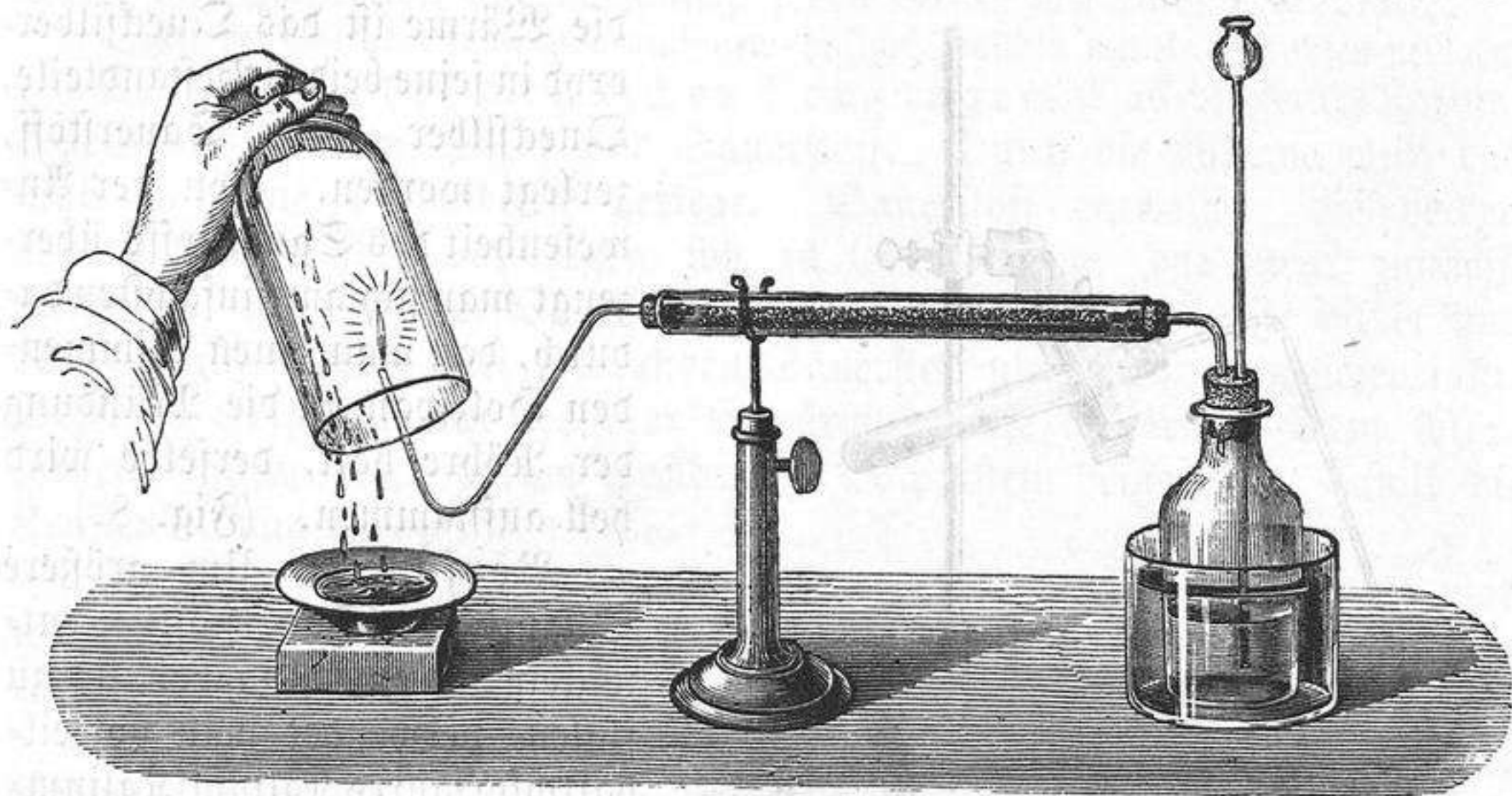


Fig. 7.

Diese Zahl bezeichnet das Volum-Gewicht des H (V.=G. Z. = 0,0692). Wasserstoff ist nicht geeignet, die Verbrennung zu unterhalten. Das Verbrennungsprodukt desselben ist Wasser.*)

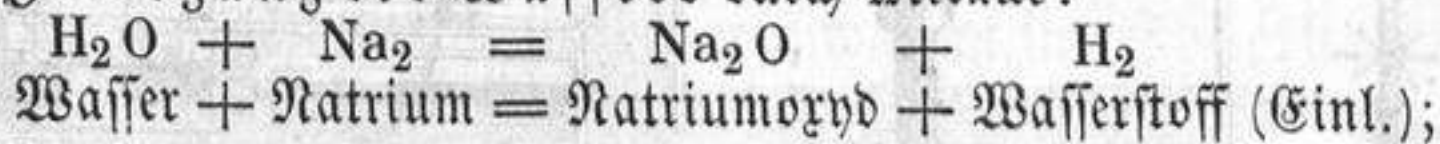
Anwendung. Wasserstoff kann zum Füllen der Luftballons (Charlières) verwendet werden. — Döbereinersche Zündmaschine.

Vorkommen in der Natur. Der Wasserstoff findet sich sehr selten frei, in großer Menge mit Sauerstoff verbunden im Wasser, und mit Kohlenstoff und Sauerstoff verbunden in fast allen organischen Körpern.

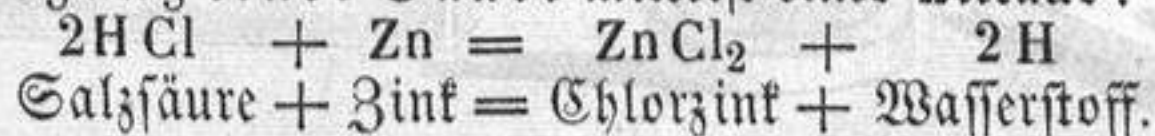
Der Wasserstoff wird gewonnen:

1) durch Elektrolyse des Wassers (Einleitung);

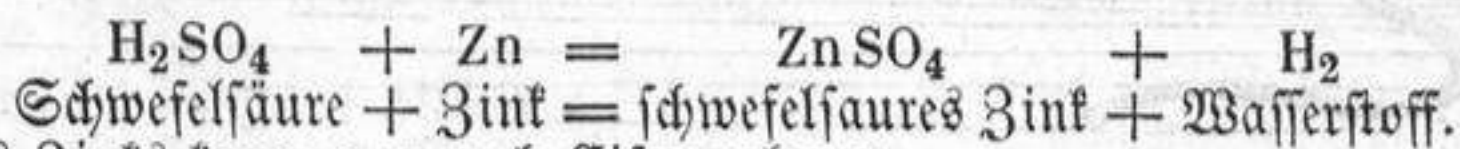
2) durch Zerlegung des Wassers durch Metalle:



3) durch Zerlegung einer Säure mittelst eines Metalls:



Oder:



Statt des Zinks kann man auch Eisen nehmen.

*) In neuerer Zeit ist der Wasserstoff von Pictet in Genf durch den ungeheuren Druck von 650 Atmosphären bei einer Temperatur von -140°C . zu einer stahlblauen Flüssigkeit verdichtet worden. Der Wasserstoff muß daher als der Dampf eines äußerst flüchtigen Metalls betrachtet werden.

2. Sauerstoff, Oxygenium, O = 16.

Darstellung. Versuch 1. Erhitzt man in einer Glasretorte oder in einer Probierröhre rotes Quecksilberoxyd, so setzt sich an dem nicht heißen Teile der Röhre metallisches Quecksilber an, während ein gasförmiger Körper durch den Gummischlauch entweicht und mittelst der pneumatischen Wanne aufgefangen werden kann. Das Gas im Glase ist Sauerstoff. Durch

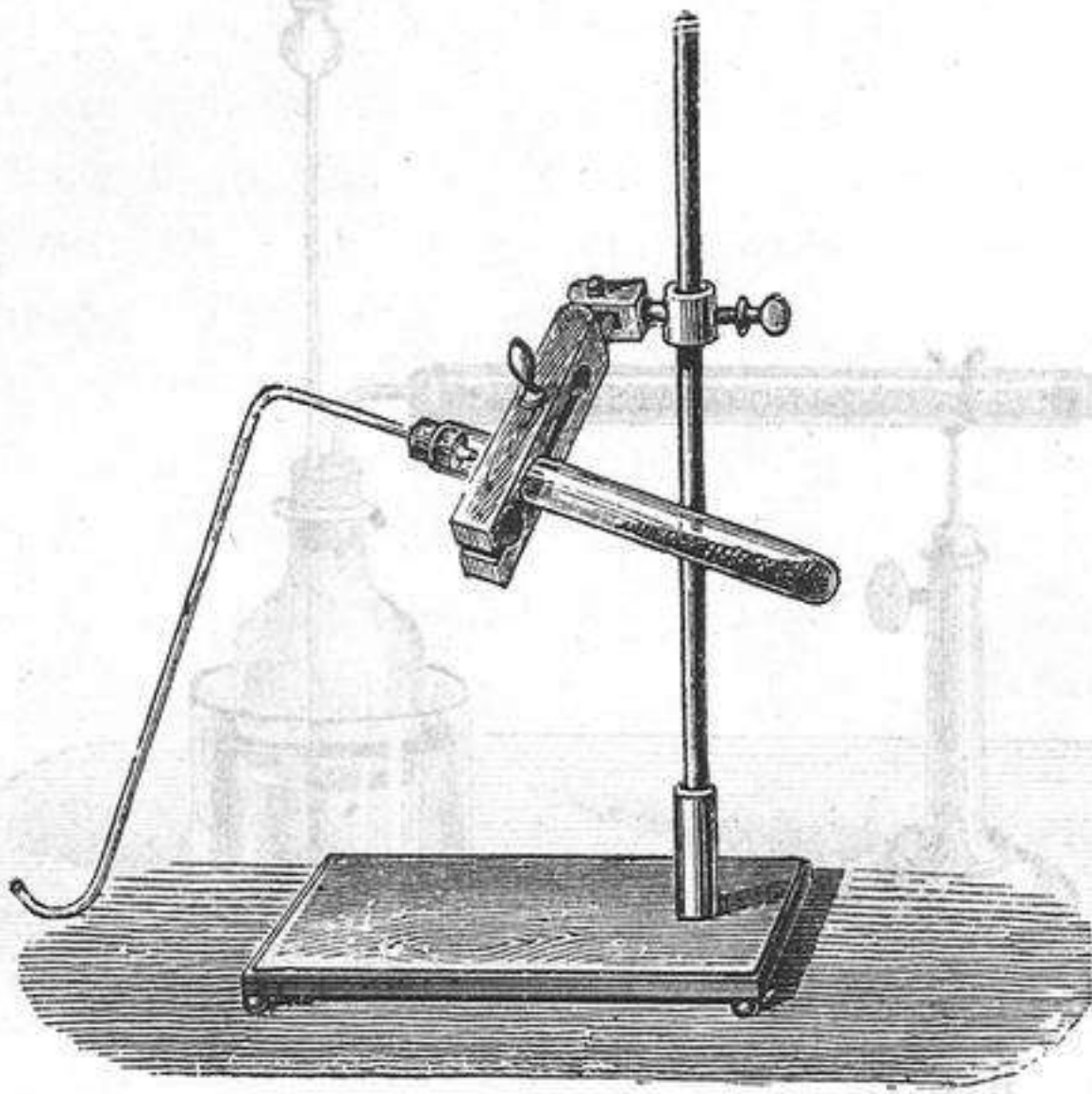


Fig. 8.

die Wärme ist das Quecksilberoxyd in seine beiden Bestandteile, Quecksilber und Sauerstoff, zerlegt worden. Von der Anwesenheit des Sauerstoffs überzeugt man sich am einfachsten dadurch, daß man einen glimmenden Holzspan an die Mündung der Röhre hält, derselbe wird hell aufflammen. (Fig. 8.)

Versuch 2. Um größere Quantitäten Sauerstoff zu entwickeln und einen Gasbehälter zu füllen, verwendet man vorteilhaft chlorsaures Kalium (Kaliumchlorat). Etwa 30 g chlorsaures Kalium mischt man mit der gleichen

Quantität trockenen Sandes oder pulverisierten Braunsteins mittelst einer Federfahne auf einem Papiere, bringt die Mischung in eine Retorte,

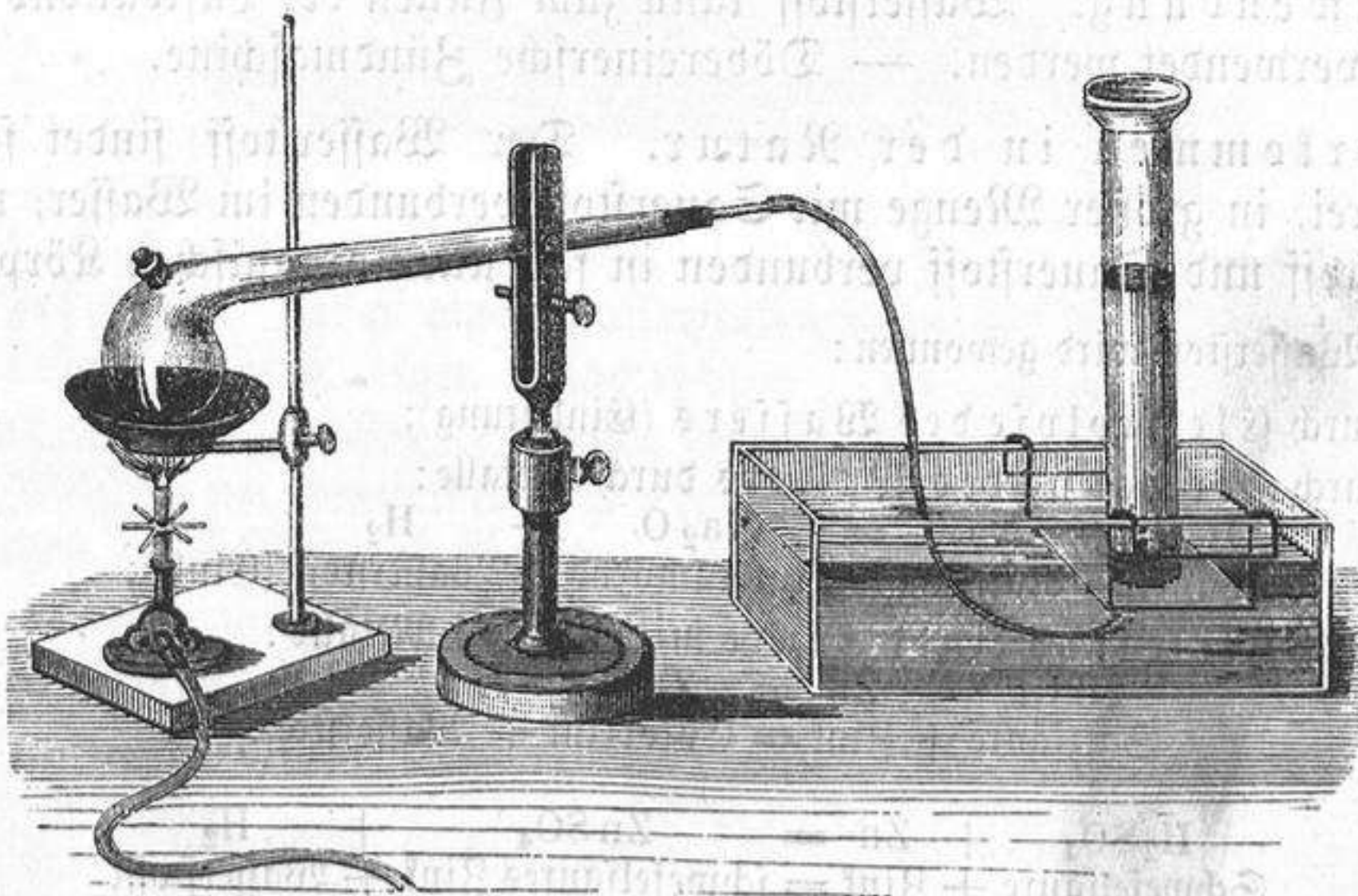


Fig. 9.

von welcher ein Glasrohr oder besser ein Gummischlauch in die pneumatische Wanne führt, und erhitzt allmählich.

Um das Zerspringen der Retorte während des Versuches zu vermeiden, bringt man diese in das Sandbad, d. h. man stellt auf den Retortenhalter oder auf einen Dreifuß

eine eiserne Schale, die halb mit feinem Sande gefüllt ist, und setzt die Retorte in den Sand. Ohne Sandbad zerspringt das Glas regelmäßig bei Beendigung des Versuches, wenn nicht langsames und vorsichtiges Abkühlen beobachtet wird. (Fig. 9.) Sofortiges Ausgießen des entstandenen flüssigen Chlorkaliums schützt ebenfalls vor dem Zerspringen der Retorte, doch ist dabei Vorsicht geboten.

Ist die Gasentwicklung in lebhaftem Gange, so füllt man über der pneumatischen Wanne etwa 10 Gläser (Standcylinder) in der früher angegebenen Weise mit Sauerstoff und verschließt jedes Gefäß mit einer Glasplatte.

Statt der Cylinder kann man auch gewöhnliche Flaschen mit Korkpfropfen nehmen.

Erklärung des chemischen Vorganges. Das chlorsaure Kalium besteht aus Kalium, Chlor und Sauerstoff. Durch die Wärme wird das Salz in seine Bestandteile zerlegt. Sauerstoff entweicht; die beiden andern Stoffe aber vereinigen sich zu Chlorkalium, das zwar zunächst flüssig ist, aber an der Oberfläche schnell erstarrt, eine Kruste bildet und den darunter ferner frei werdenden Sauerstoff nicht mehr entweichen läßt. Derselbe zersprengt bei weiterer Erwärmung die Retorte. Dem chlorsauren Kalium wird darum Sand oder Braunstein beigegeben, damit die Krustenbildung verhindert werde.

Versuch 3. In einem mit Sauerstoff gefüllten Cylinder nimmt man weder Farbe, noch Geruch wahr. Das Wasser hat eine geringe Menge von Sauerstoff absorbiert, es zeigt aber keinen besonderen Geschmack.

Versuch 4. In einen leeren, also mit atmosphärischer Luft gefüllten Cylinder taucht man einen glimmenden Holzspan, derselbe wird nur schwach fortglimmen. Ganz anders erkennt man die Anwesenheit des Sauerstoffes in einem damit gefüllten Cylinder. Gießt man in einen leeren Cylinder Sauerstoff, so wie man Wasser gießen würde, so kann man sich von dem Dasein des Sauerstoffes im unteren Cylinder durch einen glimmenden Holzspan leicht überzeugen, während der obere Cylinder Sauerstoff nicht enthält.

Versuch 5. Einen mit Sauerstoff gefüllten Cylinder lasse man einige Minuten unbedeckt stehen; das Gas wird sich noch vorfinden.

Versuch 6. Sauerstoff entzündet glimmende Körper, z. B. Feuerschwamm, das glimmende Docht eines eben ausgelöschten Wachsstockes u. a.

Versuch 7 u. 8. Schwefel brennt mit bedeutender Helligkeit. — Phosphor desgleichen. *)

Versuch 9 u. 10. Kupfer verbrennt im Sauerstoff mit grünem Licht. Zink verbrennt auf glimmendem Feuerschwamm im Sauerstoff mit blendend bläulich weißer Flamme.

Versuch 11. Eine stark geglähte, spiralförmig gewundene Uhrfeder ver-
sehe man am Ende mit glimmendem Feuerschwamm und tauche sie in das mit O gefüllte Gefäß. Das Eisen verbrennt unter lebhaftem Funkensprühen. Fig. 10.

*) Es empfiehlt sich bei diesem und den folgenden Versuchen, daß der Boden des Cylinders noch 1—2 cm mit Wasser bedeckt ist. Damit die Dämpfe nicht in die Stube kommen, bedeckt man den Cylinder mit einer Glasplatte. — Für die Versuche mit Phosphor und Schwefel gebraucht man am besten kleine Löffel aus Eisenblech mit einem langen Stiel aus Eisendraht. Der Löffel wird zur Hälfte mit Sand oder gestoßener Kreide gefüllt und das Stückchen Phosphor darauf gelegt. Ein Gehilfe entzündet vorsichtig den letzteren und der Experimentator führt den brennenden Phosphor, ohne die Wände des Gefäßes zu berühren, hinab in den Sauerstoff. (Phosphor — Vorsicht!)

*Versuch 12. Denselben Versuch kann man auch auf folgende Weise machen: Das unter ziemlich starkem Wasserdrucke aus dem Gasbehälter

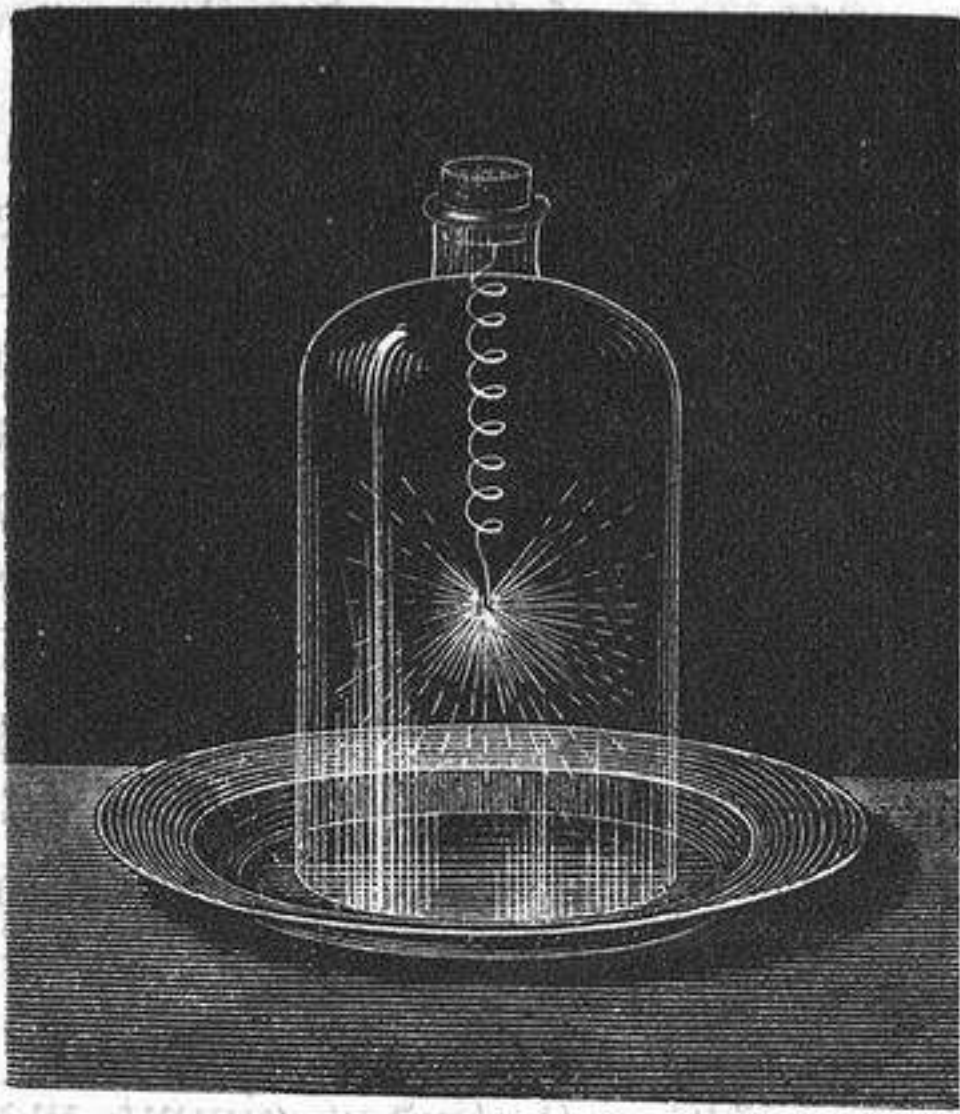


Fig. 10.

ausströmende Oxygen leite man in eine Spiritus- oder Leuchtgasflamme (Bunsenbrenner), so daß eine feine Stichtlamme entsteht. In dieselbe halte man eine Uhrfeder. Platin schmilzt auf diese Weise, und dazu sind 1700°C . erforderlich! Zink schmilzt und verbrennt mit blauer Flamme, Kupfer mit grüner, Messing mit blauer und grüner.

Eigenschaften. Sauerstoff ist ein farb-, geruch- und geschmackloses Gas, das vom Wasser nur in äußerst geringer Menge absorbiert wird und daher über Wasser aufgefangen werden kann. Er ist nicht brennbar, unter-

hält aber das Brennen angezündeter und bewirkt das Entflammen glimmender Körper. Brennbar Körper verbrennen in ihm mit starkem Glanze und großer Licht- und Wärmeentwicklung. Schwefel verbrennt in ihm zu schwefeliger Säure, Phosphor zu Phosphorsäure, Zink zu Zinkoxyd, Eisen zu Eisenoxydhydrat. Sauerstoff ist 1,1 mal so schwer als die atmosphärische Luft. (B.-G. L. = 1,1056.)

Vorkommen. Der Sauerstoff findet sich in der atmosphärischen Luft, im Wasser und in den meisten organischen und unorganischen Körpern. Die Luft besteht aus 79 Volumen Stickstoff und 21 Volumen Sauerstoff (dem Gewichte nach 23%). Bei einer Temperatur von 0° und dem gewöhnlichen Barometerstande sind in 1 Liter oder 1000 ccm Luft 0,3 g Sauerstoff enthalten, in 1 cbm also 300 g. — Im Wasser befindet sich Sauerstoff mit Wasserstoff chemisch verbunden. Dasselbe enthält $88\frac{8}{9}\%$ Sauerstoff. In einem Liter Wasser, welches 1000 g wiegt, befinden sich demnach 888,88 g Sauerstoff und 111,11 g Wasserstoff.

Außerdem kann man annehmen, daß kein Körper unserer Erdrinde ohne Sauerstoff ist; desgleichen findet sich derselbe neben Wasser-, Kohlen- und Stickstoff als Hauptbestandteil der gesamten organischen Welt. Man schätzt das Gewicht des Sauerstoffs auf $\frac{1}{3}$ des Gewichts der ganzen Erde.

Der Sauerstoff wird gewonnen:

a. auf chemischem Wege durch Erhitzen sauerstoffreicher Verbindungen, z. B.

KClO_3	=	KCl	+	3 O
Kaliumchlorat	=	Chlorkalium	+	Sauerstoff;
oder: HgO	=	Hg	+	O
Quecksilberoxyd	=	Quecksilber	+	Sauerstoff;

b. durch Elektrolyse des Wassers;

c. auf mechanische oder physikalische Weise durch Trennung des Sauerstoffs der Luft von dem Stickstoff derselben.

Anwendung des Sauerstoffs. Der chemisch reine Sauerstoff findet selten Anwendung. Doch existieren schon besondere Sauerstoffabriken.

Sauerstoff wird verwendet zur Herstellung des Drummondschen Kalklichtes (siehe Knallgas) und als Ozon zu Heilzwecken. Der Sauerstoff der atmosphärischen Luft ist unentbehrlich bei jedem Verbrennungsprozeß, beim Atmen.

Verhalten des Sauerstoffs anderen Stoffen gegenüber. Der Sauerstoff ist mit ungemein starker Affinität zu fast allen Körpern ausgerüstet, so daß nur wenige Stoffe seinem Einfluß entzogen sind.

1) Er verbindet sich mit den meisten Metallen. Der Rost am Eisen ist eine Eisen- und Sauerstoffverbindung (mit Wasser). In ähnlicher Weise erleiden Kupfer, Messing, Zink zc. durch den Sauerstoff Veränderungen. Die Verwitterung der Gesteine beruht zum nicht geringen Teil auch auf dem Einflusse des Sauerstoffs.

2) In alkoholiger Flüssigkeit verbindet sich der Alkohol mit dem Sauerstoff zu Essigsäure und macht dadurch Bier und Wein zc. sauer.

3) Fette und ätherische Öle werden unter dem Einfluß des Sauerstoffs ranzig, verdicken und verharzen. Brennöl, Butter.

4) Sauerstoff ist die Ursache des Verderbens mancher Nahrungsmittel. Eier werden faul, Eingemachtes verdirbt, Speisen werden sauer. (Darum luftdichter Verschluß der Konservbüchsen.)

Sauerstoffverbindungen und Allgemeines

im Anschluß an die vorstehenden Versuche.

Hätte man bei Versuch 1 genau $13\frac{1}{2}$ g Quecksilberoxyd verwendet, so würde nach dem vollständig zu Ende geführten Versuche das Quecksilber in der Retorte nur noch $12\frac{1}{2}$ g wiegen, 1 g Sauerstoff ist verschwunden. Im Dryde ist also das Gewicht des Sauerstoffs und seines mit ihm verbundenen Körpers enthalten.

Mole. Denken wir uns das Quecksilberoxyd auf mechanischem Wege zerteilt, so weit es möglich, so wird auch ein solches wirklich erreichbares Teilchen immer noch Quecksilber und Sauerstoff enthalten und zwar im oben angegebenen Verhältnis von $12\frac{1}{2} : 1$ oder $25 : 2$ oder $200 : 16$. Jedes solches kleinste, aber immerhin noch meßbare Teilchen nennt man nach dem lateinischen Worte moles (Masse) Mole, und diese wirklich ausführbare, reale, mechanische Teilung heißt molare Teilung.

Moleküle. Die Mole denkt man sich als Aggregate von unendlich kleinen, unmeßbaren Teilchen, Moleküle (von molecula, kleine Masse), von denen jedes aber immer noch ein kleinstes Teilchen Quecksilber und ein Teilchen Sauerstoff enthält. Die Moleküle sind auf mechanischem Wege nicht mehr darzustellen, sie sind durch ideale Teilung entstanden.

Atome. Die letzten, nicht mehr teilbaren, kleinsten Bestandteile der Moleküle aber sind die Atome (vom griechischen atomos, unteilbar).

Man unterscheidet demnach eine dreifache Teilung der Materie: 1) die molare, 2) die molekulare und 3) die atomistische.

Das Gewicht gleicher Volumen gasförmiger, flüssiger und fester Körper ist aber sehr verschieden. Dem entsprechend muß auch das Gewicht der Mole, Moleküle und Atome sehr verschieden sein. Das Atomgewicht des Wasserstoffs, des leichtesten Körpers, hat man = 1 angenommen, und danach bestimmt man das Atomgewicht der anderen Elemente.

Formeln. Man ist übereingekommen, mit der Bezeichnung eines Elements durch sein Symbol zugleich das Gewicht seines Atoms zu bezeichnen. H bedeutet also nicht nur Wasserstoff, sondern auch: Wasserstoff hat ein Atomgewicht von 1. O bedeutet: 1 Volum Sauerstoff wiegt 16 mal so viel als ein gleiches Volum H. Zwei Atome Wasserstoff bezeichnet man mit: H_2 ; drei Atome Wasserstoff = H_3 .

Ein Molekül Quecksilberoxyd, welches aus 1 Atom Hg und 1 Atom O besteht, erhält darum die Formel: HgO . Aber diese Formel sagt uns auch, daß jedes Molekül Quecksilberoxyd aus $200 + 16 = 216$ Gewichtsteilen besteht, von denen 200 auf Quecksilber, 16 auf Sauerstoff kommen.

$$1) \begin{array}{l} \text{Lauer} 216 : 48 = 16 : x \\ \text{Aneds.} 216 : 48 = 200 : x \end{array} \quad \left| \begin{array}{l} \frac{48 \cdot 16}{216} = 3 \frac{5}{9} \text{ gr.} \\ \frac{200 \cdot 48}{216} = 44 \frac{4}{9} \text{ gr.} \\ \hline 48 \text{ gr.} \end{array} \right.$$

Aufgabe 1) a. Wie viel Sauerstoff, b. wie viel Quecksilber ist in 48 g HgO enthalten? — 2) Wie viel von jedem Stoffe ist in 100 Gewichtsteilen HgO enthalten? — 3) Wie ist also die prozentische Zusammensetzung des HgO?

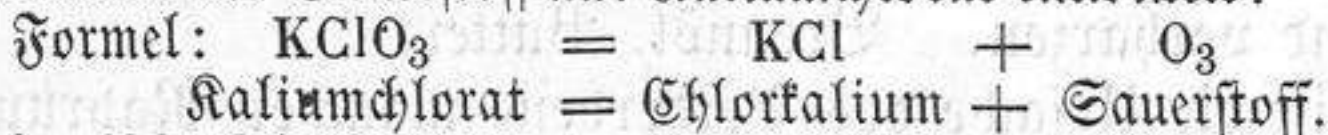
Zu unserm anderen Versuche benützten wir chloresäures Kalium (Kaliumchlorat). Es hat die Formel KClO_3 d. h. jedes Molekül Kaliumchlorat besteht aus 1 Atom Kalium, 1 Atom Chlor und 3 Atomen Sauerstoff. 1 Atom K hat aber das Atomgewicht 39, 1 Atom Cl 35,5 und 3 Atome O = $3 \cdot 16 = 48$. 1 Molekül chloresäures Kalium denken wir uns darum aus 5 Atomen bestehend, die zusammen $39 + 35,5 + 48 = 122,5$ Gewichtsteile haben. Man sagt dann, das Molekulargewicht des KClO_3 sei 122,5. In 122,5 g KClO_3 würden demnach 39 g Kalium u. s. f. enthalten sein.

Aufgabe 4) a. Wie viel von jedem Stoff ist in 100 g KClO_3 enthalten? b. Welches ist die prozentische Zusammensetzung des Kaliumchlorats? — 5) Wenn 1 Liter Sauerstoff 1,4 g wiegt, wie viel Liter Sauerstoff können aus 30 g KClO_3 gewonnen werden, wenn aller Sauerstoff entweicht?

Einen chemischen Prozeß drückt man durch eine Gleichung aus.

In Versuch 1 wurde HgO durch Wärme zersetzt, und wir erhielten Hg und O. Das bezeichnet man kurz: $\text{HgO} = \text{Hg} + \text{O}$.

Ferner wurde der Sauerstoff aus Kaliumchlorat entwickelt:



Eine chemische Gleichung ist wie eine algebraische anzusehen; die Summe der Atomgewichte auf der einen muß gleich sein der Summe der Atomgewichte auf der andern Seite des Gleichheitszeichens.

Durch die chemischen Prozesse kann an Stoff nichts erzeugt werden, aber es kann auch kein Atom eines Stoffes zunichte werden; die Menge der Materie im Weltall war und bleibt stets dieselbe.

Bei der Elektrolyse des Wassers (Einleitung) fanden wir, daß in dem Schenkel a sich genau noch einmal soviel Wasserstoff entwickelt hatte als in der Röhre b Sauerstoff. Es muß darum jedes durch den galvanischen Strom zersetzte Molekül Wasser aus 3 Teilen bestehen, von denen 2 auf H und 1 Teil auf O kommen. Daraus ergibt sich für Wasser die Formel: H_2O .

Die Entwicklung des Wasserstoffs mit Hilfe des Natriums können wir nun durch eine Gleichung kurz darstellen: $\text{H}_2\text{O} + 2\text{Na} = \text{Na}_2\text{O} + 2\text{H}$.

Das Natrium tritt an die Stelle des Wasserstoffs, es findet eine Substitution statt.

Bei der Wasserstoffentwicklung aus Zink (Zn) und Schwefelsäure (H_2SO_4) und Wasser (H_2O) gestaltet sich die Gleichung:



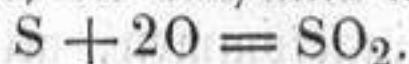
Auch hier substituiert das Zink den Wasserstoff.

Nehmen wir statt H_2SO_4 Salzsäure oder Chlorwasserstoffsäure, so ergibt sich die Gleichung: $\text{Zn} + 2\text{ClH} + \text{Wasser} = \text{ZnCl}_2 + 2\text{H} + \text{Wasser}$.

Es ist neben dem Wasserstoff Chlorzink oder Zinkchlorür entstanden.

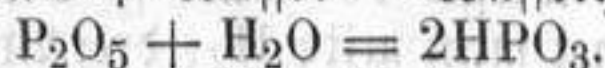
Aufgabe 6) Wie würden sich die Gleichungen gestalten, wenn man statt des Zinks Eisen genommen? — 7) Wenn 1000 ccm H bei einem Barometerstande von 760 mm und 0° 0,0896 g (= 1 Krith) wiegen, wie viel Liter Wasserstoff kann man dann mit 15 g Zn und der erforderlichen Menge verdünnter Schwefelsäure gewinnen?

Bei der Schwefelverbrennung in Sauerstoff entstand ein stechend riechendes Gas. Es war dies SO_2 , schwefelige Säure, die nach und nach vom Wasser absorbiert wurde.



Bei der Phosphorverbrennung ($2\text{P} + 5\text{O} = \text{P}_2\text{O}_5$) entstand ein weißer Nebel aus Phosphorsäure P_2O_5 , der sich binnen kurzer Zeit mit dem Wasser verband.

Wasserfreie Phosphorsäure + Wasser = Wasserhaltige Phosphorsäure.



Wir haben nun schon eine ganze Anzahl chemischer Formeln gefunden und dabei bald ein, bald mehrere Atomgewichte eines Stoffes in die Verbindung eintreten sehen. Aber immer und überall auf der Erde sind diese Gewichtsmengen für einen Stoff dieselben. Ob das Quecksilberoxyd unterm Äquator oder unter den Polen sich befindet, es

besteht immer aus $\text{Hg} + \text{O}$, so daß 200 Gewichtsteile auf Hg und 16 auf O fallen. Hat sich Quecksilber mit Schwefel zu Zinnober verbunden, so finden wir, daß auf je 200 Gewichtsteile Hg stets 32 Gewichtsteile S fallen.

Durch vielfache Versuche hat sich gezeigt, 1. daß alle chemischen Verbindungen eine konstante Zusammensetzung zeigen, oder daß, wenn und wo immer sich zwei (oder mehrere) Elemente miteinander verbinden, dies nur in ganz bestimmten Gewichtsverhältnissen geschieht. (Die Atomgewichte nennt man auch Verbindungsgewichte.)

2. Das Gewicht einer Verbindung ist stets gleich der Summe der Gewichte ihrer Bestandteile.

Wir haben bei dem Verhalten des Sauerstoffs zu andern Körpern in unseren Versuchen bereits gesehen, daß in einem Falle Hg sich mit 1 O zu HgO verbunden hatte; wir finden S mit 2 O zu SO_2 , im Kaliumchlorat (KClO_3) 3 O, in der Schwefelsäure (H_2SO_4) 4 O, in der wasserfreien Phosphorsäure (P_2O_5) 5 O, und in der wasserhaltigen (2HPO_3) gar 6 O in der Verbindung. Daraus ergibt sich das Gesetz der multiplen Proportionen: Es verbinden sich stets ein oder mehrere Verbindungsgewichte des einen mit einem oder mehreren Verbindungsgewichten des andern Elements; die Anzahl dieser Verbindungsgewichte ist aber nicht jede mögliche, sondern es sind die einfachen ganzen Zahlen, welche namentlich in folgende Verhältnisse treten: 1:2, 2:3, 2:5, 1:4.

Der Sauerstoff kann sich mit allen Elementen (Fl ausgenommen) und vielen zusammengesetzten Körpern chemisch verbinden. Der Vorgang der Verbindung des Sauerstoffs mit einem Körper heißt *Oxydation*, der neue Körper *Oxyd* (Quecksilberoxyd). Die Entfernung des Sauerstoffs aus den Oxyden nennt man *Desoxydation* oder *Reduktion* (desoxydieren, reduzieren).

Die Sauerstoffmenge aber, die eine Verbindung mit einem Körper eingeht, kann, wie wir oben gesehen, sehr verschieden sein. Man unterscheidet darum *Oxydationsstufen* und nennt dieselben von der geringsten Sauerstoffmenge ausgehend: *Oxydul*, *Suboxyd*, *Oxyd*, *Sesquioxyd* (sesqui = anderthalb), *Superoxyd*, *Säure*. Doch finden sich sämtliche Oxydationsstufen nie bei einem Element. — Oft bildet man auch die Namen der Verbindungen in der Weise, daß man die Verbindung eines Elements mit 1 Atom O: *Oxyd* (*Monoxyd*) nennt, die mit 2 Atomen O: *Dioxyd*, mit 3 Atomen: *Trioxyd*, mit 4 Atomen: *Tetroxyd*, mit 5 Atomen: *Pentoxyd* u. s. w.

***Versuch 12.** Eine mit Selterswasser und grünen Pflanzenteilen gefüllte Flasche wird sorgfältig verschlossen und dem Sonnenlicht ausgesetzt. Im oberen Teile der Flasche sammelt sich Sauerstoff, dessen Gegenwart leicht durch einen glimmenden Holzspan nachzuweisen ist. Vergleiche Fig. 123.

***Versuch 13.** Nachweis, daß ein Körper während seiner Verbrennung an Gewicht zunimmt (nach A. W. Hofmann):

Man befestige an dem Schalenbügel einer Wage, die wenigstens noch für Zentigramme empfindlich ist, einen, in Eisenfeilspäne oder Eisenpulver eingetauchten Hufeisenmagnet, und zwar so, daß sich die beiden Pole noch über der Wagschale befinden. Zündet man dann, nachdem man tariert hat, den fein zerteilten Eisenstaub mit einer Spiritusflamme an, so wird die Schale mit dem Magnet sofort sinken.

Aufgabe 8) Wenn 6 g Eisenpulver zu Eisenoxydul (FeO) verbrennen, wie viel wird die Gewichtszunahme betragen?

Ozon.

Eine eigentümliche Modifikation des Sauerstoffs ist das 1840 von Schönbein entdeckte *Ozon*. Es unterscheidet sich von diesem durch ungleich heftigere chemische Einwirkungen auf Elemente und Verbindungen, führt darum auch den Namen *aktiver Sauerstoff*. Ozon erzeugt bei Oxydationen gleich die höchsten Stufen: Schwefel verbrennt in ihm in Gegenwart von Wasserdampf

zu Schwefelsäure zc.; es zerlegt Verbindungen, die gewöhnlicher Sauerstoff nicht zerlegt, z. B. Jodkalium, indem er sich mit Kalium verbindet und Jod frei macht; es zerstört Pflanzenfarben und bleicht sie, reizt heftig die Atmungsorgane und wirkt auf die Schleimhäute. Ozon wirkt in der Luft miasmenzerstörend; reicher Ozongehalt derselben verhindert darum epidemische Krankheiten. Auch die bleichende Wirkung der Luft (Naturbleiche, Rasenbleiche) schreibt man dem Ozongehalte derselben zu und erklärt sie als Oxydation des in den pflanzlichen Farbstoffen enthaltenen Wasserstoffs. Ozon bildet sich immer, wenn Wasser rasch verdampft; auch durch Elektrizität wird es erzeugt. Es ist bei längerem Drehen einer Elektrifiziermaschine oder beim Arbeiten eines kräftigen Induktionsapparates leicht durch den eigentümlichen Geruch wahrzunehmen, woher es auch seinen Namen hat (vom griechischen ozein = riechen). Leitet man durch trockenes Sauerstoffgas einen starken elektrischen Funken, so erhält man Ozon (elektrisch gemachten Sauerstoff). In der atmosphärischen Luft findet es sich in geringer Menge und ist wahrzunehmen kurz nach einem Gewitter; der eigentümliche Geruch, der im Frühjahr in Wäldern und auf blumigen Wiesen bemerkt wird, rührt zum Teil auch von ihm her, denn bei Verdunstung ätherischer Öle entsteht es auch. Gießt man Terpentinöl in dünnen Schichten auf flache Teller, so bildet es sich. Zur Erkennung des Ozons dienen die Ozonometer, mit (Jodkalium enthaltenden) Stärkekleister bestrichene Papierstreifen. Ozon macht das Jod frei und dies färbt das Stärkepapier blau. Aus dem Grade des Blauwerdens läßt sich einigermaßen auf den Ozongehalt der Luft schließen.

Vom Wasser.

Vorkommen. Das Wasser findet sich in der Natur als Quell-, Fluß-, Meer- und Mineralwasser, chemisch gebunden in vielen Mineralien, in den meisten organischen Körpern, in der Luft als Wasserdampf, Nebel, Wolken, Regen, Schnee und Hagel.

Mineralwässer enthalten einen oder mehrere Bestandteile in größerer Menge aufgelöst, so daß sie eine medizinische Wirkung hervorbringen.

Säuerlinge (oder Sauerbrunnen) enthalten viel freie Kohlensäure; die wertvollsten Säuerlinge enthalten zugleich Eisenkarbonat (Stahlquellen).

Salzsolen enthalten Kochsalz; jodhaltige sind die wertvollsten.

Bitterwässer enthalten Magnesium- und Natriumsulfate.

Schwefelquellen enthalten Schwefelwasserstoff; besonders die warmen Quellen oder Thermen haben den Vorzug.

Versuch 1. Wiederhole Versuch 8 auf Seite 8. Wasser ist also das Verbrennungsprodukt des Wasserstoffs in Luft oder Sauerstoff.

Aufgabe 9) Wie viel g Wasser erhält man durch Verbrennen von 7,5 g H, und wie viel O ist dazu erforderlich?

Versuch 2. Legt man Alaun auf ein Blech und erhitzt dasselbe, so schmilzt das Salz im eigenen Wasser. Das Wasser ist hier nötig gewesen zur Krystallbildung und führt den Namen: Krystall- oder Krystallisationswasser. Glaubersalz enthält 10 Moleküle Krystallwasser: $\text{Na}_2\text{SO}_4 + 10$ Moleküle Wasser. Einige Krystalle, welche viel Krystallwasser enthalten, verlieren dasselbe bei längerem Liegen an der Luft, sie verwittern, z. B. Soda = $\text{Na}_2\text{CO}_3 + 10$ Moleküle Wasser.

Versuch 3. Wirft man Kochsalz (NaCl) auf eine glühende Platte, so erfolgt ein Zerplatzen der Krystalle. Hier ist das Wasser mechanisch eingeschlossen. Durch das Erhitzen dehnt es sich aus, und die Krystalle dekrepitieren. Dieses Wasser heißt: Dekrepatationswasser.

Versuch 4. Bei der Wasserstoffgewinnung mittelst Natrium (S. 2) verband sich das Natriumoxyd mit Wasser. In einer solchen chemischen Verbindung führt das Wasser den Namen: Hydratwasser: $\text{Na}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O}$ oder 2HNaO oder HNaO , desgleichen H_2SO_4 .

Bei der Bestimmung des Volumengewichts (spezifisches Gewicht) fester und flüssiger Körper nimmt man das Wasser (bei 4°C.) als Einheit an. (B.=G. W.) Das spezifische Gewicht des Wasserdampfes ist, wenn die atmosphärische Luft als Einheit genommen wird, $= 0,623$. (B.=G. L. $= 0,623$.) Wasserdampf ist 9mal so schwer als Wasserstoff. (B.=G. H. $= 9$).

(Über die Bestimmung des spez. Gewichtes der Körper, über Verdampfen, Verdunsten, Kondensieren des Wassers zc. vergleiche die betreffenden Abschnitte in meinem Lehrbuche der Physik.)

Auflösen. Versuch 5. Ein Kochfläschchen füllt man mit etwa 20 g Wasser zu 0° . Hierzu schüttet man 7 g Kochsalz. Das Salz wird sich im Wasser auflösen. Eine weitere Zuthat von Kochsalz bleibt ungelöst. Bei Erwärmung des Wassers auf 100° aber löst sich noch 1 g auf. Wenn eine bestimmte Menge Wasser bei einer bestimmten Temperatur von einem zu lösenden Körper nichts mehr aufnimmt, so nennt man die Lösung eine gesättigte oder konzentrierte. Eine Lösung muß klar sein.

Andere Salze zeigen andere Löslichkeit bei verschiedenen Temperaturen.

* In 100 Gewichtsteilen Wasser lösen sich

		KaNO_3	PbN_2O_6	Na_2SO_4	MnSO_4	Alaun	SrN_2O_6
bei	0°	13,3	36,5	4,8	55,4	3	39,5
	+ 10°	21,1	44,4	9,0	61,1	4	54,9
	+ 20°	31,2	52,2	19,5	66,3	6	70,8
	+ 50°	86,0	78,7	46,7	74,8	17	92,6
	+ 100°	247,0	127,0	42,5	52,9	154	101,1.

Aufgabe 10) Wie viel g Na_2SO_4 lösen sich in 1 Liter Wasser bei 50° ? —

11) Wie viel MnSO_4 bei 10° ?

Versuch 6. Man löse Alaun. Unter allmählicher Erwärmung der konzentrierten Lösung setze weitere Mengen von Alaun zu.

Versuch 7. Mandampfe eine gesättigte Lösung (etwa Salpeterlösung) ab. Es bilden sich Krystalle. Der Rückstand der Lösung heißt Mutterlauge.

Der Siedepunkt verschiedener Lösungen ist verschieden. Eine gesättigte Kochsalzlösung siedet bei $+110^\circ$, Salpeterlösung bei $+114^\circ$, Chlorcalciumlösung bei $+180^\circ$.

Versuch 8. Filtrieren. Von solchen Stoffen, welche im Wasser nicht gelöst sind, sondern nur mehr oder weniger fein zerteilt darin schwimmen (darin suspendiert sind), reinigt man dasselbe durch Filtrieren, indem man das Wasser durch einen porösen Körper hindurchsickern läßt, der die Beimischungen zurückhält. Bei der Filtration großer Wassermassen wendet man Behälter an, welche unten eine Lage groben Kies, dann eine dicke Schicht Sand und darüber wieder eine Lage Kies enthalten. Neuerdings werden für den Hausgebrauch die Kohlenfilter empfohlen. Im Laboratorium

braucht man zum Filtrieren Fließpapier. Man nimmt etwa ein Quartblatt (je nach Größe des Trichters), bricht es in der Mitte quer zusammen, faltet es noch einmal, so daß vier gleiche Stücke über einander liegen, öffnet die Falten halb und legt das Blatt in den Trichter. Die über den Rand desselben hervorragenden Papierstücke schneidet man mit der Schere sauber ab und drückt das Papier an die Trichterwand. Die zu filtrierende Flüssigkeit wird in das Filter gebracht. Die mechanisch zerteilten Stoffe werden vom Papier zurückgehalten, während die klare Flüssigkeit durch die Poren sickert. — Man filtriere Wasser, das von Thon trüb ist.

Destillation. Versuch 9. Stoffe, die im Wasser löslich sind (also nicht bloß suspendiert), trennt man vom Wasser durch den Destillationsprozeß.

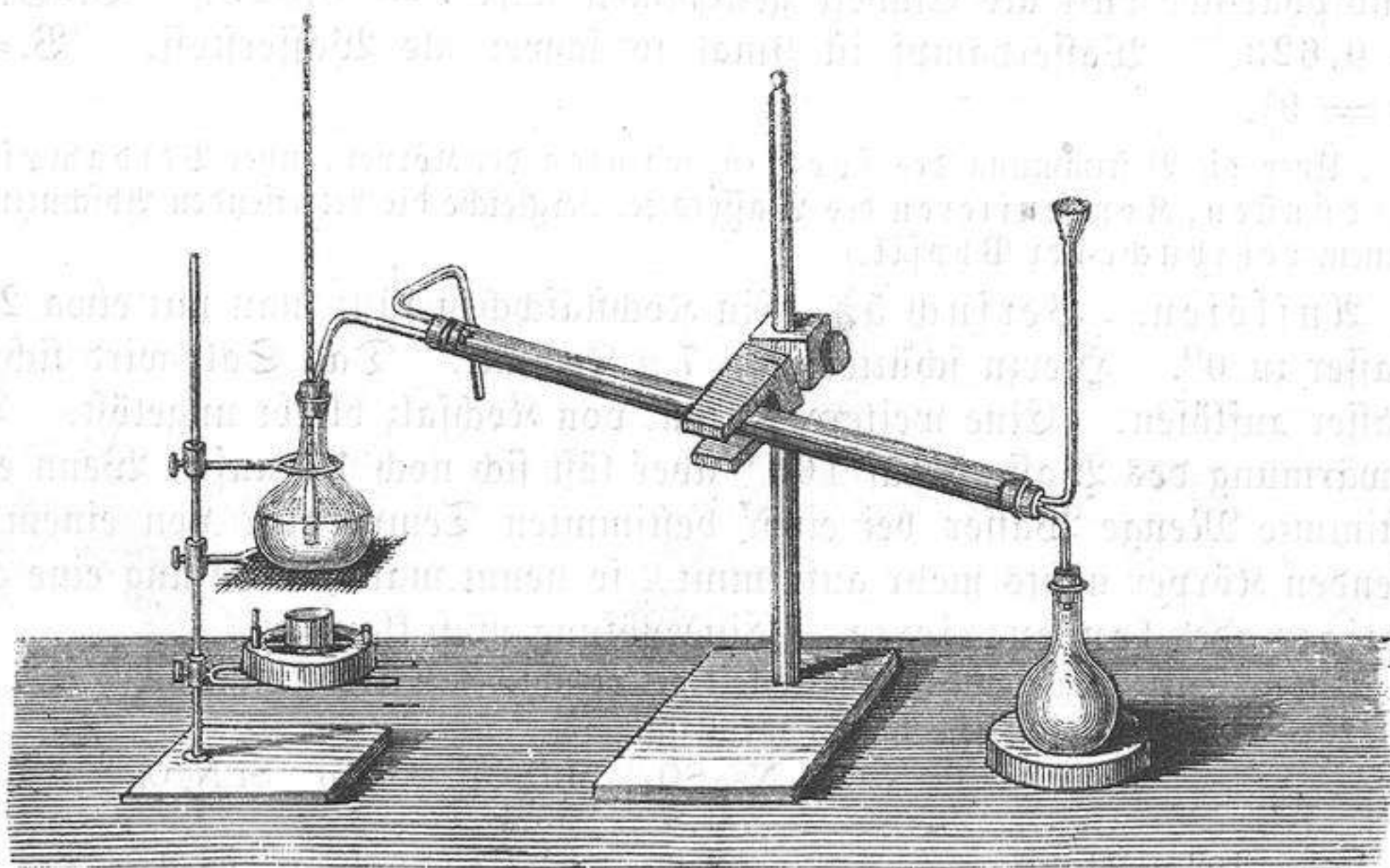


Fig. 11.

(Destillieren von destillare = herabträufeln.) Zweckmäßig verwendet man dazu den Liebig'schen Kühler, der das Prinzip der Kondensationsvorrichtungen anschaulich darlegt. Das ununterbrochen zuströmende kalte Wasser umgiebt die Dampfrohre, kühlt sie und fließt unten ab. Die Dämpfe verdichten sich und tröpfeln als chemisch reines Wasser (aqua destillata) in ein untergestelltes Gefäß. Man löse im Kochfläschchen Kochsalz, färbe die Lösung mit Indigo und koche.

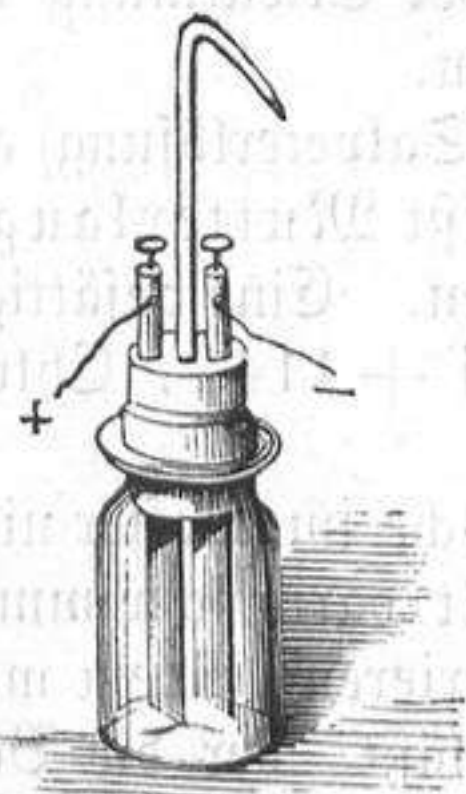


Fig. 12.

Chemisch reines Wasser ist farb-, geruch- und geschmacklos.

* Elektrolyse des Wassers. Versuch 10. (Vergleiche: Einleitung. a.) Je nachdem der eine oder der andere Wasserzersehungsgapparat zugebote steht, zerlege man das Wasser durch den elektrischen Strom in seine Bestandteile. Steht nur der Knallgasapparat (Fig. 12) zur Verfügung, so sei man vorsichtig beim Verbrennen des Gases.

In dem Apparat (Fig. 1) erkennt man leicht durch Versuche den Sauerstoff und Wasserstoff. (Entflammen glimmender Körper: O; Brennbarkeit: H.) Der Apparat

Fig. 13 zeigt die Volumina des aus dem Wasser entwickelten Sauer- und Wasserstoffes. Am positiven Pole steigen die Sauerstoff-, am negativen die Wasserstoffbläschen empor. Darum ist Sauerstoff negativ, Wasserstoff positiv elektrisch. (Siehe Tabelle I und Lehrbuch der Physik § 145.)

Wasser besteht aus 1 Raumteil O und 2 Teilen H. Daher die Formel H_2O . Beide Gase in diesem Verhältnis gemengt, geben das leicht explodierende und fürchterlich wirkende Knallgas. (Vergl. S. 8, Versuch 10.)

Versuch 11. Um einen gefahrlosen Versuch mit Knallgas vorzunehmen, füge man an die Röhre des Apparats Fig. 12 einen Gummischlauch und leite das Gas in Seifenwasser. Die Seifenblasen füllen sich mit dem Gase. Den Schlauch nehme man aus dem Wasser und zünde die Blasen an. Das Knallgas verbrennt mit starkem Knalle.

Versuch 12. Man fülle eine elektrische Pistole mit Knallgas und lasse den elektrischen Funken durchschlagen.

Bei jeder chemischen Verbindung entsteht Wärme. Die bei der Vereinigung von H und O entstehende Temperatur ist so groß, daß der eben gebildete Wasserdampf so sehr ausgedehnt wird, daß er ein weit größeres Volumen einnimmt, als beide Gase vor ihrer Vereinigung.

Knallgas erzeugt die größte Hitze, welche überhaupt hervorgebracht werden kann. Platin (Draht), Porzellan, Basalt schmelzen in dieser Flamme.

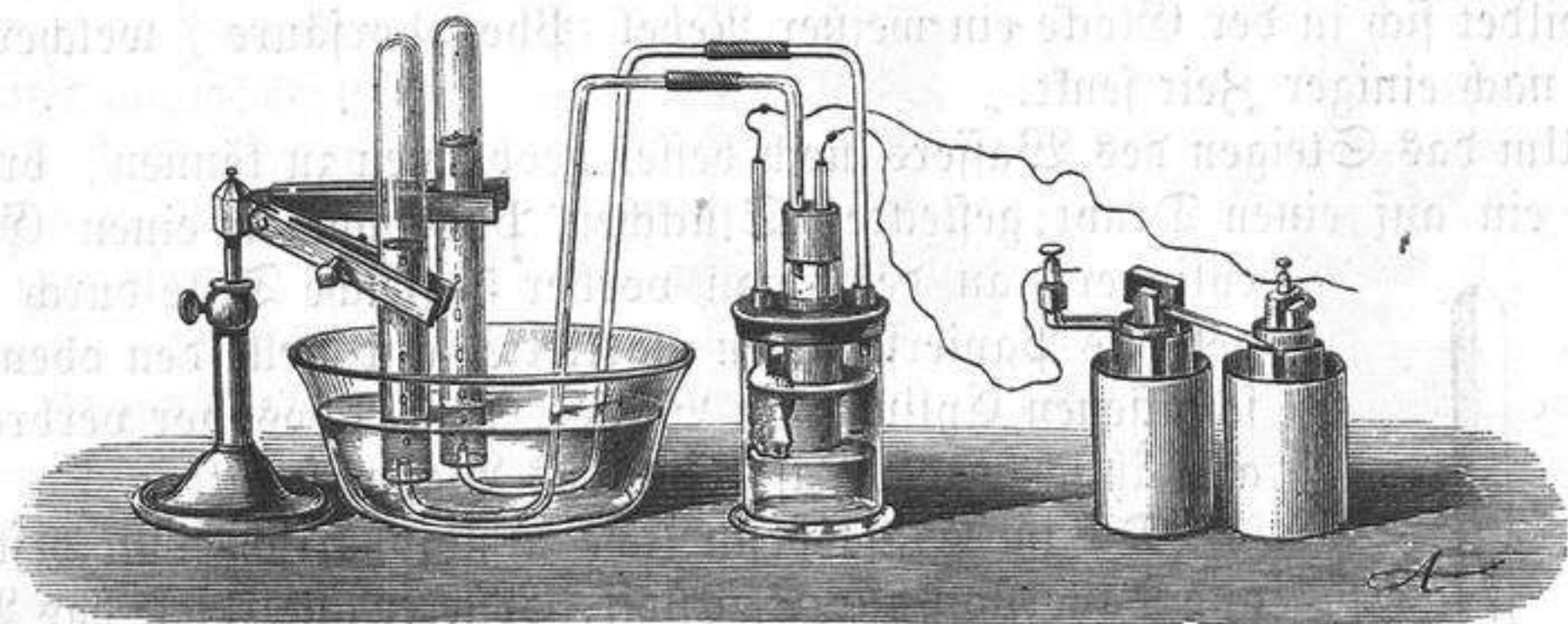


Fig. 13.

Versuch 13. Man fülle einen Gasbehälter mit Wasserstoff und einen mit Sauerstoff, entzünde das unter schwachem Druck entweichende Hydrogen und führe in den unteren Teil der farblosen Flamme das unter stärkerem Druck entweichende Oxygen, so, daß eine Stichel Flamme entsteht. Es ist dies auch eine Knallgasflamme, die durchaus ungefährlich, doch das Schmelzen von Eisendraht, Platindraht etc. deutlich zeigt. Man glühe ein Stückchen Kreide in dieser Flamme. Drummond'sches Kalklicht.

(Der Lehrer halte mit ruhiger und sicherer Hand den verbrennenden Körper und lasse durch einen Gehilfen die Hähne an den Gasometern zur rechten Zeit schließen oder öffnen.)

Bedeutung des Wassers im Haushalte der Natur. Alles Leben ist vom Wasser abhängig. Das Keimen, Entwickeln und Wachsen aller organischen Gebilde ist nur unter Mitwirkung des Wassers möglich.

(Nachzuweisen.) Das Wasser wirkt auch wegen seiner chemischen und physikalischen Eigenschaften verändernd auf die Gestaltung der Erdoberfläche ein. (Nachzuweisen.)

Bedeutung des Wassers im Haushalte der Menschen. Zum Trinken, Bereiten der Speisen, Waschen und Baden und zu unzähligen technischen Arbeiten wird es verwendet. Für diese verschiedenen Zwecke ist es aber keineswegs bedeutungslos, welcher Art das zu verwendende Wasser ist. Wir haben gesehen, daß das gewöhnliche Wasser stets Stoffe in sich aufgelöst enthält, mit denen es teils chemisch, teils mechanisch verbunden ist. Eine genaue Untersuchung des Wassers wird uns später ermöglicht sein. Besonders ist es der Kalkgehalt des Wassers, der dasselbe zu manchen Anwendungen unbrauchbar macht, z. B. zum Waschen, zum Kochen von Hülsenfrüchten u. a. — Kalkhaltiges Wasser nennt man hartes, kalkfreies weiches Wasser. — Doch reicht im Haushalt sehr oft ein Zusatz von Soda aus, um aus hartem weiches Wasser zu machen. Weiteres siehe bei Calcium.

Aufgabe 12) Wie viel g H_2O muß man durch den galvanischen Strom zersetzen, um 10 Liter Wasserstoff zu erhalten?

3. Stickstoff, Nitrogenium, $N = 14$.

Darstellung. Versuch 1. Verbrennt man unter einer mit Wasser abgesperrten Glocke (oder einem weiten Cylinder, einem Glase) Phosphor (Vorsicht!), so erlischt nach einiger Zeit die Flamme, und das Wasser steigt. Es bildet sich in der Glocke ein weißer Nebel (Phosphorsäure), welcher sich aber nach einiger Zeit senkt.

Um das Steigen des Wassers noch besser beobachten zu können, bringe man ein auf einen Draht gestecktes Stückchen Phosphor in einen Glaszylinder, an dem man vorher 5 gleiche Teile durch aufgeklebte Papierstückchen markierte, und stelle den oben geschlossenen Cylinder in Wasser. Der Phosphor verbrennt allmählich in der Luft, und das Wasser steigt.

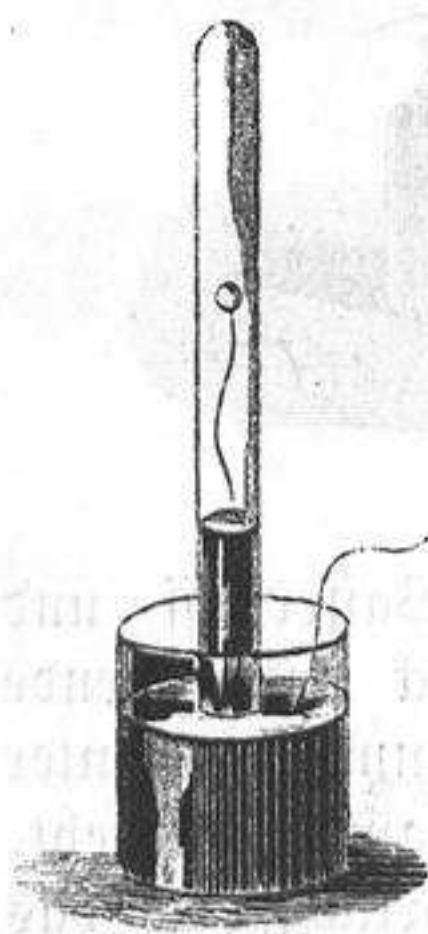


Fig. 14.

Die im Glase befindliche atmosphärische Luft bestand aus Sauerstoff und Stickstoff. Ersterer unterhielt das Verbrennen, d. h. verband sich mit dem brennenden Körper. Die übrig gebliebene Luft ist Stickstoff. Etwa $\frac{1}{5}$ des Volumens der atmosphärischen Luft im Glase ist jetzt mit Wasser erfüllt. Das Wasser ist an die Stelle des eine Verbindung eingegangenen Sauerstoffs getreten. Daraus ergibt sich, daß die atmosphärische Luft zu $\frac{4}{5}$ aus Stickstoff und zu $\frac{1}{5}$ aus Sauerstoff besteht.

Vorkommen. Außer in der atmosphärischen Luft findet sich der Stickstoff im Pflanzen- und Tierkörper, z. B. im Blute, Fleische, Eiweiß, in den Alkaloiden; aber auch in Mineralien, die organischen Ursprungs sind, z. B. der Steinkohle, ganz besonders aber im Salpeter (Salpeter = nitrum).

Name und Eigenschaften. Versuch 2. Bringt man in ein mit Stickstoff erfülltes Glas einen brennenden Holzspan, so erlischt derselbe.

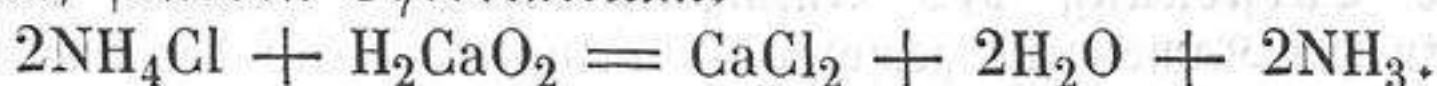
Weil dieses Gas weder das Brennen, noch tierisches Leben unterhalten kann, führt es den Namen Stickstoff. Es ist aber nicht giftig; es ist farb-, geruch- und geschmacklos und um ein geringes leichter als die atmosphärische Luft. (B.-G. L. = 0,97.) Es besitzt nur sehr schwache Affinität.

Stickstoffverbindungen.

A. mit Wasserstoff:

a. Ammoniak = NH_3 .

Darstellung. Versuch 3. Reibt man in einem Porzellanmörser Salmiak (Chlorammonium = NH_4Cl) mit gelöschtem Kalk (H_2CaO_2), so entweicht bald ein farbloses Gas von stechendem Geruche, das den Namen Ammoniak führt. Die weiße Masse in dem Mörser ist nicht mehr Kalk und Salmiak, sondern Chlorcalcium.



Eigenschaften. Versuch 4. Über den Mörser in das entströmende Gas halte man angefeuchtetes rotes Lackmuspapier*). Dies wird blau.

Versuch 5. Entwickelt man das Gas in einem Kochfläschchen und leitet es in Wasser, so wird es vom Wasser absorbiert. (1 Volumen Wasser nimmt bei 0° 1050 Volumen des Gases auf.) Diese Lösung führt den Namen kauftisches (= äzendes) Ammoniak, Ammoniakflüssigkeit oder Salmiakgeist.

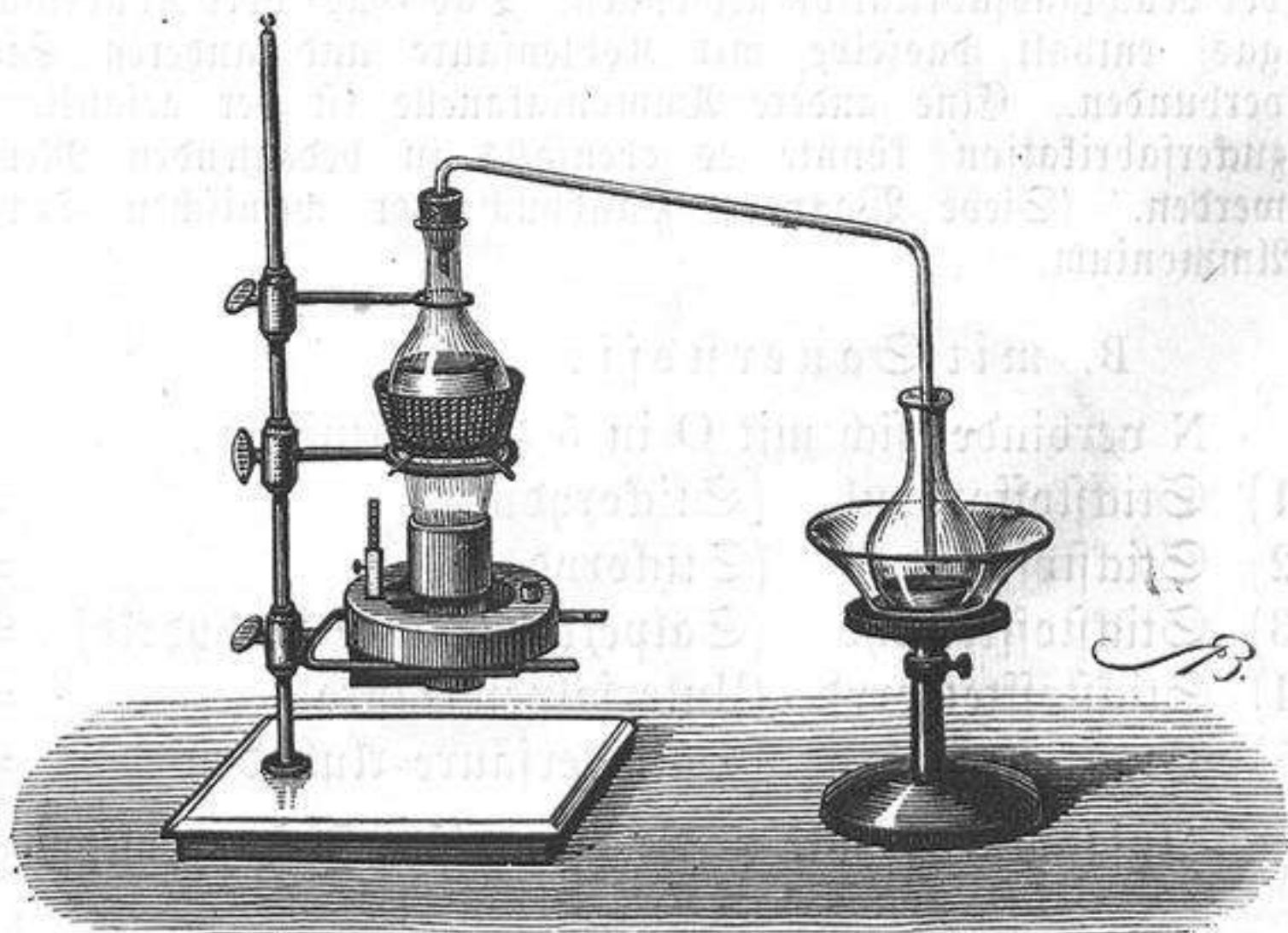


Fig. 15.

* Versuch 6. Um die Absorption des Gases von Wasser recht anschaulich auszuführen, füllt man eine Flasche mit Ammoniakgas (über Quecksilber aufzufangen) und schließt sie durch einen Kork, der eine am Ende zugeschmolzene Glasröhre trägt. Diese Flasche taucht man mit der Röhre in ein Glas mit Wasser und bricht unter Wasser die Spitze der Glasröhre ab. Das Wasser dringt heftig in die Flasche ein.

Versuch 7. Taucht man einen Glasstab in Ammoniakflüssigkeit und hält ihn über eine geöffnete Salzsäureflasche, so bilden sich weiße Nebel von Salmiak in der Luft ($\text{NH}_3 + \text{HCl} = \text{NH}_4\text{Cl}$).

Ammoniak verbindet sich gern mit Säuren und bildet dann Salze; darum wird es zum Entfernen der Säureflecken in Kleidern verwandt.

*) Die Bereitung des Lackmuspapiers siehe: Blaue Farbstoffe. S. 160.

Die Elektrolyse der Ammoniakflüssigkeit ergibt den Beweis, daß 3 Volumen H mit 1 Volumen N verbunden sind.

Aufgabe 13) Welches ist die prozentische Zusammensetzung a. des Ammoniaks? b. des Chlorammoniums? — **14)** Wenn NH_3 8,5 mal so schwer als H ist, wie viel g NH_3 kann dann 1 Liter Wasser höchstens aufnehmen?

Bedeutung des Ammoniaks im Haushalte der Natur. Es bildet sich in der Natur nur beim Verwesen stickstoffhaltiger Körper. In dem Moment, wo der Stickstoff die organische Verbindung verläßt, also frei wird (in statu nascendi = im Moment des Geborenwerdens), geht er die Verbindung mit freiem Wasserstoffe ein und bildet Ammoniak, das entweder sofort vom Wasser absorbiert wird oder in die Luft steigt, um sich mit dem Wasserdampfe derselben zu verbinden und dann zur Erde zu gelangen und dort verschiedene Ammoniaksalze (vorzugsweise kohlen-saures Ammon) zu bilden. Zur Neubildung der Organismen ist Ammoniak unbedingt erforderlich. Um nun dasselbe im Acker zu behalten, bis die Pflanzen es bedürfen, düngt man mit Gips (schwefelsaurem Kalk), dessen Schwefelsäure sich mit dem Ammoniak verbindet, bis die Pflanze es aufnimmt. (Siehe kohlen-saures Ammon.)

Technische Darstellung des Ammoniaks. Der Salmiak wurde in alter Zeit aus getrocknetem Kamelmiste gewonnen (vorzugsweise auf der Dase des Jupiter Ammon, wodurch sich die Namen Ammoniak und Salmiak erklären, sal ammoniacum). Ammoniak stellt man bis in die neuere Zeit vorzugsweise aus dem Hirschhornsalze (siehe Ammonium) dar; jetzt wird es ausschließlich als Nebenprodukt bei der Leuchtgasfabrikation gewonnen. Das Gas- oder Kondensationswasser (siehe Leuchtgas) enthält dasselbe mit Kohlen-säure und anderen Stoffen (Schwefel, Cyan) verbunden. Eine andere Ammoniakquelle ist der gefaulte Harn. Bei der Rübenzuckerfabrikation könnte es ebenfalls in bedeutenden Mengen nebenbei gewonnen werden. (Siehe Wagner, Handbuch der chemischen Technologie.) Weiteres bei Ammonium.

B. mit Sauerstoff:

N verbindet sich mit O in 5 Verhältnissen:

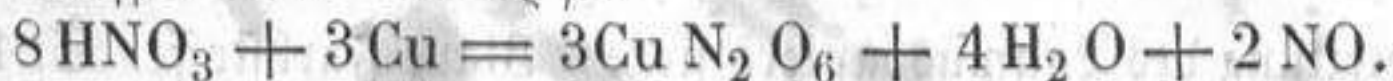
- | | | | |
|----|--------------------|----------------------------|--|
| 1) | Stickstoffoxydul | (Stickoxydul) | = N_2O |
| 2) | Stickstoffoxyd | (Stickoxyd) | = $\text{N}_2\text{O}_2 = \text{NO}$ |
| 3) | Stickstofftrioxyd | (Salpetrig-Säure-Anhydrid) | = N_2O_3 |
| 4) | Stickstofftetroxyd | (Untersalpetersäure) | = $\text{N}_2\text{O}_4 = \text{NO}_2$ |
| 5) | Stickstoffpentoxyd | (Salpetersäure-Anhydrid) | = N_2O_5 |

Aufgabe 15) Wie ist die prozentische Zusammensetzung von N_2O , NO , N_2O_3 , NO_2 und N_2O_5 ?

b. Stickoxydul = N_2O . Versuch 8. Erhitzt man salpetersaures Ammoniak in einer Glasretorte, so schmilzt das Salz und zerfällt in Stickoxydul und Wasser: $\text{NH}_4\text{NO}_3 = \text{N}_2\text{O} + 2\text{H}_2\text{O}$.

Das Stickoxydul wird wie Sauerstoff aufgefangen. Es ist farblos und bewirkt eingeatmet einen angenehmen Rausch, daher führt es auch den Namen Luftgas. In größeren Mengen eingeatmet macht es gegen Schmerzen unempfindlich und wird deshalb auch bei chirurgischen Operationen angewendet. Übrigens lassen sich mit diesem Gase interessante Verbrennungsversuche anstellen, welche an Intensivität fast denen im reinen Sauerstoff gleichen.

* c. Stickoxyd = $\text{N}_2\text{O}_2 = \text{NO}$. Versuch 9. Übergießt man Kupfer in einer Entwicklungsflasche mit Salpetersäure, so bildet sich salpetersaures Kupferoxyd, Wasser und Stickoxyd.



Das Gas ist farblos. Öffnet man das Glas, so daß atmosphärische Luft zu dem Gase tritt, so nimmt dasselbe Sauerstoff auf und bildet rote Dämpfe von Untersalpetersäure: $\text{NO} + \text{O} = \text{NO}_2$.

Versuch 10. Gießt man in ein Glas, welches Stickoxyd enthält, vorsichtig einige Tropfen Schwefelkohlenstoff (CS_2) und entzündet denselben mit einem brennenden Span, so brennt das Gemenge mit prachtvoll blauer Flamme. (Vorsicht!)

* d. Salpetrige Säure = N_2O_3 . Bei Versuch 9 gelingt es bisweilen, unter den braunroten Dämpfen der Untersalpetersäure die gelbroten der salpetrigen Säure wahrzunehmen.

* e. Untersalpetersäure = $\text{N}_2\text{O}_4 = \text{NO}_2$. Siehe Versuch 9.

Versuch 11. Erhitzt man salpetersaures Bleioxyd (Bleinitrat), so zerfällt dies in Bleioxyd, Sauerstoff und Untersalpetersäure. $2\text{PbN}_2\text{O}_6 = 2\text{PbO} + 4\text{NO}_2 + 2\text{O}$.

f. Salpetersäure-Anhydrid = N_2O_5 .

Salpetersäure-Hydrat = $\text{N}_2\text{O}_5 + \text{H}_2\text{O} = 2\text{HNO}_3$.

Vorkommen. Es findet sich in der Natur in den salpetersauren Salzen, welche den Namen Nitrate führen. Kali- und Natron- (Chili-) Salpeter. Regen und Brunnenwasser enthalten bisweilen geringe Mengen von Ammoniumnitrat. An den Mauern z. B. der Viehställe, wo stickstoffhaltige Substanzen in fortwährender Berührung mit Kalk sind, entsteht Kalksalpeter (Mauersalpeter); siehe Kaliumverbindungen.

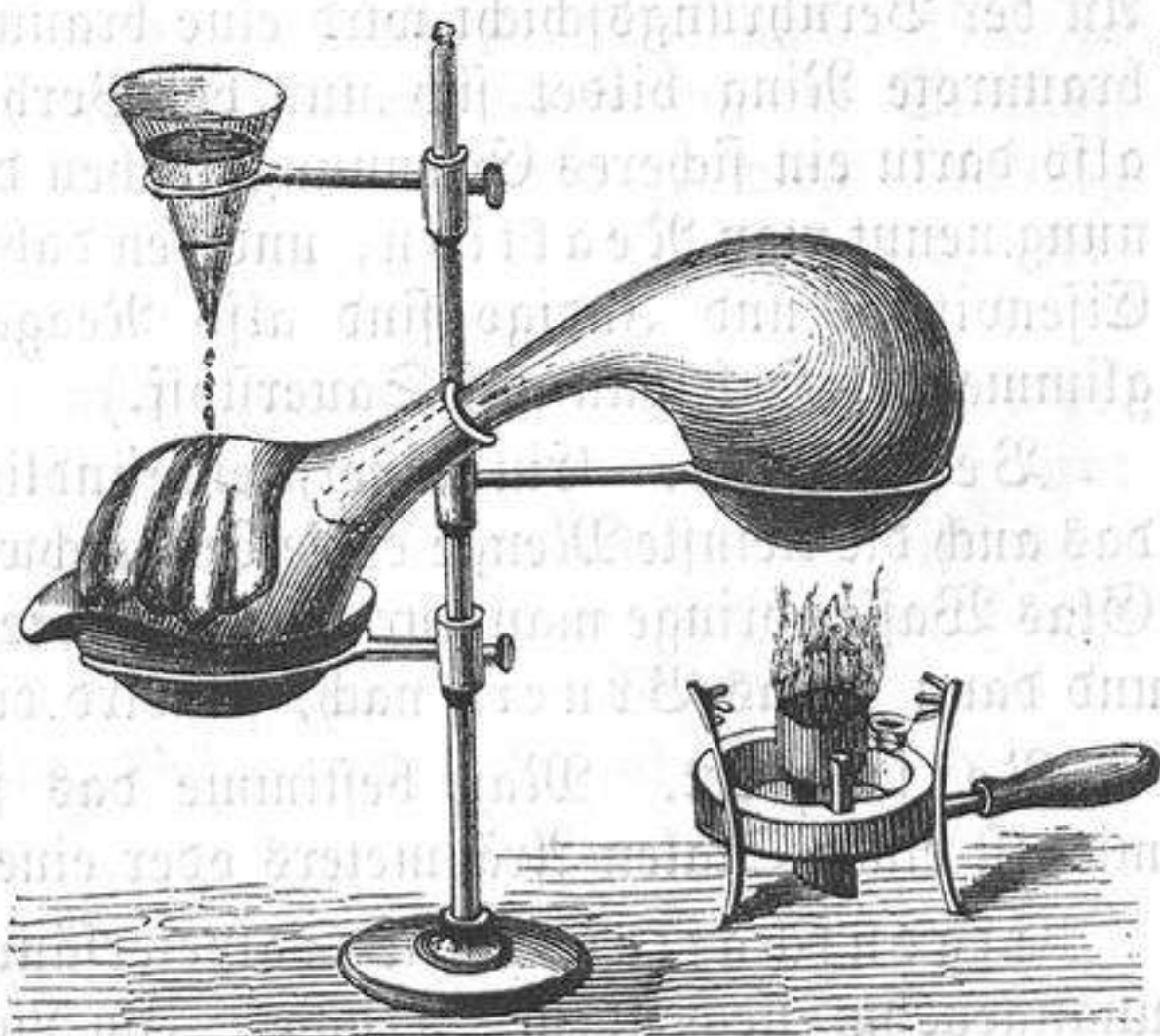
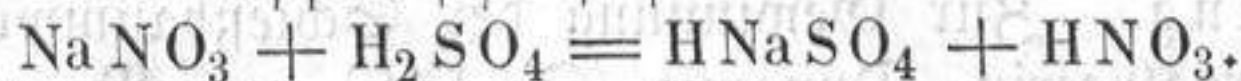


Fig. 16.

Darstellung. Versuch 12. (Fig. 16.) Übergießt man in einer Retorte ein salpetersaures Salz (Natronsalpeter) mit Schwefelsäure und erhitzt vorsichtig im Sandbade, so steigen bald Dämpfe von HNO_3 , welche man in einer Vorlage, die durch Begießen mit kaltem Wasser fortwährend abgekühlt wird, kondensiert. In der Retorte bleibt doppelt schwefelsaures Natron.



Wird die so gewonnene Salpetersäure in ein anderes Gefäß gebracht, so nimmt man rote rauchende Dämpfe von Untersalpetersäure wahr, deshalb führt sie den Namen rauchende Salpetersäure (Acidum nitricum fumans).

Die fabrikmäßige Darstellung der Salpetersäure gleicht im Prinzip dem Versuche.

Aufgabe 16) Wie viel g NaNO_3 und wie viel g H_2SO_4 sind erforderlich, um 100 g 50% Salpetersäure darzustellen?

Versuch 13. Man füge zu der roten, rauchenden Salpetersäure nach und nach Wasser, so wird sie erst grün, dann blau, endlich farblos.

Versuch 14. In eine Porzellanschale bringe man etwa einen Eßlöffel Terpentin und gieße vorsichtig Salpetersäure nach. Die organische Substanz oxydiert gewöhnlich unter so hoher Wärmeentwicklung, daß sie sich entzündet.

Versuch 15—18. Salpetersäure rötet blaues Lackmuspapier, — färbt organische Substanzen (Seide, Haare) gelb; darum wird sie zum Gelbbeizen benutzt. — Indigolösung wird durch erwärmte Salpetersäure entfärbt.

Versuch 19. Eine Legierung von Gold und Silber giebt in verdünnter Salpetersäure salpetersaures Silberoxyd. Gold geht keine Verbindung ein, wird also von den andern Metallen geschieden; darum heißt verdünnte Salpetersäure auch *Scheidewasser*.

Versuch 20. Ein Reagensgläschen fülle man zum vierten Teil mit einer Lösung eines salpetersauren Metalloxyds (Nitratlösung), gieße ein gleiches Volumen konzentrierte H_2SO_4 zu, lasse erkalten und fülle dann eine konz. Lösung von Eisenvitriol nach, ohne daß sich die Flüssigkeiten mischen. An der Berührungsschicht wird eine braunrote Zone bemerkbar sein. Dieser braunrote Ring bildet sich nur bei Vorhandensein von HNO_3 . Man hat also darin ein sicheres Erkennungszeichen dieser Säure. Eine solche Erscheinung nennt man *Reaktion*, und den dabei angewandten Stoff *Reagens*. Eisenvitriol und Indigo sind also Reagentien auf Salpetersäure. (Ein glimmender Holzspan auf Sauerstoff.)

Versuch 21. Ein äußerst empfindliches Reagens auf Salpetersäure, das auch die kleinste Menge derselben nachweist, ist das giftige Brucin. In ein Glas Wasser bringe man nur einige Tropfen HNO_3 , gieße etwas konz. H_2SO_4 und dann etwas Brucin nach, so wird die Flüssigkeit sich gelbroth färben.

Versuch 22. Man bestimme das spez. Gewicht der Salpetersäure mittelst eines Skalen-Äräometers oder eines Pyknometers. (S. Tabelle II.)

Eigenschaften. Die Salpetersäure ist eine farblose Flüssigkeit mit unangenehm stechendem Geruche. Im Lichte wird sie gelb, weil sich ein Teil in Untersalpetersäure, Wasser und Sauerstoff zerlegt.

Die Salpetersäure ist nach der Schwefelsäure die stärkste Säure und leicht zersezbar. Die Metalle löst sie (mit Ausnahme von Gold und Platin) auf unter Bildung von salpetersauren Salzen (Nitrate) und Stickoxydgas.

Sie rötet Lackmuspapier, färbt organische Stoffe gelb, entfärbt Indigo, hat ein spec. Gew. von 1,5.

Anwendung. Zur Gewinnung der Schießbaumwolle, Kollodium (S. 130), Nitroglycerin, Dynamit (S. 148), zum Beizen und zur Auflösung von Metallen, zum Ätzen der Kupferdruckplatten, der lithographischen Steine zc., zur Bereitung der englischen Schwefelsäure, zum Gelbfärben der Seide u. a.

Neutralisation. Kalilauge oder Ammoniakflüssigkeit färben rotes Lackmuspapier blau; beides sind Basen. Setzt man zu einer Base, etwa

Kali, vorsichtig Salpetersäure, so wird man es dahin bringen, daß das Lackmuspapier weder gerötet noch gebläut wird. Man nennt eine solche Flüssigkeit eine neutrale. Die Eigenschaften der Säure wie der Base haben sich gegenseitig aufgehoben, neutralisiert. Es ist dabei ein chemischer Prozeß vor sich gegangen. Nach dem Erkalten bildeten sich in der Flüssigkeit Krystalle: $\text{HNO}_3 + \text{HKO} = \text{KNO}_3 + \text{H}_2\text{O}$.

Aufgabe 17) Wie viel g Kalilauge von 50% sind erforderlich, um 100 g Salpetersäure von 40% zu neutralisieren? — **18)** Wie viel g Salpeter werden aus der Lösung krystallisieren?

Die atmosphärische Luft.

a. Die Erde wird von einer Lufthülle umgeben, deren Höhe man auf mehr als 10 Meilen schätzt. Doch hat dieselbe schon bei 50 km Höhe nur noch etwa $\frac{1}{2000}$ von der Dichtigkeit der Luft über dem Meeresspiegel. (Vom Drucke der Luft verschafft uns die Physik Kenntnis. Weiteres siehe Lehrbuch der Physik.) Die beiden wesentlichen Bestandteile unserer Luft lernten wir im Sauer- und Stickstoff kennen, doch finden wir in ihr stets auch noch kleine, wechselnde Mengen von Wasserdampf und Kohlensäure. Durchschnittlich bestehen 100 Volumen Luft aus 78,35 Teilen Stickstoff, 20,77 T. Sauerstoff, 0,84 T. Wasserdampf und 0,04 T. Kohlensäure. Daraus folgt, daß die Luft etwas schwerer als Stickstoff und etwas leichter als Sauerstoff sein muß. 1 Liter Luft wiegt 1,293 g bei 0° und 760 mm Barometerstand. Luft ist 770 mal leichter als Wasser, 10450 mal leichter als Quecksilber.

Bisweilen enthält die Luft auch noch andere Stoffe, z. B. die schon erwähnten Ammoniakverbindungen, Spuren von Kochsalz, im Frühjahr und Sommer besonders reichlich das Ozon u. s. w. — In früheren Erdbildungsperioden muß die Luft bedeutende Quantitäten von Kohlensäure und Wasserdampf enthalten haben, sonst wäre eine solche Vegetation, wie sie uns in den begrabenen Wäldern der Vorzeit, den Steinkohlenflözen, entgegentritt, nicht denkbar.

b. Nur der Sauerstoff ist es, den unsere Lungen beim Atemungsprozesse brauchen; aber reiner Sauerstoff würde zu heftig wirken und unser Leben bald aufreiben; darum ist er mit der vierfachen Menge Stickstoff verdünnt. Stickstoff aber ist zum Verdünnen des Sauerstoffs allein tauglich; denn er besitzt außer im Momente seines Ausscheidens aus Verbindungen gar keine Neigung, sich mit andern Stoffen zu verbinden. Menschen und Tiere atmen fortwährend atmosphärische Luft ein, behalten einen Teil des Sauerstoffs derselben und atmen den Stickstoff und die in den Lungen entstandene Kohlensäure aus. Die Pflanzen atmen bei Tag und Nacht ebenfalls Sauerstoff, wenn auch in geringen Mengen, ein und Kohlensäure aus. Unter dem Einfluß des Lichtes aber, also nur bei Tage, assimilieren sie mit ihren grünen Teilen Kohlensäure und scheiden Sauerstoff aus. Den Kohlenstoff der Kohlensäure behalten sie zum Aufbau des Pflanzenkörpers. Durch diese Wechselbeziehung zwischen Pflanzen- und Tierreich ist das Gleichgewicht im Haushalte der Natur hergestellt.

c. Außer den genannten befinden sich aber in der Luft noch eine ganze Anzahl zufälliger Bestandteile. Man denke an die fortwährend aufsteigenden Dünste und Dämpfe eines Wohn- oder Schlafzimmers, eines Hofes, einer Fabrik, einer ganzen Stadt! Trotz alledem bleibt das Verhältnis zwischen Stickstoff und Sauerstoff in der Luft erwiesenermaßen sich überall gleich. Nur die Beimischungen ändern sich. Deshalb finden wir in ihr wechselnde Mengen von Schwefelwasserstoff, Kohlenoxydgas, Kohlenwasserstoffverbindungen, schwefeliger Säure etc. Die Luft trägt ferner unzählige Sporen von niedern Pflanzen, Pflanzenzellen, die Bakterien, Wohlgerüche, aber auch Ansteckungs- oder Infektionsstoffe. (Siehe: Cohn, Über Bakterien. Berlin.)

d. Aber nur Luft von der angegebenen normalen Zusammensetzung ist dem menschlichen Organismus gesund. Im Freien entführen Luftströmungen von einzelnen Orten die Beimischungen, auch das Regenwasser saugt die Gase auf oder führt Körperchen aus der Luft mechanisch mit fort. In geschlossenen Räumen aber muß durch stete Ventilation für Erneuerung der Luft gesorgt werden.

Aufgabe 19) Wie viel Liter Sauerstoff befinden sich in einem Zimmer, das 7 m lang, 5 m breit und 4 m hoch ist, wenn 2,5 cbm Raum für Möbel abgerechnet werden? — **20)** Wie viel g O sind dies? — **21)** Ein erwachsener Mensch verbraucht in 24 Stunden 746 g O und atmet in derselben Zeit 867 g Kohlenensäure (CO₂) aus. Wenn kein Luftwechsel im obigen Raum stattfände, wie lange würden dann 10 Menschen den zum Leben erforderlichen Sauerstoff darin finden?

4. Kohlenstoff, Carboneum, C = 12.

Vorkommen. Der Kohlenstoff kommt in der Natur allgemein verbreitet vor, und zwar rein und in Verbindungen. Fast chemisch rein existiert er in drei Arten (Allotropien, von allos = andere und tropos = Art); 1) als Diamant, 2) als Graphit und 3) als amorpher (gestaltloser) Kohlenstoff in den Anthraciden. In Verbindungen tritt er vorzugsweise als Kohlenensäure auf, die, wie wir gesehen, frei in der Luft sich befindet oder mit Basen kohlen-saure Salze (Carbonate) bildet, z. B. kohlen-sauren Kalk. Endlich findet er sich in allen organischen Verbindungen.

Mineralogisches. 1) Der Diamant (von adamas = unbezwingbar) ist krystallisierter Kohlenstoff. Oktaëder und Rhombendodekaëder. Härte 10*). Spez. Gew. 3,5. Farbe wasserhell, doch auch gelb, blau, rot und schwarz. Verbrennt in O zu CO₂. Vorkommen: Ostindien, Brasilien, Südafrika, Ural, gewöhnlich im Sande und glimmerhaltigen Quarz. Brillanten. Schneide- und Schreibdiamanten.

2) Graphit (von graphein = schreiben) kommt nur selten krystallisiert vor (in hexagonalen Plättchen), gewöhnlich amorph. Härte 0,5—1. Sp. Gew. 2,25. Strich schwarz (Reißblei). Farbe grau bis eisenschwarz. Nur in größter Hitze verbrennlich (Schmelztiegel). Guter elektrischer Leiter. Bleistifte; Anstrich für Eisen, Holz, Thon-

*) Härteskala. Von zwei Mineralien, von denen das eine das andere ritzt, ist das ritzende stets härter als das geritzte. Auf dieser Erfahrung beruht die Härteskala von Mohs, in welcher die geringste Härte oder Weichheit mit = 1, die größte Härte als = 10 bezeichnet wird. — Talk = 1; Steinsalz (Gips) = 2; Kalkspat = 3; Flußspat = 4; Apatit = 5; Feldspat = 6; Quarz = 7; Topas = 8; Korund = 9 und Diamant = 10.

waren; Schmiere für Maschinenräder. Ceylon, Sibirien, England, Bayern, Schlesien, Amerika. (Hauptsächlichstes Vorkommen im Gneis und Glimmerschiefer.)

3) Anthracit (anthrax = Kohle) enthält über 90% C. Amorph. Härte 2,5. Sp. Gew. 1,7. Fast metallisch glänzend, schwarz, schwer verbrennlich, aber große Hitze gebend. Nordamerika, Schlesien.

4) Die Steinkohle enthält außer C, H und O etwas N, auch erdige Teile und Schwefel. $H. = 2$. Sp. Gew. = 1,3. Schwarz bis schwarzbraun, oft bunt angelesen. Man unterscheidet: a. Blätter- oder Schieferkohle; b. Kännelkohle (von candle = Licht), dicht, sehr bituminös; c. Grobkohle, dickschieferig, grobkörnig; d. Faserkohle oder mineralische Holzkohle; e. Pechkohle, fettglänzend, pechschwarz (Pfaunkohle). — Reiche Kohlenlager in Schlesien, England, an der Ruhr, Rußland, Nordamerika u. a. v. a. D. Die Steinkohlen sind unbezweifelte Umwandlungen einer früheren Pflanzenwelt.

5) Braunkohle. $H. = 1$. Sp. Gew. = 1,2. Jüngern, aber ähnlichen Ursprungs wie die Steinkohle. Farbe braun bis pechschwarz. Giebt in Kalilauge gekocht dunkelbraune, Steinkohle höchstens gelbliche Färbung. Zeigt auch gewöhnlich Holzgefüge. Sie liefert das Paraffin. (Jede fossile Kohle, welche in Formationen sich findet, die älter sind als Kreide, ist Steinkohle, in jüngern aber Braunkohle.)

6) Der Torf ist ein Gewebe von unvollständig vermoderten Sumpfpflanzen, namentlich mancher Moose (sphagnum). Sp. Gew. = 0,5.

7) Petroleum und Bernstein siehe unter: Ätherische Öle und Harze.

Alle unter 1—7 genannten Mineralien haben das gemeinsam, daß Kohlenstoff ein wesentlicher Bestandteil in ihnen ist. Kohlenstoff ist ein Element. Diamant und Graphit enthalten nur Kohlenstoff; darum stellt man beide Stoffe in die I. Mineralklasse, die Elemente. Die Mineralien 3—7 enthalten neben Kohlenstoff auch andere Stoffe. Es sind Kohlenstoffverbindungen, die aber sämtlich auf organischen Ursprung hinweisen. Sie führen wegen ihrer Brennbarkeit den Namen: Brenze oder Inflammabilien. Nach dem Anthracit hat man sie auch Anthracide genannt. Sie bilden die VI. Klasse des Systems, welche die Ordnungen Kohlen und Harze umfaßt. (S. S. 122.)

Darstellung. Der künstlich dargestellte amorphe Kohlenstoff (Holz- und Tierkohle, Ruß und Ruß) wird durch trockene Destillation organischer Körper erhalten, heißt deshalb auch organische Kohle.

Versuch 1. (Trockene Destillation.) Kleine Stückchen Holz erhitzt man in einer Retorte und fängt die entweichenden Gasarten in einer Vorlage auf. Das Holz färbt sich zuletzt schwarz, und es bleibt nur Holzkohle, amorpher Kohlenstoff, mit den unverbrennlichen mineralischen Bestandteilen zurück. In der Vorlage findet man zwei Flüssigkeiten: wässerigen Holzessig und dunklen, öligen Holzteer; ersterer rötet blaues Lackmuspapier. (Fig. 17).

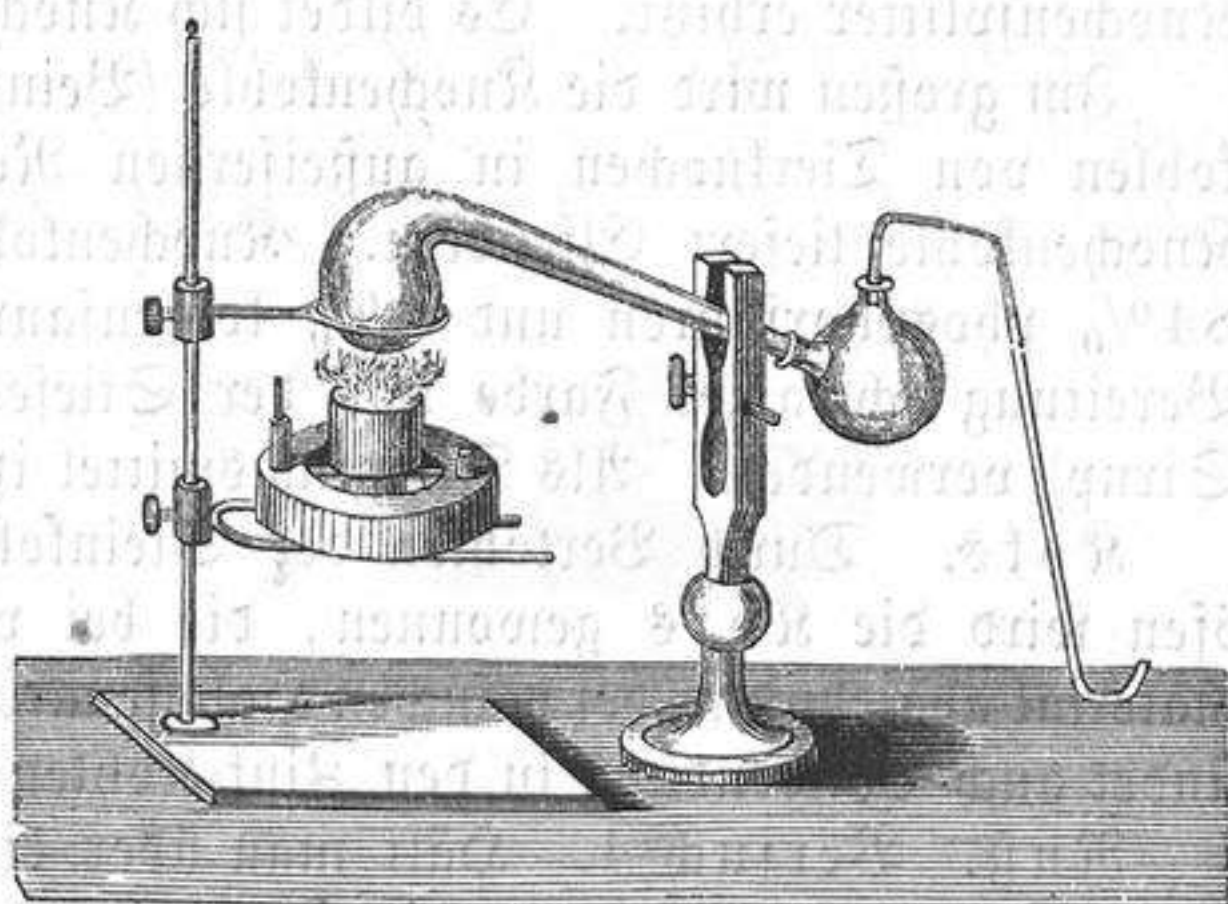


Fig. 17.

Versuch 2. Verbrennt man das Holz unter Zutritt des Sauerstoffs, so verbindet sich aller Kohlenstoff mit diesem zu Kohlensäure, und nur die mineralen Bestandteile des Holzes bleiben als Asche zurück.

Die Gewinnung der Holzkohle im großen erfolgt durch trockene Destillation (Verkohlung) in Meilern. Ein Meiler ist ein aus größeren Holzstücken zusammenge-

schichteter Haufen, welcher mit einer Decke von Erde versehen ist. Je nachdem die Holzstücke senkrecht oder wagerecht sich befinden, unterscheidet man stehende oder liegende Meiler. In dem senkrechten Raume in der Mitte wird der Haufen entzündet und das Feuer durch Quergänge so reguliert, daß alles Holz wohl zum Brennen kommt, aber nicht vollständig verbrennt, sondern nur verkohlt. Die gewöhnliche Holzkohle zeigt noch die Struktur des Holzes. Hat man es zugleich auf Gewinnung von Holzessig und Teer oder die flüchtigen Produkte abgesehen, so bedient man sich der Meileröfen. Die verschiedenen Holzarten liefern 60—75% Holzkohle.

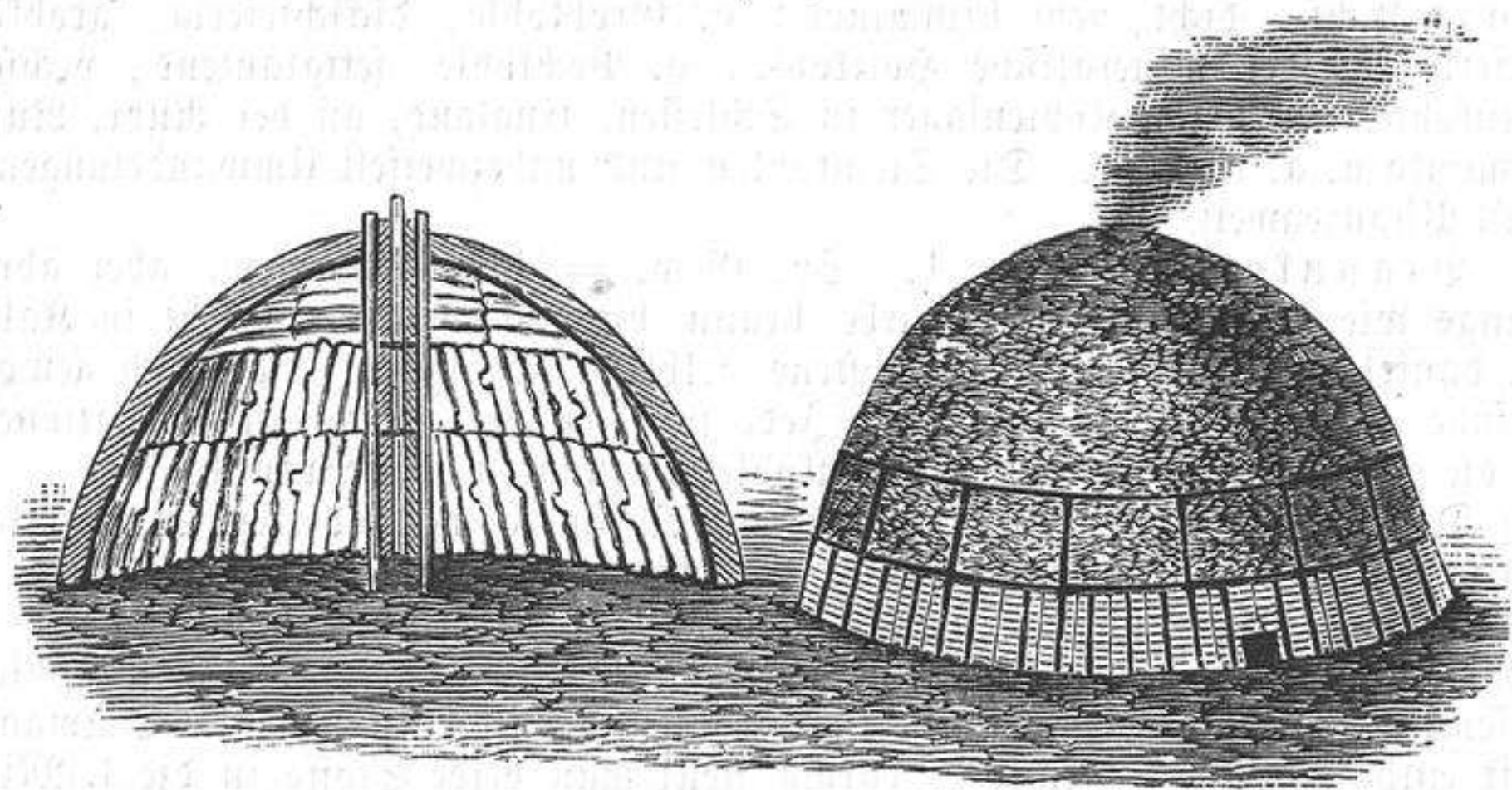


Fig. 18.

Anwendung. Die Holzkohle findet bei allen metallurgischen Arbeiten, — auch im Laboratorium — vielfach Verwendung.

* Versuch 3. Tierkohle. In einer kleinen Glasretorte wird ein Knochensplinter erhitzt. Es bildet sich Knochenkohle.

Im großen wird die Knochenkohle (Beinschwarz, Spodium) durch Verkohlen von Tierknochen in gußeisernen Retorten gewonnen. Die beste Knochenkohle liefert Elfenbein. Knochenkohle enthält etwa 10% Kohle, 84% phosphorsauren und 6% kohlensauren Kalk. Sie wird u. a. zur Bereitung schwarzer Farbe und der Stiefelwiche (mit Schwefelsäure und Sirup) verwendet. Als Düngungsmittel ist sie vorzüglich.

Koks. Durch Verkohlen der Steinkohlen in den sogenannten Koksöfen wird die Koks gewonnen, die bei viel Luftzutritt ein gutes Heizmaterial abgibt und bei manchen Hohofenarbeiten fast unentbehrlich ist. Sie findet auch Verwendung in den Zink-Kohlen-Elementen.

Kuß. Versuch 4. Hält man über einen brennenden Holzspan einen Blechtrichter oder auch nur ein Stück Glas oder Metall, so setzt sich ein schwarzer, fein zerteilter Körper, Kuß, an. Oben aus der Trichterröhre dringt Rauch. Ganz dasselbe geschieht in unsern Schornsteinen. Kuß ist im wesentlichen der fein zerteilte Kohlenstoff, dem es am nötigen Sauerstoff gefehlt hat, um vollständig zu verbrennen.

In besondern Kußöfen wird er im großen gewonnen und vielfach verwendet. Buchdruckerschwärze, Tusche, Farbe.

Eigenschaften des Kohlenstoffs. Versuch 5. In ein Fläschchen gieße man einige Tropfen Eau de Cologne, in ein anderes Schwefelwasserstoffwasser, in ein drittes bringe man durch Tinte geschwärztes und in ein viertes durch Rotwein gefärbtes Wasser. Zu jedem füge man eine Portion Knochenkohle und lasse einige Zeit schütteln. Farbe und Geruch

werden überall verschwinden; wo es nicht ausreichend erfolgt, schütte man Kohle nach.

Versuch 6. In ein mit Ammoniakgas gefülltes Fläschchen bringe man eine eben ausgeglühte Holzkohle und schließe dasselbe. Nach kurzer Zeit ist der Geruch im Fläschchen verschwunden, weil die Kohle das Gas absorbierte.

Der als Koks, Ruß etc. vorkommende Kohlenstoff ist unkrystallisiert, amorph, schwarz, undurchsichtig, unlöslich, sehr porös, weshalb er die Fähigkeit besitzt, Farbstoffe und Gase zu absorbieren, darum wird er als Filtrationsmittel gebraucht, z. B. in den Zuckerfabriken zur Entsalzung und Entfärbung des Zuckersaftes. (Kohlenfilter.) Verkohlen der Pfähle. Bei großer Hitze zeigt er bedeutende Affinität. Hierauf beruht die Verwendung des Kohlenstoffs als Leucht- und Heizmaterial, zum Schießpulver, als Reduktionsmittel.

Kohlenstoffverbindungen.

Die Verbindungen des Kohlenstoffs sind sehr zahlreich. In allen organischen Verbindungen treten sie uns entgegen. Näheres darüber in der organischen Chemie oder der Chemie der Kohlenstoffverbindungen.

A. mit Wasserstoff:

a. Leichter Kohlenwasserstoff, Sumpfgas, Grubengas, Methylwasserstoff, CH_4 . Vorkommen. Das Grubengas findet sich bisweilen in Steinkohlengruben (schlagende Wetter). Bei Baku strömt es aus der Erde, und das Gas eines Schlammvulkans in der Krim ist fast reines Grubengas. (Vgl. Cellulose. Versuch 5.)

Darstellung. Versuch 7. In einer Retorte erhitze man essigsaures Natrium mit Natriumhydroxyd (Natronlauge). Es entsteht kohlenstoffsaures Natrium und Grubengas $= \text{Na C}_2\text{H}_3\text{O}_2 + \text{HNaO} = \text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{CH}_4$.

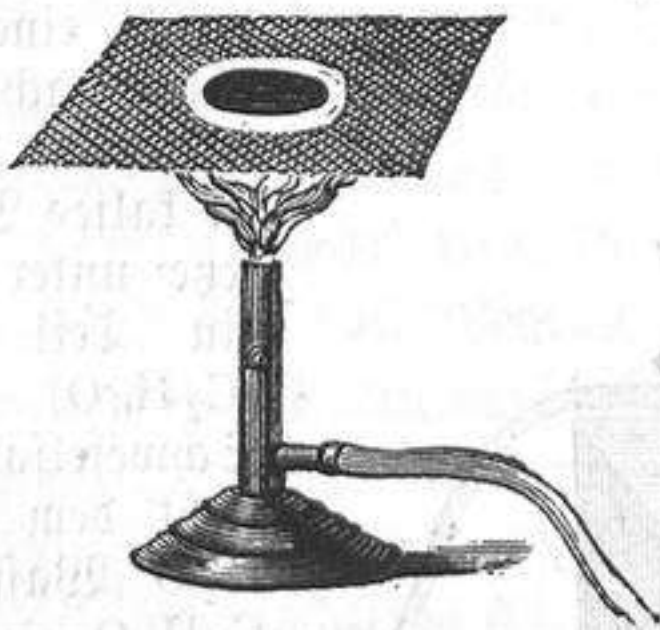


Fig. 19.

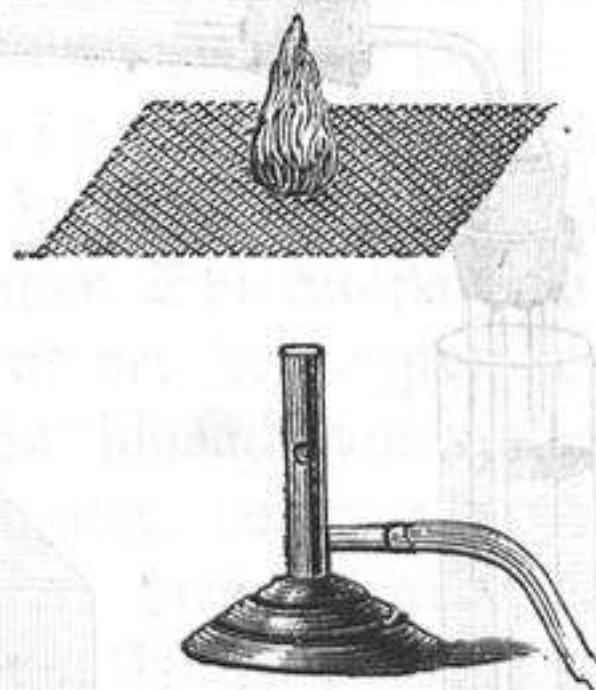


Fig. 20.

Eigenschaften. Es ist farb- und geruchlos, brennt mit gelblicher, wenig leuchtender Flamme, explodiert aber, wenn es mit dem zehnfachen Volumen Luft gemischt ist.

Versuch 8. Hält man ein Drahtnetz in eine nicht rauchende Flamme, so wird dieselbe niedergedrückt, es bildet sich am Netz Ruß, und Rauch steigt durch die Maschen des Netzes. Hält man das Drahtnetz über eine Gasflamme, so tief, daß es die Mündung des Brenners berührt, so erlischt die Flamme; keinesfalls aber schlägt die Flamme durch das Drahtnetz, so lange dies nicht glühend ist. Leicht kann man den Versuch auch umgekehrt zeigen, und das Gas erst dann entzünden, wenn es durch das Netz gegan-

wie Fig. 20 zeigt. Das Netz kühlt die Gase so ab, daß sie nicht mehr brennen. Auf diese Erscheinung gründet sich die

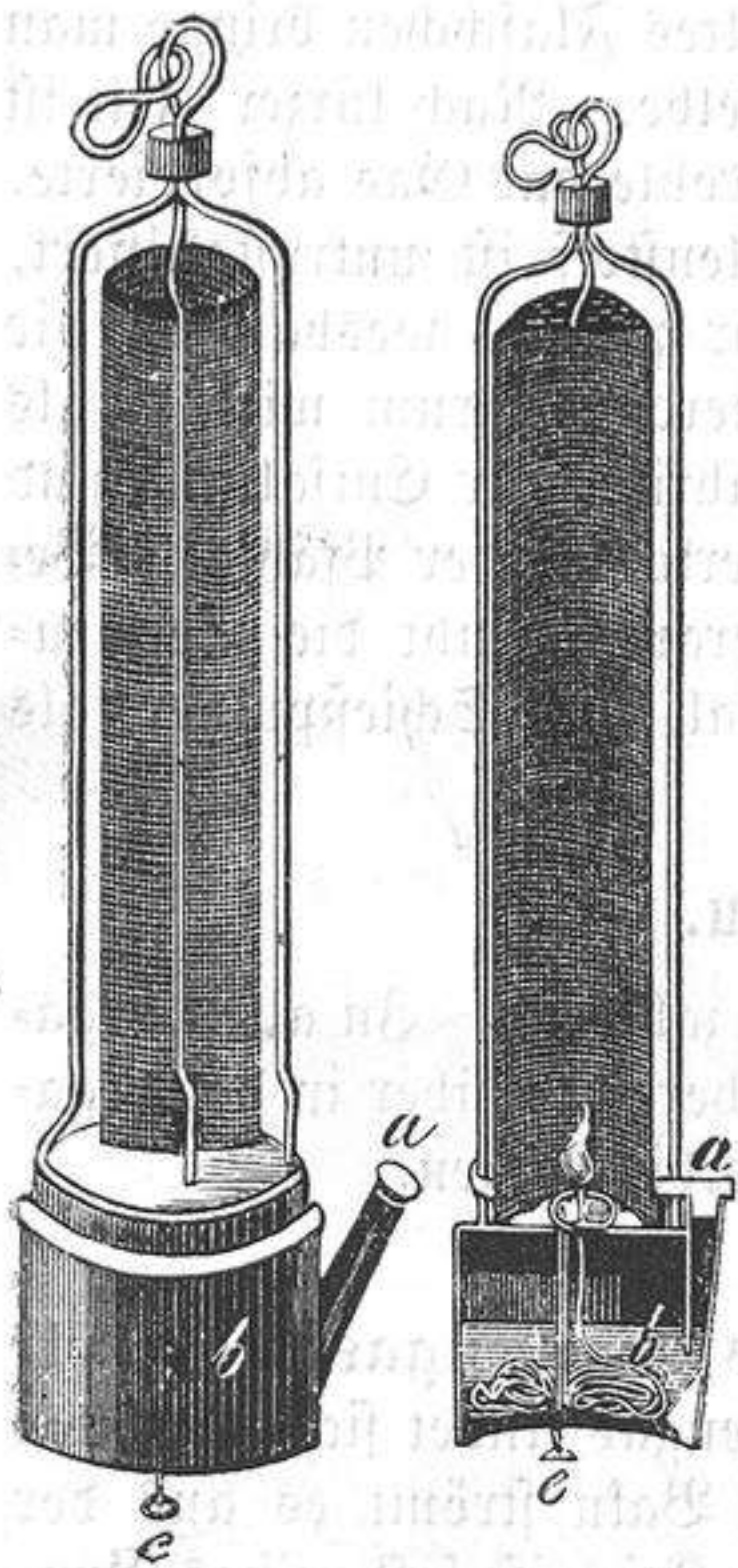


Fig. 21.

Fig. 22.

Davy'sche Sicherheitslampe. Eine gewöhnliche Öllampe ist von einem Cylinder aus Drahtnetz umschlossen. Das Netz kann vom Arbeiter nicht geöffnet werden. Das Docht wird von außen reguliert. Kommt der Bergmann mit dieser Lampe in einen Schacht, in dem sich schlagende Wetter (oder feurige Schwaden) befinden, so wird die Gas Mischung wohl durch das Drahtnetz zur Flamme gelangen und dort explodierend brennen; aber wegen der Abkühlung durch das Netz wird sich die Flamme den äußern Gasen nicht sofort mitteilen können. Für den Bergmann freilich ist es dann Zeit, die Grube zu verlassen, ehe das Drahtnetz glühend wird. (Fig. 21. und 22.)

b. Schwerer Kohlenwasserstoff, Leuchtgas, Äthylen, C_2H_4 . Darstellung. Versuch 9. Zwei Probierröhrchen und ein Gefäß mit Wasser nebst Glasröhren stellt man zu einem Apparat zusammen, wie Fig. 23 zeigt. In das wagerecht gehaltene Gläschen bringt man einige Kohlen-, Holz-, Torf- oder Papierstückchen und erhitzt es über einer Flamme. In der im Wasser stehenden Röhre sammeln sich Teer und andere nicht flüchtige Verbrennungsprodukte, während das unreine Leuchtgas oben ausströmt und angezündet mit ziemlich hellleuchtender Flamme brennt.

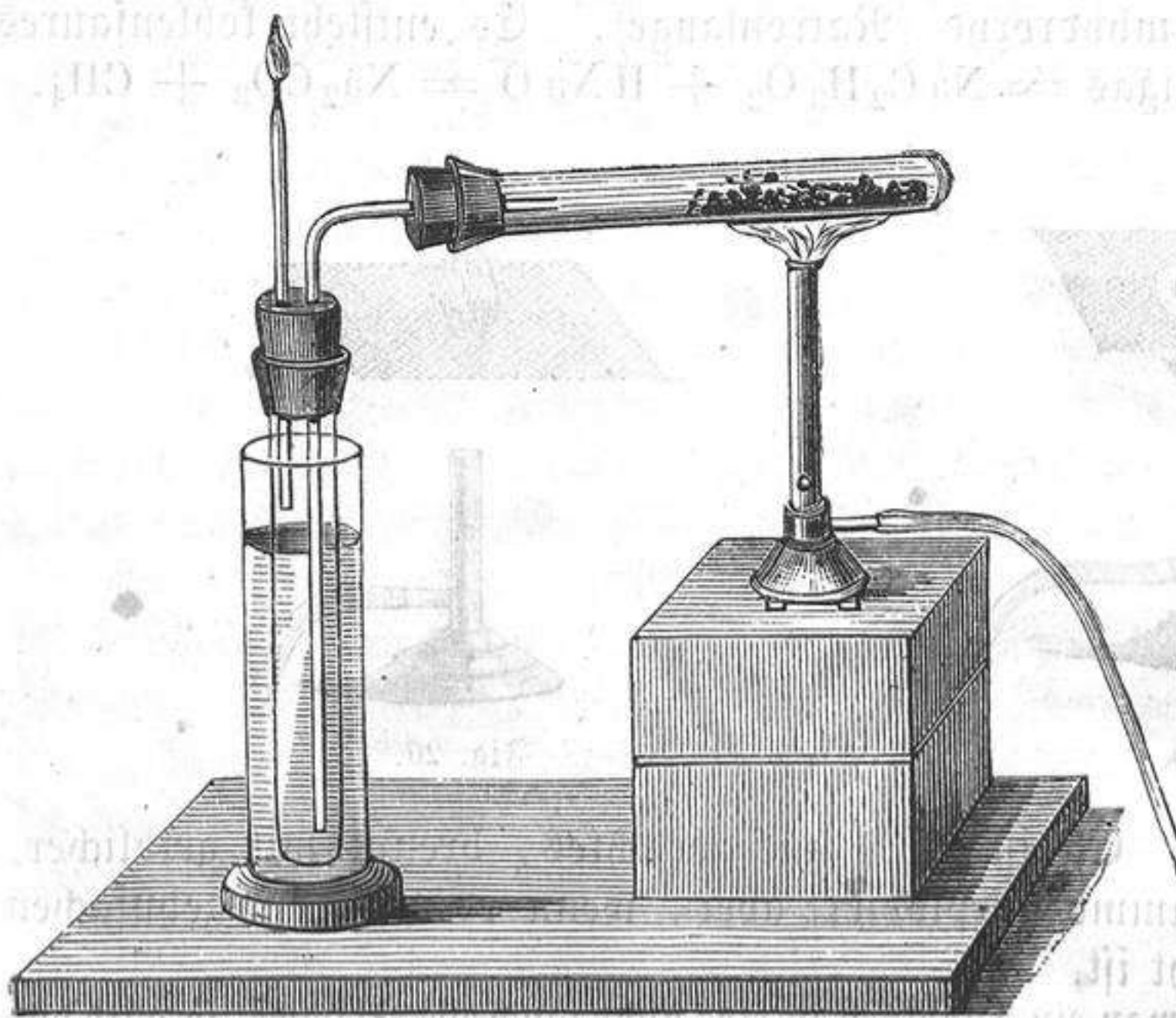


Fig. 23.

* Versuch 10. Eine Glasretorte fülle man zur Hälfte mit Sand und gieße vorsichtig 4 Teile H_2SO_4 durch eine Trichter-röhre nach. Darauf halte man die Retorte in kaltes Wasser und setze unter Schütteln ein Teil Weingeist (C_2H_6O) zu. Die Schwefelsäure entzieht dem Weingeist H_2O (Wasser), also: $C_2H_6O - H_2O = C_2H_4$. Das sich entwickelnde Gas fülle man in einen mit einem Hahn versehenen Gasbehälter und zeige die Brennbarkeit und Leuchtkraft desselben.

Eigenschaften. Das farblose, mit hellleuchtender Flamme brennende Äthylen ist wenig leichter als die atmosphärische Luft (0,97) und explodiert

heftig in einem Gemenge mit 15 Volumen atmosphärischer Luft oder 3 Volumen O. Es findet mit noch einigen Gasarten verunreinigt die ausgiebigste Anwendung als Leuchtgas, indem es durch trockene Destillation organischer Stoffe gewonnen wird. (Siehe Leuchtgas.)

B. mit Sauerstoff:

c. Kohlendioxyd, gewöhnlich Kohlensäure genannt, besser noch Kohlensäureanhydrid = CO_2 . Darstellung. Versuch 11. In die Gasentwicklungsflasche oder den Rippischen Apparat bringt man kleine Stücke zerschlagenen Marmor und übergießt dieselben mit Salz-, Schwefel- oder Salpetersäure. (HCl ist der Billigkeit wegen vorzuziehen.) Das Gas fängt man in bekannter Weise über der pneumatischen Wanne auf. Marmor ist kohlen-saurer Kalk (CaCO_3). Das Chlor der Salzsäure verbindet sich mit Ca zu Chlorcalcium; zugleich bildet sich Wasser, und Kohlensäure wird frei. $\text{CaCO}_3 + 2\text{HCl} = \text{CaCl}_2 + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2$.

Man fülle einige Standcylinder oder andere Gefäße mit Kohlensäure.

Eigenschaften. Versuch 12—19. In einen mit CO_2 gefüllten Cylinder halte man einen brennenden Holzspan; er erlischt. — Man lasse den Holzspan in einem leeren Gefäße brennen. Nun gieße man aus einem mit CO_2 gefüllten Gefäße diese in das leere. Der Span wird nicht fortbrennen. — Man lasse einen mit CO_2 gefüllten Cylinder einige Minuten offen stehen und versuche mit dem brennenden Holzspan. Er erlischt, es ist noch CO_2 darin. — In ein leeres Gefäß, das auf einer genau tarierten Wage steht, gieße man Kohlensäure: die Wagschale wird sinken. — Lackmuspapier wird gerötet. — Man lasse einen Strom Kohlensäure durch klares Kalkwasser oder durch Barytlösung gehen. Es entsteht eine Trübung. — Unter einer mit O gefüllten Glasglocke, die oben mit einem Stöpsel versehen ist, verbrenne man Holz. Als Absperrungswasser braucht man Kalkwasser. Dasselbe trübt sich und zeigt somit die Anwesenheit der entstandenen Kohlensäure. (Wie ist die Trübung des Kalkwassers zu erklären?) — Eine Schale mit Kalkwasser lasse man einige Zeit an der Luft stehen. Es wird sich auf dem Wasser eine weißliche Decke bilden. — Bringt man in das Gasentbindungsröhr etwas Kalium oder Natrium und leitet trockene CO_2 darüber, während man das Metall mit einer Spiritusflamme erhitzt, so wird CO_2 reduziert, das Metall oxydiert und der Kohlenstoff wird sichtbar.

Kohlendioxyd ist ein farbloses Gas von schwach säuerlichem Geruche, nicht geeignet zur Unterhaltung der Verbrennung, schwerer als die atmosph. Luft (B.=G. L. = 1,52), es rötet Lackmuspapier. Kalkwasser wird von CO_2 getrübt, denn es bildet sich Calciumcarbonat (kohlen-saurer Kalk). CO_2 entsteht durch Verbrennen des Kohlenstoffs, durch den Atmungs-, Gärungs- und Verwesungsprozeß und durch Zersetzung eines Carbonats mit einer Säure.

Vorkommen. Weil die Kohlensäure so schwer ist, lagert sie auf dem Boden, sammelt sich in Brunnen, Kellern, Bergwerken (böse und stickende Wetter). Der Bergmann erkennt sie am Verlöschen der Grubenlampe. In der Nähe vulkanischer Gebirge strömt sie bisweilen aus der Erde (Hundsgrotte bei Neapel — Brohlthal in der Rheinprovinz). In der atmosphärischen Luft kommt sie bis 0,04 % dem Volumen nach vor. Mineralwasser enthalten sie oft (Säuerlinge, z. B. Selters). Außerdem ist sie ein wesent-

licher Bestandteil der kohlenfauren Mineralien (Karbonate), z. B. des kohlenfauren Kalkes (Kreide, Marmor), der Muschelschalen, der Knochen. Sie kommt in allen drei Aggregatzuständen vor.

Durch Anwendung von Druck und Kälte läßt sich Kohlendioxyd zur Flüssigkeit verdichten; bei 0° sind dazu 36 Atmosphären erforderlich, bei 30° C. 73 Atmosphären.

* Darstellung von CO_2 haltigem Wasser. Versuch 20. Der Liebig'sche Krug (Fig. 24 u. 25) ist durch die Scheidewand *A*, die mit vielen feinen Öffnungen versehen ist, in die Kammern *B* und *C* geteilt. Die untere *B* füllt man durch die mit einer



Fig. 24



Fig. 25.

Schraube verschlossene Öffnung mit Natriumbikarbonat und Weinsteinsäure. Die obere Kammer wird mit Wasser gefüllt und der Knopf rasch wieder aufgeschraubt. Sind beide Salze in *B* mit Wasser befeuchtet, so treibt die Weinsteinsäure die schwächere Kohlen-säure aus der Verbindung, bildet weinsteinsaures Natron, und Kohlen-säure wird frei. Diese steigt durch die feinen Öffnungen *a* c aufwärts durch das Wasser und wird teilweis von diesem absorbiert. Der Rest sammelt sich im obern Teile der Flasche bei *e* und drückt auf das Wasser. Um ein weiteres Absorbieren der CO_2 zu vermitteln, ist es nötig, den Apparat zu schütteln. Durch einen Druck auf den obern Knopf öffnet sich das die Röhre verschließende Ventil, und das kohlen-saure Wasser fließt oben aus. Das in einem Glase aufgefangene Wasser schäumt um so mehr, je mehr CO_2 darin ist. Diese entweicht nämlich beim Aufhören des Druckes in kleinen Bläschen. Bei längerem Stehen an der Luft oder durch Kochen verliert das Wasser alle Kohlen-säure, wie man sich durch hineingehaltenes blaues Lackmuspapier überzeugen kann. (Auf 1 Liter Wasser nimmt man 8—12 g Natr. bic. und 7—10 g Weinstein.)

* Diffusion. Versuch 21. Füllt man 2 Glasballons (oder auch Kochfläschchen), das eine mit dem leichten H_2 , das andere mit der schweren CO_2 , schließt beide mit durchbohrten Korken, die man durch eine Glasröhre verbindet, so daß das mit H_2 gefüllte Gefäß verkehrt auf das andere zu stehen kommt, so wird man nach einiger Zeit in beiden nur noch ein gleichartiges Gemenge beider Gase finden. Diese gegenseitige Durchdringung der Gase nennt man Diffusion (diffusio = Ausbreitung, Zerteilung). Fig. 26.

Aufgabe 22) Wie viel g CO_2 erhält man nach Versuch 11 aus 100 g Marmor? — **23)** Wie viel Raum nehmen diese ein? — **24)** Wie viel g kohlen-

sauren Kalk muß man wenigstens zum Experimente verwenden, wenn man einen Cylinder mit CO_2 füllen will, der einen inneren Durchmesser von 11 cm und eine Höhe von 25 cm hat?

d. Kohlenoxyd, CO .

Darstellung. Versuch 22. In einer Kochflasche erhitzt man Oxalsäure mit etwa dem fünffachen Gewicht H_2SO_4 . Diese entzieht der Oxalsäure ($\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$) Wasser, und der Rest zerfällt in CO_2 und CO . Beide Gase gehen durch eine Woulffsche Flasche oder durch eine doppelt durchbohrte Kochflasche, in der sich Kalkwasser oder Kali- oder Natronlauge befindet. Die Flüssigkeit nimmt die CO_2 begierig auf, während CO weiter geht und über der pneumatischen Wanne aufgefangen wird. (Fig. 27.)

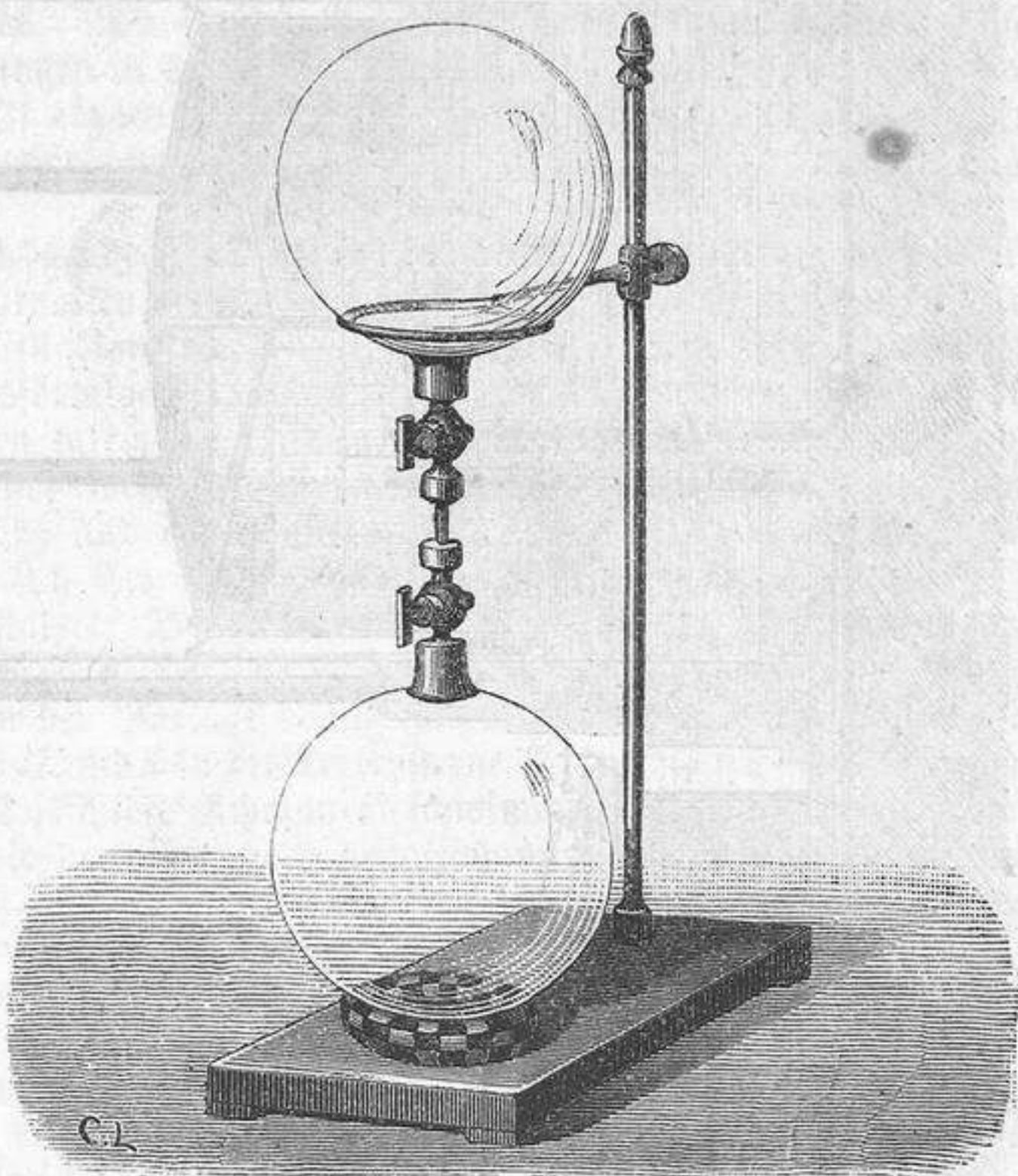


Fig. 26.

Eigenschaften. CO ist farb-, geruch- und geschmacklos, leichter als die Luft (0,96); es ist giftig: in geringer Menge eingeatmet, verursacht es

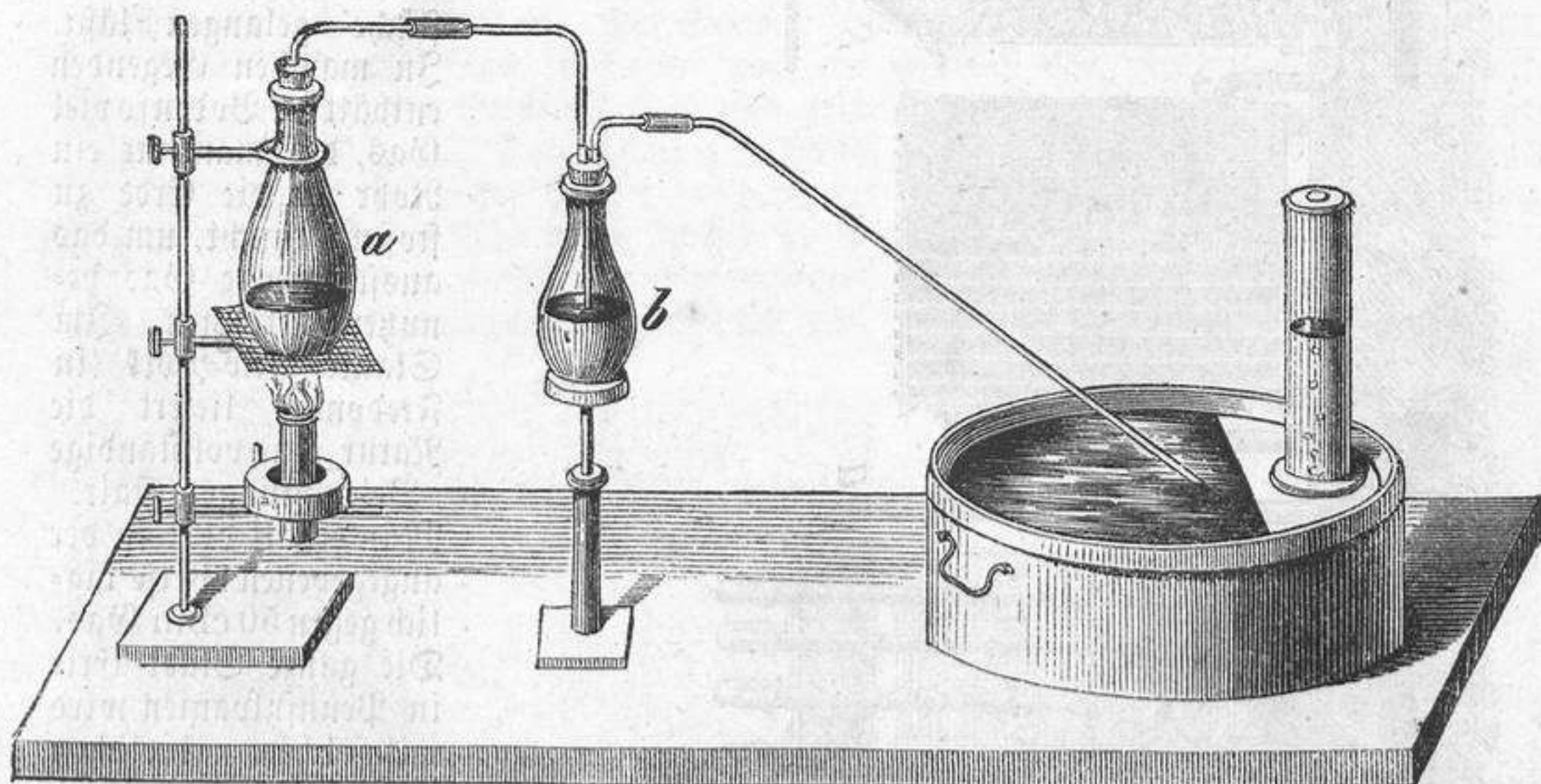


Fig. 27.

Kopfschmerz; in größerer Menge Bewußtlosigkeit und Tod. Es bildet sich infolge ungenügenden Sauerstoffzutritts bei der Verbrennung. Seine Anwesenheit zeigt sich in der Kerzenflamme (siehe daselbst) und in den hüpfen-

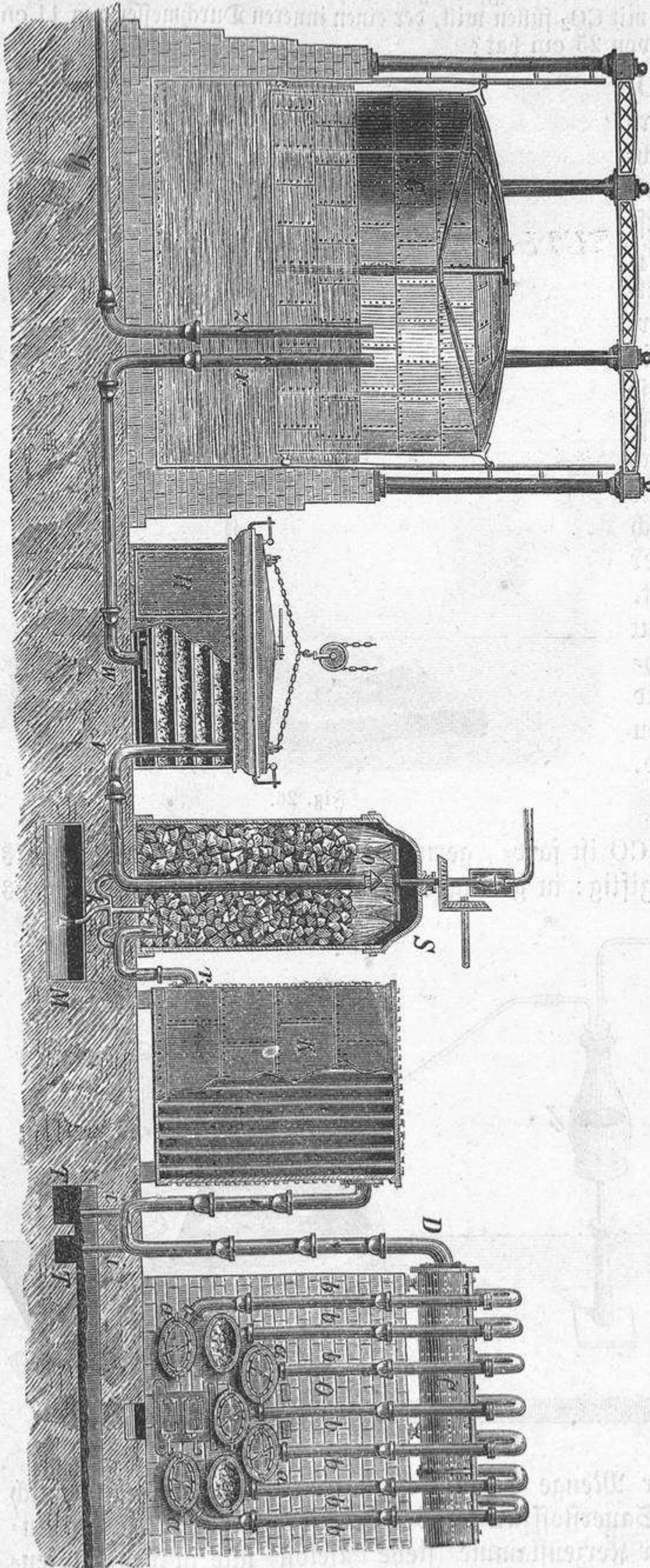


Fig. 28.

den bläulichen Flämmchen über den glühenden Kohlen. Dringt es ins Zimmer beim Gebrauch von Kohlenbecken oder durch vorzeitiges Schließen der Ofenklappe, so wird es die Ursache der Kohlenoxydvergiftungen. Weitere Kohlenstoffverbindungen siehe organische Chemie.

Leuchtgas.

Allgemeines und Geschichtliches. Schon seit den ältesten Zeiten ist es bekannt, daß aus Holz- oder Steinkohlen sich ein mit leuchtender Flamme brennendes Gas gewinnen lasse, zumal ja die Natur selbst aus ihren Stein- und Braunkohlenflözen brennbare Gase an die Erdoberfläche gelangen läßt. In manchen Gegenden enthält der Boden soviel Gas, daß man nur ein Rohr in die Erde zu stoßen braucht, um das ausströmende Gas benutzen zu können. Im Staate New-York (in Fredonia) liefert die Natur eine vollständige Beleuchtungsanstalt. Man erhält dort in der angegebenen Weise täglich gegen 50 cbm Gas. Die ganze Stadt Erie in Pennsylvanien wird mit solchem natürlichen Gase beleuchtet. 1871 wurden 8750 cbm davon verbraucht. Künstlich erzeugtes Gas (aus Knochen) benutzte Professor Pickel in Würz-

burg schon 1786, um sein Laboratorium zu erleuchten. Als der eigentliche Erfinder der Leuchtgasfabrikation (aus Steinkohlen) ist der Engländer Murdoch 1792 zu betrachten. Die Franzosen nennen dafür ihren Landsmann Lebon. (Holzgas.) 1812 erhielt London, 1820 Paris und 1826 Berlin Straßenbeleuchtung durch Gas. Jetzt findet sich dieselbe fast in jeder Stadt Deutschlands. Die Städte Süddeutschlands und der Schweiz haben infolge Pettenkofer's Verbesserungen in der Fabrikation fast ausschließlich Gas aus Holz oder Torf. (Auch Fett und Öl eignen sich als Rohmaterial.) Es steht zu erwarten, daß das Gas noch weitere Verwendung auch als Heizmaterial in den Haushaltungen finden wird.

Bereitung des Leuchtgases. Die zur Gasfabrikation sich eignenden Kohlen dürfen nur wenig Schwefel enthalten und nach dem Verbrennen geringe Mengen Asche hinterlassen. Die trockene Destillation erfolgt in thönernen Cylindern, Retorten *aa*, die einen elliptischen oder halbkreisförmigen Querschnitt haben. Am hinteren Ende sind dieselben geschlossen, am vorderen mit einer Öffnung versehen, welche durch Anschrauben eines Deckels luftdicht verschlossen werden kann. Aus den Retorten führen weite eiserne Röhren *bb* senkrecht in die Höhe und enden abwärts in eine horizontal liegende cylindrische Vorlage *C*, in welcher sich Teer und Ammoniakwasser absetzen. Die Röhren *bb* münden sämtlich in der Flüssigkeit. Die gasförmigen Produkte der Destillation gehen aus der Vorlage *C* durch das gemeinschaftliche Rohr *D* nach dem Kondensator *K*, in dem sie abgekühlt werden. Der in der Vorlage *C* angesammelte Teer und das Ammoniakwasser fließen durch die Röhre *D* und *i* in die Teercyterne *T*, wo sie sich nach ihrem spezifischen Gewicht trennen; das leichtere Ammoniak schwimmt oben. Um das heiße Gas vollständig abzukühlen und die von ihm noch mitgenommenen Teer- und Ammoniakdämpfe und die Gase, die sich vom Wasser absorbieren lassen, zu entfernen, führt man das Gas zunächst in den Kondensator *K*, darnach durch den Wascher (Strubber) *S*, in welchem es durch Koksstückchen streichen muß, über welche durch eine besondere Vorrichtung beständig kaltes Wasser in feinen Strahlen strömt. Das Wasser absorbiert besonders Ammoniak und fließt unten durch *k* in das Reservoir *M*. Im oberen Teile des Waschapparates sammelt sich Gas und geht nun durch die Röhre *o* in den Reinigungsapparat *R*. Noch besitzt das Gas viel Kohlenensäure, Schwefelwasserstoff, Schwefelkohlenstoff, Ammonverbindungen, die entfernt werden müssen. Der Reinigungsapparat enthält auf Rutengeflecht die sogenannte Lamingsche Masse, d. i. ein Gemenge von Sägespänen, gelöschtem Kalk und Eisenoryd. Der Kalk verbindet sich mit der Kohlenensäure; das Eisenoryd giebt in Verbindung mit Schwefelwasserstoff Schwefeleisen und dies verliert später an der Luft den Schwefel und wird zu Eisenoryd, welches wieder zum Reinigen verwendet werden kann. Der Schwefel kann als Nebenprodukt gewonnen werden.

Das gereinigte Gas ist immer noch ein Gemisch von Grubengas, Wasserstoff, Äthylen, Kohlenoryd, Stickstoff u. a. und gelangt nun in den fälschlich Gasometer genannten Gasbehälter *G*. Derselbe ist gewöhnlich eine aus starkem Eisenblech angefertigte Glocke, deren Ränder unter Wasser tauchen, um stets luftdichten Verschuß herzustellen. Ein Rohr *g* führt das Gas dann zu den Brennern, nachdem es noch vorher den Gasregulator und in jedem Verbrauchsorte eine Gasuhr passiert hat.

Der Gasregulator hat den Zweck, den Zufluß des Gases aus dem Gasometer in die Leitungsröhren zu regulieren. Denke man sich eine wie ein Gasometer mit den Rändern unter Wasser stehende Glocke, an welcher ein Regelventil angebracht ist, das das Zuleitungsrohr bei hohem Stande verengt und bei tieferem öffnet. Strömt viel Gas in diese Glocke, so hebt sie sich und mit ihr das Regelventil, welches dann die Mündung des Rohres verengt. Dadurch strömt weniger Gas nach, die Glocke senkt sich, das Ventil öffnet sich, mehr Gas kann einströmen u. s. f. Will man eine größere Menge Gas zum Verbrauch geben, als dieser Selbstregulator gestattet, so beschwert man die Glocke mit Gewichten, und das Gas kann in beliebiger Menge fortströmen (Fig. 29).

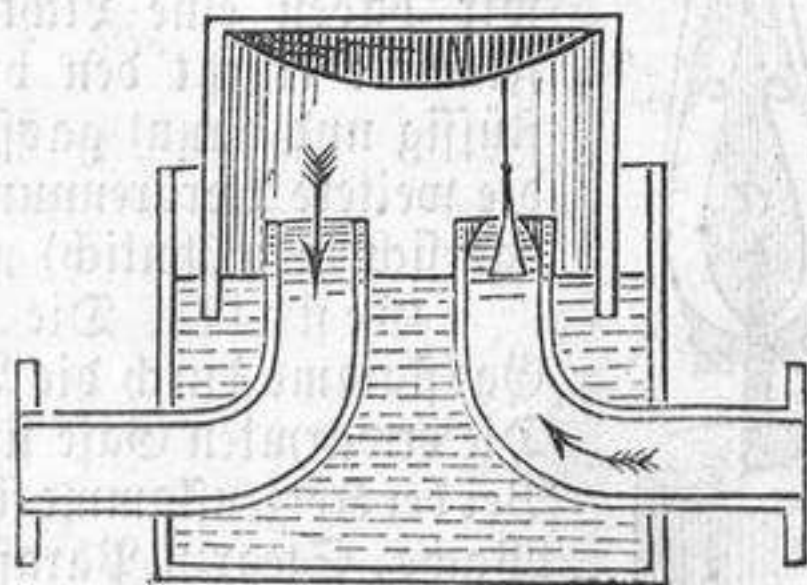


Fig. 29.



Fig. 30.

Die Gasuhren oder Gaszähler sind cylindrische Gefäße von verschiedener Größe, die über die Hälfte mit Wasser oder Glycerin gefüllt sind, in welchem sich eine in 4 Kammern geteilte Trommel befindet, deren Umdrehungen sich auf ein Uhrwerk übertragen, welches dieselben zählt, und wonach die durchgeströmte Gasmenge berechnet wird. Fig. 30 zeigt einen Durchschnitt derselben. Das Gas strömt aus der Röhre in den Raum 2, hebt dadurch die Wand und setzt die innere Trommel in Bewegung. Ehe noch 2 ganz gefüllt ist, wird schon die nächste Wand gehoben, so daß der Raum 1 über die Flüssigkeit kommt u. s. w. Unterdes ist die Öffnung l vom Raume 3 frei geworden und das Gas vermag dort auszufließen u. s. f. Eine Mischung von Glycerin mit Wasser wird angewendet, um das Einfrieren im Winter zu verhindern. (Neuerdings benutzt man vielfach Kromschroders trockene Gasuhr.)

Die Brenner sind gewöhnlich von Porzellan oder Speckstein, auch wohl von Eisen oder Messing. Die letzteren verstopfen sich leicht durch Oxidation. Je nachdem dieselben das Gas aus feinen Löchern oder Einschnitten ausströmen lassen, unterscheidet man 1) Einloch-, 2) Dreiloch-, 3) Schnitt- oder Schlitzen- (Fledermausflügelbrenner), 4) Manchester- (Zweiloch- oder Fischschwanz-) und 5) Argandsche Brenner, welche letztere das Gas aus feinen in einem Kreise geordneten Löchern ausströmen lassen.

Als Nebenprodukte bei der Kohlendgasbereitung erwähnen wir 1) Koks, 2) das Gaswasser oder das Kondensationswasser, im wesentlichen Ammoniumcarbonat; 3) den Steinkohlenteer, der äußerst mannigfache Verwendung findet (Dachpappe, Färbung und Konservierung von Holz, Mauerwerk, Metallen, zur Darstellung von Benzin, der Teerfarben, der Karbolsäure oder des Phenols, der Pikrinsäure, von künstlichem Asphalt u. v. a.); 4) den Gaskalk (verwendet in der Gerberei und zur Gewinnung von Berlinerblau, in der Landwirtschaft u. a.).

Je nach den verschiedenen Stoffen, aus denen man das Gas gewinnt, unterscheidet man: Kohlen-, Holz-, Torf-, Wasser-, Öl-, Schieferöl- und Petroleum-, Harz- und Hydro-Drygen-Gas. (Vgl. Petroleum.)

Die Flamme.

Jedes brennende Talglicht, jede Öl- oder Petroleumlampe ist eine kleine Gasanstalt. Der wesentliche Unterschied besteht nur darin, daß in der Kerzenflamme zc. auch die Teerbestandteile zur Verbrennung kommen. Der das Brennen unterhaltende Körper, das Talg, Öl, Holz zc., wird übergeführt in gasförmigen Zustand. Die Gase verbinden sich mit dem Sauerstoff der Luft. Das erfolgt aber gewöhnlich nur bei einem gewissen hohen Temperaturgrade; darum zündet man dieselben, oder das Docht zc. an. Durch die bei der Verbrennung (Verbindung) der Gase erzeugte Wärme gelangen diese ins Glühen, und wir haben eine Lichterscheinung, die wir Flamme nennen. Diese Flamme erhitzt den brennenden Körper so sehr, daß er (gewöhnlich erst flüssig und dann) gasförmig wird, und die entstehenden Gase unterhalten die weitere Verbrennung. Die Flamme ist demnach ein glühendes Gas, das sich (gewöhnlich) mit O verbindet.

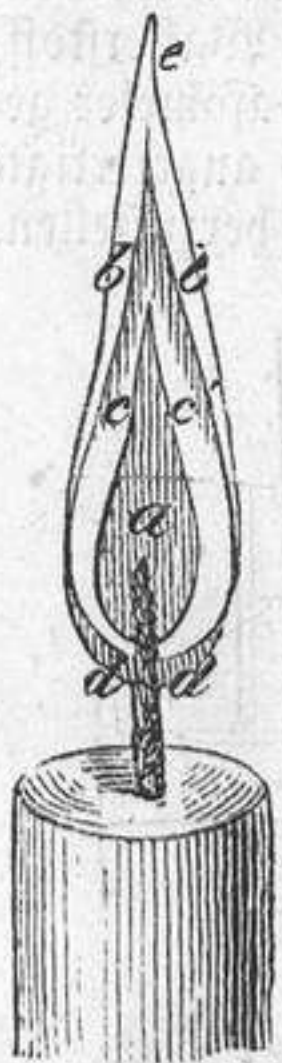


Fig. 31.

Gestalt. Die bekannte Form erhält die Flamme (außer bei der Gasflamme durch die Brenner) durch den Druck der sie umgebenden Luft. Die erwärmten Gase sind leichter als Luft und steigen deshalb nach oben. Bei der Kerzenflamme findet zuerst ein Schmelzen des Leuchtmaterials (Talg, Wachs, Stearin, Paraffin) statt; das Docht nimmt die Flüssigkeit auf und führt sie vermöge der Haarröhrchenleitung bis in die Mitte der Flamme; dort geht das Zerlegen der Flüssigkeit in dampf- und gasförmige Produkte vor sich, und die Flamme selbst zeigt das Verbrennen derselben.

Teile der Flamme. Der dunkle Teil a der Flamme enthält die eben entstandenen noch unverbrannten Gase (Kohlenwasserstoff), hierher kann der Sauerstoff der Luft nicht dringen. Dieser Teil der Flamme besitzt die geringste Heizkraft. Hält man ein Stückchen Holz quer in den Flammenkegel, so wird dasselbe auf beiden Seiten bald

brennen, während der in *a* befindliche Teil desselben erst später verkohlt. Der Mantel *c* gestattet eine teilweise Verbrennung. Der Kohlenstoff gelangt zum Glühen; hier hat die Flamme die größte Leuchtkraft. In der äußeren Hülle *b* findet eine vollständige Verbrennung des Kohlenstoffes statt. Hier hat die Flamme die größte Heizkraft. Der untere blaue Rand *d* ist brennendes Kohlenoxydgas, weil durch die Kerze ein genügender Sauerstoffzutritt verhindert wird.

Leuchtkraft. Daß es der Kohlenstoff ist, welcher vorzugsweise das Leuchten der Flamme bedingt, zeigt der einfache Vergleich von brennendem H , CH_4 und C_2H_4 . Halten wir in die Knallgasflamme Kreide oder Platin, so verleihen diese zum Glühen gebrachten Stoffe der Flamme ebenfalls Leuchtkraft. (Vgl. Knallgas.) Ist die Hitze einer Flamme nicht groß, so glühen die Teilchen nur rot, die Leuchtkraft ist gering; bei höherer Temperatur glühen die Teilchen gelb und endlich weiß, wodurch die höchste Leuchtkraft erreicht wird.

Rauch. Strömt einer Flamme zu wenig Luft zu, so kann der Kohlenstoff nicht verbrennen, d. h. sich mit O verbinden, er scheidet sich dann als Ruß im Rauche aus. Damit man nun bei unserer gewöhnlichen Lampe den brennenden Gasen möglichst viel Sauerstoff zuführe, bedient man sich des runden Dochtes, in welchem auch von innen Luft zur Flamme gelangt. (Argandsche Lampen. Diamantbrenner.)

Heizkraft. Gerade von der richtigen Zufuhr des Sauerstoffs ist neben der Beschaffenheit des Brennmaterials wesentlich noch die Heizkraft bedingt, wie wir schon oben bei der Betrachtung der einzelnen Teile der Flamme sahen. Wasserstoffreiche Flammen geben mehr Wärme als die kohlenstoffreichen.

Bunsenbrenner. Um im Laboratorium dem Leuchtgase die größtmögliche Heizkraft abzugewinnen, bedient man sich des Bunsenschen Gasbrenners. Durch einen Schieber wird der Zutritt der Luft reguliert. Kann diese nicht zutreten, so erhält man die Leuchtflamme, im andern Falle die Heizflamme.

Lötrohr. Bei chemischen Untersuchungen, besonders der Mineralien, ist das Lötrohr fast unentbehrlich, um die Sauerstoffzufuhr und dadurch die Heizkraft der Flamme zu steigern und dieser selbst eine beliebige Richtung zu geben. Man unterscheidet bei der Lötrohrflamme deutlich zwei Lichtkegel, einen inneren bläulichen, wo eine unvollständige Verbrennung stattfindet, es also an Sauerstoff fehlt, dagegen Kohlenstoff im Überschuss vorhanden ist, und einen äußeren, gelblichen, den Mantel, wo Überschuss an Sauerstoff ist. Der innere heißt **Reduktionsflamme**, weil er hineingehaltenen Körpern Sauerstoff entzieht; der äußere: **Oxydationsflamme**, weil er eine lebhaftere Oxydation begünstigt.

Die Farbe der Flamme ist abhängig von den in der Flamme in Gasform enthaltenen Körpern. (Siehe Physik: Spektralapparat und Spektralanalyse.) Wir werden im Verlaufe des Unterrichts auch einige Körper kennen lernen, die sich durch charakteristische Färbung der Flamme auszeichnen. (Vgl.: Farbige Feuer.)

5. Chlor, Chlor, $Cl = 35,5$.

Vorkommen. Im freien Zustande findet sich das Chlor nicht in der Natur; dennoch aber in großer Menge in Verbindungen mit Metallen. Die wichtigste ist das Kochsalz oder Chlornatrium. (Siehe Natrium.) Auch in organischen Körpern findet sich Chlor.

Darstellung. Versuch 1. In ein Kochfläschchen bringt man Braun-

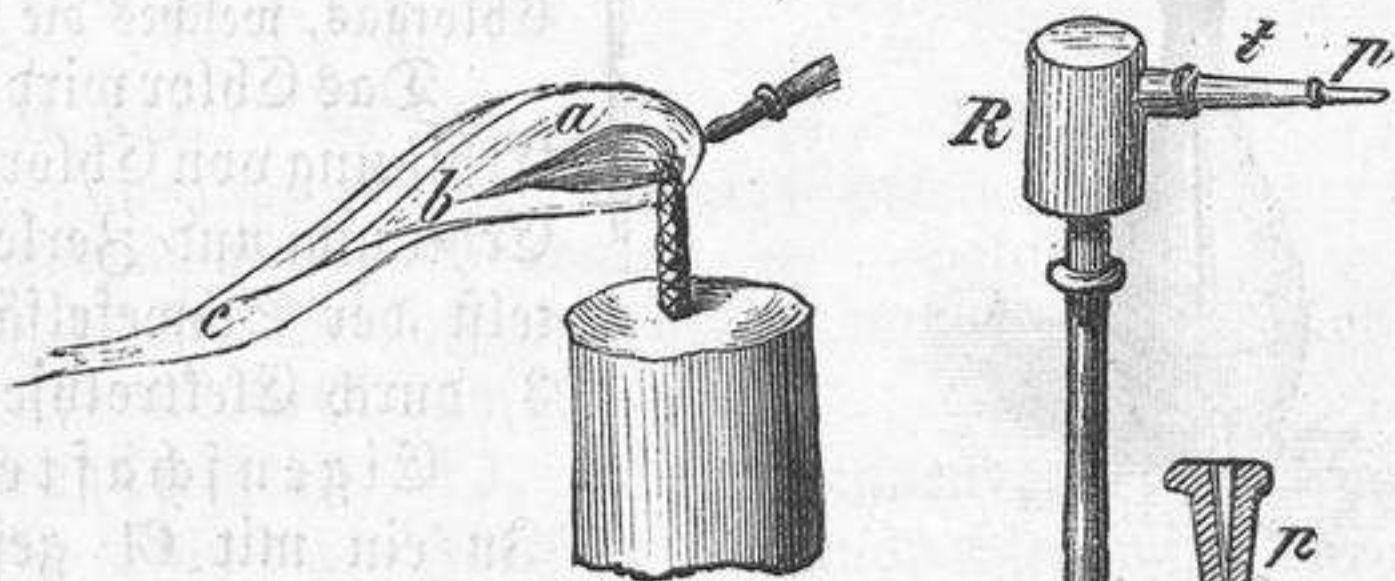


Fig. 32.

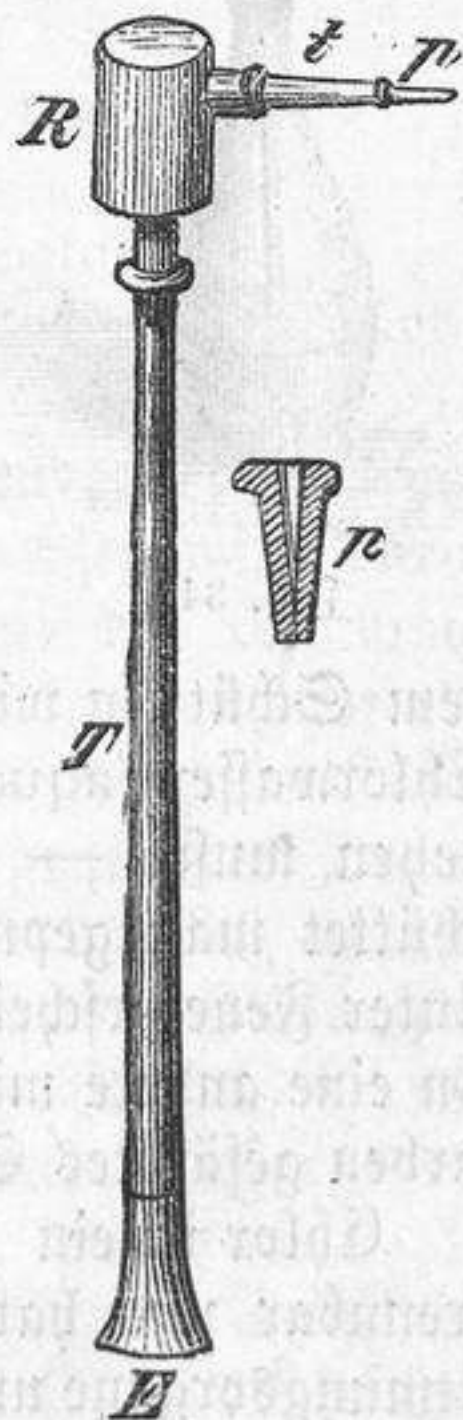
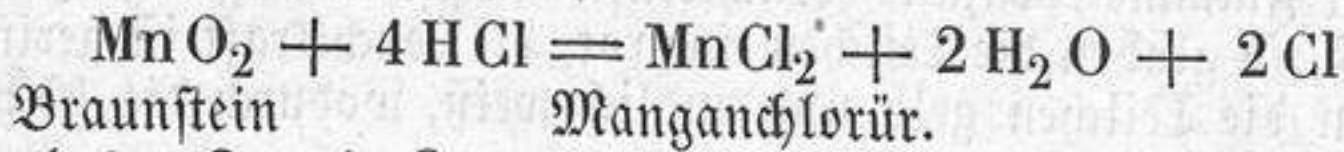
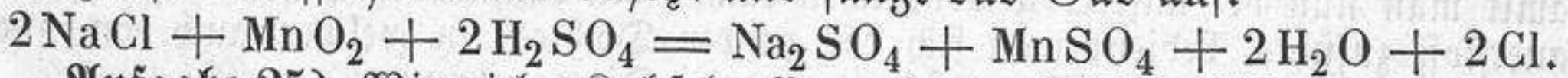


Fig. 33.

stein in erbsengroßen Stücken und gießt durch die Trichterröhre Salzsäure (Chlorwasserstoffsäure = HCl) nach, so daß dieselbe 1—2 cm über dem Braunstein steht. Man erwärmt gelinde. Das Gasleitungsrohr führt man in eine Woulffsche Flasche, so daß das Gas durch das Wasser streichen muß. Hier läßt es die etwa mit fortgerissene HCl; es wird gewaschen. Dann wird es in Gläsern, Flaschen etc. aufgefangen, entweder über der pneumatischen Wanne (warmes Wasser) oder durch einfaches Hineinleiten. Siehe Fig. 27.



* Versuch 2. In die Kochflasche bringt man 1 1/2 Gewichtsteile Braunstein, 2 Teile Kochsalz (Chlornatrium) und 7 Teile verdünnte Schwefelsäure (die Hälfte Wasser). Man erhitzt und fängt das Gas auf.



Aufgabe 25) Wie viel g Kochsalz, Braunstein und Schwefelsäure braucht man zur Darstellung von so viel Chlor, als nötig ist, um damit einen Glas-

0,02?

— zylinder von 0,5 m Höhe und 0,2 m Durchmesser zu füllen?

Zu einigen Versuchen ist es besser, getrocknetes Gas zu verwenden. Man lasse deshalb dasselbe durch eine mit kalzinieren Chlorcalciumstücken gefüllte Glasröhre streichen, wie nebenstehende Figur zeigt. Das Gas wird dann einfach in Gläsern — nicht über Wasser — aufgefangen.

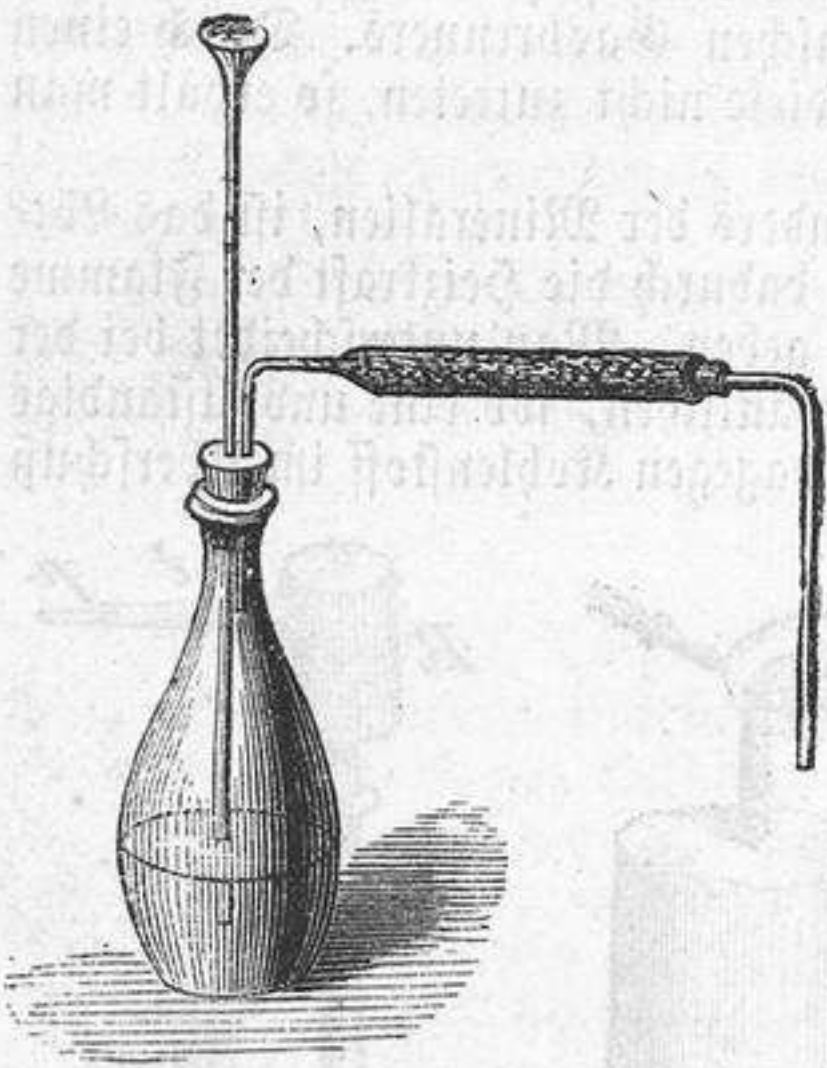


Fig. 34.

Versuch 3. Der Apparat für die Elektrolyse des Wassers (Fig. 1) kann auch zur elektrischen Zersetzung der Chlorwasserstoffsäure verwandt werden. Die Einrichtung ist ganz dieselbe wie bei der Wasserzersetzung. Man färbt die Säure zugleich mit Indigolösung. Am positiven Pole entwickelt sich Chlorgas, welches die Flüssigkeit entfärbt.

Das Chlor wird also dargestellt: 1) durch Erhitzung von Chlorwasserstoffsäure, 2) durch Erhitzung und Zerlegung des Kochsalzes mittelst der Schwefelsäure und Braunstein und 3) durch Elektrolyse der HCl.

Eigenschaften. Versuch 4—6.

In ein mit Cl gefülltes Fläschchen bringt man ein wenig kaltes Wasser. Nach einigem Schütteln wird alles Chlor vom Wasser absorbiert sein. Man erhält Chlorwasser (aqua chlorata), welches man der Einwirkung des Lichtes entziehen muß. — In einen mit getrocknetem Cl gefüllten Cylinder schüttet man gepulvertes Antimon oder Wismut oder Blattgold (Kupfer). Unter Feuererscheinung werden sich die Körper mit dem Cl verbinden. — In eine andere mit Cl gefüllte Flasche hängt man ein nasses, mit Pflanzenfarben gefärbtes Stück Zeug. Es bleicht.

Chlor ist ein gelblich grünes Gas (chloros = gelbgrün); es ist nicht brennbar und hat einen unangenehmen, stechenden Geruch. Es reizt die Atmungsorgane und verursacht, in größerer Menge eingeatmet, Bluthusten. (Vorsicht!) Ammoniak-, Alkohol- und Atherdämpfe mildern die schädlichen Einwirkungen des Chlors. Bei -40° verwandelt es sich in eine gelbgrüne Flüssigkeit. Kaltes Wasser absorbiert es in großen Mengen. Es ist schwerer als die atmosphärische Luft (B.-G. L. = 2,44). Ganz besonders zum

Wasserstoff, aber auch zu den andern Elementen, besitzt es große Affinität. Mit den Metallen verbindet es sich oft unter Feuererscheinung. Den Wasserstoff entzieht es den Körpern, mit denen es in Berührung tritt, zerstört darum organische Verbindungen und wirkt entfärbend und desinfizierend. — Deshalb wird es zum Bleichen von Zeugen, von Lumpen in der Papierfabrikation und als Desinfektionsmittel (besonders als Chlorkalk) verwendet.

Chlorverbindungen.

Sie haben je nach dem Chlorgehalte verschiedene Namen, die den Sauerstoffverbindungen entsprechen: Chlorür (Oxydul), Chlorid (Oxyd), Superchlorid (Superoxyd).

A. mit Wasserstoff:

a. Chlornwasserstoff, Chlornwasserstoffsäure, Salzsäure, HCl. Darstellung. Versuch 7—9. Zwei gleich große Cylinder füllt man den einen mit Cl, den andern mit H, deckt jeden mit einer Glasplatte zu und stellt sie, die Mündungen einander zugekehrt, auf einander, so daß beide Gase sich vereinigen können. Durch Hin- und Herschwenken mischt man dieselben hinreichend und nähert die wenig geöffneten Mündungen einer Spiritusflamme. Mit einem eigentümlichen Geräusche schlägt die Flamme in die Gefäße, aus denen sich nun dichte Salzsäurewolken erheben. — Ein Fläschchen füllt man zu gleichen Raumteilen mit H und Cl im Dunkeln und bringt dasselbe dann in direktes Sonnen- oder Magnesiumlicht. Die Vereinigung der Gase erfolgt unter heftiger Explosion. — In einen Glaskolben bringt man 4 Teile NaCl, 2 T. H₂O und 7 T. H₂SO₄. Es entwickeln sich (bei schwacher Erwärmung) salzsaure Dämpfe, welche man zum Teil über Quecksilber auffangen kann, zum Teil in kaltes Wasser leitet.



Natriumchlorür + Hydriumsulfat = Natriumsulfat + Hydriumchlorür.

Kochsalz + Schwefelsäure = Glaubersalz + Salzsäure.

HCl entsteht 1) durch direkte Vereinigung des Cl und des H im Sonnenlichte, 2) durch Erhitzen von NaCl und H₂SO₄.

Eigenschaften. Versuch 10—13. Eine brennende Kerze erlischt in dem mit HCl angefüllten Cylinder. Feuchtes Lackmuspapier wird darin gerötet. — Einen mit HCl gefüllten Cylinder setzt man mit der Mündung in Wasser. Dasselbe steigt im Cylinder, denn das Gas wird von ihm absorbiert. — In eine mit HCl gefüllte und mit Quecksilber abgesperrte Glasröhre bringt man ein Stückchen Kalium. Man merke sich genau den Stand des Quecksilbers. Nun erhitzt man das Kalium. Es verbindet sich mit Cl. Das Hg steigt. H ist übrig geblieben und nimmt genau die Hälfte des Volumens von HCl ein. — Man stellt Chlornwasser (Versuch 4) ins Sonnenlicht. Unter der Lichteinwirkung zersetzt Chlor das Wasser, verbindet sich mit H zu HCl, und O wird frei. (Holzspan.)

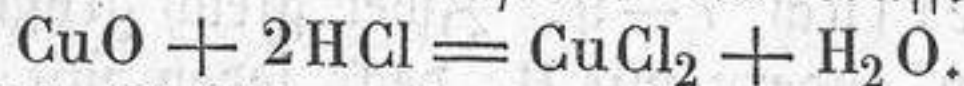
HCl hat wegen seiner Darstellung aus Kochsalz den Namen Salzsäure erhalten; es ist ein farbloses Gas von unangenehm stechend saurem Geruche, nicht brennbar, schwerer als die atmosphärische Luft (B.-G. L. = 1,264) und verdichtet sich bei einer Temperatur von —10° zu einer Flüssigkeit. Vom Wasser wird es absorbiert. 1 Volumen Wasser löst bei 0° 500 Vol. HCl. Die in den Laboratorien gebräuchliche Salzsäure enthält gewöhnlich

55% Wasser und hat das Volumengewicht 1,22. Sie raucht an der Luft und rötet blaues Lackmuspapier. Die gelbe Färbung der rohen Salzsäure rührt meist von Eisengehalt her.

Anwendung. Wegen ihrer Billigkeit empfiehlt sie sich in erster Reihe zum Gebrauche bei Versuchen, wenn eine stärkere Säure nicht unbedingt erforderlich ist.

Versuch 14. Ein Stück schwarz gewordenes Kupfer oder Messing (etwa eine blind gewordene Wagschale) reibt man mit einem in Salzsäure angefeuchteten Lappen. Bald wird das reine Metall zum Vorschein kommen.

Darauf gründet sich die Verwendung der HCl im Haushalte zum Reinigen der Gefäße und in der Technik zum Löten. Die Metalle verbinden sich schwer, desto leichter aber die Metalloxyde mit ihr. Aus dem Metalloxyd und der Salzsäure wird Metallchlorid und Wasser, z. B.



Außerdem wird die Salzsäure in den Bleichereien und zur Darstellung salzsaurer Salze (z. B. Chlorcalcium) verwendet. Reagens auf NH_3 . Siehe Stickstoff. Versuch 8.

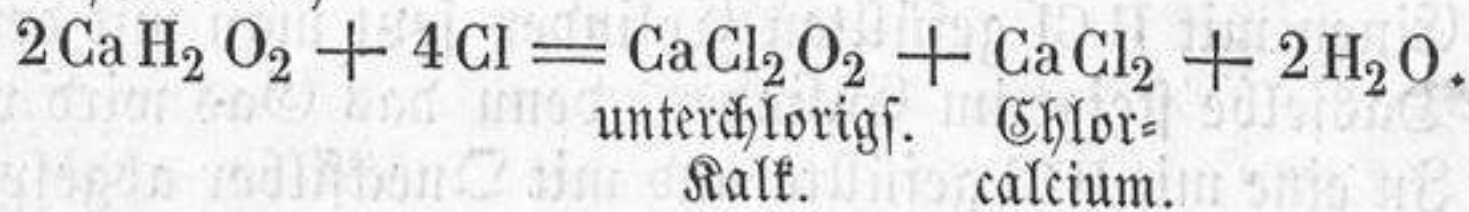
B. mit Sauerstoff:

Cl geht mit O mehrere Verbindungen ein.

b. Chlorsäure, HClO_3 . Sie hat für uns nur Bedeutung in ihren Verbindungen, von denen wir das chlorsaure Kalium schon bei der Sauerstoffentwicklung kennen gelernt haben. Die chlorsauren Salze geben gern ihren Sauerstoff an brennende Stoffe ab.

Versuch 15 u. 16. Eine kleine Federmesserspitze voll chlorsaures Kalium und Schwefelblumen bringt man in einen Porzellanmörser und reibt kräftig: es erfolgen heftige Detonationen. — Eine halbe Federmesserspitze voll gepulvertes chlorsaures Kalium mengt man vorsichtig mit amorphem, rotem Phosphor, wickelt es in Papier ein und schlägt mit dem Hammer darauf: es erfolgt ein heftiger Knall. (Vorsicht!)

* c. Unterchlorige Säure, HClO . Versuch 17. Leitet man Chlor über feuchtes Kalkhydrat, so entsteht eine Masse, die den Namen Chlorkalk führt und ein Gemisch von unterchlorigsaurer Kalkerde und Chlorcalcium ist. (Siehe Chlorkalk.)



C. Königswasser. Eine Mischung von einem Teil konz. Salpetersäure mit 2—4 Teilen konz. Salzsäure führt den Namen Königswasser (aqua regia), weil es Gold, den König der Metalle, auflöst. Die Salpetersäure im Königswasser giebt einen Teil ihres Sauerstoffs an den Wasserstoff der Chlornwasserstoffsäure ab und bildet damit Wasser. Das übrig bleibende Chlor wirkt in statu nascendi auf das Metall und bildet mit demselben das entsprechende Metallchlorid.

Aufgabe 26) Aus 350 g Kochsalz soll mit Braunstein, der 10% fremde Substanzen enthält, und engl. Schwefelsäure, die 30% Wasser führt, Chlor dargestellt werden. a. Wie viel Braunstein und b. wie viel Schwefelsäure sind zu nehmen? c. Wie viel Chlorgas erhält man nach Gewicht und Volumen? — 27) Wie viel g HCl erhält man aus 700 g NaCl, und wie viel wiegt das dabei erhaltene Na_2SO_4 ? — 28) Um 55% HCl haltende

Salzsäure herzustellen, leitet man die erforderliche Menge Chlornwasserstoffgas in 25 Liter Wasser. a. Wie viel HCl ist dazu erforderlich? b. Wie viel Kochsalz? c. Wie viel Schwefelsäure? d. Wie viel Glaubersalz wird dabei gewonnen?

6. Brom, Bromium, Br = 80.

Vorkommen. Das Meerwasser enthält in geringer Menge Bromverbindungen; desgleichen einige Heilquellen (Kreuznach).

Eigenschaften. Es ist eine dunkle, rotbraune Flüssigkeit von unangenehmem Geruch (bromos = Gestank). Es ist löslich in Wasser, Schwefelkohlenstoff und Alkohol mit gelblich roter Farbe. In seinen Eigenschaften und Verbindungen ist es dem Chlor sehr ähnlich und bildet mit den Metallen Salze (Bromide), z. B. Bromsilber. Mit H bildet es Bromwasserstoff HBr.

Anwendung findet es in der Heilkunde und in der Photographie.

7. Jod, Jodium, J = 127.

Vorkommen. In geringer Menge ist das Jod sehr verbreitet, doch nur in Verbindungen. Viele Seepflanzen enthalten es, z. B. Palmentang. In der Asche derselben ist es an Kalium, Natrium und Magnesium gebunden.

Darstellung und Eigenschaften. Versuch 1—4. In eine Retorte bringt man Jodkalium mit etwas Braunstein, übergießt mit Schwefelsäure und erwärmt vorsichtig. Jod entweicht in Dampfform und verdichtet sich in einer Vorlage. $(2KJ + MnO_2 + 2H_2SO_4 = K_2SO_4 + MnSO_4 + 2H_2O + 2J)$. — Ein Blättchen Jod legt man auf die Hand; eine ganz kleine Messerspitze voll erwärmt man in einem Kochfläschchen. — In einem zur Hälfte mit Wasser gefüllten Reagensgläschen löst man ein wenig Stärkemehl und bringt ein Blättchen Jod hinzu. — Man löst Jod in Wasser, Alkohol, Äther, Schwefelkohlenstoff.

Jod ist ein fester, schwarz metallisch glänzender Körper, der die Hand gelbbraun färbt, bei gewöhnlicher Temperatur schon dampfförmig wird und ein schön violettes Gas bildet, das sich durch seine Schwere auszeichnet. (B.-G. Z. = 8,7) — (iodēs = veilschwarz). Jod ist giftig. Es löst sich im Wasser wenig mit gelbbrauner Farbe; in Alkohol oder Äther reichlicher (Jodtinktur). In Schwefelkohlenstoff mit roter Farbe. Es ist ein äußerst empfindliches Reagens auf Stärkemehl, welches von ihm intensiv blau gefärbt wird.

Anwendung. Es findet nebst seinen Verbindungen in noch höherem Maße als Br Anwendung in der Medizin und besonders in der Photographie.

8. Fluor, Fluor, Fl = 19.

Vorkommen. Das Fluor findet sich in der Natur nur mit anderen Elementen, besonders mit Calcium zu Fluorcalcium (Flußspat, CaF_2) verbunden. Neuerdings hat man in Grönland bedeutende Lager von Fluoraluminiumnatrium (Kryolith $Na_3Al_2F_{12}$) gefunden.

Aufgabe 29) Wie verhalten sich die einzelnen Bestandteile a. des Flußspats und b. des Kryoliths hinsichtlich ihres Gewichtes zu einander?

Verbindungen. Fl mit H giebt die dem HCl, HBr und HJ entsprechende Säure HFl, Fluorwasserstoffsäure auch Flußsäure genannt,

welche durch Erhitzen von Flußspat und englischer Schwefelsäure in einem Platin- oder Bleigesäß gewonnen wird. ($\text{CaFl}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{CaSO}_4 + 2\text{HFl}$).

Diese Säure ist farblos, rauchend, von stechend saurem Geruch, giftig und ätzt das Glas. Bringt man auf das Entwicklungsgefäß eine Glasplatte, so wird diese binnen kurzer Zeit matt, weil sich das Fluor der Säure mit dem Kiesel des Glases zu Fluorkiesel verbindet. Überzieht man eine Glasplatte mit Wachs und legt einzelne, eine Zeichnung bildende Stellen mit einem Griffel frei, läßt auf diese die HFl wirken, so werden matte Zeichnungen auf die Platte geätzt.

Mineralogisches. Daß die Verbindungen des Chlors Chloride heißen, ist bekannt. Entsprechend werden die Fluorverbindungen Fluoride genannt.

1) Flußspat, krystallisiert in Würfeln, Oktaedern, kommt aber auch in krystallinischen Massen vor. $S. = 4$; $sp. G. = 3,2$. Farbe gelb, grün, blau, farblos, durchscheinend bis durchsichtig. Weil er durch Feuer leicht in Fluß gerät und dann auch andere Stoffe (Erze) leichter in Fluß bringt, dient er als Zuschlag beim Ausschmelzen der Erze. Harz, Schlesien, England u. a.

2) Kryolith (Eisstein) wegen seines Aussehens so genannt. Nur in Grönland. Beide Mineralien gehören in die IV. Klasse des Systems. (S. 122.)

Allgemeines.

A. Bergegenwärtigen wir uns nochmals die Elektrolyse der Salzsäure, des Wassers und des Ammoniak, denken wir an die Zusammensetzung des Grubengases, so erhalten wir 4 Verbindungen, welche wir als die Grundformen (Typen) für alle Verbindungen ansehen können:



a. **Chlorwasserstoffsäure** HCl. Ein Molekül derselben besteht aus 2 Atomen, und zwar 1 Atom Cl und 1 Atom H. Es ist diese Verbindung der Typus für alle Verbindungen, in denen das Molekül nur aus 2 Atomen besteht, z. B. HJ, HBr, HFl. Wir denken uns einfach das 1 Atom Cl in der Verbindung $\left. \begin{array}{l} \text{H} \\ \text{Cl} \end{array} \right\}$ durch J oder Br oder Fl ersetzt, substituiert.

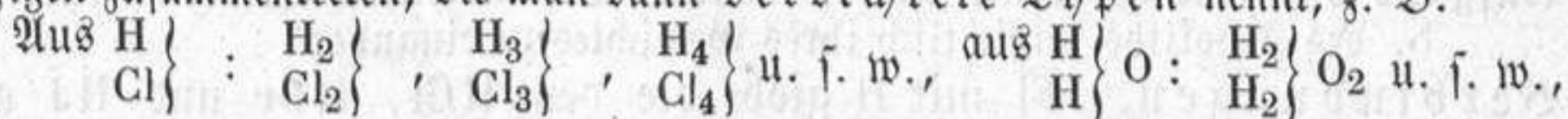
b. **Wasser** H_2O . Jedes Molekül besteht aus 3 Atomen, aus 2 Atomen H und 1 Atom O. Schreiben wir die Formel hier $\left. \begin{array}{l} \text{H} \\ \text{H} \end{array} \right\} \text{O}$, und denken uns zunächst das O durch S ersetzt, so erhalten wir H_2S Schwefelwasserstoff; denken wir uns dagegen beide H z. B. durch K_2 oder Na_2 ersetzt, so erhalten wir K_2O oder Na_2O . Aber auch nur 1 H aus der Formel $\left. \begin{array}{l} \text{H} \\ \text{H} \end{array} \right\} \text{O}$ kann durch ein anderes Atom ersetzt werden, z. B. $\left. \begin{array}{l} \text{H} \\ \text{Na} \end{array} \right\} \text{O}$ oder $\left. \begin{array}{l} \text{K} \\ \text{H} \end{array} \right\} \text{O}$. — Als wir beim ersten Experiment ein Stückchen Natrium auf Wasser warfen, so zersetzte es das Wasser, also $\left. \begin{array}{l} \text{H} \\ \text{H} \end{array} \right\} \text{O}$, 1 Atom H wurde frei, während in dem zeretzten Wassermolekül $\left. \begin{array}{l} \text{H} \\ \text{H} \end{array} \right\} \text{O}$ sich sofort Na an die frei gewordene Stelle setzte und nun Natriumhydroxyd $\left. \begin{array}{l} \text{H} \\ \text{Na} \end{array} \right\} \text{O}$ entstand.

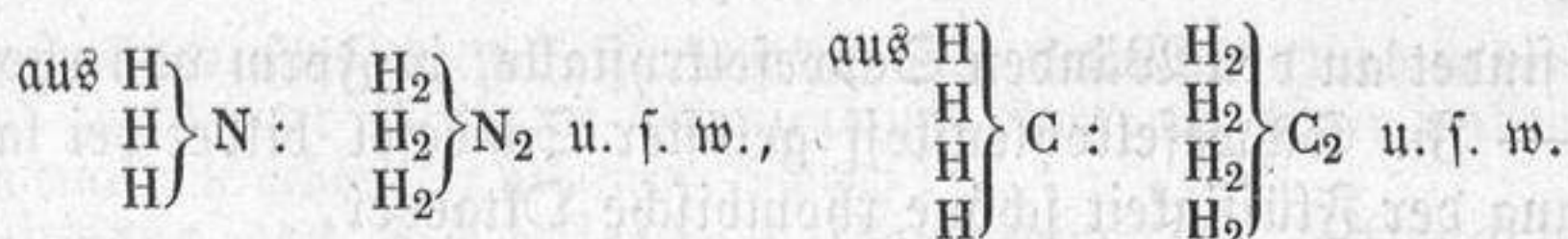
So giebt uns die typische Formel nicht bloß ein Bild der Struktur der Moleküle, sondern auch ein Bild der Reaktion (des chemischen Vorganges).

c. **Ammoniak** H_3N , die dritte Grundform, macht uns eine ganze Anzahl Verbindungen in der organischen Chemie verständlich; dasselbe gilt auch

d. vom **Grubengas**, H_4C .

Noch viel mannigfaltiger werden die Verbindungen, wenn wir uns die Moleküle verdichtet denken, in der Weise, daß zwei oder mehr gleichartige Moleküle zu einem einzigen zusammentreten, die man dann verdichtete Typen nennt, z. B.





B. Die durch Substitution dann entstehenden Verbindungen sind äußerst zahlreich. Nehmen wir z. B. $\left. \begin{array}{c} \text{H}_2 \\ \text{H}_2 \end{array} \right\} \text{O}_2$. Ersetzen wir H_2 durch SO_2 , so erhalten wir $\left. \begin{array}{c} \text{H}_2 \\ \text{SO}_2 \end{array} \right\} \text{O}_2 = \text{H}_2\text{SO}_4$, Schwefelsäure. — Ersetzen wir in $\left. \begin{array}{c} \text{H}_2 \\ \text{SO}_2 \end{array} \right\} \text{O}_2$ das noch übrig gebliebene H_2 durch einen andern Stoff, etwa durch Zn , so erhalten wir $\left. \begin{array}{c} \text{Zn} \\ \text{SO}_2 \end{array} \right\} \text{O}_2 = \text{ZnSO}_4$ Zinksulfat.

Aus diesen Beispielen tritt uns noch weiter neu entgegen, daß in dem einen Falle 1 Atom Zn genügt, um 2H zu ersetzen, während SO_2 auch nur hinreichte, die 2H zu substituieren. Ein Molekül Wasserstoff besteht aus 2 Atomen H , ist also HH . In jedem Atome ruht eine gewisse Bindekraft. Ein Wasserstoffatom hat gerade die Kraft, sich mit noch einem Atom H zu einem Molekül HH zu verbinden, und damit ist die gegenseitige atombindende Kraft aufgehoben. Diese atombindende Kraft des Wasserstoffs hat man $= 1$ gesetzt. In dem Molekül HH vermag aber z. B. Cl das eine H zu ersetzen und bildet dann HCl . Dasselbe vermögen auch J , Br , Fl , in HJ , HBr und HFl . Desgleichen sahen wir bei H_2O , daß K oder Na ein H substituieren konnte und sich dann die Verbindungen HKO und HNaO ergaben. Auch den Atomen dieser beiden Stoffe muß eine, dem H gleiche atombindende Kraft innewohnen. Diese ist $= 1$; man nennt darum diese Elemente einwertige.

Aus der Formel H_2O ersehen wir, daß 1 Atom O 2 Atome H zu binden vermag. Zn vermochte, wie wir sahen, sich an Stelle von 2 Atomen H zu setzen. Beide Elemente nennen wir darum zweiwertige. H_3N zeigt uns, daß N dreiwertig ist, während C , weil 4 Atome H bindend (H_4C), vierwertig genannt wird.

Na und Cl sind einwertige Elemente. Indem sich 1 Atom Na mit 1 Atom Cl zu einem Molekül NaCl verbindet, haben sich die atombindenden Kräfte beider Stoffe erschöpft, und man nennt eine solche Verbindung eine gesättigte Verbindung. In CO_2 besitzt das Atom C die Kraft, 4 einwertige Atome, oder was dasselbe ist, 2 zweiwertige Atome zu binden.

O ist zweiwertig. CO_2 also auch eine gesättigte Verbindung. CO ist eine ungesättigte Verbindung, hat darum das Bestreben, noch 2 einwertige oder ein zweiwertiges Atom zu binden, es gleicht also mit seiner noch freien atombindenden Kraft einem zweiwertigen Element, während CH_3 , weil nur noch eine atombindende Kraft frei ist, einem einwertigen Elemente gleicht und dasselbe substituieren kann. S ist zweiwertig; O auch. In SO_2 ist die atombindende Kraft des S erschöpft, nicht aber die von beiden O . Ein O hat seine 2 Atombindkräfte noch frei, SO_2 gleicht darum einem zweiwertigen Element und vermag in $\left. \begin{array}{c} \text{H}_2 \\ \text{H}_2 \end{array} \right\} \text{O}_2$ sich an Stelle von H_2 zu setzen und giebt dann H_2SO_4 . (Siehe Tabelle I.)

Die Elemente nennt man auch Radikale; weil nun aber die ungesättigten Verbindungen die Rolle eines Atoms übernehmen können, nennt man sie auch Radikale, und zwar im Gegensatz zu den ersteren, den einfachen, zusammengesetzte Radikale. In der Formel setzt man oft für Radikal ein einfaches R . (Siehe Alaun.)

9. Schwefel, Sulfur, $\text{S} = 32$.

Eigenschaften. Versuch 1—5. Verbrennen des Schwefels unter einer mit atmosphärischer Luft gefüllten Glasglocke. — In einem Probiergläschen schmelzt man einige Stückchen Schwefel. — Man gießt dickflüssigen Schwefel in kaltes Wasser. — In einem irdenen Tiegel schmelzt man eine größere Menge Schwefel ($\frac{1}{2}$ Pfd.), läßt ihn erkalten, bis die Oberfläche erstarrt ist; durchsticht diese, läßt den noch flüssigen Schwefel herausfließen und den Tiegel noch eine Zeit ruhig stehen; zerschlägt diesen dann

und man findet an den Wänden Schwefelkrystalle, in Form von rhombischen Säulen. — In Schwefelkohlenstoff gelöster Schwefel bildet bei langsamer Verdunstung der Flüssigkeit schöne rhombische Oktaeder.

Die Eigenschaft eines Körpers, zwei verschiedene Krystallformen zu bilden, nennt man **Dimorphismus**; der Schwefel ist also dimorph.

Versuch 6. Man erhitzt Schwefel über 400° und fängt die Dämpfe in einer Vorlage auf. Bei 440° siedet der Schwefel und verflüchtigt sich zu gelben Dämpfen. Diese setzen sich in der Vorlage an die Wände als gelbes Pulver an, das den Namen Schwefelblumen führt.

Dieser Vorgang, einen gasförmigen Körper sofort in den festen Zustand überzuführen, heißt **Sublimation**. Den so gewonnenen Schwefel nennt man sublimierten Schwefel.

Der Schwefel ist gewöhnlich von gelber Farbe, undurchsichtig, geschmack- und geruchlos, spröde und fest. $S. = 2$; sp. G. = 2,05. Beim Reiben wird er elektrisch. Er ist Nichtleiter der Wärme und Elektrizität. Leicht entzündlich, verbrennt er mit häulicher Flamme. Er schmilzt bei 111° zu einer hellbraunen, dünnen Flüssigkeit. Beim Erkalten wird diese wieder zu gelbem Schwefel. Bei größe-

rer Hitze, etwa bei 250° , wird die Flüssigkeit dunkelbraun und dick. Bei 300° und darüber immer beweglicher, bis sie bei 440° in Dampf übergeht. — Bei plötzlicher Abkühlung erstarrt er zu einer plastischen, amorphen, braunen, stundenlang so bleibenden Masse, die später aber hart, gelb und krystallinisch wird. In Schwefelkohlen-

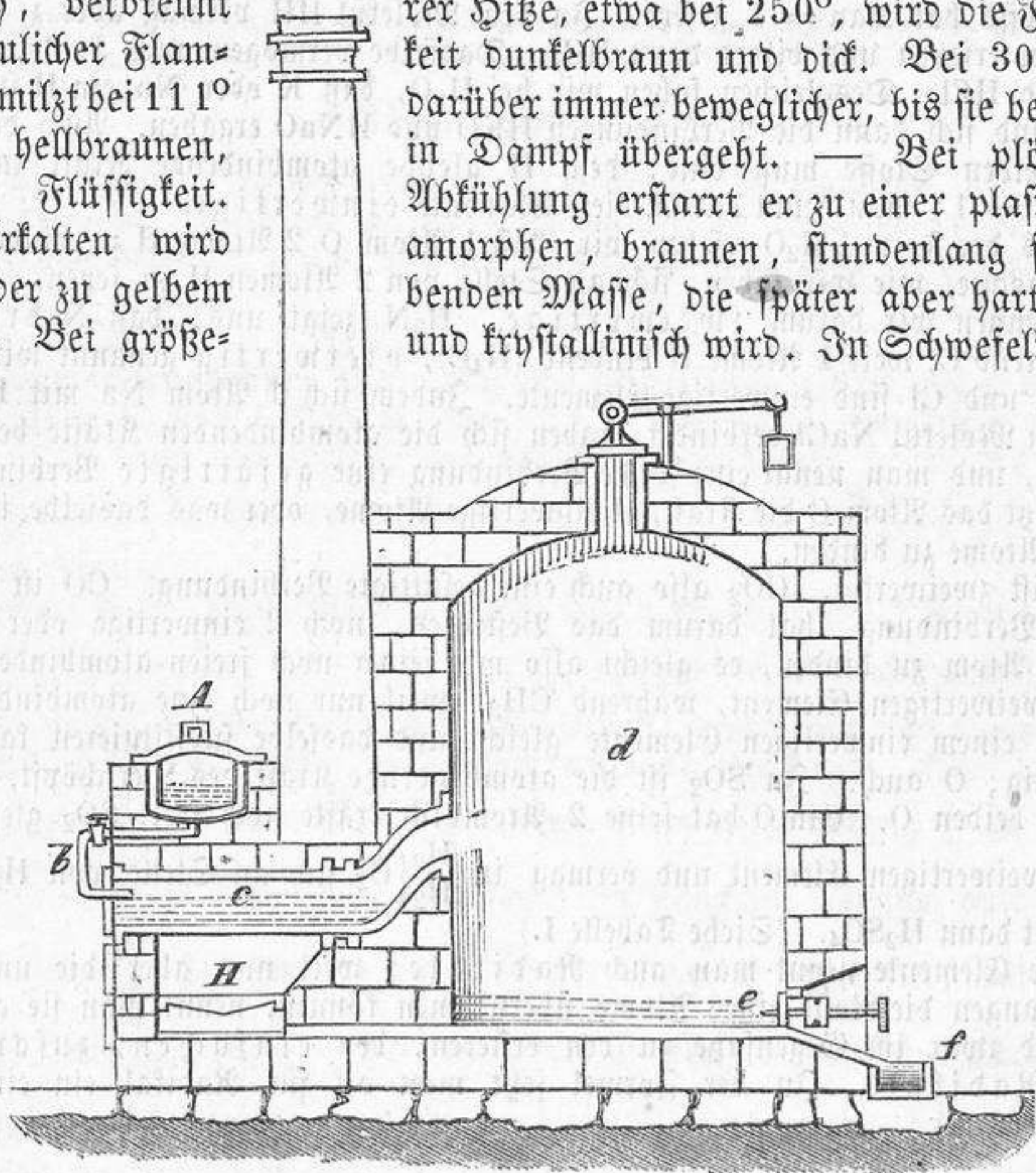


Fig. 35.

stoff und Steinöl löst er sich. Er krystallisiert entweder in rhombischen Säulen oder rhombischen Oktaedern.

Stellt man Schwefel durch Vermischen von Schwefelleber oder Schwefelkalium mit Salzsäure dar, so erscheint er als feines, weißes Pulver, Schwefelmilch genannt.

Vorkommen und Mineralogisches. Schwefel ist schon seit den ältesten Zeiten bekannt. Er findet sich frei oder gediegen in Gips, an den Kraterwänden der Vulkane; vorzugsweise in Sizilien, auch in Galizien, Spanien und Mexiko. Färbung ist gelb, aber auch grünlich oder gelbbraun. Mit Metallen verbunden (als Sulfid) in den Blenden, Glanzen und Kiesen (Zinnober, Bleiglanz, Schwefelkies). Die Sul-

fate (Gips, Schwerspat, Bittersalz) enthalten auch Schwefel. Auch in den Schwefelquellen und in geringer Menge im Pflanzen- und Tierkörper ist er vorhanden. (In welcher Mineralklasse gehört der gediegene Schwefel?)

Gewinnung des Schwefels. a. Man gewinnt den Schwefel durch Ausschmelzen des Rohmaterials. Der abfließende Schwefel wird in Wasser aufgefangen, durch Umdestillieren gereinigt und in Stangenform (Stangenschwefel), teils auch als feines Pulver (Schwefelblumen) in den Handel gebracht. — Im Jahre 1875 betrug die Schwefel- ausbeute in Europa etwa 375 000 t, wovon auf Sizilien allein 360 000 t kommen.

b. **Raffination**. Im Kessel *A* wird der Rohschwefel geschmolzen, fließt durch *b* nach der Retorte *c*, in der er dampfförmig wird und nun in die Kammer *d* gelangt. Durch die hohe Temperatur über (111°) werden die Dämpfe flüchtig, sammeln sich als destillierter Schwefel auf dem Boden, welcher durch *e* in das Gefäß *f* abgelassen wird. Von hier wird er in schwach konische Formen gefüllt, in denen er als Stangenschwefel erstarrt. Schwefelblumen werden in gleicher Weise dargestellt, nur darf die Temperatur in *d* nicht über 110° kommen, weil sonst der Schwefel schmelzen würde. Um diese niedrige Temperatur zu behalten, dürfen in 24 Stunden nur zwei Destillationen erfolgen. An den Wänden und am Boden setzen sich die Schwefelblumen an und werden nach einiger Zeit herausgeschaufelt.

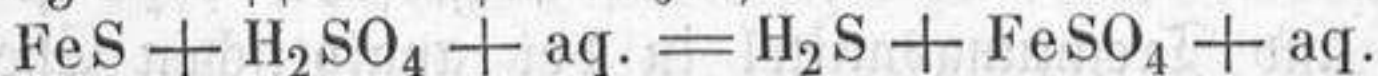
c. **Andere Darstellungsarten**. Auch aus den Schwefelerzen, z. B. Eisensies, wird der Schwefel durch Destillation gewonnen; doch werden diese Erze gewöhnlich noch zur Darstellung des Bitriols verwendet. Bei der Steinkohlengas- und Sodafabrikation wird er als Nebenprodukt erhalten.

Die Anwendung des Schwefels ist eine äußerst mannigfache. Man kann getrost behaupten, daß er im Verein mit Steinkohle, Steinsalz und Eisen eine Grundlage der heutigen Industrie ist. In Form von Schwefelfäden und Streichhölzern dient er noch vielfach zum Feuermachen. In den Bucherschen Feuerlöschdosen ist er das feuerlöschende Prinzip. Bei der Schießpulverfabrikation ist er unentbehrlich, in der Medizin findet er vielfachen Gebrauch. Beim Schwefeln des Hopfens, des Weines, zum Einpudern der Weinstöcke (bei der Traubenkrankheit), zur Herstellung des Zinnobers und anderer Schwefelmetalle, zur Fabrikation von Ultramarin, zum Vulkanisieren des Kautschuks, der Guttapercha, zum Ritten, ganz besonders aber zur Darstellung der Schwefelsäure und schwefeligen Säure findet er vielfache Anwendung.

Schwefelverbindungen.

A. mit Wasserstoff:

a. **Schwefelwasserstoff**, H_2S . **Darstellung**. Versuch 7. Auf ganz ähnliche Weise wie H kann auch H_2S dargestellt werden. Der Kippische Apparat eignet sich hierzu vorzüglich. Schwefeleisen wird in kleine Stücke zer schlagen, mit viel Wasser übergossen und durch eine Trichterröhre Schwefel- oder Salzsäure nachgefüllt. Durch einen Schlauch leitet man das Gas in eine mit *aq. dest.* gefüllte Flasche. Es bildet sich Schwefelwasserstoffwasser, welches man immer vorrätig halten muß, wenn das Gas selbst nicht zur Verfügung steht. (Damit sich H_2S -Wasser länger brauchbar erhält, gieße man einige Tropfen Glycerin zu.)



Eigenschaften. Versuch 8—13. Man entzündet das ausströmende H_2S mit ähnlicher Vorsicht wie H . — Man hält angefeuchtetes Lackmuspapier in den Gasstrom. — Desgleichen eine blanke Silbermünze. Oder man legt dieselbe auf die Öffnung der Schwefelwasserstoffwasserflasche; sie wird schwarz. — Schriftzüge mit Bleizuckerlösung werden schwarz, wenn

man das Papier in das Gas bringt. — In 5 verschiedenen Reagensgläschen löse man Antimonchlorid (SbCl_3), Zinnchlorür (SnCl_2), arsenige Säure (As_2O_3), Bleiacetat ($\text{PbC}_4\text{H}_6\text{O}_4$) und Zinkvitriol (ZnSO_4). In jedes gieße man dann Schwefelwasserstoffwasser (oder leite das Gas in die Lösung). Das erste Gläschen wird einen Niederschlag von orangefarbenem Schwefelantimon zeigen, in den andern bildet sich braunes Schwefelzinn, gelbes Schwefelarsen, schwarzes Schwefelblei und weißes Schwefelzink. — Bringt man in ein mit Wasser gefülltes Trinkglas, das nur wenige Tropfen H_2S -Wasser enthält, einige Tropfen salpetersaures Bleioxyd, so entsteht eine schwarze Trübung des Wassers. Bleinitrat ist ein sehr empfindliches Reagens auf H_2S . — Leitet man H_2S in Ammoniakflüssigkeit, so entsteht Schwefelammonium.

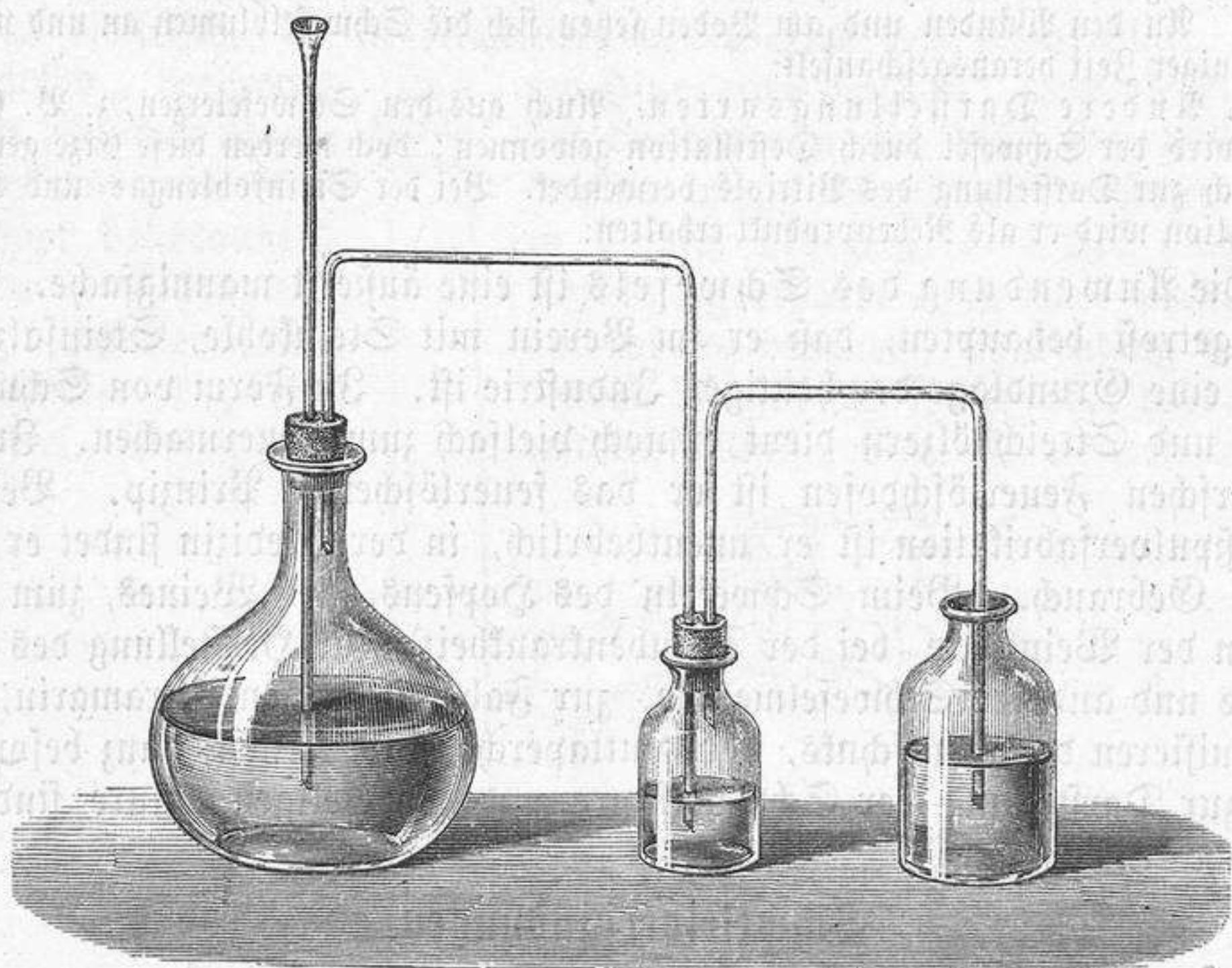


Fig. 36.

Schwefelwasserstoff ist ein farbloses, brennbares, nach faulen Eiern riechendes Gas. Es ist giftig: eingeatmet wirkt es betäubend, in größerer Menge sogar tödend. Blaues Lackmuspapier wird von ihm gerötet. (Also Säure.) H_2S hat große Neigung, sich mit Metallen zu verbinden und zwar unter Ausscheidung des H zu Schwefelmetallen (Sulfiden). In dem Raume, in welchem H_2S entwickelt wird, dürfen sich darum keine metallenen Gegenstände mit blanker Oberfläche befinden; sie färben sich schwarz. Die Bleifarben werden durch das Gas ebenfalls zersetzt. H_2S ist ein wichtiges Erkennungs- und Trennungsmittel in der analytischen Chemie. Siehe Analyse. (Um nach dem Gebrauche des H_2S den üblen Geruch zu beseitigen, verbrenne man im Zimmer ein wenig S ; es entsteht SO_2 , und dies giebt mit H_2S Wasser und Schwefel.)

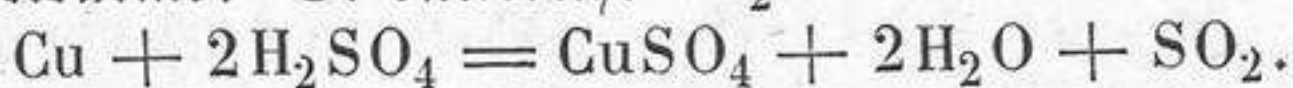
Vorkommen in der Natur. Da die meisten organischen Körper auch Schwefel enthalten, so bildet sich bei der Fäulnis derselben das Gas.

Eier enthalten besonders im Dotter S. Bei fauligen Eiern hat sich H_2S gebildet. Desgleichen in Kloaken (dieselben müssen darum vor dem Besteigen durch Hinabspritzen von Chlorkalk von dem giftigen H_2S befreit werden). Manche Mineralwasser enthalten das Gas ebenfalls, z. B. Aachen, Burtscheid.

Aufgabe 30) Wie viel g H_2S können aus 1 kg FeS gewonnen werden?

B. mit Sauerstoff:

b. Schwefeldioxyd, SO_2 . Darstellung. Versuch 14 u. 15. Unter einem mit Sauerstoff gefüllten Cylinder verbrenne man Schwefel. Die stechend riechenden Dämpfe sind SO_2 . Das Gas bildet, wenn es mit gewöhnlicher (feuchter) Luft in Berührung kommt, dicke Nebel, erscheint aber im Cylinder, wenn alle Luft daraus vertrieben ist, farblos und unsichtbar. — In einen Glaskolben bringe man Kupferdrehspäne, gieße Schwefelsäure zu und erwärme. Es entweicht SO_2 .



In Versuch 14 entstand SO_2 dadurch, daß sich S mit O verband. Im Versuch 15 gab die Schwefelsäure einen Teil ihres Sauerstoffs zur Bildung von Wasser ab. An die Stelle der H_2 in Schwefelsäure setzte sich das zweiwertige Cu. —

Eigenschaften.

Versuch 16 u. 17.

In ein mit SO_2 gefülltes Gefäß bringe

man eine brennende Kerze. Desgleichen eine rote Rose. (Die gebleichte Rose tauche man dann in verdünnte Schwefelsäure; sie wird ihre Farbe wieder erhalten.)

SO_2 ist bei gewöhnlicher Temperatur ein farbloses Gas von stechendem Geruche, das durch Abkühlung (bei -15°) flüssig gemacht werden kann. (B.=G. Z. = 2,2.) Es kann die Verbrennung nicht unterhalten (Büchersche Feuerlöschdosen). Es bleicht organische Stoffe, indem es diesen den Sauerstoff entzieht. Vom Wasser wird Schwefeldioxyd begierig absorbiert, 1 Vol. Wasser von 10° nimmt 51 Vol. SO_2 auf. Bei dieser Absorption verbindet sich 1 Mol. SO_2 mit 1 Mol. H_2O zu schwefeliger Säure, H_2SO_3 . (Die Verbindungen der schwefeligen Säure mit Metallen werden Sulfite genannt.)

Anwendung. Man benutzt SO_2 zum Bleichen der Seide, Wolle, Strohwaren, Badeschwämme. Man nimmt an, daß es Pilzsporen zerstört (indem es ihnen O entzieht), und verwendet es deshalb zum Schwefeln der Weinfässer u. s. w., um Gärungsprozesse zc. zu verhüten. Flecke

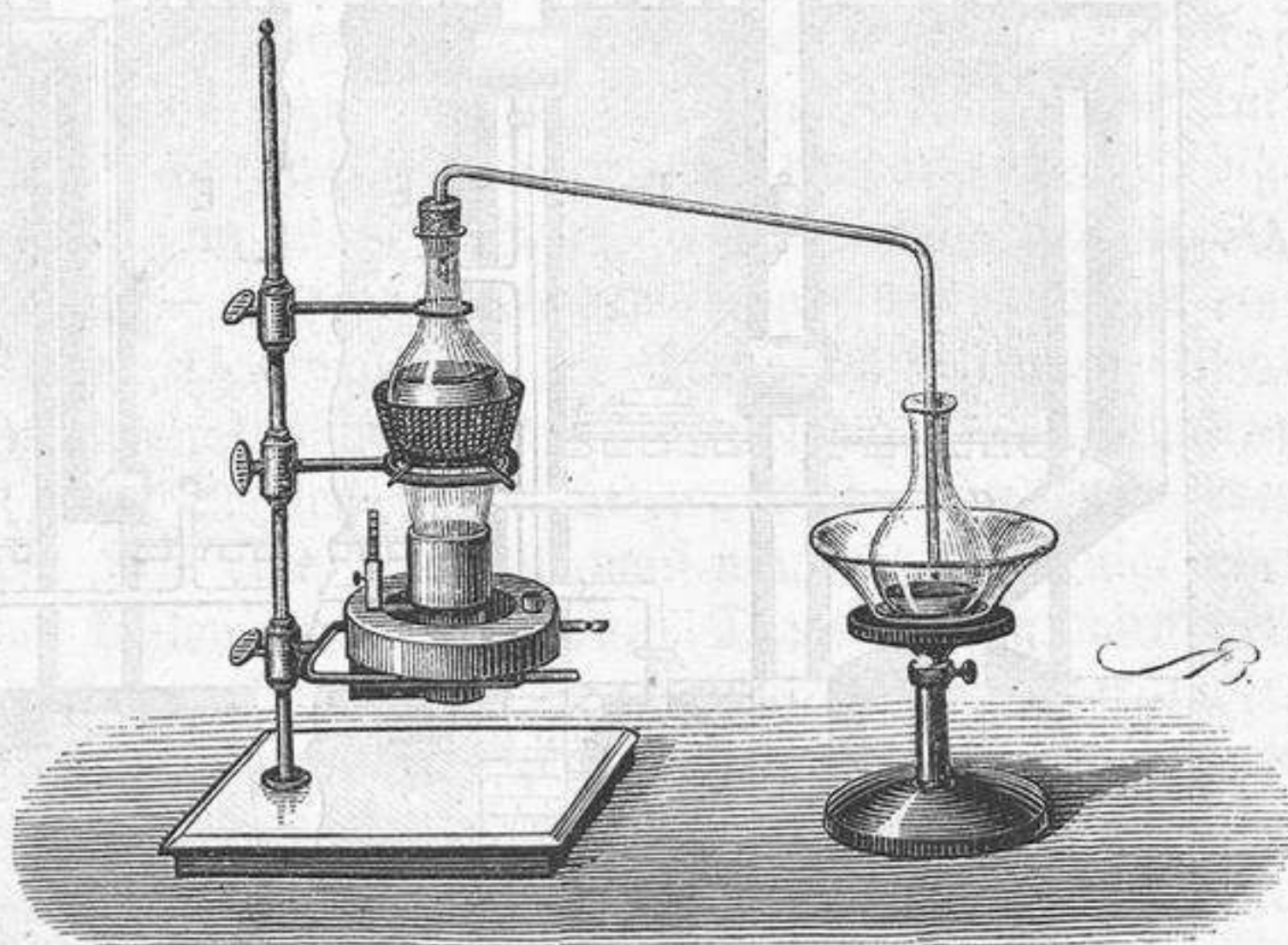


Fig. 37.

von Kirichen, Heidelbeeren und rotem Weine herrührend, können durch SO_2 entfernt werden.

Ihr Vorkommen in der Natur beschränkt sich auf ihre Anwesenheit in den Dämpfen mancher Vulkane.

c. Schwefelsäure, Schwefelhydrosäure, Hydriumsulfat, H_2SO_4 .
(Schwefelsäure [=Anhydrid], Schwefeltrioxyd, SO_3 .)

Darstellung. Versuch 18. In einem mit O gefüllten weithalsigen Gefäße verbrenne man Schwefel. Es entsteht SO_2 . Nun hänge man an einem Drahte einen mit konz. Salpetersäure getränkten Schwamm in das Gefäß. Es entstehen sofort rotgelbe Dämpfe von Untersalpetersäure. Diese giebt an Schwefeldioxyd einen Teil ihres Sauerstoffs ab, wodurch SO_2 zu SO_3 (Schwefeltrioxyd) wird. Nun leite man aus einem unterdes ins Kochen gebrachten Kochfläschchen Wasserdämpfe in das Gefäß. Die Schwefelverbrennung wie die Dampfzuleitung wiederholt man. Es sammelt sich auf dem Boden des Gefäßes englische Schwefelsäure. (Nachweis derselben aus Versuch 25.) $\text{S} + 2\text{O} = \text{SO}_2$; $\text{SO}_2 + \text{O}$ (aus NO_2) = SO_3 ; $\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O} = \text{H}_2\text{SO}_4$.

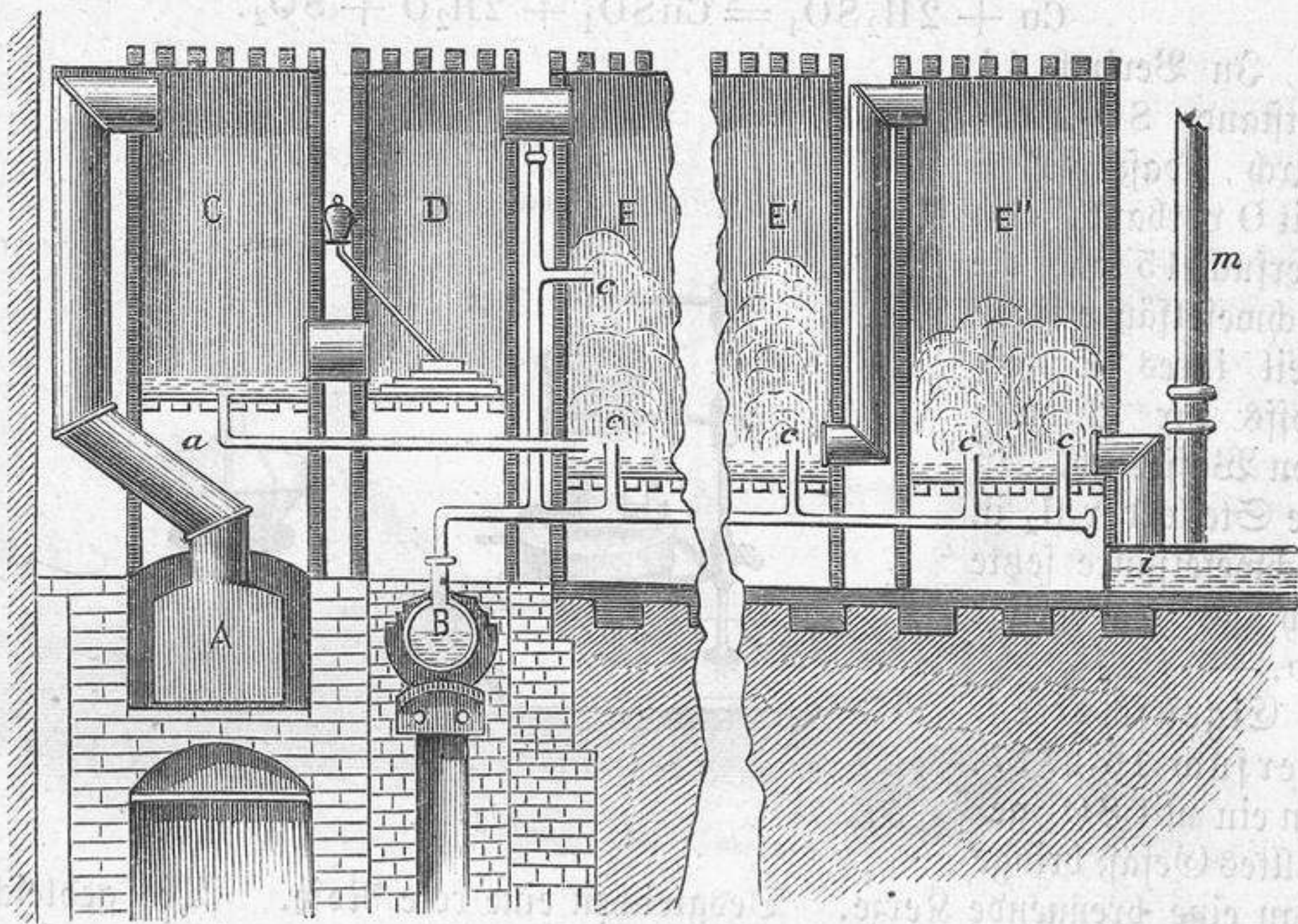


Fig. 38.

Schwefelsäurefabrikation. In besondern Öfen wird durch Verbrennen von Schwefel oder Rosten der Schwefelmetalle, z. B. Schwefelkies, schwefelige Säure erzeugt, die mit Salpetersäure und salpetriger Säure in Berührung kommt, 1 Atom O aufnimmt und SO_3 bildet und mit Wasserdampf sich zu H_2SO_4 verbindet.

Weil diese Methode der Darstellung von England ausging, heißt die so gewonnene Säure: englische Schwefelsäure.

Bergegenwärtigen wir uns schematisch diese Vorgänge, so haben wir folgende Prozesse zu unterscheiden (nach Wagner und Post):

- 1) Schwefel verbrennt, es entsteht Schwefeldioxyd: $\text{S} + 2\text{O} = \text{SO}_2$.
- 2) Die Drydation von Schwefeldioxyd erfolgt unter dem Einfluß des Wasserdampfes durch den Sauerstoff der Salpetersäure, welche sich hierbei in salpetrige Säure verwandelt: $2\text{SO}_2 + 2\text{HNO}_3 + \text{H}_2\text{O} = 2\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{N}_2\text{O}_3$.
- 3) Weitere Mengen von Schwefeldioxyd werden unter dem Einfluß von Wasserdampf durch den Sauerstoff der salpetrigen Säure, die sich dabei zu Stickoxyd verwandelt, oxydiert: $\text{SO}_2 + \text{N}_2\text{O}_3 + \text{H}_2\text{O} = \text{H}_2\text{SO}_4 + \text{N}_2\text{O}_2$.

4) Durch die anwesende atmosphärische Luft wird das Stickoxyd zu salpetriger Säure oxydiert: $N_2O_2 + O$ (atmosphärischer) = N_2O_3 .

Die so fortgehend sich bildende salpetrige Säure oxydiert wiederum das Schwefeldioxyd u. s. f., so daß dieselbe Menge von Salpetersäure theoretisch unendliche Mengen von Schwefeldioxyd in Schwefelsäure überzuführen imstande wäre, wenn nicht doch Teile derselben mit der Schwefelsäure fortgerissen würden.

Fig. 38 zeigt die Anlage einer Schwefelsäurefabrik. Im Ofen A wird durch Verbrennung von S oder Rosten von Schwefelmetallen SO_2 erzeugt. Diese entweicht durch ein Rohr nach den Bleikammern CDEE'. In dem Raume D befindet sich auf flachen Schalen Salpetersäure. Hier bildet sich Salpetrigsäuredampf, welcher mit den andern Gasen nach EE' strömt, während die am Boden sich ansammelnde Schwefelsäure, die noch merklich Salpetersäure enthält, nach C und von dort durch das Rohr a in die Hauptkammern fließt. In diese strömt durch die Röhren cc... aus dem Dampfkessel B Wasserdampf, die Schwefelsäure verdichtet sich und sammelt sich endlich im Kasten i, während nur noch wenig Dämpfe von schwefeliger Säure durch die Oefse m entweichen. Die erhaltene Säure (Kammersäure) wird in Platingefäßen durch Abdampfen vom Wasser befreit, konzentriert.

Eigenschaften der H_2SO_4 . Versuch 19—25. In ein Kochfläschchen gießt man ein wenig englische Schwefelsäure und dann tropfenweis Wasser nach. Dann macht man denselben Versuch in der Weise, daß man Schwefelsäure zu Wasser bringt. Das erste Mal findet ein heftiges Aufbrausen der Säure statt. (Vorsicht!) Man mengt darum beide Flüssigkeiten immer so, daß man zum Wasser Säure gießt! — Läßt man H_2SO_4 in einer flachen Schale auf einer ins Gleichgewicht gebrachten Wage eine Zeitlang stehen, so wird die Wagschale mit der Säure sich senken. — Übergießt man einen Kork mit Schwefelsäure, so wird er schwarz. — Auf dunklem Tuche befeuchtet man zwei Stellen mit H_2SO_4 . Beide Stellen werden binnen kurzer Zeit rot. Die eine befeuchte man nun mit Ammoniak oder einer konz. Lösung von kohlensaurem Ammon. Die Färbung wird verschwinden und das Zeugkaum Schaden gelitten haben, während der andere Säurefleck nach einiger Zeit ein zerstörtes Gewebe zeigt. — Bringt man in ein genau graduiertes Gefäß eine gut abgemessene Wassermenge und fügt ein sorgfältig abgemessenes Quantum Säure zu, so nimmt die verdünnte Säure ein geringeres Volumen ein als beide Flüssigkeiten einzeln. — Bestimmen des spezifischen Gewichts durch ein Aräometer oder Pyknometer. — In ein Trinkglas mit Wasser bringt man zwei Tropfen Schwefelsäure. Nun fügt man ein wenig Chlorbaryumlösung zu. Es bildet sich ein weißes, in Wasser und Säuren unlösliches Pulver, das zunächst das Wasser trübt (Baryumsulfat).

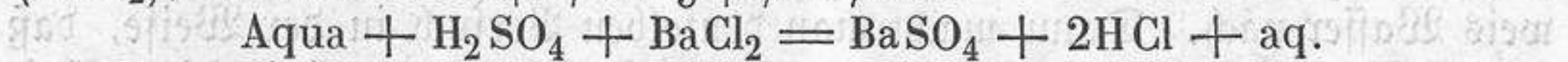
Die Schwefelsäure ist farblos oder schwach gelblich, geruchlos, öllartig. Sie führt auch den Namen Vitriolöl. Sie hat große Verwandtschaft zum Wasser, zieht dies sogar aus der Luft an sich, wird aber dadurch immer wässriger. Auch den organischen Körpern entzieht sie die Bestandteile des Wassers H und O. Diese Körper werden daher von ihr zersetzt. Kohlenstoff bleibt übrig und färbt den Körper dunkel. Die Säure selbst wird auf diese Weise durch den Kohlenstoff hineingefallener organischer Körper dunkel gefärbt. Sie ist die stärkste Säure. Die konz. englische Schwefelsäure hat ein sp. Gewicht von 1,845.

Anwendung findet die Schwefelsäure sehr zahlreich. Im Laboratorium, der Medizin, besonders aber der Industrie ist sie heut unentbehrlich.

Sie wird gebraucht zur Darstellung vieler Säuren (Salpetersäure, Salzsäure, Kohlensäure, Weinsäure u. v. a.), zur Darstellung des schwefelsauren Knochenmehls, zur Bereitung des Chlors, der Stearinkerzen, des Phosphors, zur Fabrikation des Glaubersalzes behufs der Sodadarstellung, zu Pottaschegewinnung, zu Ammonsulfat, Alaun und Vitriol, zu Barytweiß, zur Darstellung der Teerfarben, zum Raffinieren des Rüböls, Petroleums, zur Bereitung des künstlichen Alizarins, zur Fabrikation des Stärkezuckers, auch in Spiritusbrennereien zu Mineralspiritus aus Steinkohlen, zur Wicse, zum Trocknen der Luft, zum Beizen von Weißblech u. s. w. — Verdünnte Schwefelsäure ist ein vortreffliches blutstillendes Mittel, wenn man ein damit angefeuchtetes Leinwandläppchen auf die Wunde legt.

Vorkommen. In der Natur kommt sie nur in Verbindungen, in den schwefelsauren Salzen vor. Die Verbindungen der Schwefelsäure mit Metallen werden **Sulfate** genannt.

Reagens. Das empfindlichste Reagens auf H_2SO_4 ist Chlorbaryum ($BaCl_2$), wie wir in Versuch 25 gesehen haben.



Nordhäuser Vitriolöl, $H_2SO_4 + SO_3$. (Rauchende Schwefelsäure.)

Weil es früher nur aus Eisenvitriol dargestellt wurde und zwar schon seit langer Zeit bei der Stadt Nordhausen, daher der Name. Jetzt verwendet man zu seiner Bereitung fast allgemein Schwefelkies, FeS_2 , besonders die Rückstände, welche man bei der Darstellung des Schwefels aus Schwefelkies erhält. Dieselben werden, längere Zeit der Einwirkung der Luft ausgesetzt, durch Oxydation zu schwefelsaurem Eisenoxydul. Der Eisenvitriol wird entwässert, in thönernen Retorten bis zum Weißglühen erhitzt, wobei die Schwefelsäure entweicht und in thönernen Flaschen aufgefangen wird. In den Retorten bleibt Eisenoxyd (Fe_2O_3) als Rückstand; dieser bildet als rote Anstrichfarbe einen Handelsartikel unter dem Namen **Engelrot** (caput mortuum).

Die Nordhäuser Schwefelsäure ist (von organischen Stoffen) braun, blartig und besitzt die Eigenschaften der konz. engl. Schwefelsäure. Sie raucht an der Luft, weil SO_3 verdampft und dies mit feuchter Luft Nebel bildet. Weil sie Indigo löst, wird sie besonders in der Färberei benutzt.

***d. Unterschwefelige Säure, $H_2S_2O_3$.**

Sie kommt nur in Verbindungen vor, von denen wir uns das unterschwefelige Natrium wegen seiner Anwendung in der Photographie merken.

c. mit Kohlenstoff:

e. Schwefelkohlenstoff, CS_2 . Leitet man dampfförmigen Schwefel über glühende Kohlen und fängt den gasförmigen CS_2 in einer abgekühlten Vorlage auf, so erhält man eine farblose, dünnflüssige, das Licht stark brechende, nach Rettich riechende Flüssigkeit, die sich ungemein leicht entzündet und mit blauer Flamme brennt. CS_2 löst manche organische Verbindungen, auch S, Br, J. Bei gewöhnlicher Temperatur schon verdunstet er. CS_2 verbrennt zu CO_2 und $2SO_2$.

Aufgabe 31) Welches ist der Prozentgehalt der Bestandteile a. in SO_2 ; b. in H_2SO_4 ; c. in CS_2 ? — **32)** Wie viel g Kupfer und Schwefelsäure gebraucht man zur Darstellung von 30 g schwefeliger Säure, und wie viel wiegt der dabei erhaltene kristallisierte Kupfervitriol $CuSO_4 + 5H_2O$? — **33)** Wie

viel Zentner Schwefelsäure erhält man aus 500 Zentnern Schwefelkies, der 80% Bergart enthält?

10. Selen, $\text{Se} = 79,4$ und 11. Tellur, $\text{Te} = 128$

sind zwei seltene, nur in Verbindungen vorkommende, dem Schwefel verwandte Körper. Se neuerdings benutzt im Bellschen Photophon.

12. Phosphor, Phosphorus, $\text{P} = 31$.

a. Gewöhnlicher Phosphor. Eigenschaften. Versuch 1—4. Unter Wasser schneidet man ein Stückchen Phosphor ab, nimmt es mit einer Zange, trocknet es mit Löschpapier ab und läßt es sich an der Luft selbst entzünden. — Ein anderes Stückchen entzündet man durch Reiben oder Druck mit einem Holzstäbchen. — Ein erbsengroßes Stück P löst man in einem kleinen Porzellanschälchen durch CS_2 , befeuchtet mit der Lösung ein Stück Zeitungspapier und legt oder hängt dies auf einen Nagel oder das eiserne Stativ. Der fein zerteilte P wird sich selbst entzünden und das Papier verbrennen. — Man verbrennt P unter einer Glasglocke, die mit Sauerstoff oder atmosphärischer Luft gefüllt ist. Die sich absetzende weiße schneeartige Masse ist Phosphorsäure (P_2O_5). — Man schmelzt ein Stückchen P unter Wasser in einem Probiergläschen.

Phosphor ist ein starrer, gelblichweißer, fast durchscheinender, wachsähnlicher Körper, der unter Wasser bei 44° schmilzt, bei gewöhnlicher Temperatur schon verdampft (zu phosphoriger Säure = P_2O_3) und dabei im Dunkeln eigentümlich leuchtet, woher er auch seinen Namen hat (phōs = Licht, phoros = Träger). Das Verbrennen an der Luft ist von einem eigentümlichen Geruche begleitet, der wahrscheinlich mit stattfindender Ozonbildung zusammenhängt. (Entzündungstemperatur 60° .) — Um ihn vor der Einwirkung des atmosphärischen Sauerstoffs zu schützen, wird er unter Wasser aufbewahrt, in welchem er nicht löslich ist. Er ist etwas löslich in Äther, besonders aber in CS_2 . Er ist sehr giftig; 0,1 g kann beim Menschen schon tödlich wirken. Er verbrennt mit weißer Flamme zu P_2O_5 Phosphorsäure (Anhydrid).

b. Roter Phosphor. Setzt man gewöhnlichen Phosphor längere Zeit dem Sauerstoff aus, oder erhitzt man denselben unter Luftabschluß über 240° , so entsteht roter, amorpher Phosphor, der sich erst bei 260° entzündet. Er ist geruchlos und unlöslich in Äther oder CS_2 , nicht leuchtend und nicht giftig. Unter Wasser schmilzt er bei 260° und verwandelt sich wieder in gewöhnlichen Phosphor.

Vorkommen. Im freien Zustande findet sich der Phosphor in der Natur nicht, wohl aber in Verbindungen. Die Pflanzen enthalten ihn vorzugsweise in den Samen als Phosphorsäure. Im tierischen Körper findet er sich besonders in den Knochen als phosphorsaures Kalk, doch kommt er auch im Gehirn, Blut, Fleisch, der Milch und besonders im Harn vor.

Mineralogisches. In der anorganischen Natur kommt er vorzugsweise im Apatit (phosphorsaures Kalk = $\text{Ca}_3\text{P}_2\text{O}_8$) vor; doch auch als phosphorsaures Eisen ($\text{Fe}_3\text{P}_2\text{O}_8$) im Blaueisenerz oder Vivianit, und als phosphorsaure Thonerde, Kalait. Man nennt diese Verbindungen Phosphate und stellt sie in die 5. Ordnung der V. Klasse.

Gewinnung des Phosphors. Hierzu benutzt man fast ausschließlich Tierknochen. Dieselben enthalten im trockenen Zustande 11—12% P. (Das Knochen skelett eines erwachsenen Mannes wiegt ungefähr 6—8 kg, mithin befindet sich in demselben fast 1 kg Phosphor.) Die Knochen werden in einem Schachtöfen weiß gebrannt, d. h. von allen organischen Stoffen befreit, so daß nur noch phosphorsaurer Kalk zurückbleibt. Dieser wird grob gepulvert und mit verdünnter Schwefelsäure übergossen. Es bildet sich schwefelsaurer Kalk (Gips) und doppelphosphorsaurer oder saurer phosphorsaurer Kalk.

$$\text{Ca}_3\text{P}_2\text{O}_8 + 2\text{H}_2\text{SO}_4 = 2\text{CaSO}_4 + \text{CaH}_4\text{P}_2\text{O}_8.$$

Der saure phosphorsaurer Kalk ist im Wasser leicht löslich, wird abgegossen und eingedampft zu einer dickflüssigen Masse, zu der man Kohlenpulver fügt und bis zum Weißglühen erhitzt. Die Kohle nimmt einem Teil des sauren phosphorsaurer Kalkes den Sauerstoff und macht dadurch einen Teil des P frei. $3\text{CaH}_4\text{P}_2\text{O}_8 + 10\text{C} = \text{Ca}_3\text{P}_2\text{O}_8 + 10\text{CO} + 6\text{H}_2\text{O} + 4\text{P}$. Der Phosphor destilliert über und wird in kupfernen Vorlagen in kaltem Wasser kondensiert, gereinigt und in Glasröhren geformt.

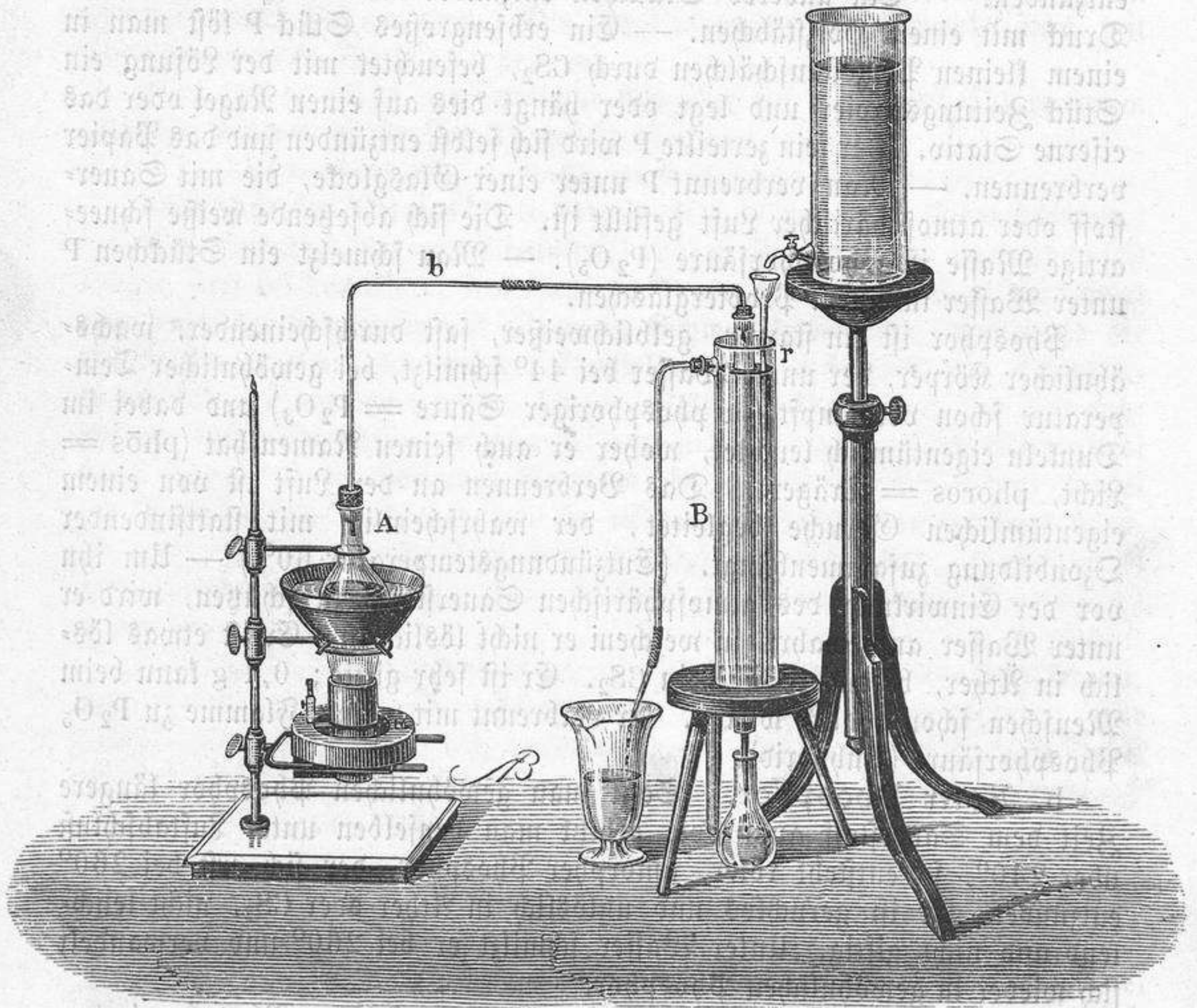


Fig. 39.

Im Jahre 1875 wurden gegen 1200 t Phosphor aus 15 000 t Knochen gewonnen.

Aufgabe 34) Wie viel Phosphor ist in 100 kg Knochenasche enthalten, welche 80% phosphorsaurer Kalk enthält?

* **Mitscherlich's Phosphorprobe.** Um bei Phosphorvergiftungen zc. den Phosphor nachweisen zu können, stellt man sich zweckmäßig einen Apparat wie Fig. 39 her. Die auf P zu untersuchenden Stoffe werden im Gefäß A mit Wasser und einigen Tropfen H_2SO_4 erhitzt. Die sich entwickelnden Dämpfe gelangen durch den Kühler B nach dem Fläschchen. Das Kühlgefäß wird durch r gespeist. Ist P gegenwärtig,

so bemerkt man bei r , da wo die Dämpfe in das Kühlfaß treten, im Dunkeln ein Leuchten.

Anwendung des Phosphors. Er wird zur Darstellung der Phosphorsäure, zur Fabrikation der Streichzündhölzchen, zu Rattengift, in der Medizin, zu Phosphorbronze, zur Herstellung der Brandgeschosse zc. verwendet.

Reibzündhölzchenfabrikation. Die wesentlichen Stücke dieser Fabrikation sind 1) die Herstellung der Hölzchen, 2) die Bearbeitung der Zündmasse und 3) das Betupfen, Trocknen und Verpacken derselben. Als Holz verwendet man Tannen-, Fichten-, Espen-, auch Buchen-, Linden-, Pappeln- und Cedernholz. Die Baumstämme wurden früher in kurze cylindrische Blöcke, diese mittelst der Schälmaschine in Späne von der Dicke der Streichhölzchen geschnitten und die Späne wieder durch besondere Maschinen in Hölzchen gespalten. Jetzt stellt man die Hölzchen meist dadurch her, daß man das Holz gegen und gleichsam durch eine durchlöchernte Stahlplatte, deren Löcher scharfrandig sind, mit Dampfkraft preßt und mittelst einer Zange den Holzdraht auf der anderen Seite fortzieht. In 2 Minuten sind 6000 Stück fertig. 1 Klafter Holz liefert etwa 5 Mill. Stück Hölzchen.

Die Zündmasse (sehr verschieden und Fabrikgeheimnis) besteht gewöhnlich aus Phosphor, der in Gummi gelöst ist, dem auch Mennige und Salpeter zugesetzt wird. (Eine andere Zusammensetzung der Zündmasse ist: Phosphor 8 Teile, Leim 21 T., Bleisuperoxyd 24 T., in Schwefelkohlenstoff gelöst und nun noch mit 24 T. Kalisalpeter verbunden.) Der Phosphor entzündet sich leicht durch Reiben; er ist in eine Leim- oder Gummischicht gehüllt, damit er an der Luft nicht verdampfe; die weiteren sauerstoffreichen Bestandteile haben die Aufgabe, den Sauerstoff leicht zum Verbrennen abzugeben. Phosphor würde aber das Hölzchen nicht direkt entzünden, darum wird dieses zunächst in flüssigen Schwefel getaucht. Dieser entzündet sich am brennenden Phosphor und bringt dann auch das Holz zum Brennen.

Um das Betupfen der Hölzchen schnell und sicher zu erzielen, ordnet die Steckrahmenmaschine etwa 2500 Hölzchen in wenigen Minuten. Ein Knabe ist imstande, bei täglich 10stündiger Arbeit 5—600 000 Hölzchen zu stecken.

Die schwedischen Streichhölzer haben eine Zündmasse, die aus chlorsaurem Kalium und Schwefelantimon besteht; die Hölzchen sind gewöhnlich des leichteren Anbrennens wegen mit Stearin oder Paraffin getränkt; aber die Reibfläche auf den Schachteln besteht aus amorphem Phosphor und Schwefelkies.

Die Fabrikation der Streichzündhölzchen wird in großem Maßstabe betrieben. Größere Fabriken liefern täglich nicht unter 2—3 Mill. Hölzchen. Schlessien, Oesterreich, Frankreich (Wachstreichkerzchen in Marseille) und Schweden liefern die meiste Ware.

Der Erfinder der Phosphorstreichhölzchen war der Chemiker Kammerer in Ludwigsburg 1833.

Rattengift. Phosphorhaltiger Mehlbrei (1:100) dient zur Vertilgung von Ratten und Mäusen.

Gegenmittel bei Phosphorvergiftungen sind: 1) Terpentinöl, 2) verdünntes Chlorwasser mit gebrannter Magnesia.

Phosphorverbindungen.

A. mit Wasserstoff:

a. Phosphorwasserstoff, H_3P . **Darstellung.** Versuch 5. In ein mit Kalilauge fast vollständig gefülltes Kochfläschchen bringt man ein bohnen großes Stück Phosphor. Im Sandbade oder über dem Drahtnetz erhitzt man das Fläschchen allmählich und sorgt für gutes Schließen des Pfropfens. (Das Auffangewasser sei warm und das Glasrohr nicht zu eng.)

Erklärung. In alkalischer Lösung entzieht der Phosphor dem Wasser Sauerstoff und bildet mit der Base unterphosphorigsaures Kalium, der frei werdende Wasserstoff giebt mit Phosphor H_3P .

Eigenschaften. H_3P ist ein farbloses, unangenehm riechendes Gas, das zwar leicht entzündlich, aber nicht selbstentzündlich ist. (Bei seiner

Darstellung in der angegebenen Weise bildet sich zugleich eine geringe Menge von flüssigem Phosphorwasserstoff H_4P_2 , welcher die Ursache der Selbstentzündung wird.) $4P + 3HKO + 3H_2O = H_3P + 3(H_2KPO_2)$.

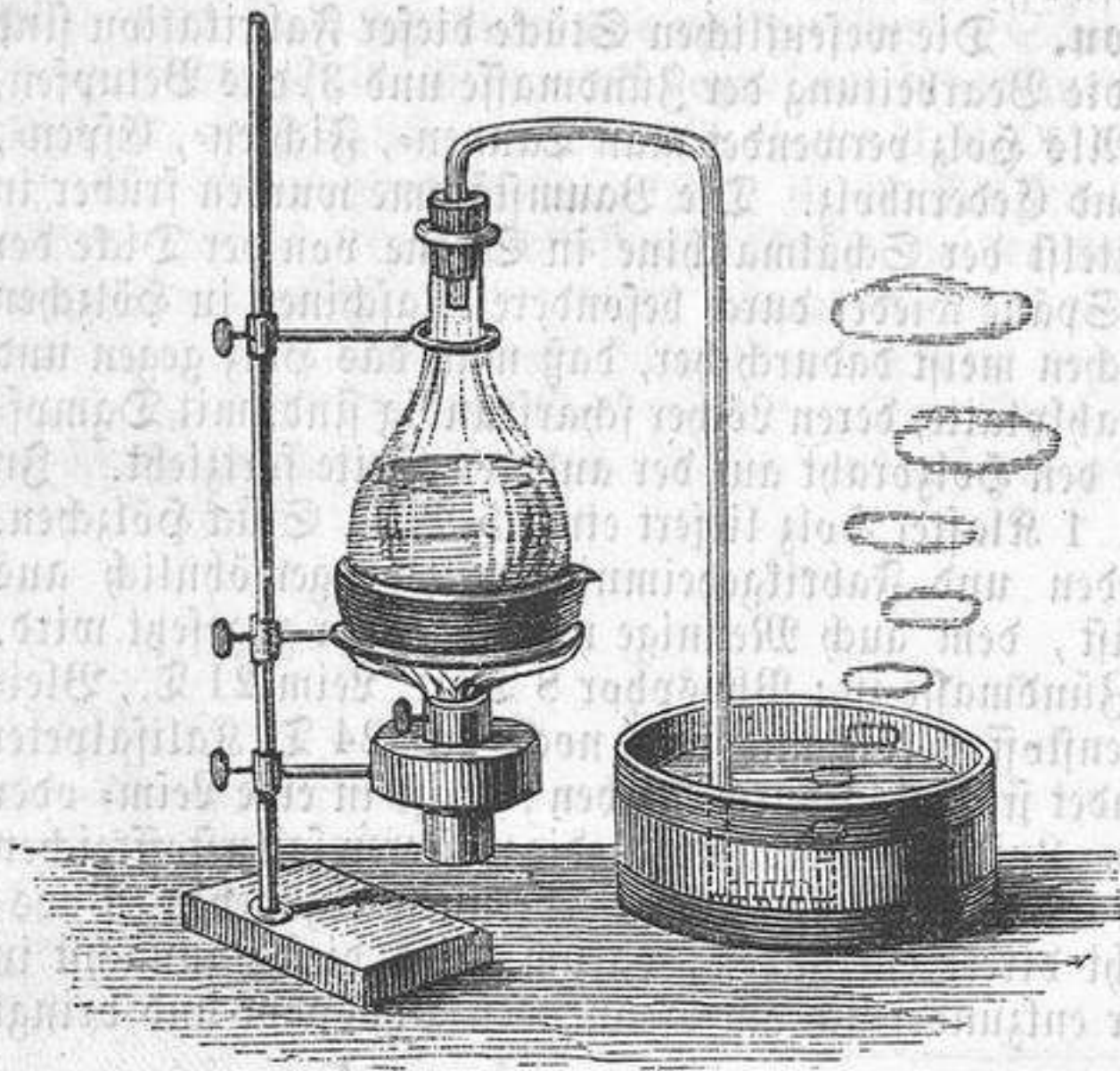


Fig. 40.

Versuch 6 — 8. Ein Stückchen Phosphorcalcium bringt man in ein mit Wasser gefülltes Glas. Es bildet sich ebenfalls H_3P . — In ein Trinkglas gießt man 6 T. Wasser und 1 T. Schwefelsäure, rührt um und fügt etwa 2 erbsengroße Stücke Phosphor zu. Es bildet sich wiederum H_3P , welches die Oberfläche des Wassers leuchten macht. — In einer flachen Schüssel entwickelt man H und bringt dann in die Flüssigkeit einige Phosphorstückchen. Die ganze Oberfläche der in Walzung geratenen Flüssigkeit erscheint als ein Flammenmeer.

Irrlichter. Man hat die noch nie wissenschaftlich untersuchten Irrlichter auf Bildung und Verbrennung von Phosphorwasserstoff zurückführen wollen. Jedenfalls gehören sie in die große Reihe der ungenau beobachteten Naturerscheinungen und haben (wenn es überhaupt welche giebt) andere Ursachen. — (Vgl. in meinem Lehrbuche der Physik: Meteorologie § 15).

Aufgabe 35) Wie viel g Phosphor und Kali sind erforderlich, um 12 Liter H_3P darzustellen?

B. mit Sauerstoff:

b. Phosphorpentoxyd = P_2O_5 (Phosphorsäure = H_3PO_4).

Wir haben dieselbe bereits beim Verbrennen des Phosphors kennen gelernt. Auch ihr Vorkommen in der Natur in den Phosphaten ist uns bekannt. In den Handlungen erhält man unter dem Namen Acidum phosphoricum glaciale glasige Phosphorsäure (P_2O_5), die man in Wasser leicht lösen und zu weiteren Versuchen verwenden kann. — (Anhydrid $P_2O_5 + 3H_2O = 2H_3PO_4$.)

Phosphorsäure im Acker. Die Phosphorsäure ist ein wesentlicher Bestandteil unserer Ackererde. Sie kommt dahinein durch Verwitterung phosphorsauren Kalkes. Dieser löst sich im Wasser nicht, wohl aber in ammoniakhaltigen Substanzen, durch die Humusäure und das Kochsalz. Die Getreidearten sind es besonders, die zur Körnerbildung der Phosphorsäure bedürfen. Phosphorsäure befördert die Reife der Pflanze. (Weizenasche enthält bis 50% P_2O_5 .) Ist nun längere Zeit dem Boden die Phosphorsäure durch den Anbau gewisser Pflanzen (Cerealien) entzogen worden, so wird die Körnerbildung dürftig. Man muß darum auf künstliche Weise den Gehalt an Phosphorsäure im Boden erhöhen. Es geschieht dies durch Dünger von körnerfressenden Tieren, ganz besonders aber durch den phosphorhaltigen Guano, durch Knochenmehl (Superphosphate) und durch phosphorsäurehaltige Mineralien.

13. Arsen, Arsenicum, As = 75.

Eigenschaften. Arsen ist stahlgrau, glänzend und spröde. Es verflüchtigt sich beim Erhitzen unter Entwicklung eines unangenehmen,

knoblauchartigen Geruches. Es verbrennt an der Luft mit einer bläulichen Flamme zu arseniger Säure und ist, gleich allen seinen Verbindungen, giftig. (V.-G. = 5.) Es krystallisiert in spitzen Rhomboedern.

Versuch. — Verbrennen von Arsen auf glühender Kohle.

Vorkommen und Mineralogisches. Es findet sich in der Natur gediegen in dichten, feinkörnigen, schaligen Massen als Scherbenkobalt. $\rho = 3,5$; auf frischem Bruche zinnweiß, später grauschwarz. — Als Sulfid kommt es vor im Realgar (AsS) rötlich gelb; im Auripigment (As_2S_3), citronengelb; beider Härte = 1,5; spez. Gew. = 3. — Glanzkobalt (CoAsS), schwach rötlich; Speiskobalt (CoAs_2) silberweiß, kennzeichnen sich oft durch einen pfirsichblütroten Anflug von Kobaltblüte ($\text{Co}_3\text{As}_2\text{O}_8$). — Kupfernichel (NiAs) zeigt oft einen ähnlichen grünen Anflug von Nickelblüte ($\text{Ni}_3\text{As}_2\text{O}_8 + 8\text{H}_2\text{O}$). — Arsenkies (FeAsS), oft rhombisch, sonst derb; silberweiß. — $\rho = 5-6$; spez. Gew. 6—7. — Einordnung ins System. (S. 121.)

Gewinnung. Es wird erhalten durch Sublimation des gediegenen Arsen oder durch Reduktion der arsenigen Säure mit Kohle.

Anwendung. Es ist Gift. Das reine Arsen findet nur selten Anwendung; man benützt es bei der Fabrikation von Schrot. Desto häufigere Anwendung finden leider die Verbindungen desselben.

Arsenverbindungen.

A. mit Wasserstoff:

a. **Arsenwasserstoffgas**, H_3As . (Giftig und gefährlich!) **Versuch.** Man entwickelt aus Zink, Säure und Wasser Wasserstoffgas, zündet dasselbe an und läßt die Flamme an eine glasierte Porzellanschale schlagen. Die Schale bleibt rein. Nun nimmt man eine geringe Menge einer Arsenverbindung, etwa auf As zu prüfende Farbe, ein Stückchen verdächtiger Tapete u. dgl., übergießt den zu untersuchenden Stoff, von dem die kleinsten Mengen genügen, mit H_2SO_4 und gießt dann die Flüssigkeit durch die Trichterröhre in das Gasentwickelungsgefäß. Nun hält man die Porzellanschale wieder in die Flamme; es bildet sich jetzt auf derselben ein heller, spiegelnder Fleck, der sogenannte Arsen Spiegel. Dieses Verfahren macht selbst die kleinsten Mengen Arsen kenntlich und heißt Arsenikprobe von Marsh. (Zink und Schwefelsäure müssen aber chemisch rein sein!)



Fig. 41.

Arsenwasserstoff ist höchst giftig, schon die geringsten Mengen eingeatmet, können sehr gefährlich wirken. Es ist ein farbloses, unangenehm riechendes und leicht entzündliches Gas. Es brennt zu H_2O und As_2O_3 und bildet einen Spiegel, der sich durch HAsS gelb färbt.

B. mit Sauerstoff:

b. **Arsenige Säure**, weißer Arsenik, As_2O_3 . Es ist ein weißes Pulver, das sich im Wasser, besser aber in Salzsäure löst. Es wird in den sogenannten Gifthütten im großen aus arsenhaltigen Erzen gewonnen. Dieselben werden geröstet, die Dämpfe in Kammern geleitet, an deren Wände sie sich als As_2O_3 ansetzen. Durch eine zweite Sublimation kann man glasige oder amorphe As_2O_3 erhalten.

Arsenik ist ein furchtbares Gift. Es wird als Rattengift in äußerst geringen Mengen ($\frac{1}{200}$ g) auch als Arzneimittel und zur Herstellung grüner Farben (z. B. Schweinfurter Grün, Scheelesches Grün) und als Mittel zum Konservieren zoologischer Präparate benutzt. Weil Arsen

schöne Farbennüancen erzeugt, findet es leider in der Färberei immer noch Verwendung, besonders auch zur Darstellung der Arsenikfarbstoffe, die für manche Anilinfarben nötig ist. — Das Fliegenpapier ist Löschpapier, welches mit einer Lösung von As_2O_3 in Na_2CO_3 getränkt ist. — Arsenikessig.

Bei Vergiftungen sind Eisenhydroxyde und Magnesia Gegenmittel.

Reaktionen. Um sich von der Anwesenheit des Arsens zu überzeugen, ist die Marshsche Arsenprobe als Mittel schon genannt.

Will man prüfen, ob ein weißes Körnchen Arsenik sei, oder ob ein Mineral As enthalte, so lege man dasselbe auf Holzkohle und bringe die Spitze der Lötrohrflamme darauf. Die Knoblauchdämpfe verraten das Gift. (Fig. 42.)



Fig. 42.

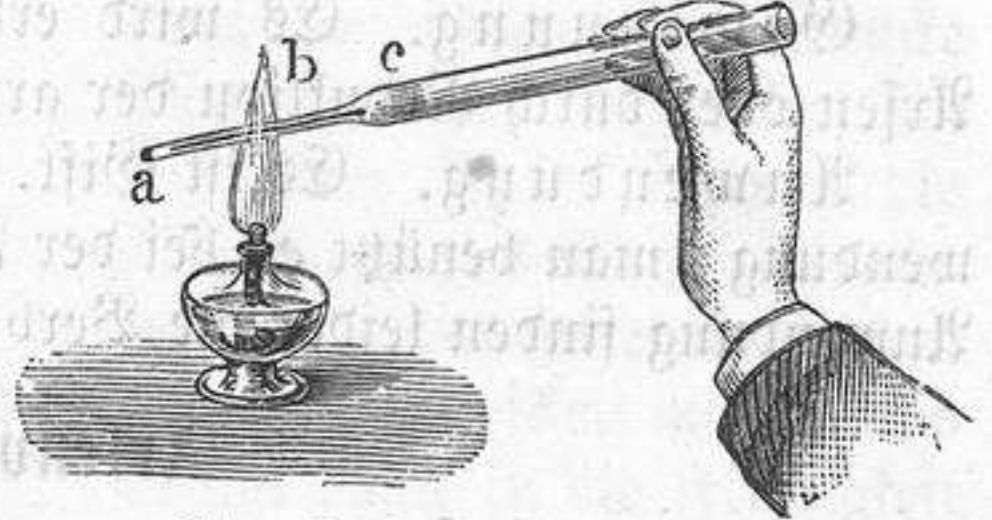


Fig. 43.

Oder man erhitzt die arsenige Säure in einem, zu einer Spitze ausgezogenen Glasröhrchen, bringt über das weiße Pulver einige Kohlensplitterchen und erhitzt diese über der Flamme zuerst so, daß sie glühen. Dann erhitzt man sofort die Spitze des Röhrchens, wo das Arsenik liegt. Dasselbe verdampft, die Kohle entzieht dem Dampf den Sauerstoff, und das nun reduzierte metallische Arsen setzt sich oberhalb der Kohle als glänzender Metallspiegel an dem Glase an. — Verflüchtigt man auch diesen, so erhält man den Knoblauchgeruch. (Fig. 43.)

Will man Farbstoffe auf Arsenikgehalt prüfen, so gießt man einige Tropfen Salmiakgeist auf die zu prüfenden farbigen Gegenstände. Liegen Kupferarsenikfarben vor, so erhält man nach kurzer Zeit eine blaue Lösung, überträgt man diese auf weißes Papier, so verliert dieselbe nach dem Verdunsten des Ammoniak ihre Farbe und läßt einen schmutzig-gelbgrünen Satz von arseniksaurem Kupferoxydhydrat erscheinen. Hinterläßt die blaue Salmiakgeistlösung aber nach dem Verdunsten des Ammoniak einen hellblauen Rückstand, so ist die Farbe arsenikfrei. (Nach Buscher.)

Die Arsenverbindungen geben mit H_2S gelben Niederschlag; Alkalien lösen die Salze.

Aufgabe 35 a) Eine Verbindung von Schwefel und Arsen enthält, der chemischen Untersuchung gemäß, in 100 Gewichtsteilen 51,61 Gewichtsteile Schwefel. In welchen Verhältnissen stehen die Atomgewichte der beiden Bestandteile, wenn ein kleiner Versuchsfehler zugegeben wird? (Heis.)

14. Antimon, Stibium, Sb = 122.

Eigenschaften. Antimon ist ein bläulich weißer, glänzender Körper, mit großblättrig krystallinischem Bruche. Auf der Oberfläche geschmolzener Stücke zeigen sich farnkrautähnliche Figuren. Es ist sehr spröde und läßt sich im Mörser pulverisieren. An der Luft oxydiert es nicht; doch bei Luftzutritt erhitzt, verbrennt es zu weißem Antimonoxyd; bei starker Hitze gerät es ins Kochen. Salpetersäure oxydiert es, und Königswasser löst es auf. (B. = G. W. = 6, 7.)

Vorkommen und Mineralogisches. Es kommt in der Natur gediegen vor; doch häufiger mit S verbunden als Antimonglanz (Grauspießglanzerz) Sb_2S_3 ; letztern Namen hat es wegen seiner grauglänzenden, spießigen Krystalle. $\rho = 2$; spez. Gew. = 4. Es schmilzt leicht unter Bildung eines weißen Rauchs von Sb_2O_3 . (Kl. III. 2.)

Gewinnung. Die Erze werden in schief liegenden Röhren erhitzt, das zuerst schmelzende Schwefelantimon fließt ab und wird gewonnen. Es kommt als Antimonium crudum in den Handel. Aus diesem wird das Metall durch Zusammenschmelzen mit Eisen gewonnen, wobei sich Schwefeleisen bildet: $3\text{Fe} + \text{Sb}_2\text{S}_3 = 3\text{FeS} + 2\text{Sb}$. Sehr oft sind die Erze nicht frei von As, und das gewonnene Metall (regulus) enthält bisweilen auch Spuren dieses Giftes. Mittelalterliche Spielereien (Antimonbecher) mit Antimonpräparaten riefen einen Befehl Franz II. gegen die Mönche hervor; daher der Name.

Anwendung findet es besonders als Letternmetall (80% Blei und 20% Antimon) und Britanniametall (6 T. Zinn und 1 T. Antimon); durch einen geringen Zusatz von Antimon wird Blei härter und heißt Hartblei.

Antimonverbindungen.

A. mit Wasserstoff:

a. **Antimonwasserstoff, H_3Sb .** Versuch. Entwickelt man Wasserstoff und bringt eine Lösung von Antimonchlorid in die Gasentwicklungsflasche (oder wenn man eine Zink-Antimon-Legierung mit HCl übergießt), so bildet sich H_3Sb , ein farbloses Gas, das mit grünlich weißer Flamme zu Antimonoxyd verbrennt. Hält man in die Flamme eine Porzellanscherbe, so bildet sich ein Antimonspiegel, der sich vom Arsen Spiegel dadurch unterscheidet, daß er nicht glänzend, fast schwarz ist. Der Arsen Spiegel wird von einer Chloralkalilösung (besser noch von Chloratron NaClO) augenblicklich hinweggenommen, während diese den Antimon Spiegel nicht angreift.

Schwefelammonium färbt den Arsen Spiegel gelb, den Antimon Spiegel orangerot.

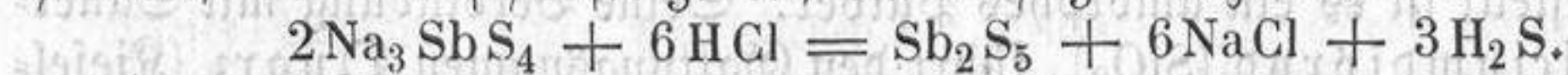
B. mit Sauerstoff:

b. **Antimonoxyd, Sb_2O_3 .** Es ist das Verbrennungsprodukt des Sb. Es ist ein weißes, schmelzbares Pulver, das sich im Wasser nicht, wohl aber in HCl löst. In kleiner Menge wirkt es brechenenerregend und ist der wirksame Bestandteil des Brechweinsteins.

C. mit Schwefel:

c. **Dreifach Schwefelantimon, Sb_2S_3 , Spießglanz.** In der Feuerwerkerei zur Erzeugung weißer Flammen benutzt.

d. **Fünffach Schwefelantimon, Sb_2S_5 , auch Goldschwefel (Sulfur auratum).** Man erhält es, wenn man Sb_2S_3 mit S und Natronlauge kocht. Beim Erkalten bilden sich gelbe Krystalle von Schwefelnatrium-Schwefelantimon, Na_3SbS_4 (Schlippesches Salz), die, mit HCl behandelt, den Goldschwefel geben, ein wichtiges Arzneimittel.



*D. mit Chlor:

e. **Antimonchlorür, SbCl_3 ,** wird erhalten durch Destillation von 7 T. Quecksilberchlorid mit 3 T. Schwefelantimon. Mit Wasser zersetzt es sich und es entsteht Chlorantimon, Algarotpulver, das zur Farberbereitung dient: $\text{SbCl}_3 + \text{Sb}_2\text{O}_3 = 3\text{SbClO}$.

f. **Antimonchlorid, SbCl_5 .** Streut man in eine Flasche mit trockenem Chlorgas pulverisiertes Antimon, so verbinden sich beide Stoffe unter Feuererscheinung zu SbCl_5 .

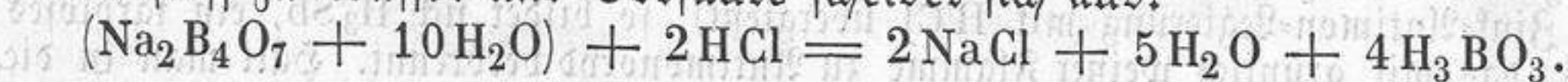
Antimonverbindungen lösen sich nur schwer im Wasser, man löst sie in Salzsäure.

HKO giebt einen weißen Niederschlag, Ammoniak desgleichen. Zn fällt metallisches Sb als schwarzes Pulver. — H_2O giebt eine Trübung (Algarotpulver). HCl oder HKO heben dieselbe wieder auf.

15. Bor, Boron, B = 11.

Vorkommen. Bor ist ein in der Natur wenig vorkommender Stoff. Er findet sich im Borax, mit Sauerstoff und Natrium verbunden, und im Boracit. (Siehe Abraumsalze.)

Borsäure, H_3BO_3 . * Darstellung. Versuch. In einer Porzellanschale löst man 10 g Borax ($Na_2B_4O_7 + 10 aq$) in kochendem Wasser, tröpfelt während des weiteren Kochens über der Lampe so lange HCl hinzu, bis die Flüssigkeit sauer reagiert (Lackmuspapier) und läßt sie ruhig erkalten. Es scheiden sich Borsäurekrystalle ab. Die Salzsäure verdrängt die Borsäure, Chlor verbindet sich mit Natrium zu Chlornatrium, Wasserstoff mit Sauerstoff zu Wasser und Borsäure scheidet sich aus.



Eigenschaften. Borsäure krystallisiert in weißen perlmutterglänzenden Blättchen, welche sich in heißem Wasser leicht, in kaltem schwer lösen.

Versuche. Man erhitzt die Borsäurekrystalle vor dem Lötrohr. Ein Platindraht wird an der Spitze zu einer Öse gebogen, welche die Borsäure aufnimmt. Sie schmilzt zuerst im eigenen Wasser (wässriger Fluß); bei weiterem Glühen an der Spitze der Lötrohrflamme aber (feuriger Fluß) zu einer klaren Glasperle. Bei wiederholten Versuchen bringt man Bleioryd, Kreide, Eisenoryd, Kupfervitriol zc. zu dem Fluß, und die Glasperle wird schön gefärbt erscheinen. (Siehe S. 117.) — Leicht löst sich Borsäure in Weingeist. Entzündet man letzteren, so brennt er mit grüner Flamme. Blaues Lackmuspapier wird von H_3BO_3 nur schwach gerötet, Kurkumapapier dagegen schön braun gefärbt.

Aufgabe 36) Wie viel Borsäure kann man aus 10 g Borax gewinnen?

16. Kiesel, Silicium, Si = 28.

Vorkommen und Mineralogisches. Das Element Kiesel kommt in der Natur nur in Verbindungen vor. (Silicium von Silex = Kieselstein.) Frei dargestellt ist es ein amorphes Pulver. Seine Verbindung mit Sauerstoff, Siliciumdioryd (SiO_2), führt den Gattungsnamen Quarz (Kiesel-erde, Kiesel) und kommt in zahlreichen Mineralien vor. Sand, Sandstein. In der Form kiesel-saurer Salze (Silikate) hilft Si ganze Gebirgsmassen bilden, so daß es nächst O das verbreitetste Element ist.

Das Siliciumdioryd (Quarz) krystallisiert hexagonal (6seitige Säule mit der 6seitigen Pyramide), findet sich aber mehr krystallinisch und dicht. Auch amorph und mit Wasser verbunden kommt es im Opal vor.

1) Krystallquarz (SiO_2). $\rho = 7$; sp. Gewicht = 2,6. a. Bergkrystall, bis durchsichtig und wasserhell. b. Amethyst, violett bis weiß. c. Citrin, weingelb. d. Rauchtopas, gelblich grau bis braun. e. Morion, pechschwarz.

2) Quarze. Selten krystallisiert. a. Rosenquarz, durch Titan rosenrot gefärbt. b. Milchquarz, milchweiß. c. Prasem, durch beigemengte Hornblende lauchgrün. d. Aventurin, durch Glimmerschiefer goldig schimmernd. e. Eisenkiesel, durch Eisen rot oder gelb. f. Schillerquarz, erhält durch Schleifen ein eigentümliches Schillern, meist olivengrün. g. Gemeiner Quarz. Er bildet Quarzfelsen, den Sandstein, den Sand; ist wesentlicher Bestandteil des Granits u. s. w. und grauweiß, gelblich, undurchsichtig und halbdurchsichtig, auch glas- oder fettglänzend.

3) Als dichte, unkrystallisierte Quarze sind zu bezeichnen: a. Jaspis, durch Eisen rot oder gelblich gefärbt, undurchsichtig, oft kugelig. Der gestreifte heißt Bandjaspis, rotfleckiger: Blutjaspis u. a. b. Hornstein, grau (Holzstein). c. Kiefelschiefer, grau bis schwarz. (Wegstein, lydischer Stein, Probierstein.) d. Chalcedon, weiß, blau, gelb, mit moosartigen Zeichnungen (Mokkastein). e. Karneol, fleischfarben. f. Chryso- pras, durch Nickel apfelgrün gefärbt (Schlesien). g. Heliotrop, lauchgrün mit blutroten und gelben Punkten. h. Onyx, weiß und braun gestreift. i. Sardonyx, weiß und rot gestreift. k. Achat, ein schichtenweises Gemenge von Chalcedon, Jaspis, Amethyst u. a. Die Schichten bilden oft Figuren; man unterscheidet darum Band- (Onyx), Festungs-, Wolken-, Moos-, Trümmer-, Punkt-, Korallenachat. (Oberstein mit seinen Achat- schleifereien.)

4) Amorpher Quarz oder Opal ($\text{SiO}_2 + 5$ bis 13% Wasser). $S. = 6$; sp. Gew. = 2. Unkrystallisiert, mehr oder weniger durchsichtig, fettglänzend. Löst sich in kochender Kalilauge. a. Edler Opal, weiß. b. Feueropal, feuerrot bis weingelb. c. Hyalith oder Glasopal, wasserhell. d. Gemeiner Opal, verschiedenfarbig, fett, fast ohne Glanz. e. Milchopal, milchweiß. f. Halboopal, undurchsichtig (Wachsoopal, Becho- opal, Holzopal). g. Kiefelsinter, Trippel und Polierschiefer sind mehlig, poröse, kiese- lige Infusorienerden. (Diatomeen.)

Sämtliche genannte Silikate gehören in die II. Klasse unser System.

Verbindungen.

Siliciumdioxid (Kiesel, Kieselerde, auch Kieselsäure) = SiO_2 , schmilzt fein pulverisiert mit Kali oder Natron, oder deren Carbonaten in großer Hitze zu einem Glase, das Wasserglas heißt, weil dasselbe in heißem Wasser sich zu einer gallertartigen Flüssigkeit löst. Dieses Wasser- glas ist ein kiesel-saures Salz (z. B. Na_4SiO_4). Setzen wir zu verdünnter Lösung derselben HCl, so scheidet sich die gallertartige Kieselsäure (H_4SiO_4) aus. Die frisch gefällte Kieselsäure hat eine wenn auch geringe Löslichkeit in Wasser; diese Eigenschaft ist sehr wichtig fürs Pflanzenleben. (S. 69.)

Gieb den Unterschied zwischen Kies, Kiesel und Kieselstein an!

Landwirtschaftliches. Auf vorstehendem beruht es, daß trotz der Unlöslichkeit des Kiesels doch Kiesel-pflanzen existieren, wie besonders die Gramineen. Der Boden enthält Silikate, d. h. Kieselsäureverbindungen. Durch die auch im Boden vorkommende Pottasche z. B. wird die Kieselsäure in ein lösliches Kaliumsilikat (ähnlich dem Wasser- glas) übergeführt. Dies, weil im Wasser löslich, kann von der Pflanze gebraucht wer- den, z. B. $2\text{K}_2\text{CO}_3 + \text{SiO}_2 = \text{K}_4\text{SiO}_4 + 2\text{CO}_2$.

Dieser Vorgang heißt: Aufschließen der Silikate. Im Stroh befinden sich etwa 20% Kieselsäure. Aufgabe des Landmanns muß es sein, die durch die Ernte dem Boden entnommene Kieselsäure zu ersetzen, d. h. entweder direkt zu geben oder die im Acker be- findlichen Silikate aufzuschließen. Es erfolgt dies durch Mistdüngung, Düngung mit kohlen-sauren Salzen und Einwirkung der Luft auf den Acker durch Umpflügen, Brache- legen und Wechselwirtschaft. Der Boden enthält sehr oft durch Verwitterung des Feld- spats kiesel-saures Kalium, das schon durch eigene Löslichkeit in die Pflanzen übergehen kann.

Rückblick und Allgemeines.

1) **Einteilung.** Alle bis jetzt betrachteten Stoffe führen den Namen Nichtmetalle oder Metalloide.

H, O, N und C werden **Organogene** genannt, weil fast ausschließlich aus ihnen die Pflanzen- und Tierstoffe aufgebaut sind; S und P heißen **Pyrogene**, weil sie unter Feuererscheinung sich mit Sauerstoff verbinden; Cl, J, Br und Fl, kurzweg die **Chlorgruppe** genannt, sind **Salzerzeuger**, **Halogene**, weil sie mit Metallen sich leicht und direkt zu Salzen (Haloidsalzen) verbinden; B und Si werden auch **Glaserzeuger** (**Halogene**) genannt.

Inbezug auf ihre Wertigkeit (und damit zusammenhängenden andern Eigenschaften) bezeichnet man den Wasserstoff als das **Normalelement**; die einwertige Chlorgruppe ist bereits erwähnt; O und S bilden die zweiwertige Sauerstoffgruppe; N, P, As, Sb und B die dreiwertige Stickstoffgruppe und C und Si die vierwertige Kohlenstoffgruppe.

As hat nur in Glanz und Farbe entfernte Ähnlichkeit mit den Metallen. Sb steht den Metallen verhältnismäßig am nächsten, so daß es als Übergangsglied der Metalloide zu den Metallen aufgefaßt werden kann.

Die Oxide der Metalloide sind meist sauerschmeckend, Lackmus rötend, im Wasser mehr oder weniger leicht löslich.

2) **Säuren**. Sie kennzeichnen sich a. durch ihre Zusammensetzung und b. durch ihre Eigenschaften.

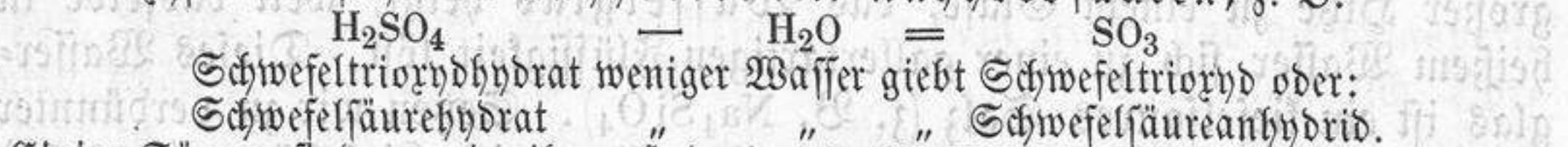
a. Diejenigen Säuren, welche, wie HCl, HBr, HI und HF nur aus Wasserstoff und einem Halogen oder Haloidkörper bestehen, heißen **Haloidsäuren** (auch **Hydrosäuren**). Die Säuren, welche durch Vereinigung der übrigen Metalloide mit Sauerstoff entstanden sind, führen den Namen **Dryssäuren**, und diejenigen Schwefel-Verbindungen, welche ebenfalls Säurencharakter tragen, nennt man **Sulfosäuren**.

Die Haloidsäuren denken wir uns nach dem Typus HCl gebildet, wobei Cl durch J, Br oder Fl ersetzt wird.

Die Dryssäuren sind gebildet nach dem Typus H_2O , wobei ein H durch ein Metalloidoxyd ersetzt wird, z. B. $H(NO_2)O = HNO_3$ oder $H_2(SO_2)O_2 = H_2SO_4$.

Die Sulfosäuren werden in gleicher Weise von H_2O abgeleitet, nur steht Sulfur an der Stelle des Sauerstoffs, z. B. H_2S , oder bei CS_2 , in dem sich das vierwertige C an Stelle von $2H_2$ und S_2 an Stelle von O_2 setzt.

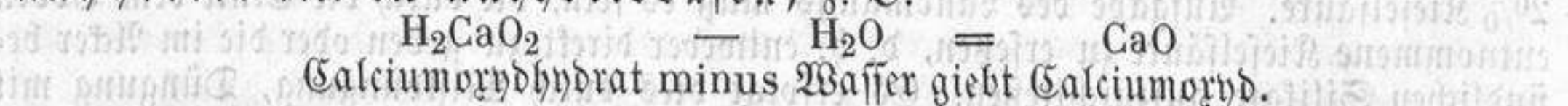
Anhydride. Durch Austritt von einem oder mehreren Molekülen Wasser aus einer Dryssäure entstehen die **Anhydride** oder **Anhydrosäuren**, z. B.



Einige Säuren sind nur in ihren Hydraten (z. B. $HClO_3$), andere nur in ihren Anhydriden (z. B. SO_2 , CO_2) und andere in beiden Modifikationen bekannt (z. B. H_4SiO_4 und SiO_2).

b. **Eigenschaften**. Die Säuren röten blaues Lackmuspapier; ihr Geschmack ist sauer; ihr Geruch ist oft charakteristisch; oft sind sie farblos; viele sind giftig. Sie sind Lösungsmittel für Metalle, Metalloxyde und Salze. Sie kommen in allen drei Aggregatzuständen vor und sind gute Elektrizitäts- und schlechte Wärmeleiter. (Aus dem früheren nachzuweisen.)

3) **Basen** (von basis = Grund). Auch einige Basen lernten wir kennen. Es sind Verbindungen nach der Formel H_2O gebildet, wobei an die Stelle eines H ein Metall oder ein Metalloxyd tritt z. B. HKO oder H_2CaO_2 . Man nennt diese Verbindungen **Drybasen**; durch Austritt von einem oder mehreren Molekülen Wasser entstehen ihre **Anhydride** oder die **Anhydridbasen**, z. B.



Eigenschaften der Basen. Ihr Geschmack ist, sofern sie im Wasser löslich sind, laugenhaft, bei einigen äzend. Rotes Lackmuspapier wird von ihren Lösungen blau, gelbes Kurkumapapier braunrot gefärbt. (Sie neutralisieren Säuren und verbinden sich mit ihnen zu Salzen. Sie sind meist geruchlos, haben oft charakteristische Farben und färben die Flamme in ähnlicher Weise wie ihre Metalle. Viele sind giftig. Wie die Metalle werden auch sie eingeteilt in Basen der Leicht- und Schwermetalle.)

4) Bei der **Elektrolyse** der Salzsäure fanden wir, wie sich am positiven Pole (an der Zinkseite) das Cl, am negativen Pole (an der Kohlenseite) dagegen H ansammelt.

Da nun aber der positive Pol nur die mit der entgegengesetzten Elektrizität (der negativen) begabten Körper anzieht, der negative Pol aber die positiv elektrischen Körper, so sagt man: H ist positiv elektrisch, Cl aber negativ elektrisch. In gleicher Weise wie Chlor sind aber alle Metalloide negativ elektrisch. (Alle Metalle, mit Ausnahme von Cr, Sn und einigen anderen unwichtigen, siehe Tabelle I, sind positiv elektrisch.) Die negative Elektrizität bezeichnet man mit —, die positive mit +. Wir finden demnach in allen Säuren (mit Ausnahme der Anhydride) H oder H₂O verbunden mit einem elektronegativen einfachen oder zusammengesetzten Radikale, in dem an die Stelle von H oder H₂O ein elektropositives Radikal treten kann. Die entstandene Verbindung giebt ein Salz. (Vgl. meine Physik § 145.)

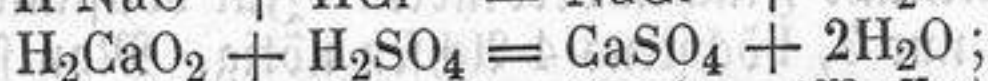
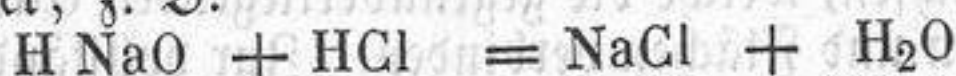
5) **Salze.** Daß bei unseren Versuchen neue Verbindungen entstanden, die wir allgemein Salze nannten, haben wir wiederholt gesehen.

Die Salze werden aber gebildet:

a. durch Einwirkung eines Metalls auf eine Säure, wobei der Wasserstoff frei wird; z. B. $\text{Zn} + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{ZnSO}_4 + \text{H}_2$;

b. durch ein Metalloxyd und eine Säure, wobei neben dem Salze Wasser entsteht; z. B. $\text{CuO} + 2\text{HNO}_3 = \text{CuN}_2\text{O}_6 + \text{H}_2\text{O}$;

c. durch Verbindung einer Base mit einer Säure, wobei sich ebenfalls neben dem Salze Wasser bildet; z. B.



(Base) (Säure) (Salz) (Wasser);

d. durch direkte Einwirkung eines Salzbildners auf ein Metall (siehe Verbrennung in Chlor); z. B. $\text{Cu} + \text{Cl} = \text{CuCl}$;

e. durch doppelte Wahlverwandtschaft. Einwirkung verschiedener Salze auf einander, z. B. $\text{CaSO}_4 + \text{K}_2\text{CO}_3 = \text{CaCO}_3 + \text{K}_2\text{SO}_4$.

f. Kommen zu H₂SO₄, an die Stelle von H₂ (also 2 Atome) K₂ (also auch 2 einwertige Atome), so entsteht ein Salz, dessen Lösung weder sauer noch basisch reagiert, ein neutrales oder normales Salz.

g. Denken wir uns aber nicht 2 Atome K zugekommen, sondern nur 1 K, so entsteht wohl auch ein Salz, aber der Säurecharakter herrscht in ihm noch vor, es reagiert noch, wenn auch schwach, sauer und heißt darum auch saures schwefelsaures Kalium oder zweifach schwefelsaures Kalium. (Es kommt auf eine bestimmte Menge der Basis die doppelte Menge der Säure.) Siehe Kohlensäure, doppelt und einfach kohlensauren Kalk.

h. Der umgekehrte Fall tritt ein, wenn einem normalen, neutralen Salze durch eine stärkere Basis ein Teil der Säure genommen wird. Dann ist in dem Salze die Basis überwiegend, es reagiert basisch und heißt basisches Salz.

i. Doppelsalze sind Verbindungen zweier Salze zu einem. Siehe Alaun.

k. Die Salze unterscheiden sich durch ihre verschiedene Löslichkeit; manche lösen sich schon in kaltem, andere erst in heißem Wasser, noch andere nur in Säuren oder sie sind unlöslich. (Vgl. S. 17 und Analyse.)

l. **Namenbildung.** Nach ihrer Zusammensetzung unterscheiden wir Haloidsalze, Drysalze und Sulfosalze. Die Haloidsalze erhalten ihren Namen vom Metall und Halogen, dem die Silbe „id“ oder „ür“ beigefügt ist, jenachdem mehr oder weniger Atome des Salzbildners in die Verbindung eintreten, z. B. Eisenchlorid (Fe₂Cl₆) und Eisenchlorür (FeCl₂). — Die Drysalze (Sauerstoffsalze) geben in ihrem Namen das Metall und den Namen der Säure, durch deren Einwirkung das Salz entstanden ist, sie enden auf „at“, z. B. Kaliumsulfat, Natriumnitrat, Calciumcarbonat u. s. w. (Enthält das Salz weniger Sauerstoff, als das normale Salz enthalten müßte, so wird sein Name mit der Endsilbe „it“ gebildet, z. B. K₂SO₃ = Kaliumsulfit, K₂SO₄ = Kaliumsulfat.) Indes ist die Bezeichnung schwefelsaures Kali, kohlensaurer

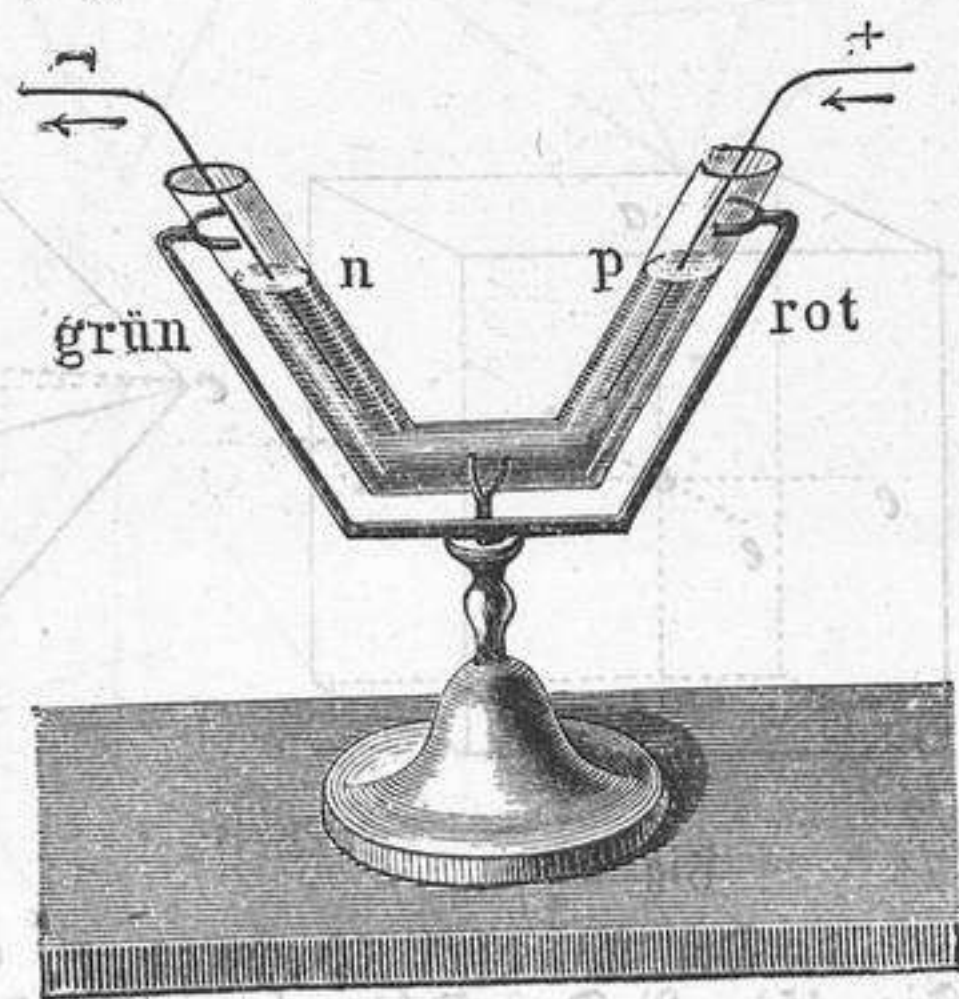


Fig. 44.

Kalk etc. noch allgemein. — Die Sulfosalze, Schwefelverbindungen mit Metallen, werden durch die Endsilbe „id“ bezeichnet, z. B. Kaliumsulfid, Kaliummonosulfid (K_2S), Kaliumpentasulfid (K_2S_5).

m. Füllt man die zweischenkelige Glasröhre (Fig. 44) mit einer Salzlösung (z. B. Na_2SO_4), färbt diese durch Beilchensaft blau und leitet den galvanischen Strom durch die Flüssigkeit, so wird dieselbe am positiven Pol rot, am negativen grün. War die Lösung durch Lackmuspinkur violett gefärbt, so wird sie nun rot und blau. Man prüfe mit Lackmuspapier!

Bei der Elektrolyse der Salze erscheint die Säure am positiven, die Basis am negativen Pole.

*6. **Krystallographisches.** Die Salze sind oft schon an ihrer regelmäßigen Form, der Krystallbildung (krystallos = Eis, Bergkrystall) kenntlich. — Die Krystallisation, d. h. der Übergang aus dem amorphen Zustande in den eines regelmäßigen Körpers, eines Krystalls, kann auf dreifache Weise erfolgen: 1) durch Auflösen eines festen Körpers und Verdampfen der Lösung; 2) durch Schmelzen eines Körpers und Abkühlung der geschmolzenen Masse; 3) durch Sublimation.

Ein Krystall ist ein solcher anorganischer Körper, welcher von ebenen Flächen regelmäßig umschlossen ist. Behufs der Klassifizierung der Krystalle denkt man sich in ihnen gerade Linien gezogen, Achsen, welche die gegenüberliegenden Ecken und die Mittelpunkte gegenüberliegender Kanten und Flächen verbinden. Zur vollständigen Bestimmung einer Krystallgestalt sind aber nur 3, höchstens 4 Achsen nötig. Man stellt den Krystall so vor sich, daß die eine Achse senkrecht steht (die Hauptachse), die andern (die Nebenachsen) liegen dann in einer Ebene (der Basis), die entweder schief oder horizontal gerichtet ist. Die Winkel, unter denen sich alle Achsen im Achsencentrum schneiden, heißen Achsenwinkel.

Man unterscheidet 6 Achsensysteme:

A. **Das reguläre** (auch tesserale, von tessera = Würfel) **System.** Drei gleich lange Achsen stehen auf einander senkrecht; die Basis ist horizontal. (Fig. 45.)

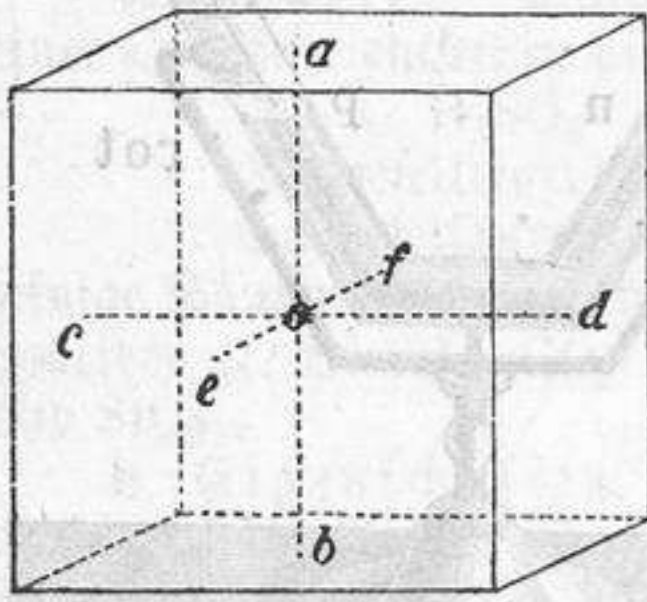


Fig. 45.

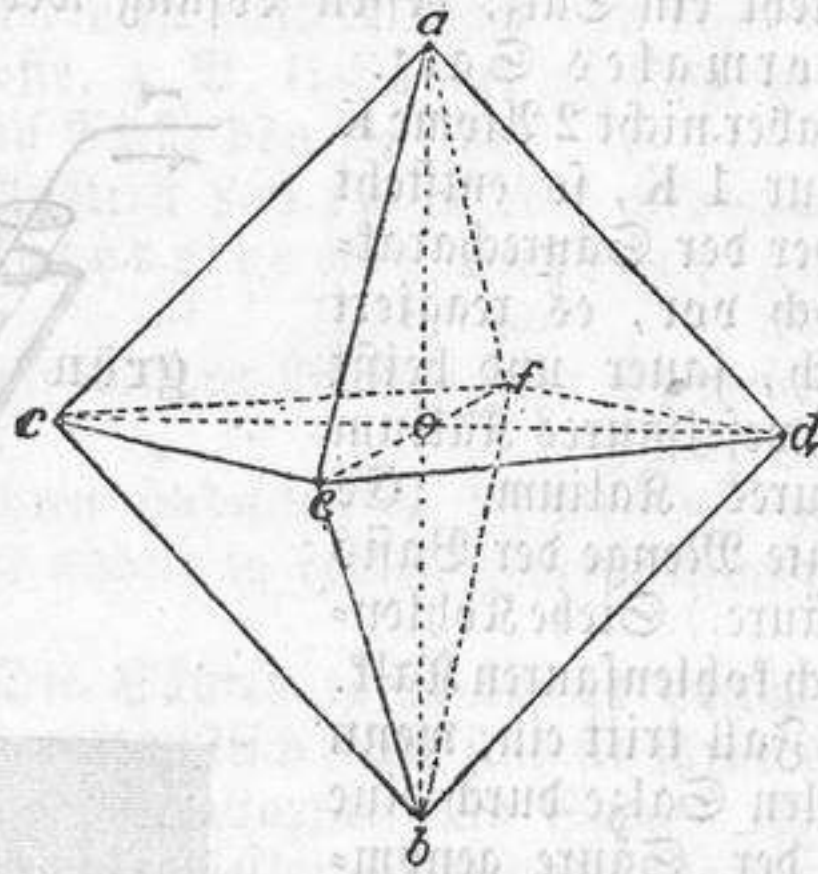


Fig. 46.

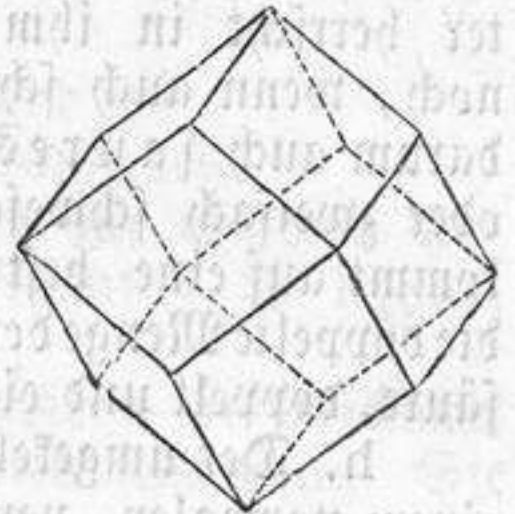


Fig. 47.

1) Der Würfel (Hexaeder, Sechseck): Steinsalz, Flußspat, Bleiglanz (Fig. 45). 2) Das Oktaeder (Achtflach): Alaun, Salmiak, Flußspat, Magnetisen-

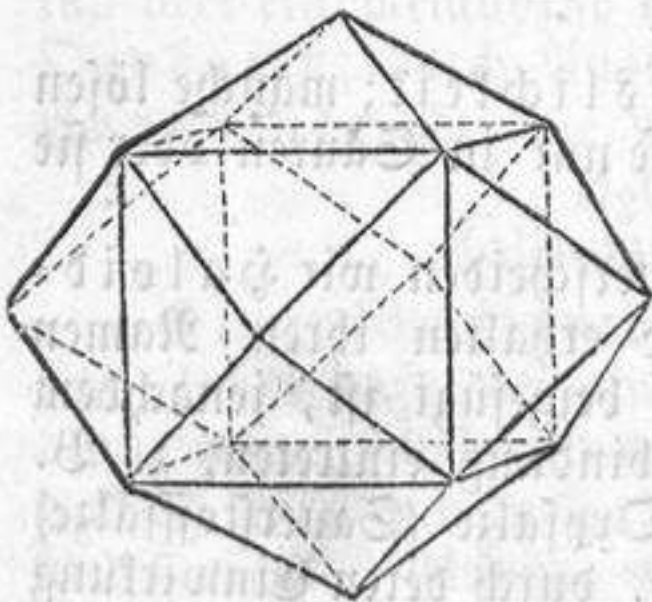


Fig. 48.

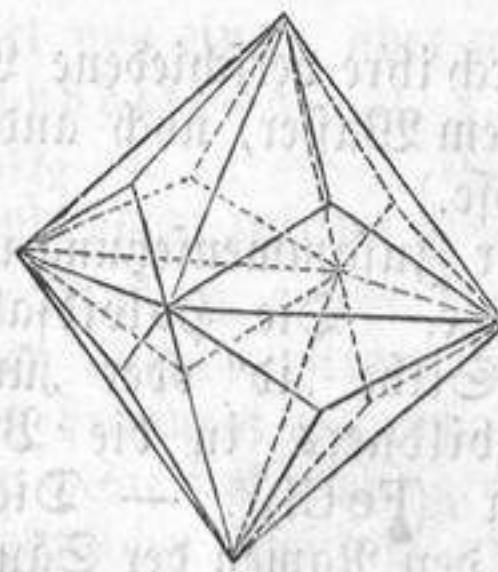


Fig. 49.

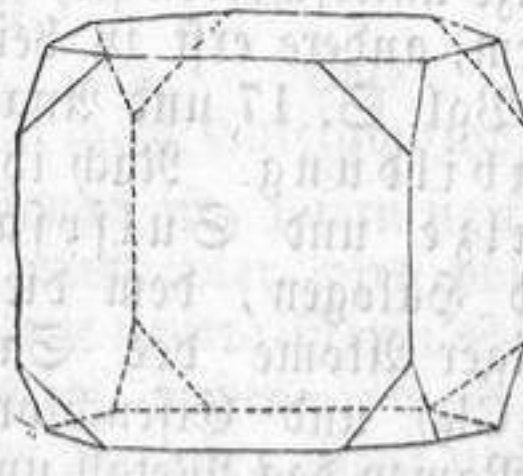


Fig. 50.

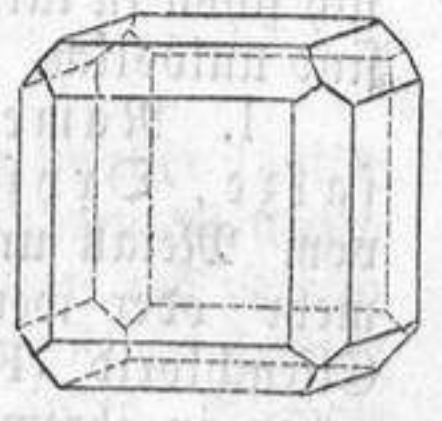


Fig. 51.

stein (Fig. 46). 3) Das Rhombendodakaeder (Rautenzwölfflach): Granat (Fig. 47.) 4) Der Pyramidenwürfel: Gold, Flußspat (Fig. 48). 5) Das Pyramiden-

oktaeder: Bleiglanz, Diamant (Fig. 49). 6) Der Würfel mit abgestumpften Ecken: Bleiglanz, Flußspat (Fig. 50). 7) Der Würfel mit abgestumpften Kanten: Silberglanz, Kupfer (Fig. 51). 8) Das Oktaeder mit abgestumpften Kanten und Ecken: Rotkupfererz, Magnet Eisenstein; — Bleiglanz, Flußspat (Fig. 52 und 53).

B. Das quadratische System: Drei Achsen stehen senkrecht auf einander, aber nur zwei sind einander gleich; die Basis ist horizontal und wird von den 2 gleich langen Nebenachsen gebildet (Fig. 54) und ist ein Quadrat.

9) Die quadratische Säule (quadratisches Prisma) immer in Verbindung mit andern Formen (Fig. 55). 10) Das quadratische Oktaeder: Zinnstein, Zirkon (Fig. 56 u. 57). 11) Die quadratische Säule mit aufgesetzter Pyramide: Zinnstein (Fig. 58).

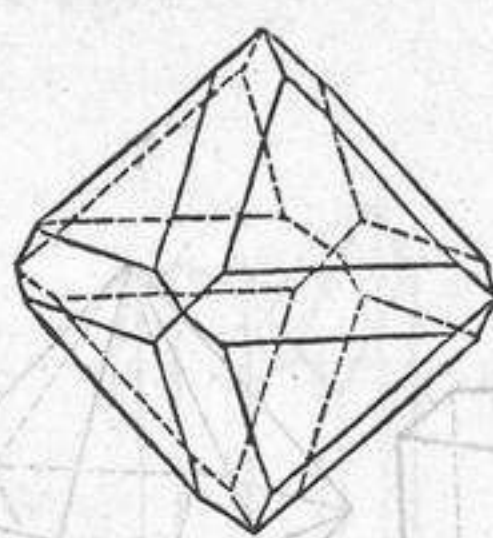


Fig. 52.

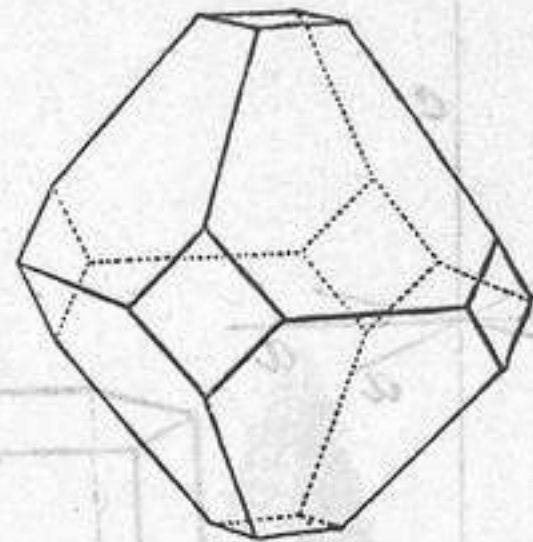


Fig. 53.

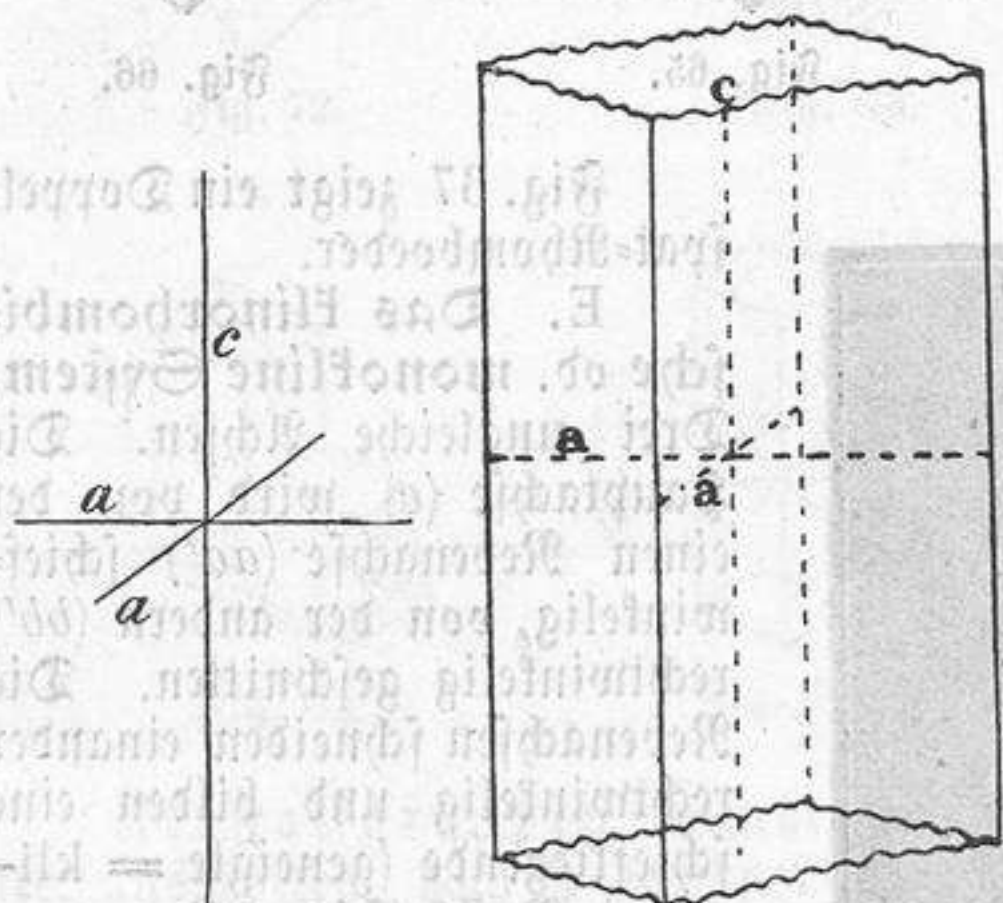


Fig. 54.

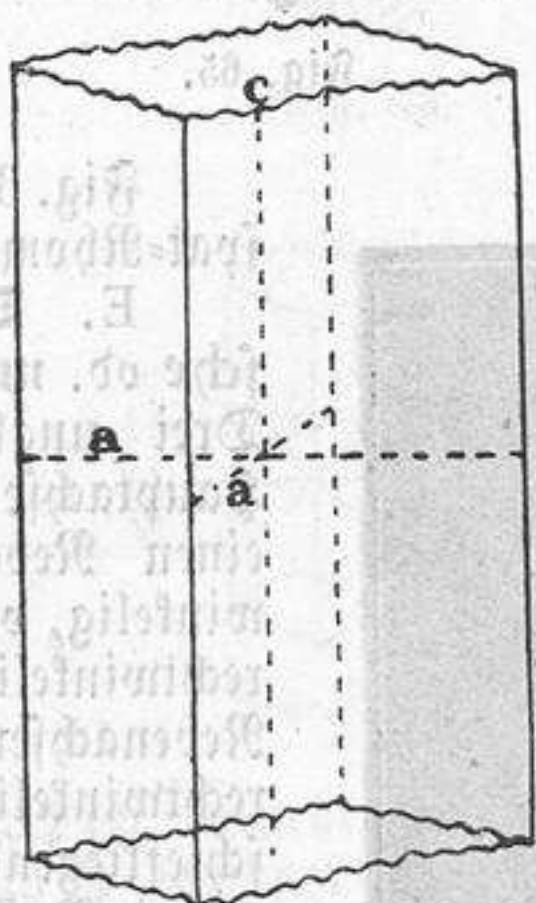


Fig. 55.

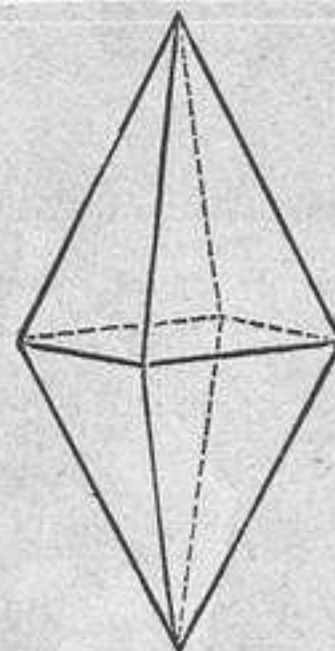


Fig. 56.

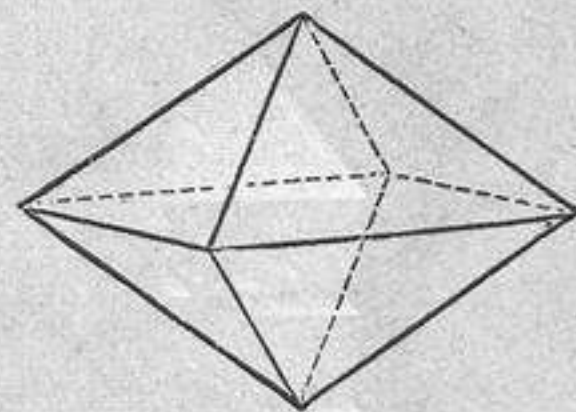


Fig. 57.



Fig. 58.



Fig. 59.

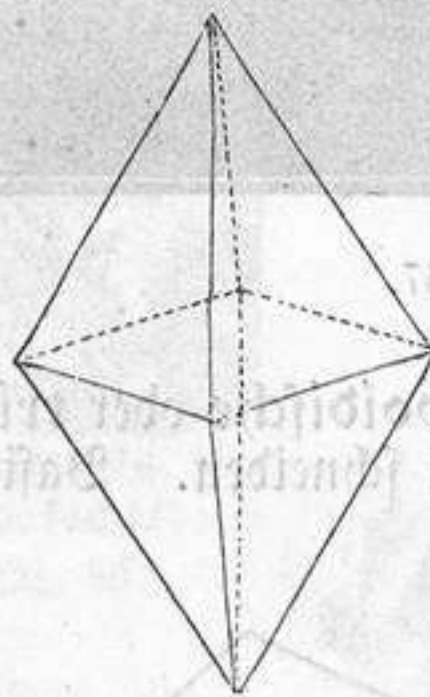


Fig. 60.



Fig. 61.

C. Das rhombische System: Drei ungleiche Achsen stehen senkrecht auf einander (Fig. 59). Basis horizontal und bildet einen Rhombus.

12) Das rhombische Oktaeder: Schwefel (Fig. 60). 13) Die gerade rhombische Säule: Kupferglanz, Arsenikkies, Schwerspat, Aragonit, Anhydrit, Weißbleierz (Fig. 61).

D. Das hexagonale System: Vier Achsen. Die Nebenachsen sind einander gleich und schneiden sich unter Winkeln von 60° . Die Basis ist horizontal und bildet ein Sechseck (Fig. 62).

14) Die sechsseitige Säule (Fig. 63), sie kommt nie allein vor, sondern in Verbindungen mit andern Gestalten. 15) Das Hexagonal-Dodekaeder (Fig. 64):

Quarz, Apatit. 16) Sechseckige Säule mit Pyramide (Fig. 65): Quarz. 17) Das Rhomboeder (Fig. 66): Quarz, Kalkspat, Zinkspat.

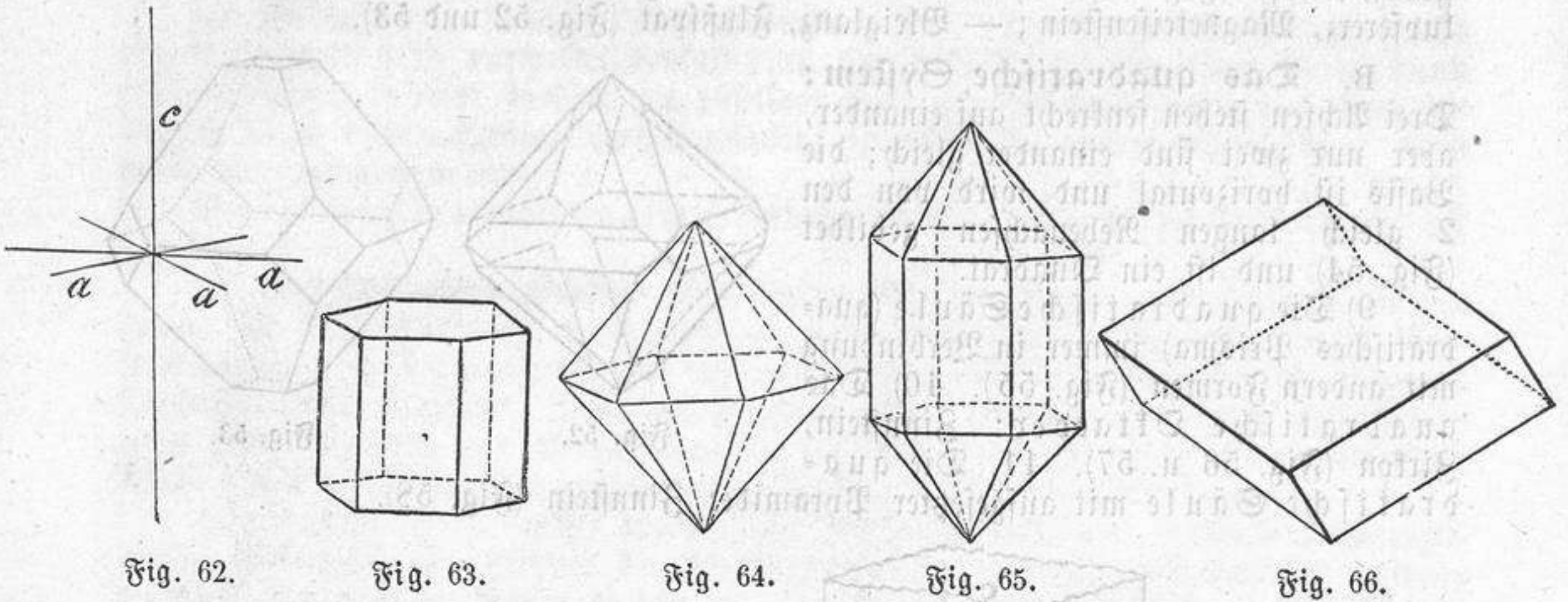


Fig. 62.

Fig. 63.

Fig. 64.

Fig. 65.

Fig. 66.

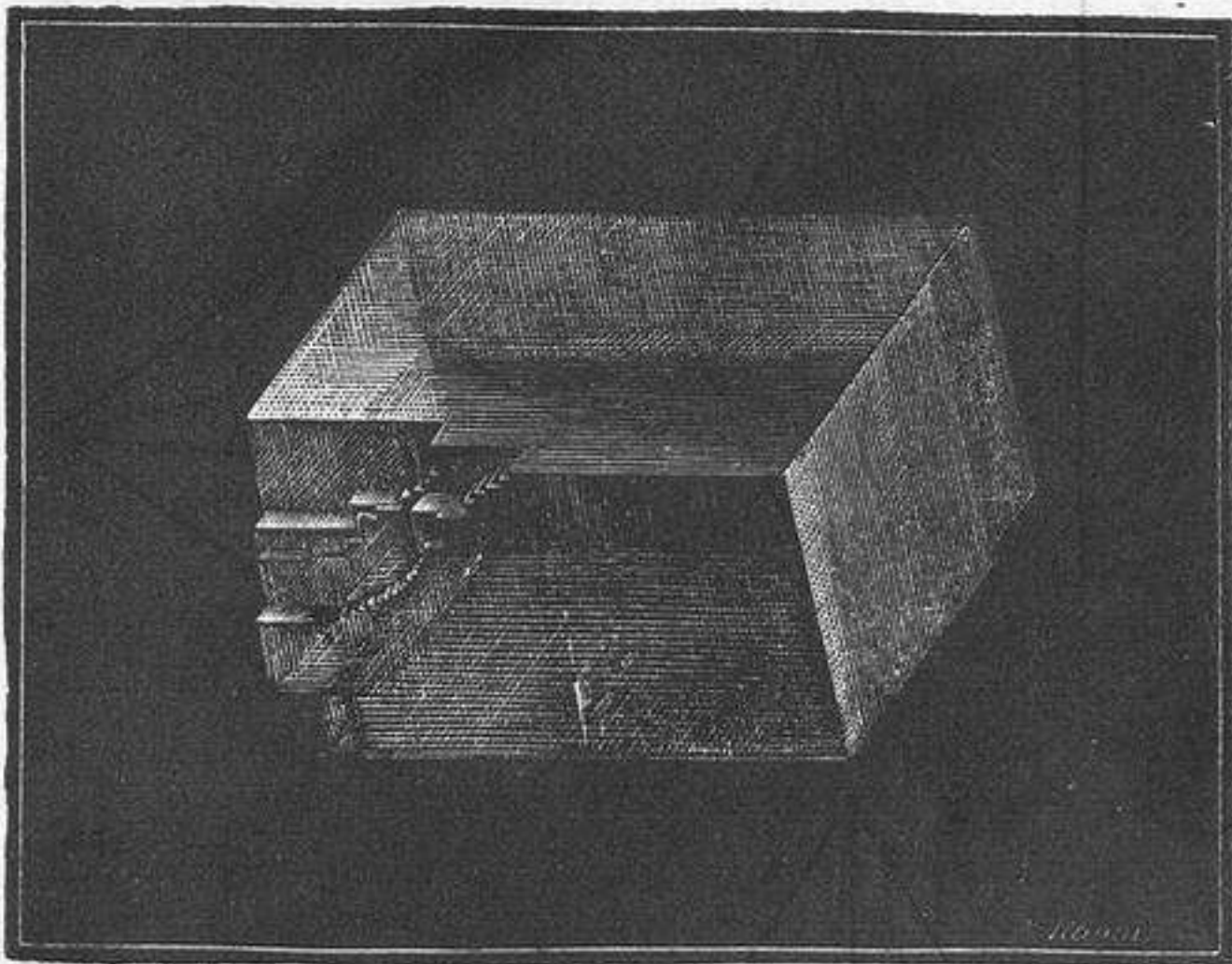


Fig. 67.

Fig. 67 zeigt ein Doppel-
spat-Rhomboeder.

E. Das klinorhombische od. monokline System.
Drei ungleiche Achsen. Die Hauptachse (c) wird von der einen Nebenachse (aa') schiefwinkelig, von der andern (bb') rechtwinkelig geschnitten. Die Nebenachsen schneiden einander rechtwinkelig und bilden eine schiefliegende (geneigte = klinen) Basis (Fig. 68).

18) Die schiefe rhombische Säule (klinorhombisches Prisma): Orthoklas, Argit (Fig. 69). 19) Das klinorhombische Oktaeder (monokline Pyramide): Gips, Eisenvitriol, Soda (Fig. 70).

F. Das klinorhomboidische oder trikline System. Drei ungleiche Achsen, die sich sämtlich schiefwinkelig schneiden. Basis ein schief liegendes Rhomboid (Fig. 71).

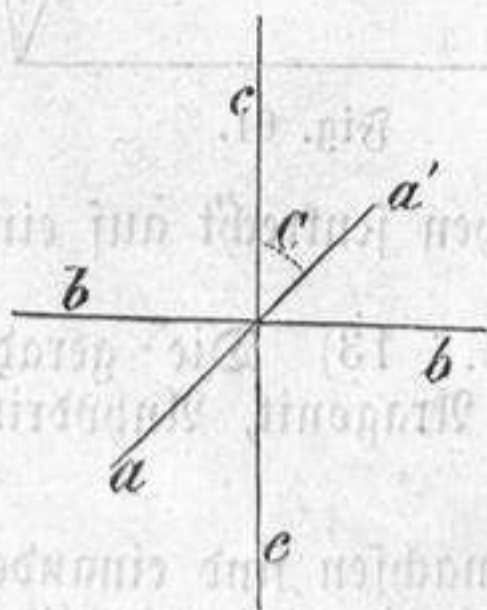


Fig. 68.

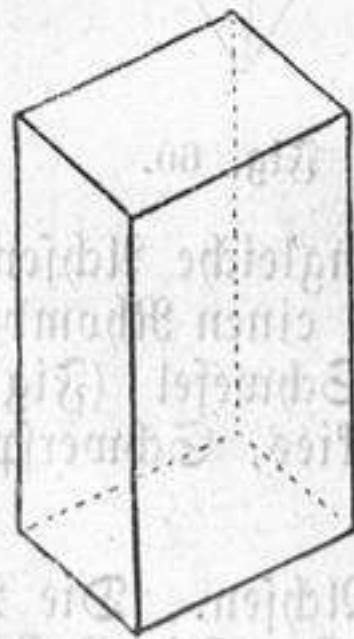


Fig. 69.

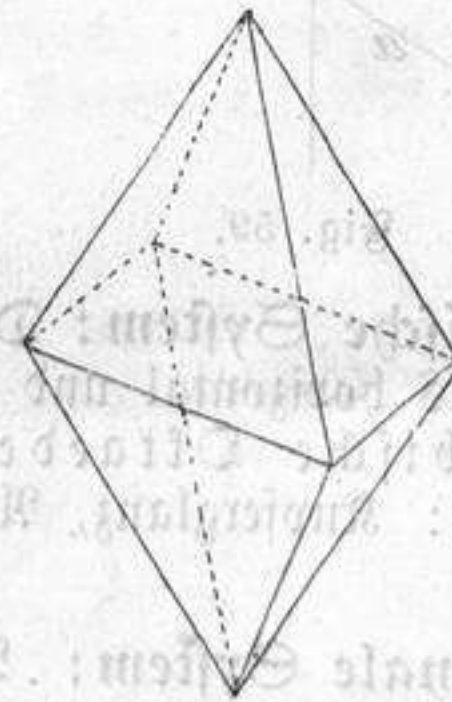


Fig. 70.



Fig. 71.

20) Das klinorhomboidische Oktaeder (trikline Pyramide): Albit, Oligoklas, Kupfervitriol (Fig. 72).

Doch nur selten finden sich die Krystalle in so reinen Gestalten; oft sind die Flächen ungleich ausgebildet, oft sind sie rauh (Quarz, Granat), gestreift (Bergkrystall Fig. 73) oder gekrümmt (Eisenspat). — Bisweilen sind zwei oder mehr Krystalle mit einer Fläche zu Zwillingkrystallen verwachsen (Gips Fig. 74; Zinnstein Fig. 75; Staurolith Fig. 76 und 77).

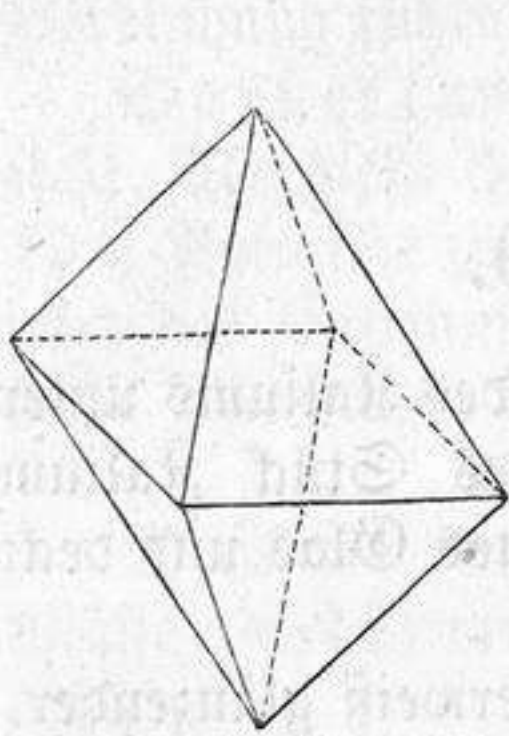


Fig. 72.

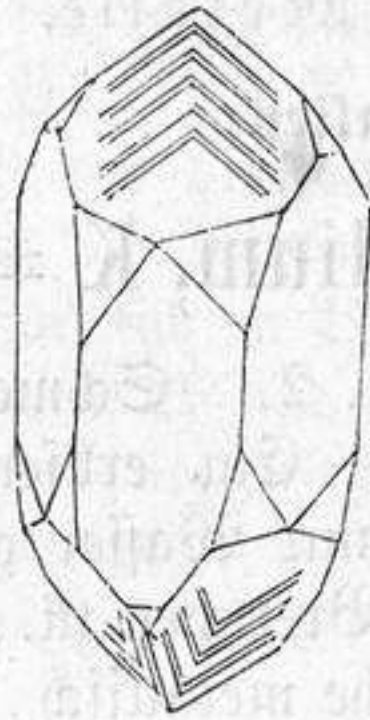


Fig. 73.



Fig. 74.

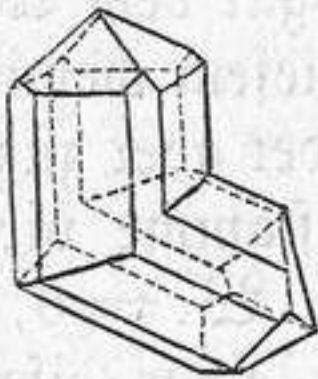


Fig. 75.

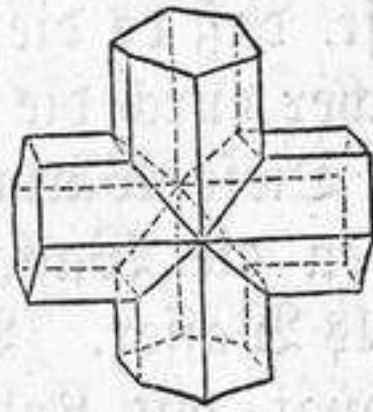


Fig. 76.

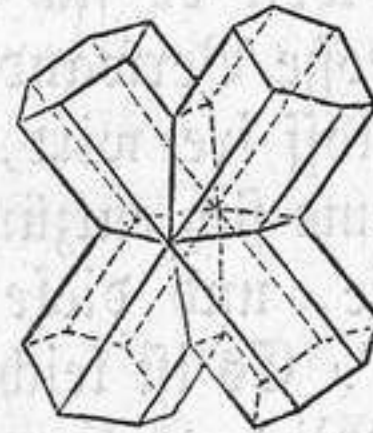


Fig. 77.



Schwefelkies in treppenförmigen Anhäufungen.

Fig. 78.

Krystallgruppen entstehen, wenn die einzelnen Krystalle zwar größtenteils frei ausgebildet, doch so geordnet sind, daß sie sich gegenseitig stützen. (Siehe Alaungruppe S. 87.)

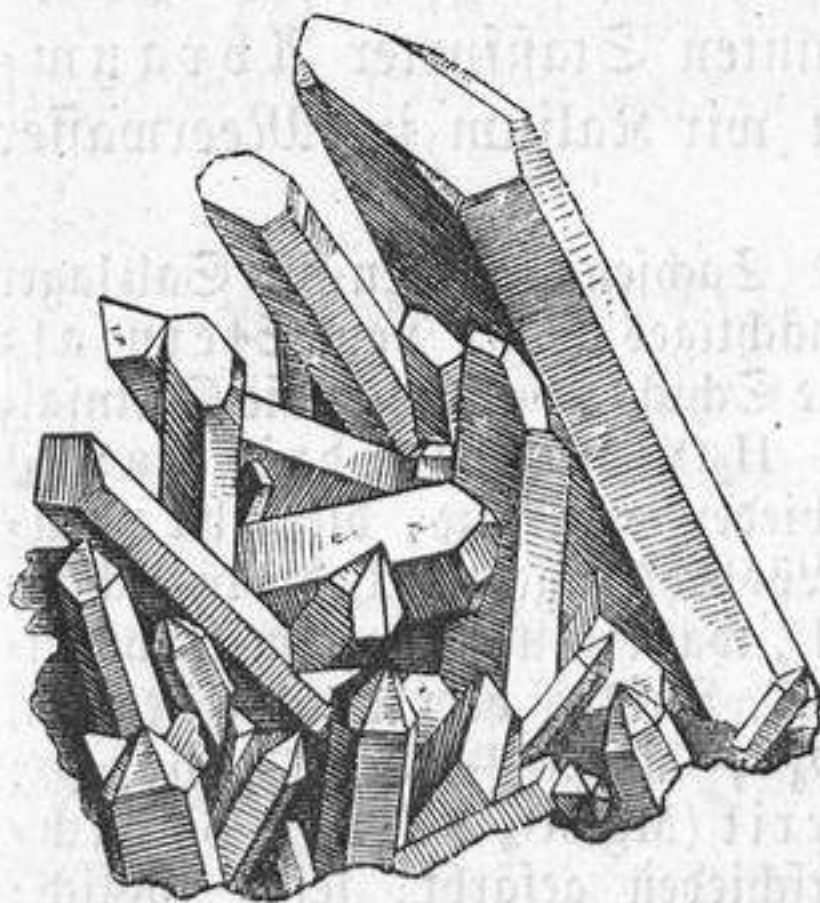


Fig. 79. Bergkrystalldruse.



Mollastein,
Moosachat.
Fig. 80.



Fig. 81. Witherit.

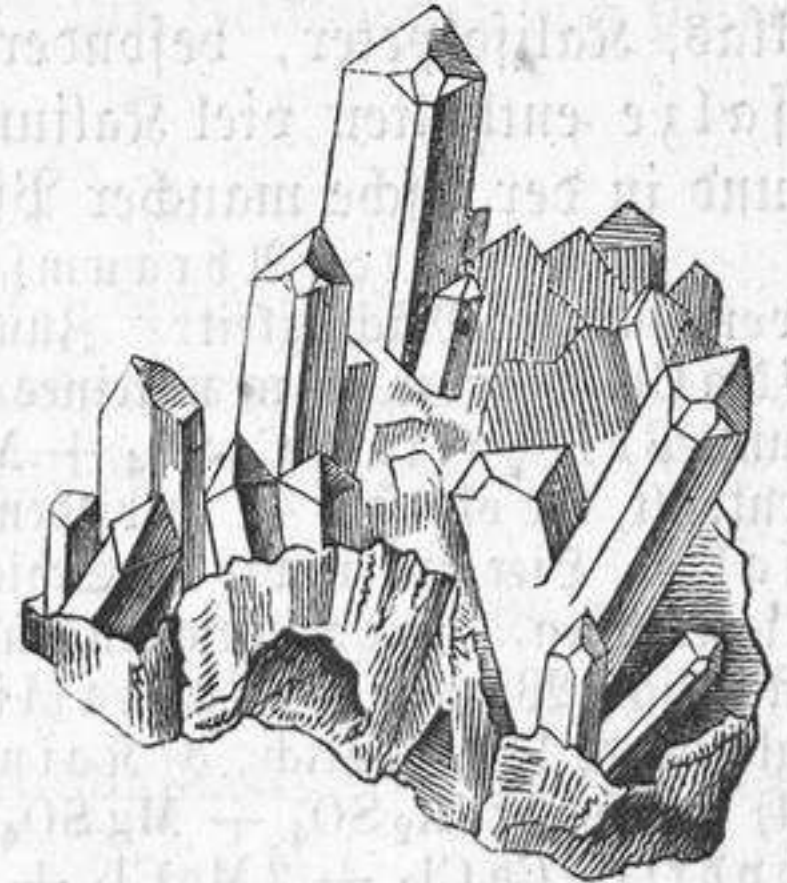


Fig. 82. Krystalldruse von Cölestin.

II. Metalle.

a. Leichte Metalle.

1. Alkalien.

17. Kalium, Kalium, K = 39.

Eigenschaften. Versuch 1 u. 2. Schmelzen des Kaliums unter Steinöl in einem Probiergläschen. — Ein erbsengroßes Stück Kalium wirft man in ein dickwandiges, halb mit Wasser gefülltes Glas und deckt dies mit einer Glasscheibe oder einem Brettchen zu.

Kalium ist ein auf der Schnittfläche metallisch, silberweiß glänzender, weicher und geschmeidiger Körper, der an der atmosphärischen Luft schnell seinen Glanz verliert, weil er sich mit einer Oxidschicht überzieht. Zum Sauerstoff hat es so große Verwandtschaft, daß es diesen sogar dem Wasser entzieht, wobei Wasserstoff frei wird, welcher durch die bei diesem chemischen Prozeß entwickelte Wärme sich entzündet. Diese Wärme bildet aber zugleich glühende Kaliumdämpfe, und diese färben die Wasserstoffflamme violett. Kalium schmilzt bei 62° . Es ist leichter als Wasser. (B.=G. W. = 0,86.)

Darstellung. Wird Kaliumcarbonat mit Kohle in einer eisernen Retorte geglüht, so bildet sich CO; K geht in Dampfform über und wird in Vorlagen unter Steinöl aufgefangen. $K_2CO_3 + 2C = 3CO + K_2$.

Vorkommen und Mineralogisches. Wegen seiner starken Affinität zu O und andern Elementen kommt es in der Natur nur in Verbindungen, aber in großen Mengen vor. Glimmer, Kalifeldspat oder Orthoklas, Kalisalpeter, besonders aber die sogenannten Staßfurter Braum-salze enthalten viel Kalium. Endlich finden wir Kalium im Meerwasser und in der Asche mancher Pflanzen.

Staßfurter Braum-salze. Bei Staßfurt (Sachsen) befinden sich Salzlager von 400 m Mächtigkeit. Zuunterst ein 230 m mächtiges Lager von Steinsalz (NaCl), darüber 70 m unreines Steinsalz, darauf eine Schicht von 60 m, die Steinsalz und Polyhalit ($2CaSO_4 + MgSO_4 + K_2SO_4 + H_2O$) und Anhydrit ($CaSO_4$) enthält, die obersten 40 m bilden eine Decke der verschiedensten Salze, die Braum-salze. Hier finden wir die Schichten ganz nach ihrer Löslichkeit geordnet, die löslichsten liegen oben. Die wichtigsten sind: 1) Sylvin (KCl), wasserhell oder weiß, leicht zerfließlich, Würfel; 2) Carnallit ($KMgCl_3 + 6H_2O$), farblos oder durch Eisen rot, glänzend, leicht löslich; 3) kainit ($K_2SO_4 + MgSO_4 + MgCl + NaCl + 6H_2O$); 4) Schönit ($K_2SO_4 + MgSO_4 + 6H_2O$); 5) Kieserit ($MgSO_4 + H_2O$); 6) Tachhydrit ($CaCl_2 + 2MgCl_2 + 12H_2O$); 3—6 verschieden gefärbt, leicht löslich; 7) Boracit ($2Mg_3B_8O_{15} + MgCl_2$), weißer Strich, weißlich, gelblich, auch grün.

Bei Staßfurt und Leopoldshall werden jährlich über 10 Millionen Ztr. Kalisalze gewonnen. (Nach Brachelli.) — Einordnung ins System.

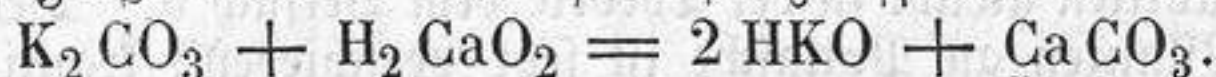
Landwirtschaftliches. Durch die Verwitterung der genannten und anderer kalihaltigen Gesteine kommt Kalium in den Acker. Dort nehmen die Pflanzen die im Wasser löslichen Kaliumverbindungen auf. Manche Pflanzen bedürfen zu ihrer gedeihlichen Entwicklung derselben in so hohem Grade, daß sie geradezu den Namen Kalipflanzen erhielten, z. B. Rüben, Kartoffeln, Kohl, Hopfen, Tabak, Mais, Wein etc. Die Bildung von Stärkemehl scheint an das Vorhandensein von Kaliumverbindungen in dem Boden als notwendige Bedingung geknüpft zu sein. Darum werden Kalisalze (auch Holz-asche)

als künstlicher Dünger verwendet; sie sind nach Stöckhardt zu den stark treibenden zu zählen. Siehe Ackererde.

A. Sauerstoffverbindungen.

a. Kali, K_2O . Kaliumhydroxyd, $K_2O + H_2O = 2HKO$. Diese Verbindung führt auch die Namen Kalihydrat, Ätzkali, Kalilauge.

Darstellung. Versuch 3. Nimmt man etwa 15 g gebrannten Kalk, übergießt ihn mit der dreifachen Gewichtsmenge Wasser, setzt etwa 15 g Pottasche zu, kocht die Mischung und läßt sie dann ruhig stehen, so wird das Calciumcarbonat sich zu Boden setzen, Kali aber im Wasser gelöst sein. Die Lauge gießt man ab und hebt sie zu späterer Verwendung auf.



Wird die Lauge verdampft, so erstarrt das Ätzkali zu einer weißen Masse, welche man im Handel unter dem Namen lapis causticus (Ätzstein) erhält.

Aufgabe 37) Wie viel Ätzkali, HKO , kann man aus 90 g Pottasche gewinnen, und wie viel H_2CaO_2 ist zu diesem Prozesse erforderlich?

Eigenschaften. Versuch 4. HKO ist im Wasser leicht löslich; rotes Lackmuspapier wird von der Lauge gebläut; sie hat einen ätzenden Geschmack und zerstört organische Stoffe, indem sie ihnen das Wasser entzieht.

Kali ist die stärkste Base.

Anwendung findet Kalilauge vielfach im Laboratorium, in der Medizin, besonders aber in der Seifensiederei.

B. Schwefelverbindungen.

Mit Schwefel geht Kalium 5 Verbindungen ein, die die Namen: Einfach-, Zweifach- bis Fünffach-Schwefelkalium führen und den Formeln K_2S , K_2S_2 bis K_2S_5 entsprechen. Die höheren Sulfide heißen auch Schwefellebern und werden in der Medizin zur Herstellung von künstlichen Schwefelbädern gebraucht.

*C. Haloidsalze.

b. Chlorkalium KCl , Sylvin (Klasse IV). Auch im Meerwasser.

c. Bromkalium KBr . In manchen Heilquellen (Kreuznach, Zastrzemb) und im Meerwasser. Wird in der Medizin und in der Photographie verwendet.

d. Jodkalium KJ . In der Asche mancher Seepflanzen. Wird in der Medizin (gegen Anschwellungen) und in der Photographie gebraucht. Neuerdings auch zur Herstellung des Jodkaliumstärkepapiers für die Ozonometrie.

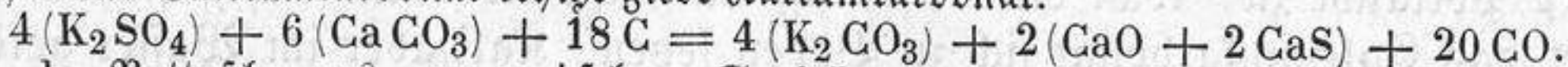
D. Sauerstoffsalze.

e. Kaliumcarbonat, Pottasche, Kohlensaures Kalium, K_2CO_3 . Darstellung. In manchen Haushaltungen wird heut noch aus Holzasche die Lauge zum Waschen bereitet. Diese Lauge ist im wesentlichen gelöste Pottasche. — Versuch 5. Über einen großen Topf hält man ein Stück Leinwand, füllt in diese Holzasche (Ulmenasche am besten) und gießt kochendes Wasser darüber, so daß dies in dem Topfe sich sammelt. Die Flüssigkeit enthält gelöste Pottasche. — Durch Filtrieren und Abdampfen würde

man einen trockenen, braunen Rückstand erhalten, der durch Brennen weiß wird und den Namen Pottasche führt. Man erhält die Pottasche im Handel als eine weiße, unkrystallisierte Masse, die in feuchter Luft zerfließt, sich im Wasser leicht löst und laugenhaft schmeckt und reagiert.

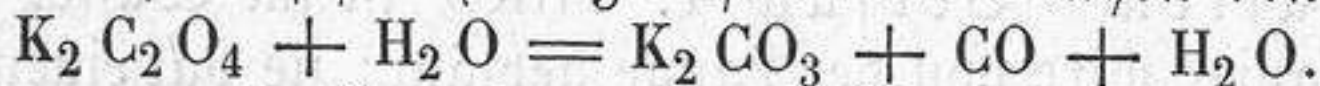
Darstellung im großen. K_2CO_3 wird gewonnen:

a. aus unorganischen Substanzen, und zwar aus den oben genannten Abraumsalzen, dem Feldspat und dem Meerwasser. Aus den Abraumsalzen stellt man zunächst KCl dar; durch Zusatz von H_2SO_4 entsteht Kaliumsulfat K_2SO_4 ; dies mit Kohle und Calciumcarbonat erhitzt giebt Kaliumcarbonat.



b. Pottasche aus organischen Substanzen. Die Gewinnung derselben aus der Asche der Vegetabilien gleicht in der Theorie dem Versuch 5. Der Gehalt der Asche der verschiedenen Pflanzen an Pottasche ist sehr verschieden; krautige Teile derselben Pflanze liefern mehr als holzige Teile. Nach Höß befinden sich folgende Prozentsätze von Kaliumcarbonat in den verschiedenen Aschen: Fichtenholz 0,045%, Buchenholz 0,13%, Eiche 0,15%, Ulme 0,40%, Weinrebe 0,55%, Wermut 7,30% und Erdrrauch 80%.

Versuch 6. Glüht man in einer eisernen Schale oxalsaures Kalium, so bleibt ebenfalls Pottasche. (Desgleichen beim Glühen von Weinstein.)



Vorkommen und Gewinnung. Pottasche findet sich nicht als solche in den Pflanzen, sondern es sind andere Kaliumverbindungen, wie oxalsaures, weinsaures zc. Kalium, welche erst beim Verbrennen sich in kohlen-saures Kalium umwandeln. — Die organischen Beimischungen der unreinen Pottasche werden durch Glühen entfernt, dadurch erhält man kalzi-nierte Pottasche.

Aus Seepflanzen, besonders Tangen (Fucaceen) gewinnt man in den europäischen Küstenländern des atlantischen Ozeans bedeutende Mengen von Pottasche. Die Tange werden verbrannt; die dadurch gewonnene Masse heißt in England Kelp, in Frankreich Varech. Diese Asche wird ausgelaugt, abgedampft und der Rückstand gereinigt. Von dem Glühen in eisernen Töpfen (pot = Topf) hat das Produkt den Namen. Neuerdings gewinnt man größere Mengen Pottasche aus der verkohlten Schlempe bei der Rübenzuckerfabrikation, wie auch aus dem Schweiß der Schafswolle.

Anwendung findet K_2CO_3 vielfach in der Medizin, bei der Glasbereitung und zur Darstellung anderer Kaliumverbindungen.

*f. Kaliumbikarbonat, doppelt Kohlensaures Kalium, $HKCO_3$.

Versuch 7. In eine gesättigte Lösung von gereinigter Pottasche leite man Kohlensäure. $HKCO_3$ ist ein lösliches, neutrales Salz und scheidet sich nach einiger Zeit in Krystallen aus. $K_2CO_3 + H_2O + CO_2 = 2HKCO_3$.

g. Kaliumsulfat, schwefelsaures Kalium, K_2SO_4 . Schwer löslich. Wird bei unsern chemischen Versuchen oft und im großen als Nebenprodukt bei der Darstellung der Salpetersäure gewonnen, z. B. $K_2CO_3 + H_2SO_4 = K_2SO_4 + CO_2 + H_2O$.

h. Kaliumnitrat, Salpeter, salpetersaures Kalium, KNO_3 . Darstellung. Versuch 8. Man löst Pottasche in heißem Wasser und setzt so lange, zuletzt tropfenweise, Salpetersäure zu, als ein Aufbrausen der Flüssigkeit stattfindet. Ist die Lösung neutral (Lackmuspapier muß seine Farbe behalten), so filtriert man und läßt die durchgelaufene Flüssigkeit ruhig stehen und erkalten. Es bilden sich Salpeterkrystalle in großen rhombischen Prismen. $K_2CO_3 + H_2O + 2HNO_3 = 2KNO_3 + 2H_2O + CO_2$.

Eigenschaften und Anwendung. Versuch 9 u. 10. Salpeter löst sich in heißem Wasser leichter als in kaltem. Er besitzt einen salzigen Geschmack, schmilzt in der Glühhitze und giebt einen Teil seines O ab, weshalb brennbare Körper in Gegenwart von Salpeter noch lebhafter brennen oder leicht verpuffen. Man erhitzt in einem Glase pulverisierte Kohle und Salpeter und beobachtet das Verbrennen.

Hierauf gründet sich seine Verwendung in der Feuerwerkerei, besonders aber zum Schießpulver. Er wird auch zur Darstellung der Salpetersäure, zum Einpökeln des Fleisches und, weil er Kalium und Stickstoff, zwei für die Vegetation so wichtige Stoffe, enthält, vielfach als Düngemittel angewendet.

Gewinnung im großen. Der Salpeter kommt teils fertig gebildet in der Natur vor, teils wird er als chemisches Produkt künstlich dargestellt. Die Auswitterungen an alten Kalkwänden, besonders in Viehställen, Kellern etc., sind auch Salpeter, aber Kalksalpeter CaN_2O_6 . Wo Kalisalpeter entstehen soll, da muß der Boden 1) kalihaltige Mineralien enthalten, etwa Feldspat, und 2) muß sich durch langsame Verwesung organischer Stoffe Salpetersäure gebildet haben. — In manchen Gegenden (Ostindien, Ägypten, Ungarn) wächst er gewissermaßen aus der Erde. Da wird er von Zeit zu Zeit abgekehrt (Rehrsalpeter), ausgelaugt und kristallisiert.

Den Salpeterbildungsprozeß der Natur ahmt man in sogenannten Salpeterplantagen künstlich nach. Man bringt in große Haufen kalk-, kalium- und stickstoffhaltige Stoffe. Bei der eingeleiteten Verwesung erfolgt Salpetersäurebildung und sofort entstehen Nitrate von Kalk und Kalium. Zum Calciumnitrat bringt man Kaliumkarbonat und vermöge der doppelten Wahlverwandtschaft bildet sich Kaliumnitrat. $\text{CaN}_2\text{O}_6 + \text{K}_2\text{CO}_3 = \text{CaCO}_3 + 2\text{KNO}_3$.

Seit einigen Jahrzehnten gewinnt man bedeutende Mengen Kalisalpeter aus dem Chili- (Natron-) Salpeter durch Konversion (Umwandlung), den Konversionsalpeter im Gegensatz zum Plantagensalpeter. Natriumnitrat wird mit Chlorkalium zerlegt: $\text{NaNO}_3 + \text{KCl} = \text{KNO}_3 + \text{NaCl}$ — oder: Natriumsalpeter wird durch Pottasche in Kaliumsalpeter übergeführt. Nebenprodukt: reine Soda. $2(\text{NaNO}_3) + \text{K}_2\text{CO}_3 = 2(\text{KNO}_3) + \text{Na}_2\text{CO}_3$ — oder: Natriumsalpeter wird durch Ätzkali zerlegt; es entstehen Kaliumsalpeter und Ätznatron. $\text{NaNO}_3 + \text{HKO} = \text{KNO}_3 + \text{HNaO}$.

Aufgabe 38) Zu 20 g Pottasche wird Salpetersäure zugesetzt, um Salpeter zu bilden? Wie viel HNO_3 ist erforderlich, wenn sie 40% ist? Wie viel Kohlenensäure entweicht? Wie viel Salpeter wird gewonnen?

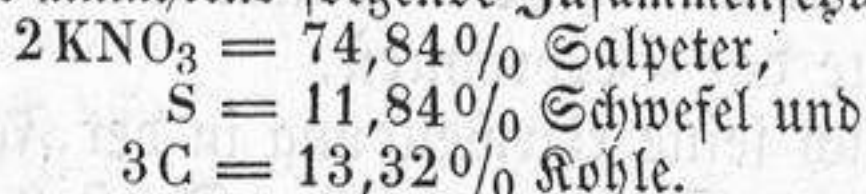
Schießpulverfabrikation. Das Schießpulver ist ein gekörntes Gemenge von Kaliumsalpeter (75%), Schwefel (11,5%) und Kohle (13,5%), das sich bei einer Temperatur von etwa 200° entzündet. Bei der Verbrennung entsteht eine bedeutende Volumvermehrung, und das plötzliche Eintreten derselben verursacht die Explosion.

Bei der Fabrikation ist vor allen Dingen auf größtmögliche Reinheit des Materials zu sehen. Der Salpeter darf nicht Chlor enthalten, Natriumsalpeter ist wegen seiner hygroskopischen Eigenschaften unbrauchbar. Der Schwefel darf nicht schwefelige Säure enthalten aus demselben Grunde, darum verwendet man keine Schwefelblumen, sondern Stangenschwefel. Auf die Zubereitung der Kohle wird ganz besondere Sorgfalt verwendet. Man wählt dazu lockeres, weiches Holz, z. B. Faulbaum, Linde etc.

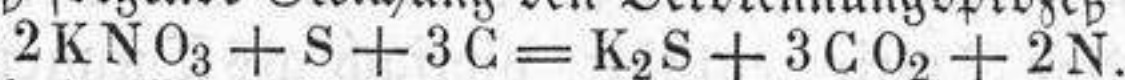
Zuerst erfolgt das Pulverisieren der Materialien. Jeder Stoff wird für sich in Pulverisiertrömmeln zu einem feinen Mehl zerkleinert; dann werden die Stoffe im angegebenen Verhältnis gemengt und mit etwa 1—2% Wasser befeuchtet. Es ist nun ein ziemlich fester Brei entstanden, der über einem Tuche ohne Ende durch zwei Walzen geht und hier bedeutend verdichtet wird. Je größer die Verdichtung ist, desto mehr explosierbare Stoffe befinden sich in einem bestimmten Volumen, und desto größer ist die Wirksamkeit des Pulvers. Die Masse führt jetzt den Namen: Pulverfuchen — etwa 1—2 cm dick — und hat Ähnlichkeit in Aussehen und Härte mit dem Thonschiefer. Dieser feste Kuchen wird in größere Stücke zerbrochen, die in ein Pergamentsieb gebracht werden. Hier werden sie durch Schütteln noch weiter zerkleinert, und indem sie durch mehrere solche Siebe gehen, wird der entstandene Pulver-

staub abgefondert, während die Körner gewonnen werden. Das gekörnte Pulver wird nun poliert. Die Körner werden in Tonnen gebracht, welche um ihre Ase rotieren, dabei schleifen sich die einzelnen Körner gegenseitig ab und erhalten eine glatte Oberfläche. Den Schluß der Operationen bildet das vollständige Trocknen des Pulvers, das sowohl an der Sonne, wie auch durch Ofenwärme erfolgt.

Das Schießpulver hat annähernd folgende Zusammensetzung:



Die Verbrennungsprodukte sind im wesentlichen: Schwefelkalium, Kohlensäure und Stickstoff, so daß folgende Gleichung den Verbrennungsprozeß wiedergiebt:



Doch bilden sich in Wirklichkeit noch eine Anzahl anderer, fester, wie gasförmiger Stoffe, z. B. Kaliumkarbonat, Kohlenoxyd, Wasserstoff, Schwefelwasserstoff u. a.

1 g Pulver hat ungefähr ein Volumen von 1 cbcm. Bei der Entzündung entstehen daraus Gase, die kalt gemessen 193,1 cbcm einnehmen. Im geschlossenen Raume findet aber eine bedeutende Temperaturerhöhung und darum auch größere Ausdehnung der Gase statt. Man hat berechnet, daß die Temperatur bei der Entzündung im Geschützrohre auf 3340° C. steigt. Das verursacht eine Ausdehnung der Gase auf über 3000 cbcm und erklärt die kolossale Wirkung des Schießpulvers.

*i. **Kaliumchlorat, chlorsaures Kalium, KClO_3 .** Darstellung. Versuch 11. Leitet man Chlorgas in Kalilauge, so bildet sich ein weißes Salz: Kaliumchlorat. — Im großen wird es dargestellt, indem man Chlorgas in Kalkmilch leitet und zu dem entstandenen Calciumchlorat Chlorkalium zusetzt. ($\text{CaCl}_2\text{O}_6 + 2\text{KCl} = 2\text{KClO}_3 + \text{CaCl}_2$.)

Eigenschaften. Versuch 12—15. In einem Mörser reibt man vorsichtig eine kleine Messerspitze voll chlorsaures Kalium mit gleichviel Schwefel. Es erfolgen mehr oder weniger starke Detonationen. Das Salz giebt seinen Sauerstoff leicht ab und verpufft beim Verbrennen noch heftiger als Salpeter. (Vergl. Sauerstoffentwicklung.) — Mischt man chlorsaures Kalium mit der Hälfte seines Gewichtes Zucker, läßt man einen Tropfen Schwefelsäure auf die Mischung fallen, so entzündet sich diese und verbrennt mit violetter Flamme. — Man macht vorsichtig einen Brei von 3 T. KClO_3 und 1 T. Schwefelblumen in gelöstem Gummi. Nun taucht man Holzstäbchen hinein und läßt dieselben trocknen. Führt man diese Hölzer in H_2SO_4 , so entzünden sie sich. — Vorsicht! Pulverisiert man kleine Portionen S, C, KClO_3 und amorphen roten P, jedes für sich, mischt vorsichtig mit einer Federsahne je eine kleine Messerspitze voll und giebt dem Gemenge einen gelinden Schlag mit dem Hammer, so erfolgt eine heftige Explosion.

Anwendung. KClO_3 wird in der Feuerwerkerei, zur Anfertigung von Patronen und bei der Bereitung der phosphorfreen Reibhölzchen gebraucht.

*k. **Kaliumsilikat, Wasserglas, Kieselsaures Kalium, K_4SiO_4** erhält man, wenn man ein Gemenge von pulverisiertem Quarzsande (45 T.), Pottasche (30 T.) und Holzkohlenpulver (3 T.) 5—6 Stunden in einem Platin- oder Graphittiegel schmelzen läßt, nach dem Erkalten das Glas pulverisiert und mit der fünffachen Menge Wasser kocht und auflöst. (Man kauft es billig.) Werden leicht entzündliche Gegenstände damit bestrichen, so erhalten dieselben einen glasigen Überzug und werden feuersicher. Siehe Ackererde und Kiesel.

Aufgabe 39) Man will so viel Sauerstoff aus Kaliumchlorat gewinnen, als erforderlich ist, um 25 g Eisen zu Eisenoxyd (Fe_2O_3) zu verbrennen. Wie viel g chlorsaures Kalium sind nötig?

18. Natrium, Natrium, Na = 23.

Eigenschaften. Versuch 1 u. 2. Schmelzen des Na unter Steinöl in einem Probiergläschen. — Sein Verhalten zu Sauerstoff und Wasser.

Das Natrium ist in jeder Hinsicht ein dem Kalium nah verwandter Stoff. Metallisch glänzend, weich, bei 90° schmelzend, leicht oxydierend, verbrennt es mit gelber Flamme. Es entzieht dem Wasser seinen Sauerstoff, Wasserstoff wird frei und entzündet sich hier gewöhnlich nicht; es bildet sich, wie aus unserm ersten Experiment bekannt, Natriumhydroxyd, Natronlauge. B.=G. W. = 0,97.

Darstellung. Wie bei Kalium.

Vorkommen und Mineralogisches. Na ist in der Natur häufig zu finden, doch nur in seinen Verbindungen. Mit Cl giebt es das Steinsalz, im Meerwasser das Seesalz; wir finden es in den Salzsolen, in vielen Mineralien (Soda, Natronsalpeter und Natronfeldspat) und in fast allen organischen Körpern.

Landwirtschaftliches. Auch Natriumverbindungen werden vielfach als Düngungsmittel gebraucht; besonders Chilisalpeter und Kochsalz. Salzsteine werden dem Vieh zum Lecken gegeben (Lecksteine); es empfiehlt sich, solche zu wählen, die zugleich kalihaltig sind. — Chilisalpeter verzögert die Reife und dehnt die Vegetationsperiode aus.

A. Sauerstoffverbindungen.

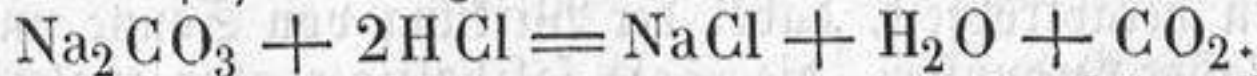
a. Natron, Na_2O , Natriumhydroxyd, $\text{Na}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons 2\text{HNaO}$. Auch Natronhydrat, Aznatron, Natronlauge. Darstellung und Eigenschaften. Experimente wie bei Kali. Natron ist eine wenig schwächere Base als Kali, sonst diesem ganz ähnlich. Unter dem Namen Soda= oder Seifenstein im Handel.

B. Schwefelverbindungen.

Die Verbindungen des Na mit S sind den entsprechenden Kaliumverbindungen in Darstellung und Eigenschaften fast gleich. (Natronschwefelleber.)

C. Haloidsalze.

b. Chlornatrium, Kochsalz, NaCl . Die wichtigste Natriumverbindung. Versuch 3. Man löst Soda in einem Glasbecher und neutralisiert mit Salzsäure, läßt krystallisieren und beobachtet die Salzwürfel (durch eine Lupe). Vergl. Dekrepitationswasser, S. 17.



Chlornatrium findet sich in der Natur entweder in festen Massen (Steinsalz, Steppensalz) oder im aufgelösten Zustande (See- oder Quellsalz). Das Steinsalz bildet stellenweis mächtige Lager (vergl. Abraumalze) z. B. bei Staßfurt und Leopoldshall, von Gips und Anhydrit begleitet, im Sandstein bei Wieliczka und Bochnia in Galizien, in der Kreideseformation, bei Cordona in Spanien tritt ein 150 m hoher Salzfels zu Tage, in den Ostalpen, Salzburg etc. Atmosphärische, in die Tiefe dringende Wasser lösen Salztheile auf und führen sie an die Oberfläche in Salzquellen. Durch Verdunstung von Salzseen scheidet sich auf dem frühern Meeresgrunde das Salz ab, es entstehen Salzlager, oder durch Ausblühen des Salzes aus dem Boden das Steppensalz, Wüstensalz, Erdsalz.

Das Steinsalz wird bergmännisch gewonnen; das Steppensalz wird entweder unmittelbar aufgesammelt oder durch Auslaugen gewonnen; das Seesalz

wird erhalten, indem man das Meerwasser sofort abdampft, oder es durch Kanäle in flache Gruben leitet, in denen das Wasser durch die Sonne zum großen Teile verdunstet, dann erst in flache hölzerne Kästen kommt, wo es völlig verdunstet, während das Salz zurückbleibt. Das Quellsalz endlich wird in Salzfiedereien (Salinen) durch Kochen und Abdampfen der Sole gewonnen. Bevor diese versotten wird, sucht man die Verdunstung und Reinigung des Wassers häufig durch Gradierung zu

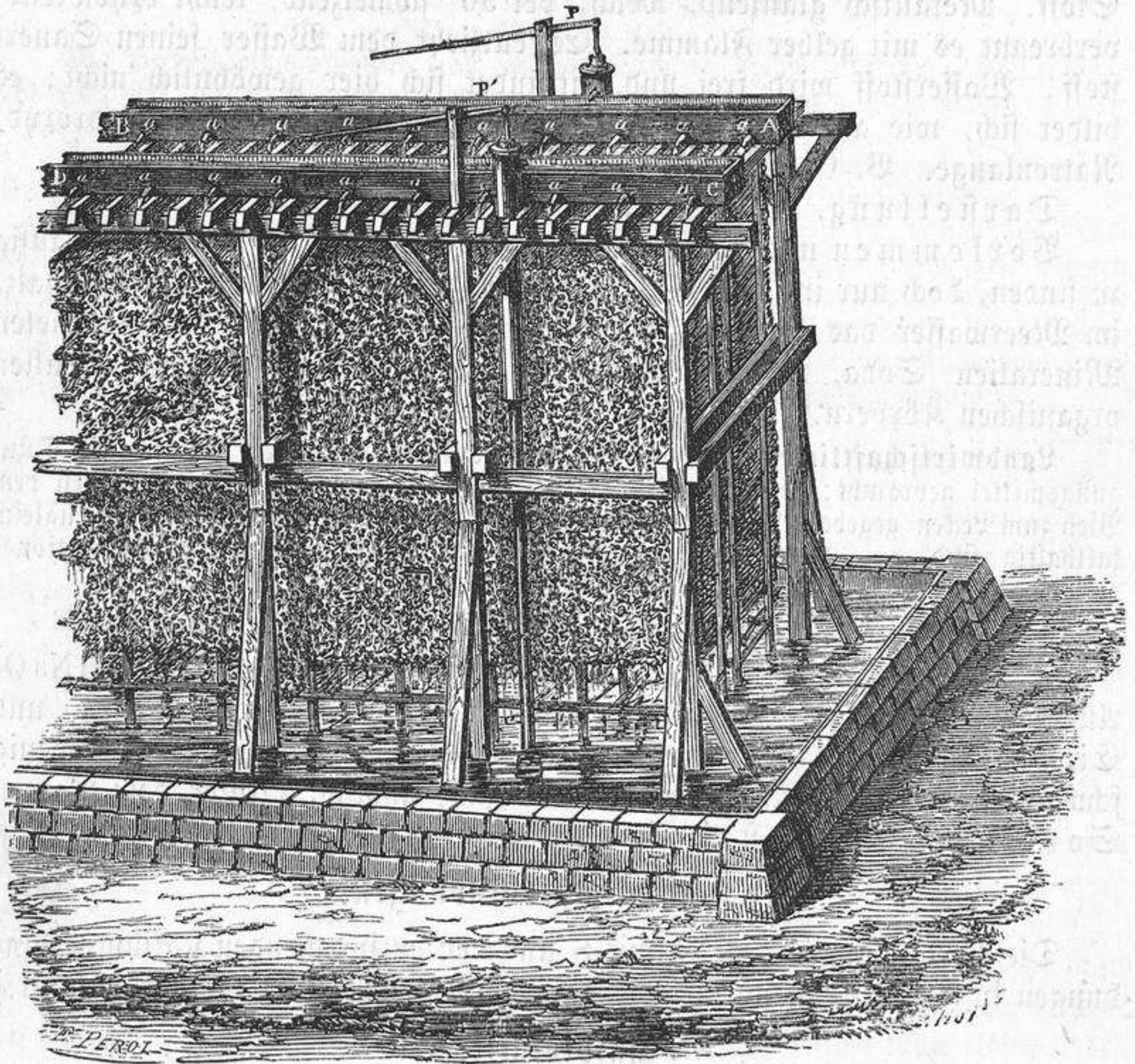


Fig. 83.

befördern; indem man das Salzwasser auf die Gradierhäuser (Fig. 83) in flache Rinnen *A B* und *C D* pumpt, aus denen es durch die Öffnungen *a a* . . . abläuft, auf den bis 9 m hohen und 1—2 m breiten Gradierwänden aus Schwarz- und Weißdorn-Reisig von Dorn zu Dorn herabtröpfelt, dabei der Wirkung von Sonne und Wind ausgesetzt ist, welche das Wasser verdunsten, die Sole salzhaltiger aber zugleich auch durch Abscheidung erdiger Bestandteile — welche als Dornenstein zurückbleiben — reiner machen. Unten fließt dieselbe in den Gradierkästen und wird entweder sofort oder nach wiederholtem Herabtröpfeln auf Pfannen gebracht, um über dem Feuerherde völlig zu verdampfen. In den Pfannen setzt sich das krystallisierte Kochsalz zu Boden, wird herausgeschöpft und in Trockenkammern getrocknet. Die in den Pfannen zurückbleibende Flüssigkeit heißt Mutterlauge; sie enthält verschiedene Salze und wird zu Solbädern benutzt, oder wenn sie vollends verdunstet wird, liefert sie Vieh- und Düngsalz.

Das Kochsalz findet die verschiedenartigste Anwendung. Außer als Nahrungsmittel und zu Zwecken der Agrikultur und Viehzucht wird es zur Bereitung der Soda, des Chlors, Salmiaks, in der Weiß- und Lohgerberei, zur Silbergewinnung, Seifenbereitung, zum Einsalzen, Einpökeln zc. gebraucht.

Die Salzproduktion beträgt in Deutschland über 15 Mill. Zentner jährlich, wovon auf Preußen weit über die Hälfte kommt.

Die übrigen Haloidsalze sind unwichtiger, gleichen aber den entsprechenden Kaliumsalzen.

D. Sauerstoffsalze.

c. Natriumkarbonat, Soda, Kohlensaures Natrium, Na_2CO_3 . (Oft auch kohlensaures Natron oder fälschlich kurzweg Natron genannt.)

Vorkommen. In einigen Seen Ägyptens, in Armenien, Ungarn etc.

Eigenschaften. Krystallisierte Soda enthält 10 Mol. Wasser; sie verwittert an der Luft und zerfällt in ein weißes Pulver. Sie reagiert alkalisch.

Gewinnung. In ähnlicher Weise wie die Pottasche wird die Soda in Frankreich, England und Spanien aus der Asche einiger Seepflanzen, die auch Sodafräuter oder Salzfräuter heißen, gewonnen. Die größte Menge Soda aber wird dargestellt aus Kochsalz mittelst engl. Schwefelsäure.

Versuch 4. In einem Glasbecher löst man Kochsalz und fügt Schwefelsäure hinzu; es bildet sich Natriumsulfat und Salzsäure.



Dieser Prozeß geht im großen in den sogenannten Sulfatöfen vor sich. Salzsäure wird dabei als Nebenprodukt in großen Mengen gewonnen. Die Umwandlung

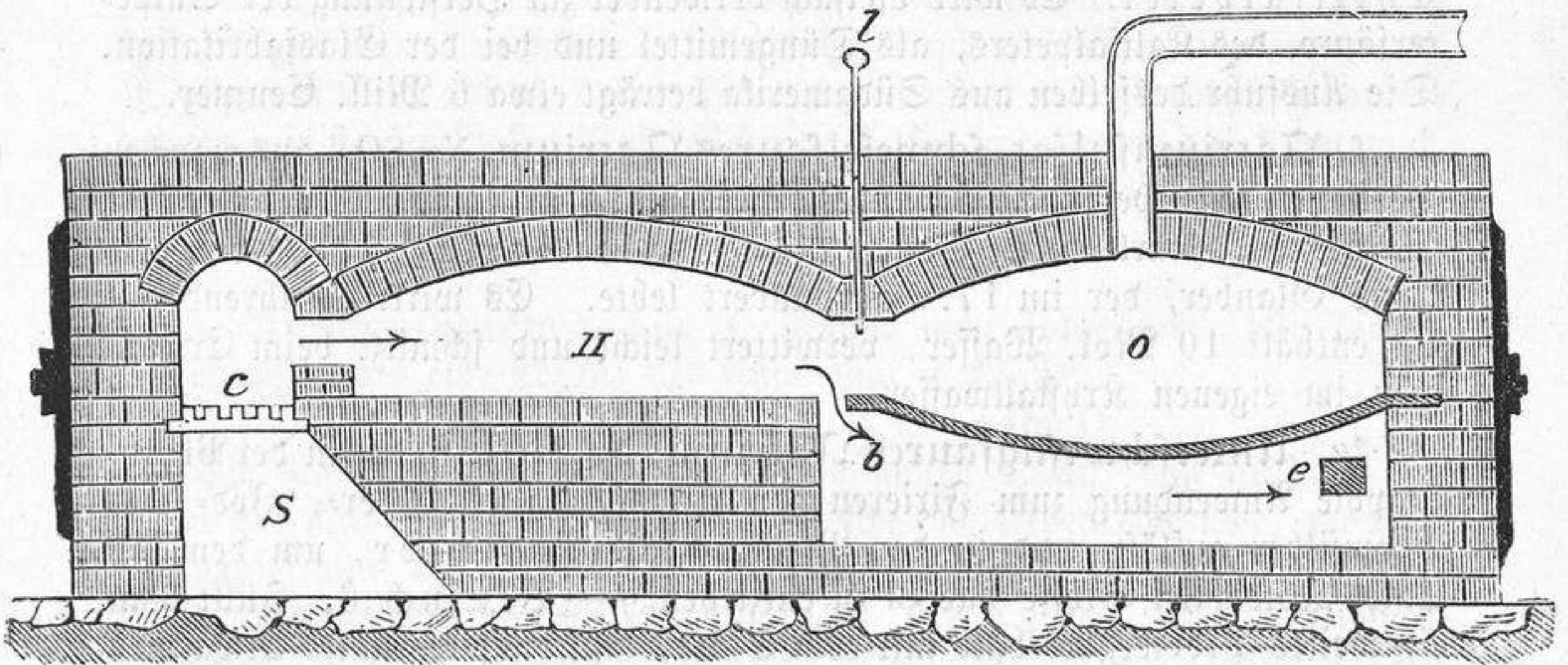
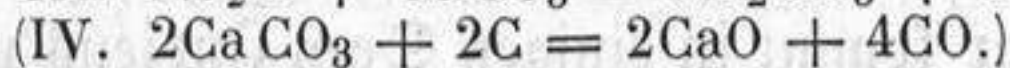
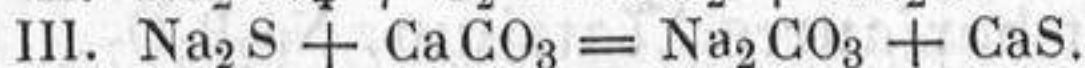
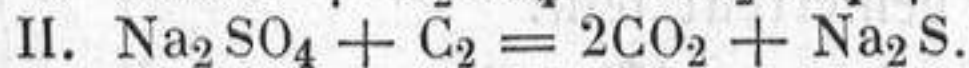
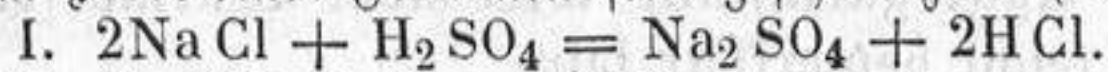


Fig. 84.

des Sulfats in Rohsoda erfolgt in derselben Weise, wie der entsprechende Prozeß bei Gewinnung der Pottasche. Natriumsulfat wird mit Kohle und Kreide gemischt und das Gemenge auf dem Herde eines Flammenofens geschmolzen. (Le Blancs Verfahren.)

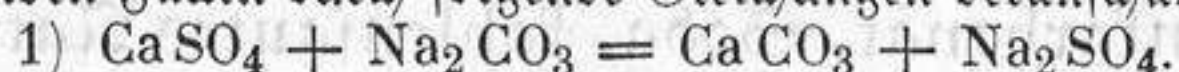


(Ein Flammenofen unterscheidet sich von einem Schachtofen dadurch, daß bei ersterem nur die Flamme, nicht aber das Brennmaterial, wie bei letzterem, mit dem zu erhitzenden Gegenstande in Berührung kommt. Fig. 84 zeigt den Durchschnitt eines Flammenofens. Die Flamme schlägt von C nach H und geht bei b unter die eiserne Pfanne O, um durch e in den Schornstein zu entweichen. Nach O kommt Kochsalz und Schwefelsäure. Die Salzsäuredämpfe entweichen durch das Rohr in Kondensationsgefäße. Auf dem Herde H wird das gewonnene Sulfat mit Kreide und Kohle geglüht und

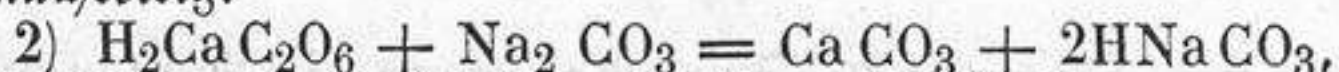
in Rohsoda umgewandelt. Die leicht lösliche Soda wird nun ausgelaugt und zum Krystallisieren gebracht. Kalzinierte Soda ist durch Glühen vom Wasser befreit.)

Anwendung. Ihre Hauptanwendung findet die Soda bei der Wäsche, der Glasfabrikation, Seifenbereitung und Färberei.

Bei Sodazusatz an Wasser soll dem letztern das genommen werden, was es zu hartem macht: der Kalk, etwa schwefelsaurer oder kohlen-saurer. Der chemische Vorgang läßt sich in beiden Fällen durch folgende Gleichungen veranschaulichen:



CaCO₃ fällt zu Boden; Na₂SO₄ bleibt im Wasser gelöst und ist der weiteren Verwendung nicht nachteilig.



welch letzteres ebenfalls ohne Nachteil im Wasser gelöst bleibt.

*d. Natriumbicarbonat, saures kohlen-saures Natrium, HNaCO₃. Versuch 5. Leitet man Kohlen-säure in eine Lösung von normalem kohlen-saurem Natrium, so erhält man doppelt kohlen-saures Natrium (Natrium bicarbonicum). $\text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2 = 2\text{HNaCO}_3.$

Es findet sich in vielen Mineralwässern (Selters, Ems, Pyrmont, Bichy); man braucht es zur Darstellung von künstlichem Mineralwasser und zur Bereitung von Brausepulver (5 Gew.-T. Natr. bicarb., 4 T. Weinstein-säure und 9 T. Zucker).

e. Natriumnitrat, salpetersaures Natrium, NaNO₃, kommt in großen Mengen in Peru und Chile vor, darum führt es auch den Namen Chilisalpeter. Es wird vielfach verwendet zur Herstellung der Salpetersäure, des Kalisalpeters, als Düngemittel und bei der Glasfabrikation. Die Ausfuhr desselben aus Südamerika beträgt etwa 6 Mill. Centner.

f. Natriumsulfat, schwefelsaures Natrium, Na₂SO₄, aus manchen Versuchen schon bekannt. Es findet sich ebenfalls in einigen Mineralwässern (Marienbad, Karlsbad). Seinen Namen Glaubersalz hat es von dem Arzte Glauber, der im 17. Jahrhundert lebte. Es wirkt abführend. — Es enthält 10 Mol. Wasser, verwittert leicht und schmilzt beim Erwärmen im eigenen Krystallwasser.

*g. Unterschwefligsaures Natrium, Na₂S₂O₃, findet in der Photographie Anwendung zum Fixieren der Bilder, da es Chlor-, Jod- und Bromsilber auflöst, und in der Bleicherei als Antichlor, um dem mit Chlor gebleichten Stoffe das Cl zu entziehen. — Versuch 6. Füllt man ein weites Probierglas halb mit dem Salze, läßt dasselbe unter Erwärmen vollständig schmelzen, so bleibt es längere Zeit flüssig. Wirft man aber ein Stückchen festes Salz hinein, so wachsen an das Salz sofort Krystalle an, bis der Inhalt erstarrt ist. Bei dem Übergehen des Stoffes aus dem flüssigen in den festen Aggregatzustand wird aber Wärme frei. Die Temperaturerhöhung wird leicht bemerkbar sein.

h. Borax, doppelt borsäures Natrium, Na₂B₄O₇.

Siehe Borsäure. Borax kommt in einigen Seen Indiens und Persiens vor und wird als Tinkal in den Handel gebracht. Beim Erhitzen schmilzt das Salz unter starkem Ausblähen zu einem klaren Glase, das durch Metalloxyde gefärbt wird. Lötrohrversuche. Oktaedrisch.

i. Natriumsilikat, Kieselsaures Natrium, Na₄SiO₄. (Natron-wasserglas.) Gleicht in seiner Darstellung und Anwendung dem K₄SiO₄.

Aufgabe 40) Wie viel Pfund Natronsalpeter braucht man zur Darstellung von 50 Pfund Salpetersäure? — **41)** 1000 kg NaCl sollen auf Soda verarbeitet werden. Wie viel Schwefel ist zur Bildung der hierzu erforderlichen H_2SO_4 nötig? Wie viel cbm Salzsäuregas erhält man hierbei? Wie viel Soda?

19—21. Cäsium = Cs, Rubidium = Rb u. Lithium = Li.

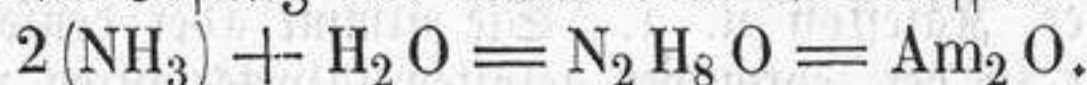
Seltene Metalle. Cs und Rb wurden 1860 durch Kirchhoff und Bunsen mittelst der Spektral-Analyse entdeckt. Lithiumverbindungen färben die Flamme rot.

Ammonium, Ammonium, Am = 18.

Ammonium ist kein einfacher Körper, wie Kalium oder Natrium, obwohl er in seinen Eigenschaften besonders dem ersteren so gleicht, daß seine Salze ohne genaue Untersuchung sich kaum von den Kalisalzen unterscheiden. Es ist ein zusammengesetzter Körper, ein zusammengesetztes Radikal, und besteht aus 1 Atom Stickstoff und 4 Atomen Wasserstoff = NH_4 . Der Einfachheit wegen wird es bezeichnet: Am. „Es ist neuerdings gelungen, das Am isoliert darzustellen (durch Erhitzen von Chlorammonium und Kaliumammonium in einer zugeschmolzenen Glasröhre) als eine blau metallisch glänzende Flüssigkeit, die aber bald wieder in Ammoniak (NH_3) und Wasserstoff (H) zerfällt.“ (Vorscheid.) Wie nahe es mit dem Ammoniak verwandt ist, zeigt ein Blick auf die beiden Formeln. Erhitzt man Ammoniumverbindungen mit starken Basen (Kali, Natron, Kalk), so entweicht das Ammoniak. (Siehe Stickstoff.)

Verbindungen.

a. **Ammoniumoxyd**, Am_2O . Kommt nicht isoliert vor. Wir können es betrachten als eine Lösung des Ammoniak in Wasser:



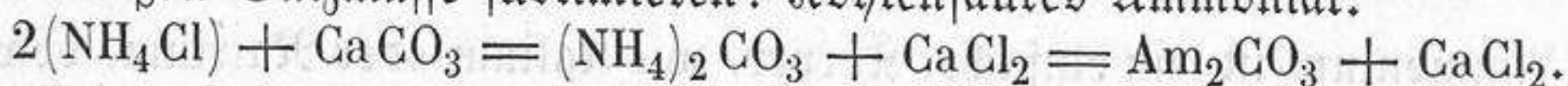
Die Ammonsalze erkennt man am einfachsten daran, daß sie beim Erhitzen mit Kali Ammoniak entwickeln, welches an seinem Geruche, am Lackmuspapier und an den Nebeldämpfen in der Nähe von HCl erkannt wird.

b. **Schwefelammonium**, $HAmS$. Versuch 1. In Ammoniakflüssigkeit leitet man Schwefelwasserstoff. Es bildet sich Schwefelammonium (Ammoniumhydrogensulfür). $NH_3 + H_2S = H(NH_4)S = HAmS$. Die Lösung ist erst farblos, wird aber später gelb. $HAmS$ ist sehr wichtig zur Untersuchung und Trennung der Metalle. — Versuch 2. Man füllt 3 Reagensgläschen zur Hälfte mit Lösungen von Metallsalzen: Eisenvitriol, kohlensaures Zinkoxyd, kohlensaures Manganoxydul. Es entstehen Niederschläge und zwar 1) schwarzes Schwefeleisen, 2) weißes Schwefelzink, 3) fleischrotes Schwefelmangan.

c. **Chlorammonium**, Salmiak, $AmCl$. Versuch 3. Taucht man einen Glasstab in Ammoniakflüssigkeit und hält ihn über eine geöffnete Salzsäureflasche, so bilden sich weiße Nebel von Salmiak in der Luft. $AmCl$ entsteht also durch direkte Verbindung der Gase. $NH_3 + HCl = NH_4Cl = AmCl$. (Siehe Stickstoff.)

Anwendung. In der Arznei, zur Darstellung des Ammoniak, in der Färberei, bei den Braunsteinelementen und beim Löten. — Versuch 4. Auf eine nicht ganz neue Kupfermünze legt man etwas Zinn, erhitzt und schmelzt dasselbe. Es haftet nicht auf dem Kupfer; denn Kupfer hat sich mit einer Oxidschicht bedeckt. Streut man einige Körnchen Salmiak auf die Münze, bringt Zinn darauf und erhitzt, so wird man finden, daß jetzt das Zinn haftet. Die Salzsäure im Salze verband sich mit dem Oxide, es bildete sich eine metallische Fläche und Zinn haftete nun an derselben.

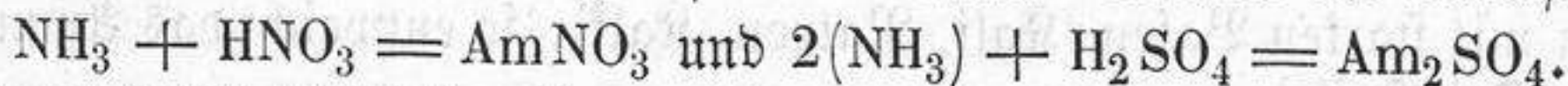
*d. Ammoniumcarbonat, Kohlensaures Ammon, Am_2CO_3 . Versuch 5. In einer Retorte erhitzt man 10 g Salmiak mit 20 g Kreide, beide gut pulverisiert. In der Vorlage sammeln sich Dämpfe, die sich zu einer weißen Salzmasse sublimieren: Kohlensaures Ammoniak.



Es wurde früher durch trockene Destillation von stickstoffhaltigen Tierabfällen u. als eine braune Masse unter dem Namen Hirschhornsalz gewonnen, welches, gleich dem reinen Salze, zum Auflockern mancher Backwaren Verwendung findet. jetzige Gewinnung (vgl. S. 22 u. 36) ausschließlich als Nebenprodukt bei der Leuchtgasfabrikation durch Sättigung des Kondensationswassers mit Salzsäure, wodurch AmCl entsteht.

Im Handel unterscheidet man noch anderthalbfach kohlensaures Ammonium (Ammoniumsesquicarbonat) und doppelt kohlensaures Ammonium (Ammoniumbicarbonat).

e. Ammonsulfat und Ammonnitrat entstehen durch Neutralisation des Ammoniak mit der entsprechenden Säure. Erkläre die Gleichungen:



Landwirtschaftliches. Ammonsalze werden häufig als Düngungsmittel angewendet. Da die Ammonverbindungen zu ihrer Entstehung immer Verwesung organischer Stoffe voraussetzen, so ergibt sich, daß sie solche Stoffe enthalten, welche für den Aufbau des Pflanzen- und Tierkörpers von Wichtigkeit sind. Die Pflanze bedarf des Stickstoffs zur Bildung ihrer stickstoffhaltigen Bestandteile, als da sind vorzugsweise: Eiweiß, Kleber, Käsestoff u. a. Sie nimmt aber denselben nicht direkt aus der Luft, sondern nur in der Form der gelösten salpetersauren und Ammonsalze und des Ammoniak auf. Solche stickstoffhaltige Düngungsmittel sind außer den eben genannten noch: Guano, Harn, Stalldünger, Hornspäne, Leim, Knochenmehl, Komposterde u. dgl. Siehe Ackererde.

Aufgabe 42) Wenn Wasser das 500fache Volumen Ammoniak aufnimmt, wie viel g Salmiak gebraucht man zur Darstellung des Ammoniak, welches nötig ist, um 1 kg Wasser mit Ammoniak zu sättigen? — **43)** Wie viel 70prozentige HNO_3 ist erforderlich, um 250 g 50prozentige Ammoniakflüssigkeit zu neutralisieren?

Rückblick auf die Alkalien.

Unter dem Namen der Alkalien faßt man K, Na, Cs, Li und Rb (Am) zusammen. Ihre Härte ist gering (wachsweich), sie schmelzen bei geringer Hitze, ihr sp. Gew. zumteil unter 1. Sie haben starken Metallglanz, oxydieren leicht an der Luft, zerlegen das Wasser (werden darum unter Steinöl aufbewahrt) und bilden leicht lösliche Oxide. Ihre Hydroxide sind die stärksten Basen (Alkalien). Ihre Carbonate sind meist im Wasser löslich, während sie in der Glühhitze nicht zerlegt werden. Auch ihre andern Salze sind meist im Wasser löslich. Kaliumsalze färben die Flamme violett, Natriumsalze gelb, Lithiumsalze rot. Ammoniumsalze geben beim Erhitzen mit Alkalien Ammoniakgeruch. Alle sind einwertig.

2. Alkalische Erden.

22 u. 23. Baryum, Baryum, Ba = 137, und Strontium, Strontium, Sr = 87,5.

Beide Elemente kommen nicht frei in der Natur vor. Sr ist seltener als Ba. Ba ist silberweiß, Sr gelblich. B.=G. W. von Ba = 4,5, von Sr = 2,5.

Darstellung. Beide werden durch Elektrolyse des geschmolzenen Chlorbaryum oder Chlorstrontium erhalten.

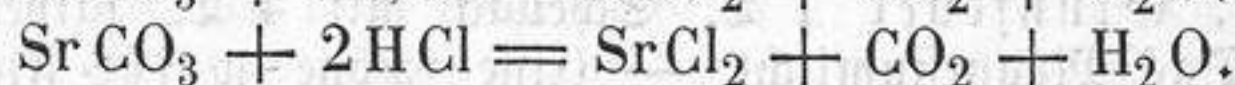
A. Sauerstoffverbindungen.

a. Baryumoxyd oder Baryt, auch Baryterde, BaO. (Ätzbarht.)

a. Strontiumoxyd oder Strontian, auch Strontianerde, SrO. Durch Glühen der salpetersauren Salze zu erhalten.

B. Haloidsalze.

b. Chlorbaryum, BaCl₂ und Chlorstrontium, SrCl₂. Versuch 1 u. 2. Beide erhält man durch Auflösen von Baryt oder Strontian oder den kohlensauren Salzen (Witherit und Strontianit) in HCl.



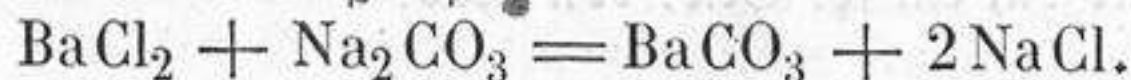
Versuch 3. In ein Trinkglas mit Wasser gießt man einen Tropfen H₂SO₄ und setzt BaCl₂ in Lösung zu. Die weiße Trübung ist Baryumsulfat. BaCl₂ ist ein sehr empfindliches Reagens auf H₂SO₄.

BaCl₂ färbt die Flamme grün, SrCl₂ rot.

C. Sauerstoffsalze.

c. Baryumcarbonat, BaCO₃, Witherit. Giftig. (Fig. 81.)

c. Strontiumcarbonat, SrCO₃, kommt vor als Strontianit. Versuch 4 u. 5. Beide Salze fällt man aus einer Salzlösung durch Zusatz von Natriumcarbonat als weiße Pulver:



d. Baryumsulfat, BaSO₄, Schwerspat (barys = schwer).

d. Strontiumsulfat, SrSO₄, kommt vor als Cölestinspat. (Fig. 82.)

Versuch 6 und 7. Beide Salze werden mittelst Schwefelsäure aus den Lösungen der kohlensauren Salze als weißliche Pulver gefällt.

Das Baryumsulfat wird als weiße Farbe (blanc fixe oder Permanentweiß) vielfach angewendet. (Im Laboratorium empfiehlt es sich ganz besonders als Anstrichfarbe, da das gebräuchliche Bleiweiß durch Schwefelwasserstoffdämpfe leicht schwarz wird.) — Die Sulfate sind die Ausgangspunkte für die Darstellung der anderen Salze in der Technik. Das Sulfat wird mit Kohle geglüht, es bildet sich das Sulfid und CO₂ wird frei. Die Sulfide geben mit HCl die Chloride und diese mit den entsprechenden Säuren die anderen Verbindungen.

(Veranschauliche die chemischen Vorgänge bei beiden Salzen durch Gleichungen!)

Barytsalze färben die Flamme grün, Strontiansalze aber färben sie rot.

Mineralogisches. Schwerspat (BaSO₄). S. = 3,5. Sp. G. = 4,5. Krystallisiert in rhombischen Prismen, kommt auch krystallinisch vor, auch körnig, ist weiß,

bis gelblich oder schwach rötlich. — Witherit (BaCO_3) nach Dr. Withering benannt. Rhombisch. Härte und Gewicht fast gleich dem vorigen. Durchsichtig bis durchscheinend, grauweißlich bis grünlich. — Auf Erzgängen, auch in Schlessen.

Strontianit (SrCO_3). Rhombisch, verschiedenartig wie die vorigen. Sp. Gew. etwas geringer als Schwespat, aber gleiche Härte. Farbe weiß, grau, blau (daher der Name), auch gelb und rot. Sizilien. Jena. In jüngern Gebirgsformationen. — **Strontianit** (SrCO_3), Fundort: Strontian in Schottland, auch bei Hamm in Westfalen. Im Gneis, Glimmerschiefer, Thonschiefer in Gängen. Aus ihm bereitet man vorzugsweise das Strontiumnitrat (SrN_2O_6), das die Flamme schön karminrot färbt. (Einordnung ins Mineralsystem.)

Aufgabe 44) In 12 Liter Wasser befinden sich 6 g konz. englische Schwefelsäure. Dieselbe soll durch BaCl_2 gefällt werden. Wie viel BaCl_2 ist dazu erforderlich? Wie viel wiegt der entstandene Niederschlag von BaSO_4 ?

* Farbige Feuer.*

Um sogenannte bengalische Flammen herzustellen, pulverisiere man zunächst chlorsaures Kali und Schwefel, jedes für sich und mische gleichmäßig und vorsichtig mittelst einer Gänsefeder, so daß auf 61 T. Kaliumchlorat 16 T. Schwefel kommen. Hierzu setze man, um zu erhalten: Rot 23 T. kohlsauren Strontian; Gelb 23 T. kalz. Soda; Hellblau 23 T. geglühten Alaun; Dunkelblau 12 T. kohlsaures Kupferoxyd und 12 T. Alaun; Hellgrün 24 T. kohlsauren Baryt; Orange 23 T. Kreide, und Violett 12 T. kohlsaures Kali und 12 T. Alaun. Ein schönes Grün erhält man von 66 T. salpetersaurem Baryt, 22 T. Schwefel und 18 T. chlorsaurem Kali; Weiß 18 T. Salpeter, 10 T. Schwefel, 3 T. Schwefelantimon und 4 T. gebrannten Kalk. Rotfeuer geben 1 T. Schellack mit 4 T. salpetersaurem Strontian; Grünfeuer 1 T. Schellack mit 4 T. salpetersaurem Baryt. (Nach Rüdorff.) Das Magnesiumlicht. — Eine schöne weiße Flamme von einem prachtvoll blauen Rande umgeben, erhält man nach Uhden aus 20 T. Salpeter, 5 T. Schwefel, 4 T. Schwefelkadmium und 1 T. Kohle. Prachtige Flammen giebt pikrinsaures Ammoniak, und zwar im Verhältnis von 50 : 50 mit pikrinsaurem Eisenoxydul gemischt: gelb; mit salpetersaurem Baryt im Verhältnis von 48 zu 52: grün; und mit salpetersaurem Strontian im Verhältnis von 54 zu 46: rot.

24. Calcium, Calcium, Ca = 40.

Das Calciummetall gehört gleich manchen anderen chemischen Elementen zu den Seltenheiten, obgleich die Calciumverbindungen ganze Gebirge bilden. Es ist hellgelb und kann durch Elektrolyse des geschmolzenen Chlorcalciums dargestellt werden. Es oxydiert an feuchter Luft, verbrennt mit lebhafter Lichterscheinung zu CaO . Es zersetzt das Wasser und hat ein sp. Gew. von 1,58.

A. Sauerstoffverbindungen.

a. Calciumoxyd, CaO . Calciumhydroxyd, Kalkhydrat, H_2CaO_2 .

Darstellung. Versuch 1. Glüht man ein Stück Kreide oder Marmor (CaCO_3) eine Zeitlang in der Flamme, so entweicht die Kohlenensäure und man erhält Kalk oder Calciumoxyd, CaO .

Eigenschaften. Es ist eine weiße, erdige, unschmelzbare Masse, die beim Liegen an der Luft Wasser und Kohlenensäure aufnimmt und dann zu einem lockeren Pulver zerfällt.

Versuch 2. Ein Stück gebrannten Kalk (CaO) übergießt man in einem Glase mit Wasser. Dies verbindet sich mit dem Kalk unter bedeutender Wärmeentwicklung und bildet Kalkhydrat ($\text{CaO} + \text{H}_2\text{O} = \text{H}_2\text{CaO}_2$) oder gelöschten Kalk, mit mehr Wasser Kalkmilch. Nach einiger

*) Bestes pyrotechnisches Buch: Weböfv, Lustfeuerwerkunst. 7. Aufl. Breslau.

Zeit setzt sich das Kalkhydrat zu Boden, und das darüber befindliche klare Wasser führt den Namen *Kalkwasser*. Es enthält CaO aufgelöst. (1 T. Kalk in 700 T. Wasser.) Das Kalkwasser reagiert alkalisch, nimmt aus der Luft Kohlensäure auf und trübt sich.

Versuch 3. Haucht man mittelst eines Röhrchens in klares Kalkwasser, so wird dasselbe durch ausgeatmete Kohlensäure getrübt.

Kalkwasser und Kohlensäure sind gegenseitige Reagentien.

Das Brennen des Kalkes. Es hat den Zweck, den Kalksteinen die Kohlensäure zu entziehen. Das geschieht gewöhnlich in den sogenannten Kalköfen. Diese sind meist cylindrisch oder eiförmig, entweder solche mit periodischem Brande oder kontinuierliche Öfen. Die Schachtöfen mit unterbrochenem Brande sind die gewöhnlichen. In den unteren Raum kommt das Brennmaterial (Holz, Kohlen). Das Feuer schlägt durch die Kalksteine und bringt sie zum Glühen. (Fig. 85.)

Löschen des Kalkes. Der gebrannte Kalk wird in hölzernen Kästen mit Wasser übergossen, zu einer gleichmäßigen Masse gerührt, abgelassen, dann eingesumpft, d. h. mit mehr Wasser übergossen, als zum Löschen erforderlich ist, und dann in Kalkgruben gebracht, auf dem über dem Kalk stehenden Kalkwasser bildet sich bald ein Häutchen von kohlen-saurem Kalk, welches den Kalkbrei vor weiterer Einwirkung der Luft schützt.

Anwendung des Kalkes. Bei Bauten wird er als Luftmörtel gebraucht. Man bereitet denselben gewöhnlich aus dem eingesumpften gelöschten Kalk unter Zusatz von Sand und Wasser. Der Mörtel erhärtet durch Aufnahme von Kohlensäure an der Luft. Der Sand hat nur die Aufgabe, das Zerreißen und Schwinden der Masse zu hindern. Im Laufe der Jahre wird er zu steinartigem Calciumcarbonat, und das SiO_2 des Sandes bildet in Jahrhunderten mit dem Kalk ein äußerst festes Silikat. Wassermörtel oder hydraulischer Mörtel ist ein Gemenge aus Kalk und Thon. Man nimmt an, daß die kieselsaure Thonerde (der Thon) die Kieselsäure in löslichem Zustande enthalte, welche sich aber bei Zutritt von Wasser erhärte. Diese Thonerdesilikate, welche mit dem gelöschten Kalk den Wassermörtel bilden, kommen in der Natur als *Trass* oder *Duckstein* im Brohlthale, als *Santorin* u. s. f. vor. Andere Thonarten sind erst nach dem Brennen ein geeigneter Zusatz (*Zement*) zur Bildung von Wassermörtel.

Die chemischen Fabriken bedürfen zu verschiedenen Zwecken des Kalkes, z. B. zur Darstellung des Kalis, Natrons, des Chlorkalkes etc. Bei der Reinigung des Leuchtgases, in der Glasfabrikation, Zuckerraffination und den Gerbereien, zum Weißen der Wände etc. wird Kalk gebraucht.

B. Haloidsalze.

b. **Chlorcalcium, CaCl_2 .** **Versuch 4.** Bei der Entwicklung der CO_2 aus Marmor und Salzsäure gewannen wir Chlorcalcium. Es löst sich leicht im Wasser. Die Krystalle bringen beim Vermischen mit Schnee eine Kälte von 48° hervor. Kalziniertes Chlorcalcium wird zum Trocknen der Gase gebraucht. (S. 38.)

c. **Fluorcalcium, CaF_2 , Flußspat.** Siehe S. 42.

C. Sauerstoffsalze.

d. **Calciumcarbonat, Kohlensaurer Kalk, CaCO_3 .** Diese allgemeinste Kalkverbindung kann auch künstlich dargestellt werden nach dem

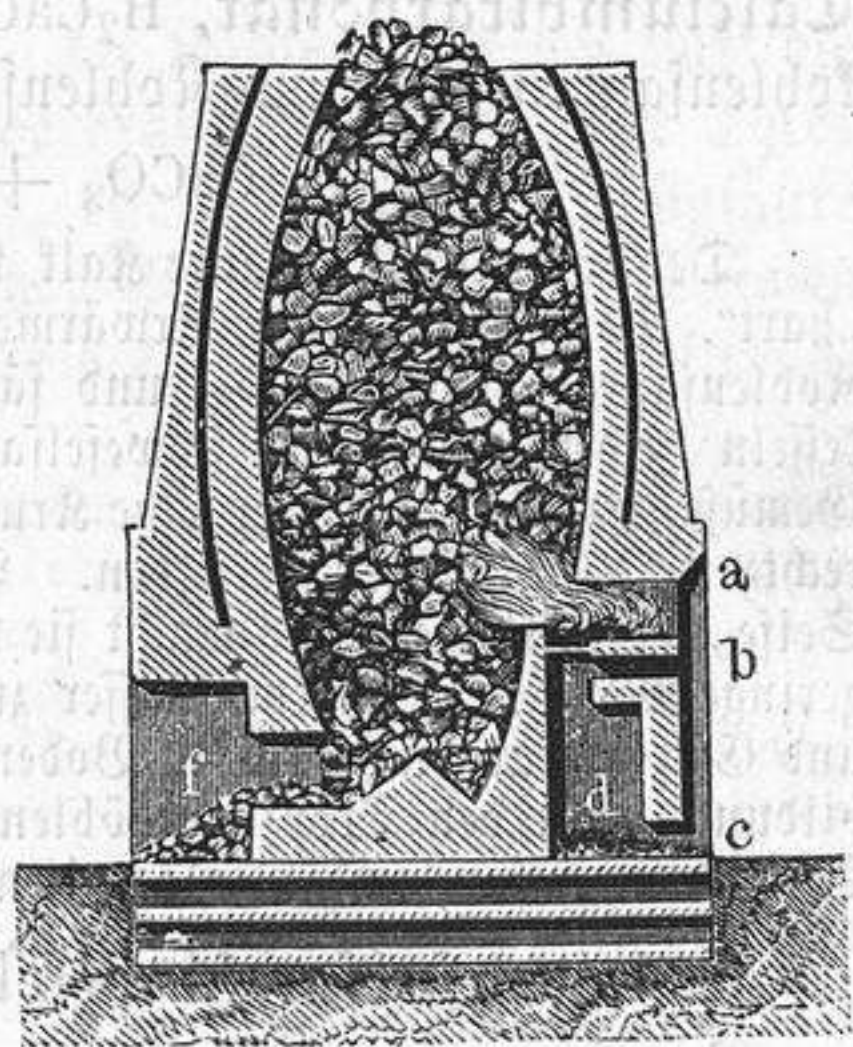
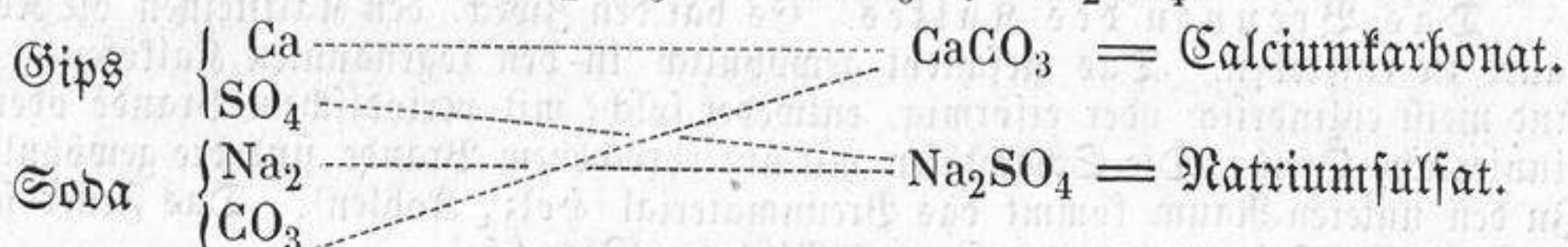
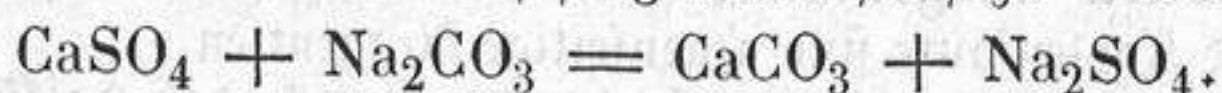


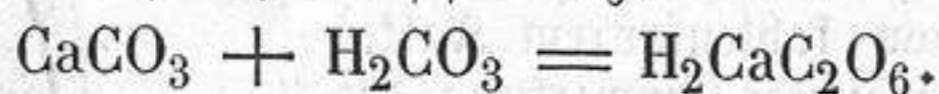
Fig. 85.

Gesetz der doppelten Wahlverwandtschaft. — Versuch 5. In ein Probiergläschen bringt man zur Hälfte eine Lösung von schwefelsaurem Kalk (Gipswasser) und gießt dazu eine Lösung von kohlensaurem Natron (Soda). Die stärkere Säure (Schwefelsäure) verbindet sich mit der stärkeren Base (Natron), es entsteht schwefelsaures Natron, das in der Lösung bleibt, während kohlensaurer Kalk als Niederschlag allmählich zu Boden fällt.



Einfach kohlensaurer Kalk ist im Wasser nicht löslich.

e. **Doppelt kohlensaurer Kalk, saurer kohlensaurer Kalk, Calciumbikarbonat, H₂CaC₂O₆.** Wir haben uns denselben als einfach kohlensaurer Kalk und Kohlenensäurehydrat zu denken.



Der doppelt kohlensaure Kalk kommt fast in allem Wasser gelöst vor und macht es „hart“. Beim Verdunsten, Erwärmen, Kochen des Wassers verliert dasselbe ein Molekül Kohlenensäurehydrat (H₂CO₃) und fällt als kohlensaurer Kalk nieder. In den Dampfkesseln bildet er mit dem schwefelsauren Kalk den Kesselstein. Beim Kochen mancher Gemüse (Erbsen) bildet er eine Kruste um die betreffenden Körper und verhindert das rechtzeitige Garwerden derselben. Beim Waschen verbindet er sich mit einem Teil der Seife, verkalft diese und macht sie wirkungslos. In beiden Fällen ist es ratsam, eine geringe Menge Soda dem Wasser zuzusetzen. Es bildet sich dann Natriumbikarbonat, und Calciumcarbonat fällt zu Boden. In Karlsbad ist er die Ursache der Sprudelsteinbildung. In den Tropfsteinhöhlen erscheint der ausgeschiedene kohlensaure Kalk als Stalaktiten (oben) und Stalagmiten (am Boden).

f. **Calciumsulfat, schwefelsaurer Kalk, CaSO₄. Gips, CaSO₄ + 2H₂O.**

Vorkommen desselben: Siehe Mineralogisches. Auch der schwefelsaure Kalk ist sehr verbreitet; er findet sich gelöst oft in Quell- und Brunnenwasser. Er löst sich in 400 T. Wasser und scheidet sich beim Kochen als Kesselstein aus. (Siehe oben.) Um dieses Salz in Dampfkesseln unschädlich zu machen, fügt man dem Wasser BaCl₂ bei. Die dadurch entstandene schwefelsaure Baryterde fällt sofort zu Boden, und Chlorcalcium bleibt im Wasser gelöst.

Versuch 6. Glüht man Gips, so verliert er sein Krystallwasser und wird ein weicher, zerreiblicher Körper, gebrannter Gips, wie er im Handel vorkommt. — Versuch 7. Man feuchtet das Gipsmehl mit Wasser an, so daß ein steifer Brei entsteht und gipst einen Nagel ein. Mit Wasser befeuchteter Gips hat die Eigenschaft, binnen kurzer Zeit zu einer festen Masse zu erstarren.

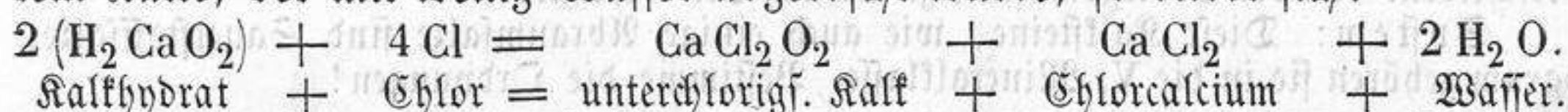
Anwendung. Auf der eben genannten Eigenschaft beruht seine mannigfache Verwendung zum Befestigen von Gegenständen. — Versuch 8. Man formt einen Gegenstand, etwa eine Münze, ab. Gips wird zu Gipsformen, Gipsfiguren, Stuckarbeiten etc. verwendet. Auch als Düngungsmittel.

g. **Calciumphosphat, phosphorsaurer Kalk, Ca₃P₂O₈.** Kommt vor als Apatit und Phosphorit. Wir lernten ihn als wesentlichen

Bestandteil der Knochen bereits kennen. In diese gelangt er durch die Pflanzen, welche ihn aus dem Boden aufnehmen.

Landwirtschaftliches. Durch Düngen mit Superphosphat, das ein Gemisch von im Wasser löslichen und unlöslichen Calciumphosphaten und Gips ist, sucht man den durch das Wachstum der Pflanzen, besonders die Samenbildung, dem Acker entzogenen phosphorsauren Kalk wieder zu geben. Die Wirkung des Gipses im Acker scheint besonders darauf zu beruhen, daß derselbe den S zur Bildung gewisser Stoffe im Pflanzenkörper hergiebt (Eiweiß). Zweckmäßig wird er auch zum Bestreuen des Düngers in Düngergruben verwendet. Dort findet sich das flüchtige kohlen saure Ammoniak. Gips bildet damit schwefelsaures Ammon und kohlen sauren Kalk. Vergleiche Ammoniak.

h. Chlorkalk, Bleichkalk. Leitet man Chlor zu gemahlenem, gebranntem Kalk, der mit wenig Wasser abgelöscht wurde, so bildet sich:



Kalkhydrat + Chlor = unterchlorigs. Kalk + Chlorkalcium + Wasser.

Chlorkalk ist also eine Zusammensetzung aus unterchlorigsaurer Kalkerde und Chlorkalcium. Er riecht nach Chlor, weil die Kohlen säure der Luft die unterchlorige Säure aus ihrer Verbindung verdrängt. Noch mehr Chlor wird frei durch Zusatz einer stärkeren Säure, etwa Salzsäure, Essigsäure und dergl. — Der Chlorkalk ist von wichtiger Bedeutung beim Bleichen (der Baumwolle, der Leinwand und des Papiers) und als Desinfektionsmittel. Antichlor, S. 74.

Reaktionen. Die Kalksalze färben die Flamme rotgelb. Mit kohlen sauren Alkalien geben Kalklösungen einen Niederschlag von kohlen saurem Kalk, mit oxalsaurem Ammon oxalsauren Kalk. Schwefelsäure fällt Gips aus Kalklösungen, sind diese zu verdünnt, dann muß man vorher Alkohol zusetzen. (Nachweisen.)

Mineralogisches. Wie bereits erwähnt, bilden Kalkverbindungen meilenlange Gebirge, mächtige Schichten und Lager; man denke an das Juragebirge, die Vogesen, Ardennen, Argonnen, Apenninen, die Küsten am Kanal, auf Rügen. Im Augit und Granat, im Kalkfeldspat, im Kalkspat, Aragonit, Dolomit, Apatit, Anhydrit und Gips haben wir Kalkverbindungen. Diese Verbindungen unterscheiden sich aber betreffs ihrer Zusammensetzung wesentlich von einander.

1) Die Kalksteine (CaCO_3) sind selten ganz rein, meist durch Thon, Kieselsäure, Eisen, Magnesium, Kohle gefärbt und verändert. $S. = 3$; $sp. Gew. = 2,7$.

A. Der Kalkspat krystallisiert sehr verschieden, vorzugsweise rhomboedrisch; man unterscheidet a. blätterigen Kalkspat, in tafelförmigen, auch pyramidalen Krystallen, in Drusen; wasserhell bis rot. In allen Gebirgsformationen. Interessant ist der Doppelspat (Island), mit doppelter Strahlenbrechung. b. Faserkalk (Kalksinter), krystallinisch faserig; Farbe verschieden. Tropfsteine, Sprudelstein etc. c. Körniger Kalkstein (Marmor). Feinkörnig krystallinisch. Farbe verschieden. Der schönste weiße zu Carrara in den Apenninen; der Marmor des Altertums stammt aus Paros. Vielsache und kunstvolle Verwendung. d. Dichter Kalkstein. Je nach seinem Vorkommen in den verschiedenen Erdschichten unterscheiden die Geologen: 1) Übergangskalkstein (Grauwackenkalkstein), meist grau (auch gelb und braun gefleckt), von weißen Kalkspatadern durchzogen; 2) Kohlenkalk; 3) Zechsteinkalk, fest und zähe, dunkelgrau; 4) Muschelnkalk, verschieden gefärbt, häufig fast nur aus Muscheln bestehend; 5) Liaskalk, dunkel, thonig, oft bituminös und stark riechend; 6) Jurakalk, weißgrau oder gelblich; 7) Lithographischer Schiefer, grau oder gelblichweiß; läßt sich in Platten absondern (Lithographiersteine — Solnhofen).

Mit Thon gemengt, heißt der Kalk Mergel, wenn aus runden Körnern zusammengesetzt: Erbsenstein, Kogenstein, Dolith; wenn porös und oft als Überzug anderer Körper: Kalktuff. (Travertin.) Weich und zerreiblich: Kreide.

Bei weitem die meisten Kalkschichten der Erde sind Produkte der Tierwelt. Das in den Flüssen gelöste Calciumcarbonat gelangt in das Meer, die kleinen Meeres-tiere bauen daraus ihre Kalkgehäuse und diese, allmählich zu Boden fallend, häufen sich zu feinem Kalkstein an.

B. Aragonit (CaCO_3) unterscheidet sich vom Kalkspat nur durch seine rhombischen Krystalle, zugleich ist er nur wenig härter und schwerer als dieser.

2) Gips ($\text{CaSO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$). H. und $\text{sp. Gew.} = 2$. Klinorhombisch. Man unterscheidet: a. Gipsspat (Marienglas, Fraueneis) deutlich krystallisiert, oft tafelförmig; b. Fasergips; c. körniger Gips (Alabaster) meist weiß und durchscheinend; d. dichter Gips; e. erdiger Gips, durch Verwitterung entstanden. — Die Farbe des Gipses ist sehr verschieden. Er kommt in großen Lagern vor, sehr oft als Begleiter des Steinsalzes.

3) Anhydrit (CaSO_4 wasserfreier Gips). H. und $\text{sp. Gew.} = 3$. Rhombisch. Begleiter des vorigen.

4) Apatit ($3\text{Ca}_3\text{P}_2\text{O}_8 + \text{Ca}(\text{Cl} + \text{Fl})$), hexagonal; $\text{H.} = 5$; $\text{sp. Gew.} = 3$. Wurde wegen seiner schönen Farben (grün) für Saphir gehalten (apate = Betrug).

5) Dolomit ($(\text{Ca} + \text{Mg})\text{CO}_3$). $\text{H.} = 4$; $\text{sp. Gew.} = 3$. Rhomboedrisch. Farbe verschieden. Bildet Gebirgsmassen, z. B. am St. Gotthard.

System: Diese Kalksteine, wie auch einige Abraumsalze sind Sauerstoffsalze, darum gehören sie in die V. Mineralklasse. Bestimme die Ordnungen!

Aufgabe 45) Wie viel wiegt 1 Zentner Marmor nach dem Brennen?

Die Glaswarenfabrikation.*)

a. Geschichtliches. Schon 2000 v. Chr. ist in Ägypten (Theben) die Glasmacherkunst geübt, später hat sie sich besonders in Alexandrien entwickelt und ihre Erzeugnisse nach dem Auslande gebracht. Sie wurde wahrscheinlich von den Phöniziern nach Tyrus und Sidon verpflanzt und gelangte vermutlich von dort nach Italien, besonders nach Rom. — Bis ins 16. Jahrhundert waren alle Glasfachen nur Luxusgegenstände; von da ab werden aber Glaswaren (auch erst die Fensterscheiben) allgemein.

b. Eigenschaften. Das Glas ist durchsichtig oder undurchsichtig (Schmelzglas, Email), glänzend, hart und elastisch; es leitet Wärme und Elektrizität sehr schlecht. Es giebt farblose und gefärbte Gläser. In großer Hitze wird es flüchtig, bei geringer Hitze sehr dehnbar. Von Säuren und Alkalien wird es nicht angegriffen (mit Ausnahme der Flußsäure). Sein sp. Gewicht ist 2,3—3,7.

c. Glasarten. Den Bestandteilen nach kann man das Glas einteilen in: 1) Wasserglas, kiesel saures Natron oder Kali. 2) Alkali-Kalkglas, welches neben dem kiesel sauren Kali oder Natron noch Kalkerde enthält. Das böhmische Krystallglas ist Kaliglas. Das französische Glas, Fensterglas, mit bläulich grüner Färbung ist Natronglas. Hierher gehört auch das Crownglas. — Spiegelglas ist gewöhnlich ein Gemisch aus Kali- und Natronglas. 3) Das Kali-Bleiglas, Krystallglas, ist weich und leicht schmelzbar. Reicher an Blei ist das Flintglas und der Straß. (Flintglas von Faraday hat ein sp. Gew. von 5,4, Thalliumglas von 5,6). 4) Farbige Gläser. Sie enthalten außer den genannten Bestandteilen noch einzelne die Färbung bedingende Metalloxyde.

d. Rohmaterialien. Zur Glasfabrikation wendet man an: 1) Kieselsäure, die sich rein im Bergkrystall, mit anderen Stoffen verbunden im Quarz, Sand, Feuerstein (Flintstein) zc. findet. Auch Feldspat wird verwendet, da er zugleich Alkalien enthält. 2) Kali und Natron in Form von Pottasche und Soda. 3) Kalk, muß möglichst eisenfrei sein. Man verwendet reinen Kalkstein, Marmor, Kalkspat. 4) Bleioxyd als Mennige. Blei macht das Glas schwer, leicht schmelzbar und zum Schleifen geeigneter.

Die Stoffe sind aber selten chemisch rein, die zufälligen Bestandteile, als Eisenoxyd, Magnesia zc., färben das Glas und werden durch Zusatzsubstanzen unwirksam gemacht. Solche sind arsenige Säure, Salpeter, Braunstein u. a. (S. S. 97.)

e. Glasbereitung. Hat man die zu einer Glasorte zu verwendenden Materialien gut getrocknet und pulverisiert, so werden sie in besonderen Gefäßen, Häfen, zu einer porösen Masse zusammengeschmolzen, gefrittet (bei 1250°C.). Nun heißt die Masse Fritte. Nach weiterem Schmelzen scheiden sich die unschmelzbaren Verunreinigungen als schaumige Glasgalle ab und werden abgeschöpft. Die Glasmasse wird

*) Nach Wagner.

in Fluß erhalten und dadurch vollends geläutert. Nun folgt das Kaltchüren, d. h. die Temperatur wird soweit ermäßigt, daß das Glas flüssig bleibt (etwa 700 bis 800°), bis es verarbeitet wird. — Aus der zähen Glasmasse lassen sich mit Hilfe der Pseife, eines etwa 1½ m langen, eisernen Rohres, die verschiedensten Gegenstände blasen.

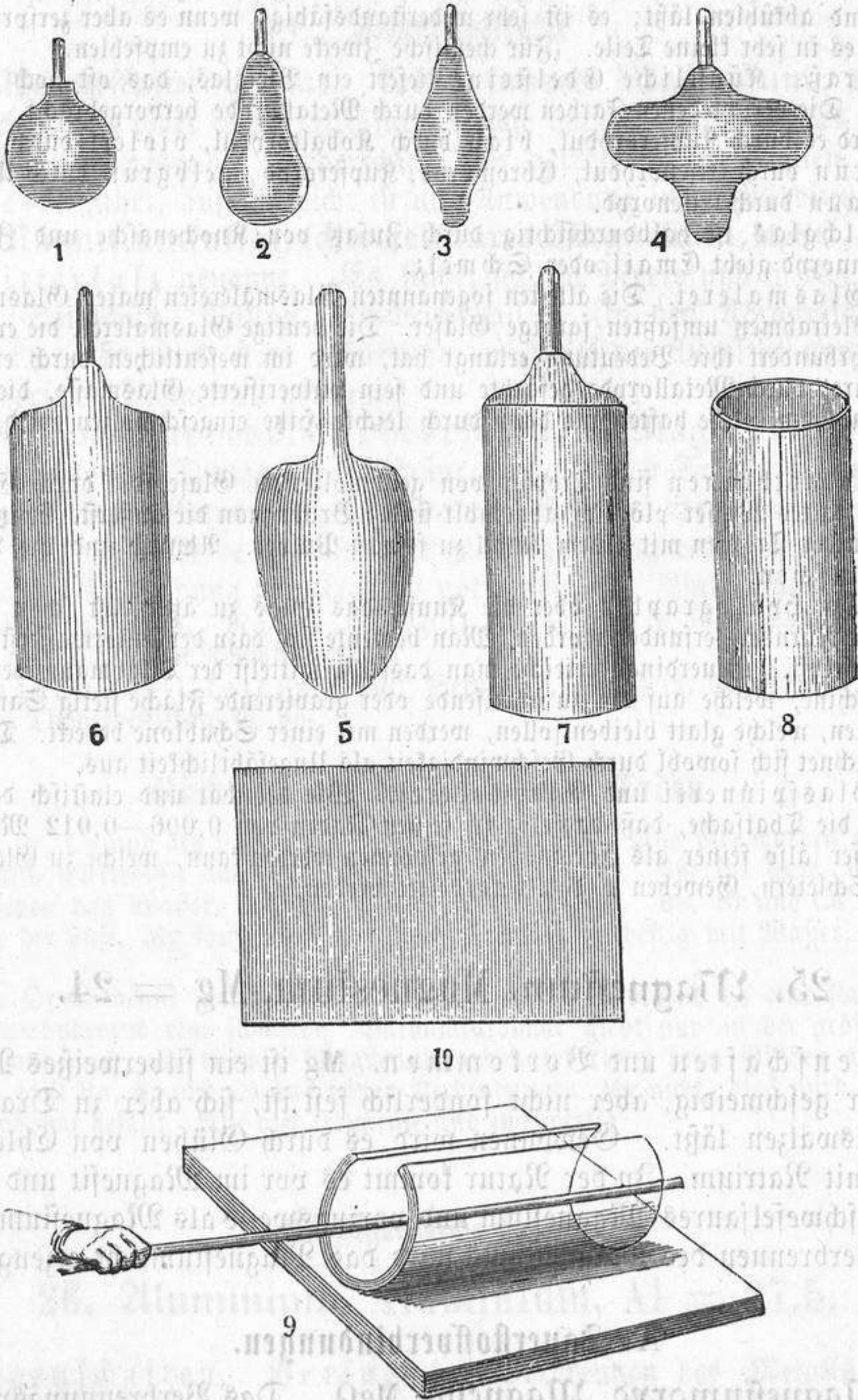


Fig. 86—95.

Das Fensterglas wird erst zu cylindrischen Gefäßen geblasen, abgeschnitten und dann gestreckt. Die verschiedenen Stadien der Herstellung zeigen Fig. 86—95.

Das Spiegelglas wird geblasen oder bei größerer Dicke gegossen, abgekühlt, geschliffen und poliert. Diejenigen Glastafeln, welche als Spiegel dienen sollen, werden auf einer Seite mit Metallfolie versehen, belegt. Die gewöhnlich dazu

benutzte Zinnfolie, Stanniol, wird erst auf einer vollkommen ebenen Marmortafel sorgfältig ausgebreitet, mit Quecksilber gleichmäßig überstrichen und dann die Spiegelscheibe darauf gelegt und durch Gewichte an das Stanniol angepreßt. Dasselbe haftet nun nur durch Adhäsion fest an der Scheibe.

Hartglas, eine Erfindung der letzten Jahre, wird dargestellt, indem man fertige Stücke bis nahe zum Erweichen erhitzt, in ein Bad von geschmolzenem Paraffin (v. 200°) taucht und abkühlen läßt; es ist sehr widerstandsfähig; wenn es aber zerspringt, zersplittert es in sehr kleine Teile. (Für chemische Zwecke nicht zu empfehlen.)

Straß. Künstliche Edelsteine liefert ein Bleiglas, das oft noch Borsäure enthält. Die verschiedenen Farben werden durch Metalloxyde hervorgebracht. Rot gefärbt wird es durch Kupferoxydul, blau durch Kobaltoxydul, violett durch Manganoxyd, grün durch Eisenoxydul, Chromoxyd, Kupferoxyd, gelbgrün durch Uranoxyd, gelbbraun durch Eisenoxyd.

Milchglas ist halbdurchsichtig durch Zusatz von Knochenasche und Zinnoxid, mehr Zinnoxid giebt Email oder Schmelz.

f. Glasmalerei. Die ältesten sogenannten Glasmalereien waren Glasmosaik. Kleine Bleirahmen umfaßten farbige Gläser. Die heutige Glasmalerei, die erst in unserm Jahrhundert ihre Bedeutung erlangt hat, wird im wesentlichen durch eine leicht schmelzbare, durch Metalloxyde gefärbte und fein pulverisierte Glasmasse, die mittelst Terpentinöl am Glase haftet und dann durch leichte Hitze eingeschmolzen wird, hervorgebracht.

g. Glashränen sind Tropfen von geschmolzenem Glase, die durch Einfallenlassen in kaltes Wasser plötzlich abgekühlt sind. Bricht man die äußerste Spitze ab, so zerspringt der Tropfen mit einem Knall zu feinem Pulver. Ähnlich sind die Bologneser Flaschen.

h. Die Hyalographie oder die Kunst, das Glas zu äzen, ist schon vor 200 Jahren in Nürnberg erfunden worden. Man bediente sich dazu der Fluorwasserstoffsäure. (Siehe daselbst.) Neuerdings erreicht man dasselbe mittelst der Tilghmannschen Sandstrahlmaschine, welche auf die zu schleifende oder gravierende Fläche stetig Sand wirft. Die Stellen, welche glatt bleiben sollen, werden mit einer Schablone bedeckt. Das Verfahren zeichnet sich sowohl durch Geschwindigkeit als Ungefährlichkeit aus.

i. Glasspinnerei und Glasweberei. Wie dehnbar und elastisch das Glas ist, zeigt die Thatsache, daß dasselbe zu feinen Fäden von 0,006—0,012 Millimeter Durchmesser (also feiner als Coconsfäden) gesponnen werden kann, welche zu Glaswatte, Federn, Schleiern, Geweben u. dgl. verarbeitet werden.

25. Magnesium, Magnesium, Mg = 24.

Eigenschaften und Vorkommen. Mg ist ein silberweißes Metall, das zwar geschmeidig, aber nicht sonderlich fest ist, sich aber zu Draht und Blech auswalzen läßt. Gewonnen wird es durch Glühen von Chlormagnesium mit Natrium. In der Natur kommt es vor im Magnesit und Dolomit, als schwefelsaures Magnesium und vorzugsweise als Magnesiumsilikat. Durch Verbrennen des Magnesiums wird das Magnesiumlicht erzeugt.

A. Sauerstoffverbindungen.

a. Magnesiumoxyd, Magnesia, MgO. Das Verbrennungsprodukt des Magnesiums. Es heißt auch Bittererde, Talkerde. — Versuch 1. Man glühe kohlen-saures Magnesium. Die Kohlensäure entweicht, und gebrannte Magnesia MgO (Magnesia usta) bleibt zurück. — Versuch 2. Zu einer Lösung von schwefelsaurem Magnesium setze man Kalilauge. Es fällt eine weiße Masse, welche wir als $MgO + H_2O$ oder H_2MgO_2 (Magnesiumhydroxyd) ansehen.

*** B. Haloidsalze.**

b. Chlormagnesium, $MgCl_2$ und Brommagnesium, $MgBr_2$, kommen in bedeutenden Mengen in den Staßfurter Abraumsalzen vor. Auch im Meerwasser.

*** C. Sauerstoffsalze.**

c. Magnesiumcarbonat, Kohlensaures Magnesium, $MgCO_3$. Versuch 3. Zu einer Bittersalzlösung bringe man Sodablösung. Es entsteht ein weißer, gallertartiger Niederschlag, der getrocknet den Namen weiße Magnesia führt, äußerst leicht ist und Anwendung in der Medizin findet.

d. Magnesiumsulfat, schwefelsaures Magnesium, $MgSO_4 + 7 aq$. Auch Bittersalz genannt. Es findet sich im Meere und in den Bitterwässern (Seidschütz, Püllna, Friedrichshall). In den Abraumsalzen im Rieserit. Es wirkt stark abführend, wird in der Medizin und zu den Meidingerschen Elementen gebraucht.

e. Magnesiumphosphat, phosphorsaures Magnesium, $HMgPO_4$. Als wirkungsvolles Düngemittel bekannt; denn in den Samen vieler Pflanzen findet es sich. Kommt vor im Guano. Vielsache Beobachtungen haben gezeigt, daß die Talkerde insbesondere zur Ausbildung des Samens und die Kalkerde zur Ausbildung des Krautes notwendig ist. (Vgl. Phosphor.)

Mineralogisches. Magnesit ($MgCO_3$) $\delta. = 4,5$, sp. Gew. = 3. Krystallisiert wie der Kalkspat in Rhomboedern.

Magnesiumsilikate sind: Talk, Serpentin, Speckstein, Meerschaum, Chlorit. Vergleiche Thonerdesilikate S. 88.

Rückblick auf die alkalischen Erden.

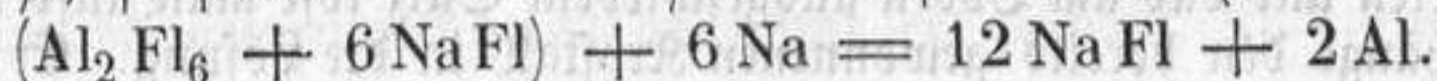
Ba, Sr, Ca und Mg sind gelbe oder weiße Metalle. Alle vier wurden zuerst von Davy durch Elektrolyse aus ihren Chloriden abgeschieden. Ihr sp. Gew. ist gering. Alle zersetzen das Wasser, doch Mg nur in der Siedehitze. Ba, Sr und Ca oxydieren leicht an der Luft, Mg kaum merklich. BaO vereinigt sich heftig mit Wasser, MgO nur schwach.

Die Dryde nennt man alkalische Erden. Baryumhydroxyd ist eine starke Base, Magnesiumhydroxyd eine schwache. Baryumcarbonat giebt nur in der größten Hitze CO_2 ab und auch nur wenig; Magnesiumcarbonat verliert beim Glühen alles CO_2 . Am_2CO_3 fällt Ba, Sr und Ca aus seinen Verbindungen, Mg nicht, dies wird durch Natriumphosphat gefällt. Alle vier Elemente sind zweiwertig.

3. Eigentliche Erden.**26. Aluminium, Aluminium, $Al = 27,5$.**

Eigenschaften. Versuch 1. Verbrennen des Metalls. Es ist silberweiß, glänzend, zäh und dehnbar, leicht (sp. Gew. = 2,6). Es läßt sich wie die anderen Metalle mannigfach verarbeiten, auch in Legierungen. Als Blatt- oder Drahtaluminium verbrennt es.

Gewinnung. Gewöhnlich wird es aus Chloraluminium mit Natrium gewonnen. Da es aber auch im Kryolith enthalten ist, welcher aus Fl , Na und Al besteht, so stellt man es auch aus diesem dar. (S. 41.)



A. Sauerstoffverbindungen.

a. **Aluminiumoxyd, Thonerde, Al_2O_3 .** Das Verbrennungsprodukt des Al ist ein weißliches Pulver.

Versuch 2. Man löse ein Thonerdesalz, Alaun, und setze kohlen- saure Ammonlösung zu; es fällt eine weiße, schleimige Masse, die wir als $Al_2O_3 + 3aq.$ bezeichnen $= H_6Al_2O_6$. Es ist Thonerdehydrat. Durch Glühen wird das Wasser entfernt und Al_2O_3 bleibt zurück. Aluminium- hydroxyd hat die Eigenschaft, sowohl als Base wie auch als Säure in Ver- bindungen zu treten. Letztere werden *Aluminate* genannt.

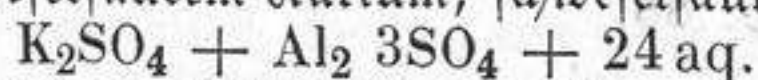
B. Sauerstoffsalze.

b. **Aluminiumsulfat, schwefelsaures Aluminium, schwefel- saure Thonerde, $Al_2(SO_4)_3$ oder $Al_2S_3O_{12}$.** Mit den schwefelsauren Al- kalien bildet die schwefelsaure Thonerde *Doppelsalze*, die den Namen *Alaun* tragen.

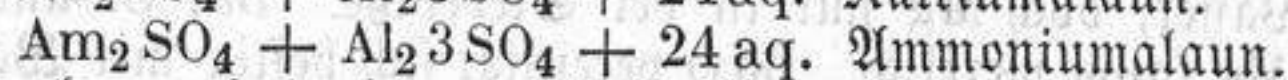
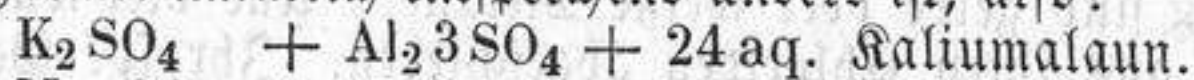
Darstellung des Alauns. Versuch 3. Man glühe reinen Töpferthon bis er porös ist, pulverisiere und erhitze dann mit H_2SO_4 bis zum Sieden. Es entsteht lös- liche, schwefelsaure Thonerde; Kieselsäure wird abgeschieden. Jetzt übergieße man die Masse mit heißem Wasser und filtriere. Die durchgelaufene Flüssigkeit wird heiß mit einer Lösung von schwefelsaurem Kalium vermischt. Nun lasse man erkalten. Es kry- stallisiert Alaun aus.

Versuch 4. Man schmelze etwas Alaun. Er bläht sich sehr auf. Dies deutet auf viel Krystallwasser.

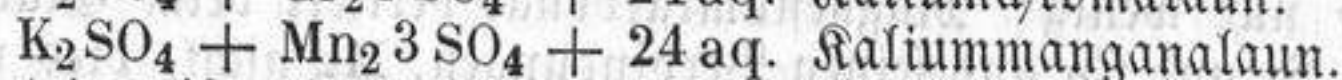
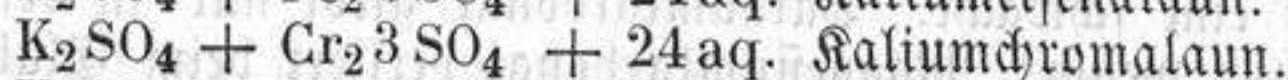
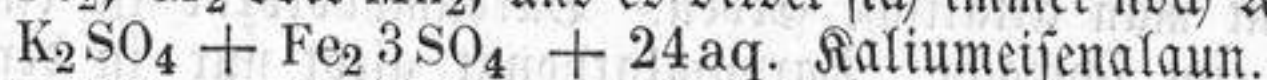
Alaun besteht aus schwefelsaurem Kalium, schwefelsaurer Thonerde und 24 aq.



Versuch 5. Setzt man zu schwefelsaurer Thonerde nicht Kaliumsulfat, sondern etwa Natriumsulfat, oder Ammoniumsulfat, so wird in jedem Falle auch Alaun ent- stehen, dessen Formel natürlich entsprechend anders ist, also:



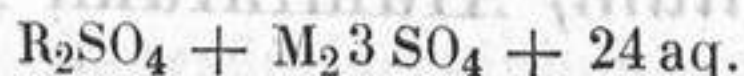
Nun kann aber auch in jeder dieser 3 Alaun-Arten die Thonerde vertreten werden, entweder durch Fe_2 , Cr_2 oder Mn_2 , und es bildet sich immer noch Alaun, z. B.



Desgleichen Natriumeisenalaun, Ammoniumeisenalaun u. s. w.

Alle Alaunkrystalle haben gleiche Krystallformen, obgleich z. B. Ammoniumman- ganalaun ganz andere Bestandteile hat als Kaliumthonerdealalaun. (Fig. 96.)

Diese Gleichgestaltigkeit nennt man *Isomorphie*, die Krystalle sind *isomorph*. Ja man kann bei isomorphen Körpern auch auf gleiche Zusammensetzung schließen, denn für alle Alaune können wir, wenn wir an Stelle der Basen R und M setzen, folgende all- gemeine Formel aufstellen:



Unter Alaun versteht man für gewöhnlich den Kalithonerdealalaun.

Aufgabe 46) Berechne die prozentische Zusammensetzung des Kali-Alauns.

Versuch 6. Vorzeigen verschiedener Alaune.

Eigenschaften. Alaun schmeckt süßlich zusammenziehend, reagiert sauer und ist in kaltem Wasser schwer, in heißem leicht löslich.

Versuch 7. Herstellung schöner Alaunkrystalle. In eine bei 40° gesättigte Alaun- lösung hänge man einige Fäden und lasse langsam erkalten. Nach 24 Stunden haben sich an den Fäden Alaunkrystalle gebildet. Den schönsten Krystall bewahre man vorsichtig auf. Die anderen und das am Boden ausgeschiedene Salz löse man aufs neue, lasse fast erkalten und hänge den bereits gewonnenen Krystall in die Lösung. Er wird sich ver-

größern. Diese Operation wiederhole man so lange, bis der Krystall die gewünschte Größe erreicht hat.

Darstellung des Alauns im großen. Er wird gewonnen aus dem Alaunsteine, welcher alle Bestandteile des Alauns enthält, derselbe wird gebrannt, wie der Kalkstein, gelaugt und das Wasser verdampft. Die Krystalle scheiden sich aus.

Aus Thonerde in ähnlicher Weise wie Versuch 3 angiebt.

Anwendung des Alauns. Versuch 8. Man koche Rotspäne in Wasser, dekantiere (d. h. gieße die Flüssigkeit ab) und löse Alaun darin auf. Setzt man nun Soda zu, so wird Thonerdehydrat (Versuch 2) sich niederschlagen, den Farbstoff aufgenommen und die Flüssigkeit farblos gemacht haben. Trocknet und filtriert man den Niederschlag, so erhält man den Wiener Lack. Aus anderen Farben erhält man andere Niederschläge. Alaun wird verwendet in den Färbereien, Gerbereien (siehe Färberei — Gerberei) und anderen Gewerben.

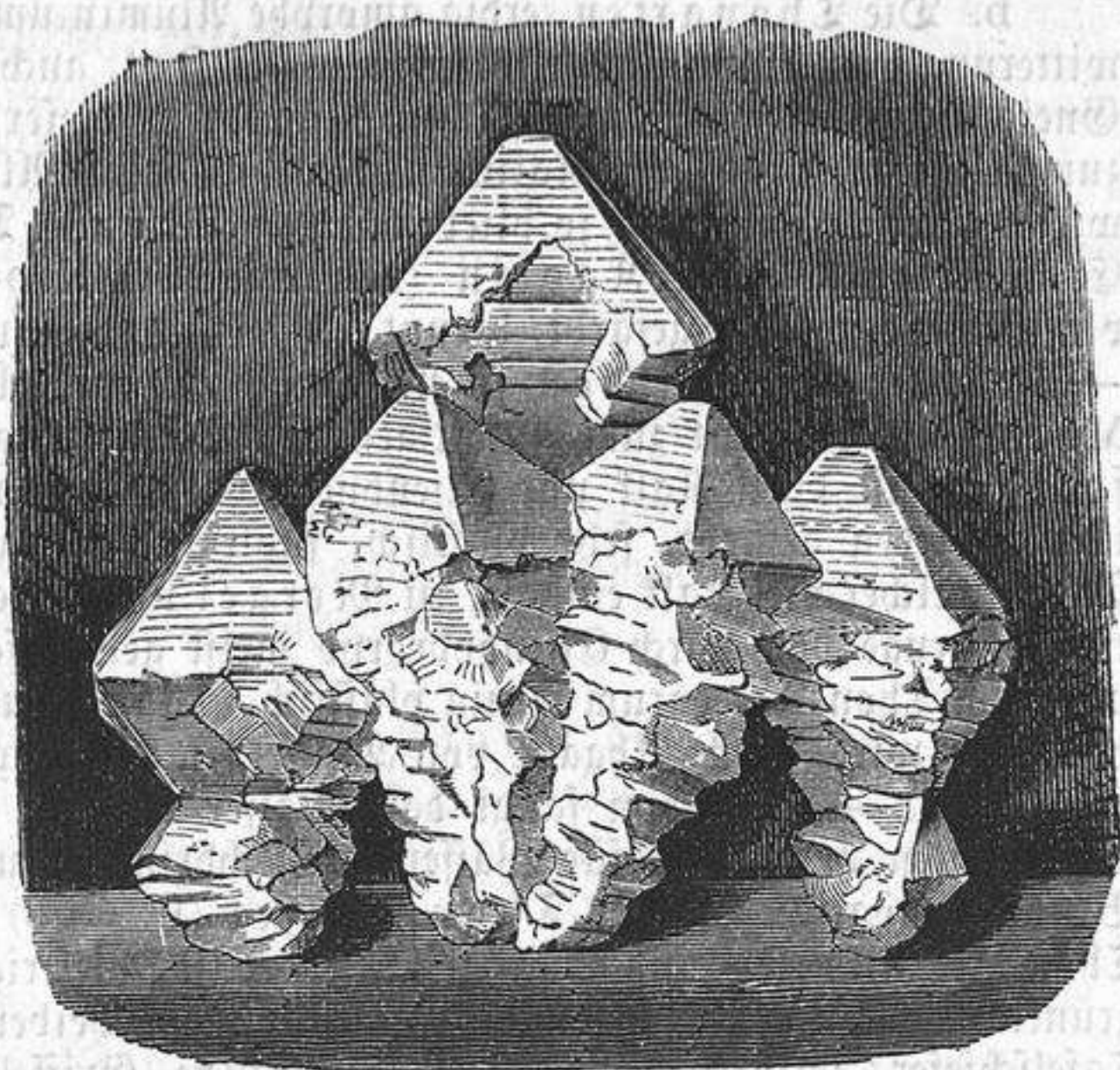


Fig. 96.

Die Thonerdesalze reagieren sauer. Kalilauge fällt Thonerdehydrat. Glüht man eine mit salpetersaurem Kobaltoxydul befeuchtete Thonerdeverbindung auf Kohle vor dem Lötrohr, so wird die Masse blau. Aluminium hat seinen Namen von Alaun, der im Altertum Alumen hieß.

Ultramarin. Zu dessen Darstellung wird reiner Thon mit Natriumsulfat und Kohle fein gemahlen und das Gemenge in großen Tiegeln geglüht. Es entsteht eine grüne Masse, die, pulverisiert und mit Schwefel in einem Flammenofen erhitzt, in blaues Ultramarin übergeht. Es besteht also aus Thonerde, Kieselerde, Schwefel und Natrium. Seine Anwendung als Malerfarbe (auch als Waschblau) ist bekannt.

Mineralogisches. I. Die Thonerdeverbindungen lassen sich in vier Gruppen zusammenstellen:

A. Thonerdekrystalle. 1) Korund (Al_2O_3). $\text{H.} = 9$; sp. Gew. = 4. Kostbare Edelsteine. Rhomboedrisch. Der blaue heißt Saphir, der rote Rubin, der gelbe ist der orientalische Topas. Der gemeine Korund ist undurchsichtig und trüb; ist er durch Beimischungen schwerer Metalle schmutzig grau bis blau, so heißt er Smirgel. (Klasse II. 2.)

B. Alaun und Alaunschiefer, Sulfate. Kalait, Thonerdephosphat, blau bis grün (Türkis). Lazulith, Thonerdephosphat mit Fe, Mg, Ca. (Klasse V. 5.)

C. Aluminate. 1) Spinell (MgAl_2O_4), $\text{H.} = 8$; (sp. Gew. = 3,5. Oktaeder. Besonders geschätzt als Edelsteine sind der rote und blaue. 2) Chrysoberyll (BeAl_2O_4). Rhombisch. Weiß bis grün. Schmuckstein. (Klasse V. 7. h.)

D. Silikate. a. Edle: 1) Smaragd (Beryll), $3\text{BeSiO}_3 + \text{Al}_2\text{SiO}_5$. Hexagonal. $\text{H.} = 8$; sp. Gew. = 2,7. Grün, doch auch weiß, gelb und blau. Sehr kostbar. 2) Topas ($5\text{Al}_2\text{SiO}_5 + \text{Al}_2\text{SiF}_{10}$). Rhombisch. $\text{H.} = 8$. Sp. Gew. = 3,5. Der edle Topas ist weingelb, durchsichtig, stark glasglänzend. Der gemeine Topas ist undeutlich krystallisiert und ohne die lebhafteste Farbe. Der farblose Topas (Wassertröpfchen) und der meergrüne Aquamarin sind sehr geschätzt. (Kl. V. 7. h.) 3) Turmalin,

Thonsilikat mit Fe, Mn, Fl. Hexagonal, polarisiert das Licht. Der schwarze heißt Schörl, hellroter Rubellit. (Klasse V. 7. h.)

b. Die Thonarten (erdig amorphe Aluminiumsilikate) sind entstanden durch Verwitterung von Aluminiumsilikaten, wie Feldspat, auch von Silikatgesteinen, wie Granit, Gneis und Porphyr. Die löslichen Bestandteile dieser Gesteine wurden durch das Wasser zumteil fortgeführt (wie Kaliumsilikat), während Aluminiumsilikat zurückblieb. Verwitterte reiner Feldspat, so blieb reiner Thon. Doch findet sich dieser nur selten. Er führt den Namen Kaolin (von chinesisch Kao-ling = Porzellanerde), ist sehr plastisch, verschieden gefärbt, brennt sich weiß und ist unerschmelzbar. Porzellanbereitung. — Auch der Pfeifenthon ist noch unerschmelzbar, obschon er Spuren von Ca, Fe und Mg enthält, er dient zum Anfertigen von Schmelzriegeln, Glashäfen zc. — Der Töpferthon ist durch Kalk und Eisenhydroxyd verunreinigt, dadurch wird er erschmelzbar, ist verschieden gefärbt, sehr plastisch, fühlt sich fettig an und klebt an der Zunge. — Thon, welcher viel Kalk enthält, ist Mergel und beliebt als Düngemittel. — Lehm ist ein Gemenge von durch Eisenhydroxyd meist gelb gefärbtem und mit Quarzsand untermischem Thon, der darum wenig plastisch ist, im Feuer schmilzt und rot wird. (Eisenhydroxyd wird durch Abgabe von Wasser zu Eisenoxyd.) Er wird überall zu Ziegeln verarbeitet. — Der Thon saugt das Wasser begierig ein und hält es fest; daher sind Erdschichten von Thon für Wasser undurchdringlich und machen dadurch die artesischen Brunnen möglich. — Der Thonschiefer ($H. = 3$) ist ein steinhartes Gemenge von Thon mit Glimmer- und Quarzteilen; er ist schieferig, grauschwarz, auch braun und grünlich. Läßt er sich in dünne, glattflächige Scheiben spalten, so heißt er Dach- oder Tafelschiefer; zerspringt er in stengelige Stücke, Griffelschiefer; ist er von feinen Kohlentheilchen schwarz und leicht abfärbend, so bildet er schwarze Kreide; ist sein Quarzgehalt beträchtlich, Weßschiefer; ist er reich an Schwefelkies, Alaunschiefer. — Steinmark und Kerolith sind nichtplastische Thonerden. — Bolus und Gelberde sind amorphe Thon-Eisen-Silikate. (Klasse V. 7. g.)

c. Feldspate sind Thonsilikate mit Silikaten von K, Na oder Ca. (Der Name „Spat“ deutet auf Spaltbarkeit.) $H. = 6$; sp. Gew. = 2,5. Man unterscheidet: Kaliumfeldspat (Orthoklas), klinorhombisch, fleischfarben; wasserhell heißt er Adular; dicht, mit splitterigem Bruche: dichter Feldspat, Feldstein (Felsit). — Natriumfeldspat (Oligoklas), klinorhomboidisch, grau; weiß heißt er Albit. — Kalkfeldspat (Labradorit). Oft stark farbenwandelnd, sonst ähnlich dem vorigen. — Glasig, amorph, aber von ähnlicher Zusammensetzung sind: Obsidian, ein dunkles, vulkanisches Glas; Bimsstein, porös, grau, schaumig aufgebläht; Pechstein, pechartig, schwarz. (Klasse V. 7. e.)

d. Granate, Thonerdesilikate mit Fe, Ca und Mn. Rhombendodekaeder. $H. = 7-8$, sp. Gew. = 3-4; man unterscheidet: weiße, rote (Karfunkel), grüne (Grossular), braune, schwarze (Melanit) und gelbe (Vesuvian) Granaten. Der dunkelkirschrote, fast durchsichtige, ist der edle Almandin, der blutrote, böhmische heißt Pyrop. Interessant ist der oft zu Kreuzgestalt verwachsene Staurolith (Fig. 76). Die Granate finden sich gewöhnlich in anderm Gestein eingewachsen. (V. 7. d.)

e. Die Glimmer zeichnen sich durch ihre einfache Spaltbarkeit zu feinsten Blättchen, ihre elastische Biegsamkeit und ihren Perlmutterglanz aus. (Kagensilber und -gold.) Es sind Thonsilikate mit K und Fe. $H. = 2$; sp. Gew. = 3. Farbe verschieden. (Im Granit, Gneis, Glimmerschiefer zc. wesentlicher Bestandteil.) Größere Tafeln werden zu Fensterscheiben, Lampenröhren zc. benutzt. (Marienglas.) (V. 7. b.)

f. Die Hornblenden, Thonsilikate mit Ca, Mg, Fe und Mn. $H. = 5-6$; sp. Gew. = 3. Klinorhombische Säulen. Wesentlicher Bestandteil verschiedener Gesteine. Farbe dunkel, doch einige auch weiß (der Tremolit), grünlich ist der langstengelige Strahlstein; der in zarte Fasern aufgelöste Asbest wird zum Filtrieren, zu Lampendochten und unverbrennlichen Geweben benutzt. Der Augit, verschieden gefärbt, ist wesentlicher Gemengteil im Basalt, in der Lava (in jüngern vulkanischen Gebirgen). (V. 7. c.)

g. Magnesiumsilikate sind: Talk, $H. = 1$; sp. G. = 2,5; blättrig und schuppig; fühlt sich fettig an; licht grünlich. Speckstein; aus ihm werden allerlei Gegenstände geschnitten. Meerschäum. Der Chlorit krystallisiert hexagonal, zeigt grünliche Färbung und findet sich derb als Chloritschiefer in älteren plutonischen Gesteinen. Der Serpentin mit $H. = 3$ hat wegen seiner fleckig grünen Oberfläche seinen Namen „Schlangenstein“ erhalten. Der olivengrüne Olivin findet sich oft im Basalt.

II. System. Die Silikate bilden die 7. Ordnung der V. Klasse. Sie werden folgendermaßen eingeteilt:

- a. Talkgruppe. (Talk [Speckstein], Meerschaum, Serpentin, Chlorit.)
- b. Glimmergruppe. (Kaliumglimmer, Magnesiumglimmer.)
- c. Hornblendegruppe. (Hornblende [Strahlstein, Asbest], Augit.)
- d. Granatgruppe. (Weißer Granat, Karfunkel, Pyrop, Grossular, Melanit.)
- e. Feldspatgruppe. (Kalium¹, Natrium²) Kalkfeldspat, Labradorit, Oligoklas, Obsidian, Bimsstein, Pechstein.)
- f. Zeolithe (Kochsteine). Den vorigen in Zusammensetzung verwandt, beim Erhitzen lassen sie unter Aufschäumen ihr Krystallwasser entweichen. Durch Säuren werden sie zersetzt. (Staurolith, Analcim, Natrolith.)
- g. Gruppe der Thonmineralien. (Kaolin, Lehm, Steinmark, Bol, Gelberde.)
- h. Silikate von anderer Zusammensetzung. (Kieselzinkerz, Turmalin [Schörl], Topas, Smaragd [Beryll], Chrysolith [Olivin], Lasurstein.)

III. Die wichtigsten Felsarten.

A. Krystallinische Massengesteine. 1) Granit (aus Feldspat, Quarz und Glimmer). 2) Syenit (Feldspat und Hornblende). 3) Grünstein, verschiedene grüne bis schwarze Gemenge aus Feldspaten, Hornblende etc. 4) Porphyr aus Quarz und Feldspat mit kleinern oder größern Krystallen oder Stücken von Quarz, Feldspat, Hornblende, Glimmer. 5) Basalt ist ein gleichfarbiges Gemenge von Feldspat, Augit und Magneteisenstein; säulenförmige Absonderung. 6) Trachyt und 7) Lava.

B. Krystallinische Schichtgesteine. 1) Gneis (wie Granit, aber geschichtet). 2) Glimmerschiefer (Quarz und Glimmer). 3) Urthonschiefer (schieferiges Gemenge von Quarz, Glimmer und Chlorit). 4) Urkalk, Marmor.

C. Klastische Schichtgesteine. (Trümmergesteine). 1) Sandstein. 2) Kalkstein. 3) Thon. 4) Konglomerat und Breccie. 5) Sand. 6) Ackererde.

Die Keramik oder Thonwarenfabrikation.

(Keramos = Thon.)

a. Einteilung der Thonwaren. Man unterscheidet dichte und poröse Thonwaren. Zu erstern gehören das Porzellan und Steinzeug. Die Bruchflächen derselben sehen glasig aus, saugen kein Wasser ein und kleben nicht an der Zunge. — Zu den porösen Thonwaren gehören: das Fayence (Steingut), die Töpferwaren und die Ziegelsteine. Die Bruchflächen haben erdiges Aussehen, saugen Wasser ein und kleben an der Zunge.

b. Porzellan. Die Materialien zur Porzellanfabrikation: Porzellanerde, Feldspat und Quarz werden zunächst pulverisiert zu feinem Staube; die Masse wird von fremden Bestandteilen durch Schlämmen befreit, darauf getrocknet. Um möglichste Gleichförmigkeit derselben zu erzielen, wird sie geknetet und dann eine Zeitlang sich selbst zum Faulen überlassen. Nun gelangt sie in besondere Räume, in denen sie geformt wird; dasselbe geschieht a. durch Drehen auf der Töpferscheibe, b. durch Pressen oder Gießen in Gipsformen. Die geformten Porzellanwaren werden bei gewöhnlicher Temperatur getrocknet und verglüht, d. h. leicht gebrannt. Dabei findet ein Schwinden der Masse statt; es entweicht eben das Wasser aus den einzelnen Teilchen.

Nur eine geringe Anzahl von Porzellangegenständen kommt unglasiert, als sogenanntes Biskuit in den Handel; die meisten Stücke sind mit einem glasähnlichen Überzuge, der Glasur, versehen. Zu dem Zwecke taucht man die Gegenstände in Wasser, worin sich ein fein geschlammtes Gemenge von Kaolin, Feldspat und Gips schwebend befindet, welches dann beim Brennen vollständig schmilzt, während die eigentliche Porzellanmasse nur in einen halbgeschmolzenen Zustand übergeht. Porzellangefäße dürfen aber beim Brennen nicht der freien Einwirkung der Flamme ausgesetzt sein; sie würden dadurch verunreinigt; darum werden sie in Kapseln aus feuerfestem Thon mit der größten Sorgfalt aufgestellt. Die Kapseln werden in dem Porzellanofen säulenförmig über einander geschichtet und nun der Weißglühhitze ausgesetzt.

Das Brennen dauert etwa 18 Stunden; 3—4 Tage läßt man den Ofen erkalten und entleert ihn dann. Die fertigen Geschirre werden einer sorgfältigen Prüfung unterzogen und gewöhnlich in 4 Gruppen gebracht. Man unterscheidet Feingut oder erste Wahl, Mittelgut oder zweite Wahl, Ausschuß und Bruchgeschirr.

Das letztere wird wiederum gemahlen und zu Schamotteziegeln oder Kapseln verarbeitet.

c. Porzellanmalerei. Sie ist eigentlich ein Zweig der Glasmalerei und beruht auf demselben Prinzip wie diese. Manche Farben werden schon unter der Glasur aufgetragen, andere nach der Glasur. Auch Gold und Silber werden in feiner Verteilung mit einem Flußmittel eingebrannt und der Glanz durch nachträgliches Polieren mit dem Polierstahl hervorgebracht.

d. Geschichtliches. Den Chinesen ist das Porzellan schon seit vielen Jahrhunderten bekannt. In Europa wurde es 1709 von Böttcher bei alchimistischen Versuchen auf dem Königstein in Sachsen entdeckt. 1710 wurde in Meißen die erste Porzellanfabrik angelegt. Besonderen Ruf haben außerdem die Berliner Fabriken, die zu Sevres bei Paris und von den schlesischen die zu Altwasser und Waldenburg.

e. Das Steinzeug ist aus einem ebenfalls sehr plastischen, aber gewöhnlich sehr gefärbten Thone gemacht, der nach dem Brennen auch dicht ist und eine halbgeflossene, an den Kanten durchscheinende, klingende Masse liefert. Es bedarf keiner Glasur. — Unter dem Namen Terralith (Siderolith) werden in Böhmen Thonwaren gefertigt, welche etwa in der Mitte stehen zwischen Steinzeug und Töpferwaren.

f. Steingut oder Fayence. Die Fayence hat ihren Namen nach der Stadt Faenza in Italien, wo die Geschirre vorzugsweise gefertigt wurden. Es ist porös, mit erdigem Bruch, klebt an der Zunge, ist gefärbt, nicht so fest als Porzellan und immer mit Emailglasur versehen.

Majolika ist im Mittelalter auf der Insel Majorka gefertigtes Steingut mit vorzüglichen, künstlerisch ausgeführten Zeichnungen.

g. Töpfergeschirr. Die Bereitung gleicht im ganzen der des Porzellans, nur wird nicht in allen Stücken gleiche Sorgfalt auf die Herstellung verwendet, da das Material nicht so selten und die Gegenstände selbst äußerst billig sind. Einige Töpferwaren werden nicht glasiert, z. B. die Blumentöpfe. Die Glasur besteht aus Bleioryd und Sand, oft wird derselben noch ein färbendes Metall beigegeben. (Bunzlauer Geschirr.) — Die Schmelztiegel der Hüttenleute und Chemiker werden aus feuerfestem Thon, dem gewöhnlich Graphit beigemischt ist, hergestellt. (Passauer Tiegel.)

h. Ziegeln. Sie werden aus Lehm gefertigt. Derselbe wird durch Kneten von Steinen zc. befreit und dann in hölzerne Rahmen gestrichen. Das Brennen erfolgt nach dem Trocknen in sogenannten Feldöfen oder gemauerten Ziegelöfen, hin und wieder auch in solchen mit ununterbrochenem Gange. Manche Ziegeln sind fast geschmolzen, man nennt sie Klinker.

Drainröhren werden mittelst Pressung ebenfalls aus Lehm geformt.

i. Schamottesteine werden zum Bau solcher Feuerungsanlagen verwendet, wo gewöhnliche Ziegelsteine schmelzen würden. Sie werden aus solchem Thon bereitet, der arm an Kalk, Eisen und Alkalien ist. Auch aus gemahlenem, schon gebranntem Thon.

27—35. Rückblick auf die Erdmetalle.

Es gehören hierher außer Aluminium noch Cerium, Didym, Erbium, Lanthan, Yttrium, Beryllium, Thorium, Zirkonium und das 1875 auf spektralanalytischem Wege entdeckte Gallium. Indes ist nur Al von Bedeutung. Alle sind bei gewöhnlicher Temperatur fest, lassen sich zu Blech und Draht auswalzen, schmelzen bei Rotglühhitze und gehen Legierungen mit Metallen ein. Sie bleiben an der Luft unverändert, ihre Oxyde sind im Wasser unlöslich. Ihre Hydroxyde sind schwache Basen. Ihr sp. Gew. ist bedeutender als das der Erdalkalimetalle, ihre Sulfate sind im Wasser löslich.

b. Schwere Metalle.

1. Aedle Metalle.

36. Eisen, Ferrum, Fe = 56.

Vorkommen und Mineralogisches. Eisen ist das wichtigste, aber auch verbreitetste aller Metalle; ohne Eisen kein grünes Blatt, kein rotes

Blut, und die braune oder gelbliche Farbe des Bodens, die rote der Ziegeln rührt vom Eisen her. Selten ist das gediegene Eisen, die größte Menge desselben entstammt nicht der Erde, sondern ist Meteoreisen. In bedeutenden Mengen aber findet es sich mit Schwefel und Sauerstoff verbunden.

1) Gediegenes Eisen: Meteoreisen enthält immer Nickel, bisweilen auch Kobalt. Es fällt oft in großen Klumpen auf die Erde; in Südamerika liegen solche Massen von 15000 kg. 1871 fiel in Schweden ein Block von 25000 kg. Vergleiche Sternschnuppen und Feuerkugeln. Meteoritenfall bei Braunau. Durch Polieren des Meteoreisens und Ätzen der Fläche mit Salpetersäure erscheinen auf der Oberfläche gerade, in verschiedenen Richtungen ziehende Streifen und winkelige (Widmannstätten'sche) Figuren, deren damastähnliche Streifung auf innere plattenförmige Struktur hinweist. (Fig. 97.)

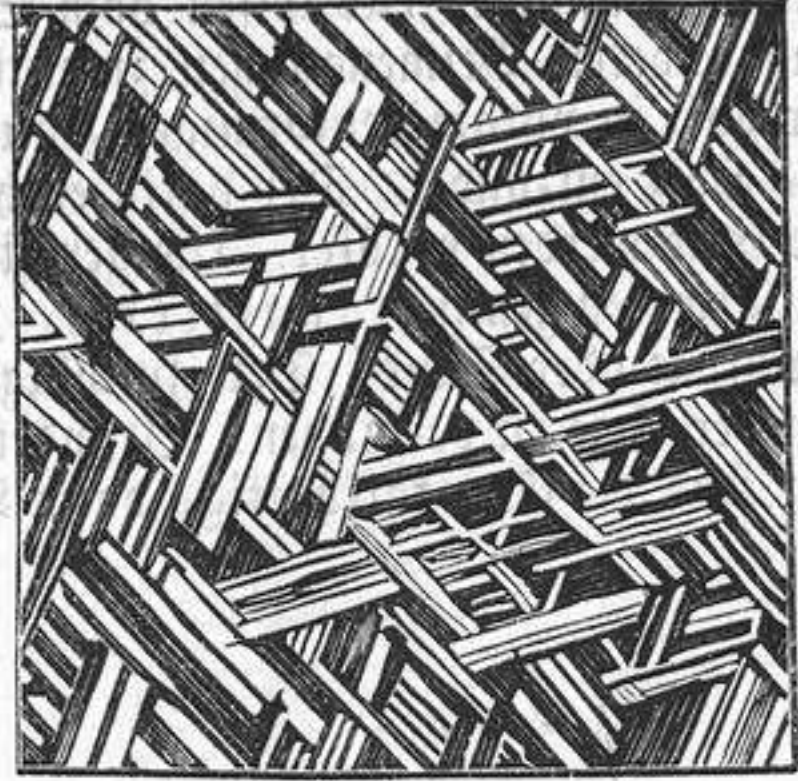


Fig. 97.

2) Schwefeleisen: Pyrit, Eisenkies, Schwefelkies (FeS_2); tesseral; gelb metallisch glänzend; sehr verbreitet. — Graueisenkies, Strahlkies (FeS_2), rhombisch, oft nadelförmige Krystalle, oft kugelige Massen bildend. — Magnetkies (Fe_7S_8), hexagonal, gewöhnlich aber kugelig, verb. — Kupferkies, CuFeS_2 ; Buntkupferkies, Cu_3FeS_3 ; Arsenkies, FeSAs ; enthalten ebenfalls Eisen. Sämtliche Schwefelerze zeichnen sich durch ihre Härte aus, die zwischen 3,5 und 6,5 steht; ihr sp. Gew. ist 4—6; alle sind metallisch glänzend. Sie bilden die 3. Ordnung (Kiese) der III. Klasse (Sulfide).

3) Oxide: Magneteisenerz (Fe_3O_4), tesseral, bildet oft natürliche Magnete; (Fe_7S_8 wirkt auch auf die Magnetnadel); metallisch glänzend, schwarz bis stahlgrau. — Roteisenerz (Fe_2O_3), selten krystallisiert, dann in Rhomboedern (z. B. auf Elba); ist es metallisch glänzend und eisenschwarz, so heißt es Eisenglanz; langstrahlig: Blutstein; tropfsteinartig, traubig: roter Glaskopf; verb und dicht: gemeiner Roteisenstein; erdig: Roteisenocker. — Brauneisenerz ($2\text{Fe}_2\text{O}_3 + 3\text{H}_2\text{O}$) ist überall im Boden verbreitet. Gewöhnlich verb und dicht, wenig glänzend. Kugelige Massen, oft mit haarförmigen Krystallen, braun, heißen brauner Glaskopf; derbe und dichte Massen, bräunlich schwarz: dichter Brauneisenstein; erdige, abfärbende Massen: Braun-Eisenocker; erdige, dichte und gelbe Massen: Gelbeisenstein; derbe, löcherige, erdige, sich jetzt noch bildende Massen (zugleich phosphor- und schwefelhaltig) heißen Raseisenstein. — Abfärbende Massen mit rotem Strich heißen Rötel. — Nadeleisenerz, Goethit ($\text{Fe}_2\text{O}_3 + \text{H}_2\text{O}$), rhombisch. — Alle haben eine Härte von 5—6 und ein sp. Gew. von 4—5. Sie gehören nach Klasse II, Ordnung 3: Schwermetalloxyde.

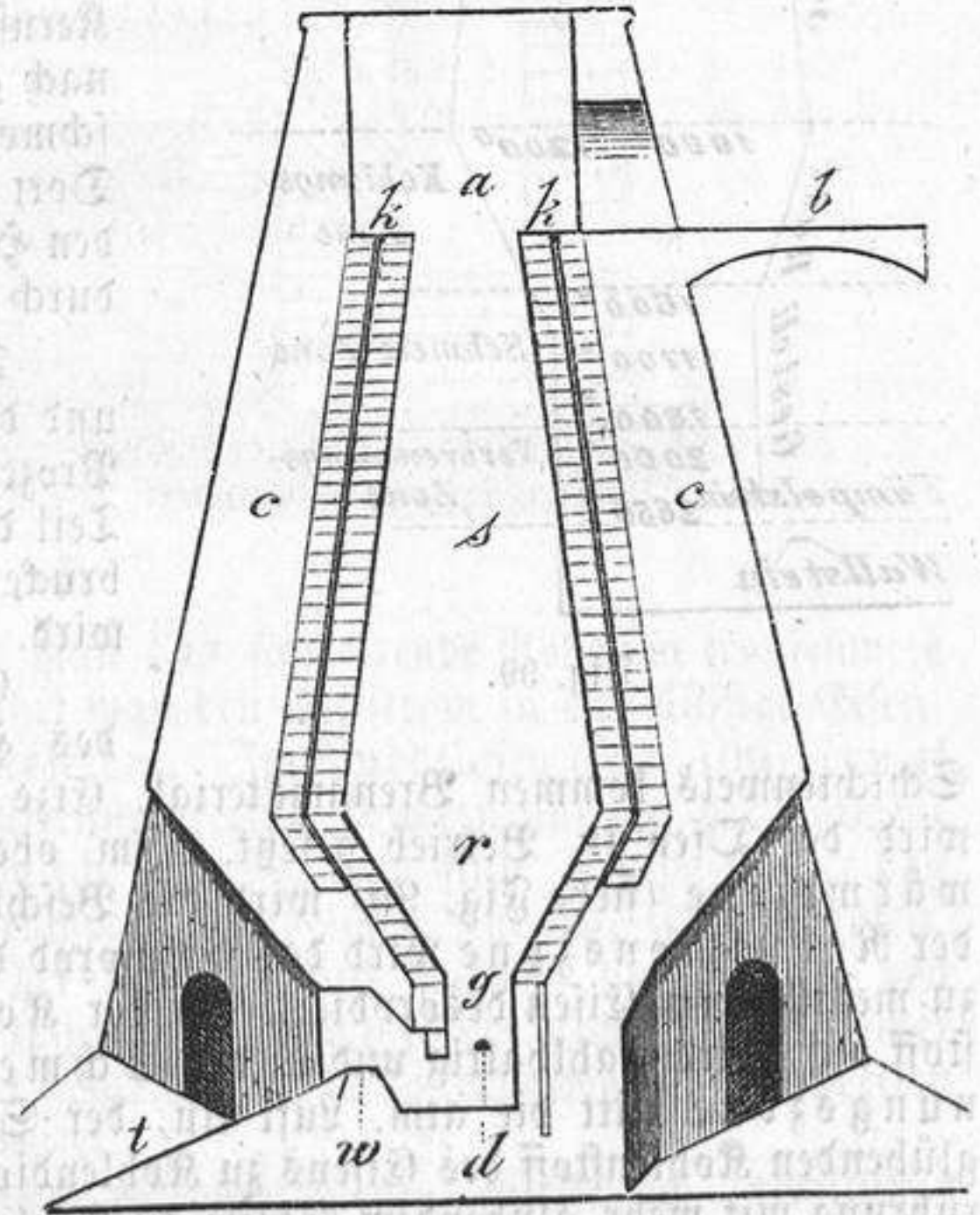


Fig. 98.

4) Sauerstoffsalze: Eisenvitriol ($\text{FeSO}_4 + 7\text{H}_2\text{O}$), natürliches Zersetzungsprodukt von Pyritoiden. — Blau-eisenerz, Vivianit, Eisenphosphat mit

Wasser, bläulich. — Eisenspat (FeCO_3), rhomboedrisch, glasglänzend, weiß, grau. S. u. Gew. = 4. Wenn in kugelförmigen Massen von faseriger Textur: Sphärosiderit. — Die Sauerstoffsalze bilden die V. Klasse des Mineralsystems.

Gewinnung des Eisens. Nicht alle vorgenannten Erze werden auf Eisen verarbeitet. Dasselbe wird vorzugsweise aus den Sauerstoffverbindungen gewonnen. Die Gewinnung des Eisens wird erzielt durch den Hohofenprozeß (auch Hochofen). Er hat die Aufgabe, das Eisen vom Sauerstoff zu befreien, zu reduzieren und die erdigen und anderen Beimengungen zu entfernen. Zuerst werden die Erze geröstet, d. h. an der Luft in pyramidenförmigen Haufen mit abwechselnden Lagen Holz aufgeschichtet und das Holz entzündet. Der darin enthaltene Schwefel verbrennt zu schwefeliger Säure und die Erze werden poröser. Die gerösteten Erze werden hierauf zerkleinert und reichere Erze mit ärmeren gemischt (gattiert). Zugleich giebt man ihnen noch den Zuschlag: Kalk, Flußspat oder Sand. Der Zuschlag hat die Aufgabe, sich mit den erdigen Beimengungen der Erze zu verbinden. Befindet sich viel Quarz bei den Erzen, so giebt man Kalk zu; sind die Erze kalkhaltig, dann Quarz. Es bildet sich in jedem Falle eine glasartige

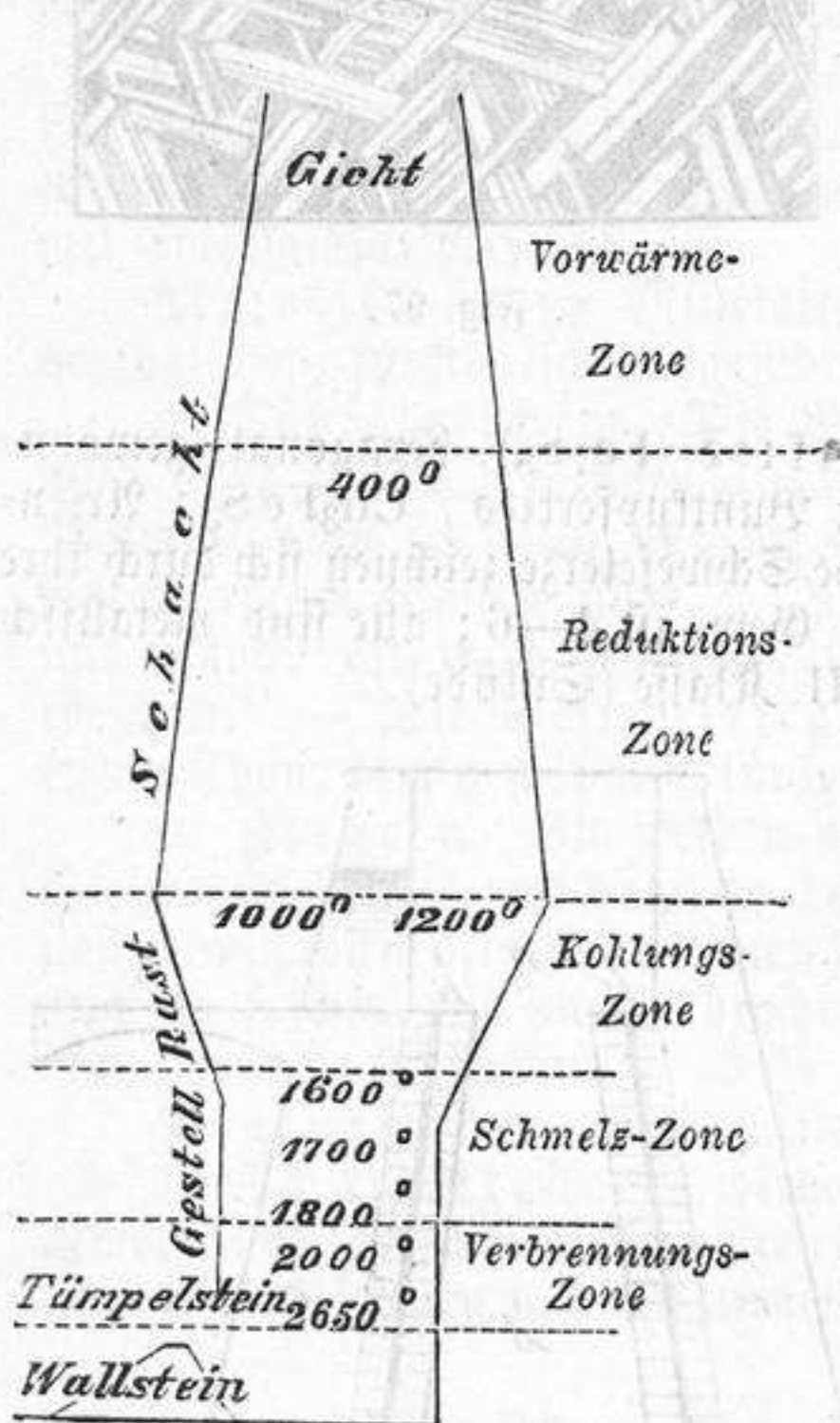


Fig. 99.

Schichtenweis kommen Brennmaterial, Erze und Zuschlag in den Schacht, und dann wird der Ofen in Betrieb gesetzt. Im oberen Teile des Schachtes, in der Vorwärmezone (siehe Fig. 99) wird die Beschickung vorgewärmt und ausgetrocknet. In der Reduktionszone wird das Eisenoxyd durch Kohlenoxyd und Kohlenwasserstoffgas zu metallischem Eisen desoxydiert. In der Kohlzone nimmt das Eisen Kohlenstoff auf, wird stahlhaltig und in der Schmelzzone zu Roheisen. In der Verbrennungszone tritt die atm. Luft ein, der Sauerstoff derselben verbindet sich mit dem glühenden Kohlenstoff des Eisens zu Kohlendioxyd. Dies wird in der Schmelzzone in Berührung mit mehr glühendem Stoffe zu Kohlenoxydgas und dies nimmt den Eisenerzen in der Reduktionszone den Sauerstoff und wird zu Kohlendioxyd, das aus der Gicht entweicht. Der Wasserdampf der einströmenden atmosph. Luft bildet Kohlenwasserstoffgas. Der miteintretende Stickstoff bildet Cyanogas (CN). Alle diese Gase entweichen als Gichtgase. Kohlenwasserstoff bildet die weit herausschlagende Flamme. Die Temperatur im Hohofen ist aus Fig. 99 zu ersehen. Auf der Herdsohle sammelt sich das geschmolzene Eisen; über ihm liegt als eine leichtere Masse die geschmolzene Schlacke. Letztere wird von Zeit zu Zeit über den Wallstein hinweg mittelst Krücken entfernt. Das geschmolzene

Masse, die Schlacke (ein Kalksilikat), die durch Eisenverbindungen schwarz, braun oder grün gefärbt ist. Das Vermengen der Erze mit Zuschlägen und Brennmaterial (Holz, Koks, Steinkohle) in dem Hohofen nennt man Beschicken. Fig. 98 zeigt den Durchschnitt eines Hohofens. Das ist ein mit starkem Gemäuer umgebener Schachtofen von 14—35 m Höhe, dessen innerer Raum, die Seele oder der Kernschacht, zwei mit ihren Grundflächen an einander gefügte, abgestumpfte Kegels bilden. Die innere Mauer k ist von der äußeren, der Raubmauer c , durch schlechte Wärmeleiter (Asche) getrennt. Der Teil des Kernschachtes von a — r heißt Schacht, von r nach g Kasten, der untere Teil, wo sich das geschmolzene Eisen sammelt, heißt Eisenkasten. Dort münden die Windleitungsröhren d , welche den Hohofen mit Luft versehen, die gewöhnlich durch ein Zylindergebläse gepreßt wird.

Die Öffnung wird durch den Tümpelstein und den Wallstein w begrenzt und während eines Prozesses durch Thon verschlossen. Der obere Teil des Ofens a heißt Gicht; b ist die Gichtbrücke, über welche das Rohmaterial zugeführt wird.

Gang der Schmelzung. Die Beschickung des Hohofens erfolgt von der Gicht aus.

Eisen wird alle 8—12 Stunden abgelassen und fließt nun durch einen in Formsand gestochenen Kanal in Nebkanäle im Formsand (Gänge), in welchen es zu prismatischen Barren erstarrt.

Eigenschaften. Das so gewonnene **Roheisen** besteht aus Eisen, Kohlenstoff, auch Kiesel und anderen Stoffen. Es ist schmelzbar, kann aber nicht geschweißt und geschmiedet werden, es ist nicht elastisch, sondern spröde. Seine Farbe ist weiß oder grau und sein Bruch körnig oder blättrig. Es enthält bis 5% Kohlenstoff.

Das **Schmiedeeisen**, auch **Stab-** oder **Friseisen**, gewinnt man aus dem Roheisen, indem man bei abermaligem Schmelzen den Kohlenstoff desselben mit der atm. Luft in Berührung bringt, so daß sich Kohlenoxydgas bildet, während zugleich die noch darin enthaltenen Kiesel mit dem entstandenen Eisenoxydul eine Schlacke bilden und entfernt werden. Diese Umwandlung erfolgt entweder durch den **Frischprozeß** oder den

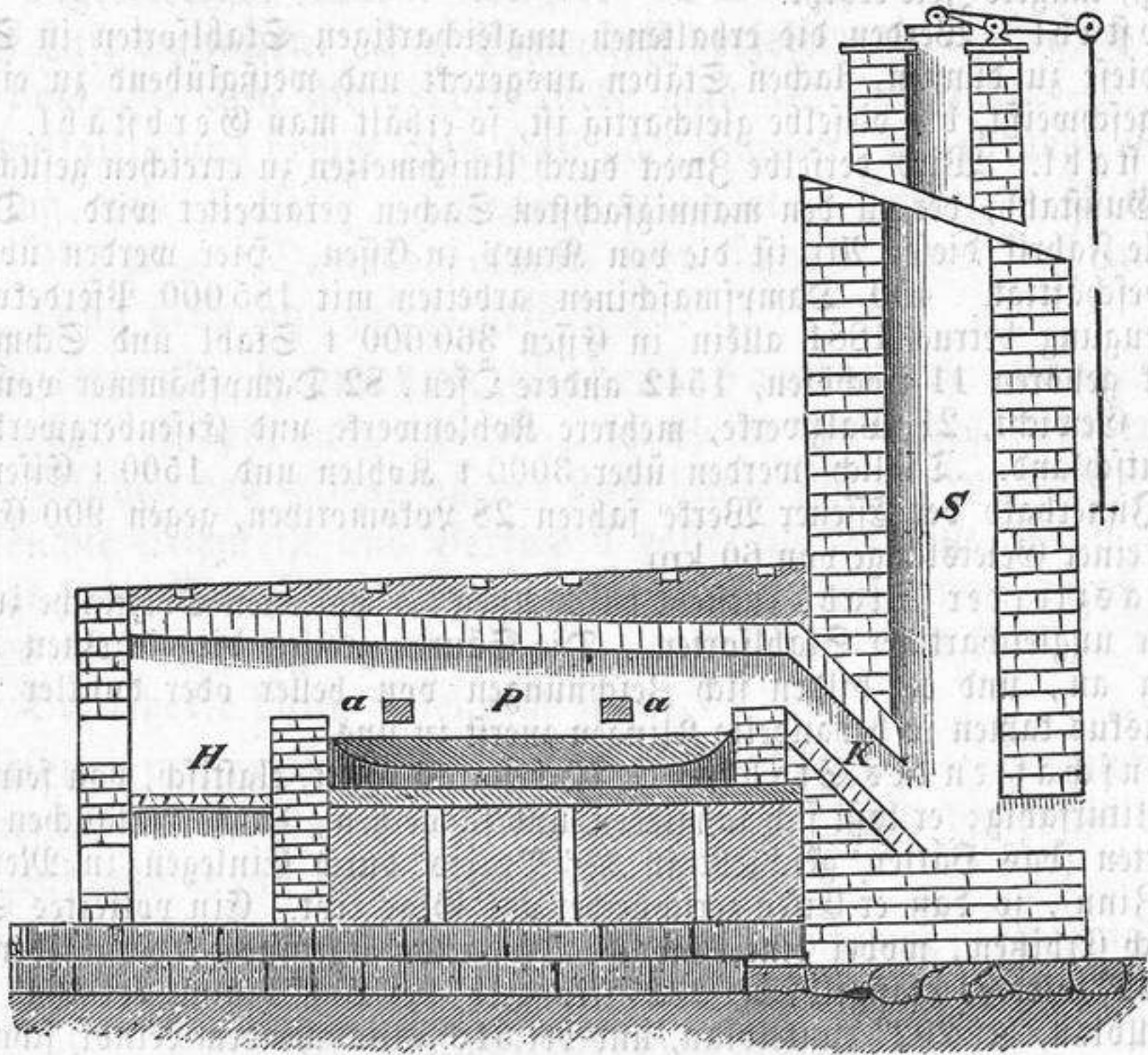


Fig. 100.

Buddlingsprozeß. Bei ersterem läßt man das schmelzende Roheisen tropfenweis durch einen Luftstrom fallen, bei letzterem führt man den Luftstrom in das flüssige Eisen, durch fortwährendes Umrühren (Buddeln) desselben. Im Buddelofen (Fig. 100) bringt man das schmelzende Metall nicht mit dem Brennmaterial, sondern nur mit der Flamme in Berührung, weil die Steinkohlen gewöhnlich schwefelhaltig sind, Schwefel aber das Eisen in der Glühhize brüchig macht, rotbrüchig. (Buddelöfen sind also **Flammenöfen**. *H* ist der Rost, *P* der Buddelherd und *K* der Kanal, durch welchen die Gase in den Schornstein *S* entweichen.) Das entkohlte Eisen wird dann sofort unter dem Hammer vollends von der Schlacke befreit und dichter gemacht. Das so erhaltene Schmiedeeisen wird auf den Walzwerken noch weiter verarbeitet.

Man macht aus demselben: 1) **Blech** (Schwarzblech), **Weißblech** (verzinnetes Eisenblech) und **Eisenblech** (verzinktes); 2) **Draht**; 3) wird das Schmiedeeisen im praktischen Leben äußerst mannigfach benutzt.

Eigenschaften. Es ist hellgrau, hämmerbar, dehnbar, schweißbar (d. h. im weißglühenden Zustande vereinigen sich getrennte Stücke unter dem Hammer). Es enthält 0,1—0,5% Kohlenstoff und schmilzt bei 2100°.

Stahl. Der Stahl unterscheidet sich vom Roheisen und Schmiedeeisen durch seinen Kohlenstoffgehalt, vom Roheisen durch seine Schweißbarkeit und vom Stabeisen durch seine Schmelzbarkeit. *) Er wird gewonnen 1) durch teilweise Entkohlung von Roheisen und heißt dann **Frischstahl** oder **Rohstahl**; 2) durch Vermehrung des Kohlenstoffgehaltes im Schmiedeeisen = **Kohlungsstahl** oder **Zementstahl**; und 3) durch Zusammenschmelzen von Roheisen und Schmiedeeisen = **Flußstahl**.

Puddelstahl wird gewonnen durch die teilweise Entkohlung des Roheisens im Puddelofen.

Bessemerstahl, nach dem von Bessemer 1855 eingeführten Verfahren, den Kohlenstoff des Roheisens in der Weißglühhitze mit der atm. Luft in Berührung zu bringen. Der Prozeß erfordert kaum 1 Stunde Zeit und liefert vorzügliches Material zu Kanonen, Kanonenkugeln, Maschinenteilen, Eisenbahnschienen, Werkzeugen u. a.

Der **Zementstahl** wird dadurch hergestellt, daß man in Kästen von feuerfestem Thon Stäbe von Schmiedeeisen in Kohlenpulver (das auch Cyanverbindungen enthalten muß) längere Zeit erhitzt.

Gerbstahl. Werden die erhaltenen ungleichartigen Stahlorten in Stücke zer schlagen, diese zu dünnen, flachen Stäben ausgereckt und weißglühend zu einer Masse zusammengesweißt, bis dieselbe gleichartig ist, so erhält man **Gerbstahl**.

Gußstahl. Wird derselbe Zweck durch Umschmelzen zu erreichen gesucht, so erhält man **Gußstahl**, der zu den mannigfachsten Sachen verarbeitet wird. Die größte kontinentale Fabrik dieser Art ist die von Krupp in Essen. Hier werden über 20 000 Arbeiter beschäftigt. 450 Dampfmaschinen arbeiten mit 185 000 Pferdekraft. Die Gesamtzeugung betrug 1881 allein in Essen 360 000 t Stahl und Schmiedeeisen. Zur Fabrik gehören 11 Hochofen, 1542 andere Öfen, 82 Dampfhammer von 1000—40 000 kg Gewicht, 21 Walzwerke, mehrere Kohlenwerke und Eisenbergwerke in und außer Deutschland. Täglich werden über 3000 t Kohlen und 1500 t Eisenerze verarbeitet. Innerhalb der Essener Werke fahren 28 Lokomotiven, gegen 900 Eisenbahnwagen auf einer Geleislänge von 60 km.

Damaszierter Stahl entsteht durch Ätzen der polierten Oberfläche zusammengesweißter ungleichartiger Stahlorten. Die Säuren greifen die einzelnen Teile ungleichmäßig an, und es bilden sich Zeichnungen von heller oder dunkler Färbung. Von Damaskus kamen so behandelte Klingen zuerst zu uns.

Eigenschaften des Stahls. Er ist hellgrau, hart, elastisch, von feinkörnigem Bruche, politurfähig; er läßt sich schmieden und schweißen, durch Eintauchen in kaltes Wasser härten (das Härten geschieht in der Praxis durch Einlegen in Metallbäder, Blei oder Zinn), so daß er Eisen zerschneidet und Glas rißt. Ein poliertes Stahlstück nimmt durch Erhitzen, wobei eine schwache Oxydation stattfindet, verschiedene Farben an. Bei 222° wird es blaßgelb, bei 232° strohgelb, bei 254° braun, bei 264° purpurn, bei 288° hellblau, bei 292° dunkelblau, und bei 316° (in kochendem Leinöl) schwarzblau. (Anlaßfarben. Erklärung: Lehrbuch der Physik. § 93.)

Versuch 1—3. Man probiere weiches Eisen mit einer Feile. Dieselbe greift es an. Nun glühe man es, bringe einige Körnchen gelbes Blutlaugensalz auf dasselbe und tauche es schnell in Wasser. Jetzt versuche man wiederum mit der Feile. Das Eisen ist sehr hart geworden. Das Blutlaugensalz enthält Cy (Kohlenstoff und Stickstoff). — Anlassen einer

*) Roheisen, Stahl und Schmiedeeisen unterscheiden sich folgendermaßen:
Roheisen ist silberweiß, glänzend, grobkörnig; sp. Gew. 7,1—7,6; C 3—5% chemisch gebunden; es enthält 8—11% andere Elemente (S, P, T u. a.); ist spröde, hart, fest, nicht schmiedbar und bei 1400° schmelzbar.

Stahl ist licht grauweiß, nicht sehr glänzend, feinkörnig; sp. Gew. 7,5—8; C 0,75—1,80% chemisch und mechanisch gebunden; enthält nur 0,03—0,20% andere Stoffe; ist spröde und elastisch, härtbar, am festesten, schmiedbar und bei 1800° schmelzbar.

Schmiedeeisen ist weißgrau, mehr oder weniger glänzend, sehnig; sp. Gew. 7,6; C 0,1—0,5% chemisch gebunden; 0,2—0,3% andere Stoffe; ist elastisch, weich, fester als Roheisen, schmiedbar und erst bei 2100° schmelzbar.

Stricknadel in einer Gas- oder Spiritusflamme. — Man bringe ein Stückchen Eisen in eine konz. Säure; es wird fast gar nicht angegriffen. Man versuche mit verdünnter Säure, es wird schnell angegriffen. Wasserstoff wird frei. (Erkläre den Vorgang.)

A. Sauerstoffverbindungen.

Das Eisen ist in seinen Verbindungen verschiedenwertig. Zweiwertig tritt es in den Ferro-Verbindungen, dreiwertig in den Ferri-Verbindungen auf.

a. **Eisenoxydul, Ferrosoxyd, FeO .** Versuch 4—6. Blanke Eisenfeile übergießt man in einem Glase mit frischem Wasser. Die Eisenfeile wird schwarz werden. — In einem anderen Glase übergießt man Eisenfeile mit abgekochtem, lauem Wasser. Sie bleibt blank. In frischem Wasser ist Luft enthalten. Der Sauerstoff derselben verbindet sich mit dem Eisen zu FeO . — Eine Boraxperle färbe man mit FeO grün. — Zu einer Eisenoxydulsalzlösung bringt man Kali oder Natron. Es entsteht ein weißer Niederschlag von H_2FeO_2 , Eisenoxydulhydrat. $\text{FeSO}_4 + 2(\text{HKO}) = \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{FeO}_2$. Dasselbe nimmt sehr schnell Sauerstoff auf, wird erst grau, dann grün und zuletzt gelbbraun.

b. **Eisenoxyd, Ferrioxyd (Eisensequioxyd), Fe_2O_3 .** Versuch 7—11. Glüht man FeSO_4 , so bleibt ein rotes Pulver zurück. — Beim Glühen des Eisens an der Luft bildet sich ein rotbrauner Anflug. — Die feuchte Eisenfeile aus Versuch 4 rostet an der Luft. Rost ist Eisenoxydhydrat. — Aus einer Eisenoxydsalzlösung fällt man durch Alkalien rotbraunes Eisenoxydhydrat $= \text{Fe}_2\text{O}_3 + 3\text{H}_2\text{O} = \text{H}_6\text{Fe}_2\text{O}_6$. — Man färbe die Boraxperle durch Eisenoxyd gelb.

c. **Eisenoxydoxydul, $\text{FeO} + \text{Fe}_2\text{O}_3 = \text{Fe}_3\text{O}_4$.** Hammerschlag ist ein Gemenge von Eisenoxydul und Eisenoxyd. Aus der Luft nimmt er aber fortwährend O auf und wird dadurch röter.

d. **Eisensäure, H_2FeO_4 , Anhydrid: FeO_3 ,** kommt vor in eisensaurem Kali.

B. Schwefelverbindungen.

e. **Einfachschwefeleisen, FeS .** Versuch 12 u. 13. In einem Probiergläschen mische man 2 g Eisenpulver mit 1 g Schwefelblumen innig und glühe. Hat die Verbindung beider Stoffe, die sich durch Glühen kennzeichnet, begonnen, so nehme man das Gläschen von der Flamme. Die Stoffe glühen weiter. Es hat sich Schwefeleisen gebildet, das zur Schwefelwasserstoffentwicklung gebraucht wird. — Aus einer Eisenoxydsalzlösung fällt HAmS schwarzes FeS .

f. **Doppelschwefeleisen, FeS_2 ;** kommt in der Natur vor.

C. Haloidsalze.

g. **Eisenchlorür, FeCl_2 .** Versuch 14. Durch Auflösen von Eisen in HCl und Eindampfen erhält man hellgrüne, im Wasser leicht lösliche Krystalle von $\text{FeCl}_2 + 4\text{H}_2\text{O}$.

h. **Eisenchlorid, Fe_2Cl_6 .** Versuch 15. Durch Auflösen von Eisen in Königswasser erhält man das in Wasser, Alkohol und Äther lösliche Salz.

Letztere Lösung ist goldgelb und heißt Goldtropfen. Setzt man dieselben dem Sonnenlichte aus, so entfärben sie sich; im Dunkeln werden sie wieder gelb. Die Verbindungen mit Cyan siehe bei Cyan.

D. Sauerstoffsalze.

i. Schwefelsaures Eisenorydul, Eisenvitriol, grüner Vitriol, Ferrosulfat, FeSO_4 . Versuch 16. Man löse Eisen in verdünnter Schwefelsäure. Die grünen, leicht verwitternden Krystalle (schiefe rhombische Säulen) sind $\text{FeSO}_4 + 7 \text{aq.}$, Eisenvitriol, der im großen aus dem Schwefelkies gewonnen wird. Das Salz findet vielfache Anwendung, z. B. in der Färberei zur Desinfektion, bei der Tintenbereitung, in der Photographie u. a. An der Luft werden die grünen Krystalle gelb und braun.

k. Schwefelsaures Eisenoryd, Ferrisulfat, $\text{Fe}_2\text{3SO}_4$, entsteht beim Auflösen von Eisenorydhydrat in Schwefelsäure. Bildet Alaune.

l. Kohlensaures Eisenorydul, Ferrokarbonat, FeCO_3 , ist in kohlensäurehaltigem Wasser löslich und darum ein Bestandteil der eisenhaltigen Mineralwässer (Stahlwässer).

Unterscheidung der Eisenoryd- und Eisenorydulsalze.

Versuch 17. Kohlensäure Alkalien geben in ersteren Lösungen einen weißen Niederschlag von FeCO_3 ; in den Drydsalzlösungen hellrotes Eisenorydhydrat. Rhodankalium (siehe Cyan) färbt die Eisenorydsalzlösungen blutrot, die andern gar nicht. — Salicylsäure ist noch empfindlicher und färbt Lösungen von Ferroverbindungen violett.

Aufgabe 47) Wie viel Prozent Metall ist in jedem der genannten Eisenerze enthalten?

* 37. Mangan, Manganium, $\text{Mn} = 55$.

Mangan ist ein graues und sprödes Metall. Es oxydiert an der Luft. $\text{B.} = \text{G.} = 8$. In der Natur kommt es nie gediegen vor.

Mineralogisches. Die wichtigsten Manganerze sind: Pyrolusit. (von pyr = Feuer und losein = waschen, weil es eisenfarbige Gläser im Feuer entfärbt) auch Braunstein MnO_2 ; Manganit $\text{Mn}_2\text{O}_3 + \text{H}_2\text{O}$; Hausmannit, Bad, $\text{MnO} + \text{Mn}_2\text{O}_3 = \text{Mn}_3\text{O}_4$ (entspricht dem Magneteisenerz). Klasse II.

Mangan findet sich aber außerdem noch in vielen Mineralien, z. B. dem Turmalin, dem Granat u. a. — Die Manganerze kommen unter dem Namen Braunstein im Handel vor.

Darstellung. Mangan wird erhalten durch Reduktion des Manganoryduls mit Kohle im heftigsten Gebläsefeuer.

Anwendung findet das Mangan vielfach in seinen Verbindungen.

A. Sauerstoffverbindungen.

Man kennt 6 Oxydationsstufen des Mangans. (Vergl. Eisenoryde!)

- 1) Manganorydul, MnO . (Manganmonoryd.)
 - 2) Manganoryd, Mn_2O_3 . (Mangansesquioryd.)
 - 3) Manganoryduloryd, Mn_3O_4 . (Hausmannit siehe oben.)
 - 4) Mangansuperoryd, MnO_2 . (Manganbioryd.)
 - 5) Mangansäure, MnO_3 . (Mangantrioryd.) Säure + $\text{H}_2\text{O} = \text{H}_2\text{MnO}_4$.
 - 6) Übermangansäure, Mn_2O_7 . (Manganheptoryd.) Säure + $\text{H}_2\text{O} = 2\text{HMnO}_4$.
- 1) und 2) sind Basen, 3) ist indifferent und 4) und 5) sind Säuren.

a. **Manganoxydul**, MnO . Versuch 1 u. 2. Glüht man $MnCO_3$, kohlensaures Manganoxydul, so verflüchtigt die CO_2 und ein grünes Pulver bleibt zurück. — Man setze zu einer Manganoxydulsalzlösung Kali. Es fällt weißes Manganoxydulhydrat, $MnO + H_2O = H_2MnO_2$, das sich aber bald weiter oxydiert und braun wird.

b. **Mangansuperoxyd**, MnO_2 , Braunstein, haben wir bei der Sauerstoff- und Chlor-Darstellung kennen gelernt. — Versuch 3. Eine durch Eisenoxydul grün gefärbte Boraxperle entfärbt man durch Zusatz von Braunstein. Wird zu demselben Zwecke in der Glasfabrikation verwendet und heißt deshalb auch **Glasmacherseife**. (Vgl. S. 82.)

c. **Mangansäure**, MnO_3 (Anhydrid), als Säure H_2MnO_4 , ist nur in Verbindungen bekannt. Eine solche ist mangansaures Kali. — Versuch 4. In einer eisernen Schale — einem Tiegel — erhitzt man 4 T. Kalihydrat, 2 T. chlorsaures Kalium und 4 T. Braunstein stark. Es bildet sich ein dunkelgrüner Satz, der sich im Wasser mit schöner, grüner Farbe löst.

$(3MnO_2 + KClO_3 + 6KHO = 3K_2MnO_4 + KCl + 3H_2O)$
(Braunstein + chlorf. K. + Kali = mangans. K. + Chlorkalium + Wasser.)

Diese Lösung von mangansaurem Kalium ist erst grün, wird bald blau, dann violett, purpurn und zuletzt prächtig rot. Es hat das Salz deshalb den Namen **mineralisches Chamäleon**. Chamäleonlösung ist es zuletzt geworden, indem sich das mangansaure Kalium mit Wasser verband.

Die Chamäleonlösung wird als Desinfektionsmittel, in der analytischen Chemie, als Mundwasser (aber in sehr verdünnter Lösung) und in der Medizin verwendet.

B. Schwefelverbindungen.

d. **Schwefelmangan**, MnS , kommt als seltenes Mineral vor.

Versuch 5. Man erhält einen fleischroten Niederschlag von MnS , wenn man ein Manganhydratsalz (in Lösung) mit H_2S versetzt.

C. Haloidsalze.

e. **Manganchlorür**, $MnCl_2$. Versuch 6. Erwärmt man Braunstein mit HCl , so entweicht Chlor, und eine braune Flüssigkeit bleibt, aus welcher sich beim Eindampfen fleischrote, an der Luft leicht zerfließende Krystalle von $MnCl_2 + 4H_2O$ ausscheiden.

D. Sauerstoffsalze.

Die Zahl der durch die Manganverbindungen entstehenden Sauerstoffsalze ist sehr groß, da Manganoxydul und Manganoxyd als Basen sich mit fast allen Säuren, und Mangansäure und Übermangansäure mit fast allen Basen zu Salzen verbinden können. (Nachweisen!)

f. **Kohlensaures Manganoxydul**, $MnCO_3$, Manganarbonat findet sich in der Natur als **Manganspat**, kann auch durch Fällen eines Manganoxydulsalzes mit Natriumcarbonat als weißer Niederschlag gewonnen werden.

Eine Spur einer Manganverbindung färbt die Boraxperle violett. Glasflüsse erhalten dieselbe Farbe. — Töpfer stellen aus Bleiglätte, Thon und Braunstein die schwarze und braune Glasur ihrer Gefäße her. (S. 90.)

Interessant ist die Ozonentwicklung aus übermangansaurem Kalium. Wird dasselbe mit verdünnter Schwefelsäure zusammengebracht, so bildet sich aus der Übermangansäure Manganorydul und Ozon. ($\text{Mn}_2\text{O}_7 = 2\text{MnO} + 5\text{O}$.)

* 38. Chrom, Chromium, Cr = 52,2.

Chrom ist ein seltenes Metall. Es kommt nur in Verbindungen vor, die sich durch ihre Farben auszeichnen und dem Metalle den Namen gegeben haben (chroma = Farbe). Dasselbe ist hart, spröde und schwer schmelzbar. (B.=G. = 8.)

Vorkommen und Mineralogisches. In der Natur kommt es im Chromeisenstein (FeCr_2O_4) vor. Außerdem in kleinen Mengen im Serpentin, Rubin, Granat etc. Es findet nur in Verbindungen Verwendung.

A. Sauerstoffverbindungen.

Es bildet gleich dem Fe in seinen Verbindungen sowohl Basen als Säuren und gleicht diesem auch in der Zusammensetzung derselben.

a. Chromorydul, CrO , Chromoxyd, Cr_2O_3 , Chromoxydorydul, Cr_3O_4 und Chromtrioxyd, CrO_3 .

Versuch 1 u. 2. Löst man schwefelsaures Chromoxyd und setzt Kali zu, so entsteht ein graugrüner Niederschlag von $\text{Cr}_2\text{O}_3 + 3\text{H}_2\text{O} = \text{H}_6\text{Cr}_2\text{O}_6$. Beim Glühen verliert derselbe sein Wasser und Cr_2O_3 , Chromsesquioxyd, bleibt zurück. Dasselbe wird in der Porzellanmalerei und zum Grünfärben des Glases gebraucht. — Die Boraxperle wird smaragdgrün.

b. Chromtrioxyd, CrO_3 . Versuch 3. Eine kalt gesättigte Lösung von doppelt chromsaurem Kalium (rot) wird mit H_2SO_4 versetzt. Es scheiden sich rote Krystalle aus, die an der Luft zerfließen: CrO_3 . Chromsäure (H_2CrO_4) ist frei noch nicht dargestellt worden.

B. Sauerstoffsalze.

Die Chromoxydsalze sind entweder grün oder violett gefärbt. Schwefelsaures Chromoxyd ist besonders in seinen Verbindungen mit Alkalien als Chromalaun bekannt. (Siehe Alaun.)

c. Kaliumchromat, K_2CrO_4 . Versuch 5. Man erhält das gelbe Salz aus dem doppelt chromsauren Kalium, indem man Kali zusetzt und eindampft.

d. Kaliumbichromat, $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$. Versuch 6. Setzt man zu Kaliumchromat H_2SO_4 , so bilden sich gelbrote Krystalle beim Eindampfen, die vielfach verwendet werden, z. B. zur Darstellung anderer chromsaurer Salze, der Chromfarben, bei den galvanischen Chromsäure-Elementen u. a. Es wirkt als Gift, weil es seinen Sauerstoff an die organischen Stoffe abgibt.

Reaktionen. In den Lösungen von chromsauren Salzen giebt H_2S und $\text{H}_2\text{MS} = \text{H}_6\text{Cr}_2\text{O}_6$, Chromoxydhydrat. $\text{BaCl}_2 = \text{gelbes BaCrO}_4$, chromsaures Baryum. $\text{AgNO}_3 = \text{rotbraunes Ag}_2\text{CrO}_4$, chromsaures Silberoxyd.

* 39. Wismut, Bismuthum, Bi = 210.

Wismutmetall ist rötlich weiß, glänzend, großblättrig = krystallinisch, spröde, oxydiert nicht an der Luft, beim Schmelzen aber zu Wismutoxyd und löst sich in warmer Salpetersäure leicht auf. Es läuft beim Schmelzen mit bunten Farben an, bunt wie eine Wiesenmatte, daher der Name.

Vorkommen und Mineralogisches. Es findet sich in der Natur meist gediegen und in Schwefelverbindungen: Wismut und Wismutglanz.

Gewinnung. Ganz ähnlich der Antimon-Darstellung.

Anwendung. Da Bi schon bei 240° schmilzt und seine Legierungen mit Zn und Pb noch leichter schmelzen, so wird es mit diesen zu Sicherheitsventilen auf Dampfkesseln verwendet. Das Rofsche Metall (2 T. Bi, 1 Pb, 1 Sn) schmilzt bei 94° . Ein Zusatz von Cd giebt Woods Metall, das bei 70° schmilzt.

Versuch. Darstellung des Rofschen Metalls und Schmelzen desselben im kochenden Wasser.

Wismut wird auch zur Konstruktion von Thermoelementen verwendet.

Verbindungen.

Die Sauerstoff- und Schwefelverbindungen sind unwichtig.

Eine Chlorverbindung ist das sogenannte Perlweiß, auch Schminkeweiß, ein weißes Pulver, welches als Schminke benutzt wird; man gewinnt es, indem man zu einer Auflösung von Wismut in Salpetersäure etwas Kochsalzlösung und dann Wasser setzt. Es ist Wismutchlorid, BiCl_3 , und Wismutoxyd, $\text{Bi}_2\text{O}_3 = \text{BiOCl}$.

Die Wismutsalze sind nur in Säuren löslich, meist weiß und giftig. Alkalien fällen weißes Wismuthydroxyd, H_2BiO_3 ; kohlensaure Alkalien fällen kohlensaures Wismutoxyd; Schwefelwasserstoff und Schwefelammonium aber dunkles Schwefelwismut, Bi_2S_3 . — Wasser trübt die Lösung der Salze; ein Zusatz von Salpetersäure hebt die Trübung auf.

Schreibt man mit einer Lösung von Bi in HNO_3 auf Papier, legt dies ins Wasser, so verschwindet die Schrift; legt man aber ein in Schwefelleberlösung getränktes Papier auf das beschriebene Blatt, so tritt die Schrift schwarz hervor.

40. Zinn, Stannum, Sn = 118.

Das Zinn ist weiß, glänzend fast wie Silber. Es ist weich, doch härter als Blei. Beim Biegen knirscht es (Zinneschrei). Es ist dehnbar und läßt sich zu papierdünnen Blättern auswalzen, die man Stanniol nennt. (B. = G. W. = 7, 3.) An der Luft verändert es sich nicht. Bei Luftzutritt geschmolzen, überzieht es sich mit einer grauen Oxidschicht (Zinnasche). In Weißglühhitze verbrennt es mit weißer Flamme zu Oxid.

Vorkommen und Mineralogisches. Gediegen ist es bis jetzt nicht gefunden worden. Es findet sich fast nur im Zinnstein (Zinnerz), SnO_2 , tetragonal, verb, in Körnern, diamantglänzend, schwarzbraun. Kornwallis (England), Viktorialand (Australien), Malakka und Banka sind Hauptfundorte.

Gewinnung. Es wird allein aus dem genannten Mineral gewonnen, indem man das Erz zerkleinert, schlämmt, durch Rosten im Flammenofen von Schwefel und Arsen befreit, mit Kohle reduziert und schmilzt.

Anwendung. Wegen seiner geringen Neigung zu oxydieren, benutzt man es zum Überziehen von Eisen, Kupfer und anderen leicht oxydierenden Metallen. Eisenblech wird verzinkt, indem man dasselbe mit H_2SO_4 beizt und dann in geschmolzenes Zinn taucht, über welchem sich eine Schicht flüssigen Talges befindet, damit das Zinn nicht oxydiere.

Kupfer, Messing und Schmiedeeisen werden bis zum Schmelzpunkte des Zinns (230°) erhitzt, mit Salmiak befeuchtet und dann mit geschmolzenem Zinn verrieben. Erhitzt man Weißblech (verzinktes Eisenblech), kühlt es mit Wasser schnell ab und ätzt

es mit verdünnter Säure, so entstehen Zeichnungen (dem krystallinischen Gefüge des Zinns entsprechend), Eisblumen ähnlich. Man nennt dieselben *moiré métallique*. Stecknadeln werden auf nassem Wege verzinnt, sie werden weißgefottert. Wenn man 1 T. Zinnsalz, 1 T. Weinstein, 2 T. Alaun und 2 T. Kochsalz in Wasser löst, die Lösung zum Sieden erhitzt und die zu verzinnenden Gegenstände hineinwirft, so überziehen sich dieselben mit Zinn.

Stanniol wird vielfach verwendet, z. B. als Spiegelfolie, zum Einpacken von Seife, Käse, zum Belegen der Leydener Flasche. Unechtes Blattsilber (Silberschaum) besteht aus Zinn und Zink. Zinngefäße sind gewöhnlich aus einer Legierung von 5 T. Zinn und 1 T. Blei hergestellt. Das Schnelllot besteht aus 2 T. Zinn und 1 T. Blei, es schmilzt schon bei 171° . Die Zinnbleiasche wird zu Emaille und weißen Glasuren verwendet. Bronzen sind Legierungen von Zinn und Kupfer. Glockenmetall hat 100 T. Kupfer und 20—30 T. Zinn; zur Statuenbronze setzt man noch Blei und Zink zu.

(Versuche: Man verzinne einen Gegenstand auf nassem Wege; man stelle *moiré métallique* her.)

A. Sauerstoffverbindungen.

a. Zinnorydul, SnO . Versuch 1. Zu einer Zinnsalz- (Chlorür-) Lösung setze man Na_2CO_3 , es entsteht ein weißer Niederschlag von H_2SnO_2 , der unter Abschluß der Luft erhitzt, das Anhydrid giebt. SnO ist eine Basis.

b. Zinnoryd, SnO_2 . Versuch 2—4. Man verbrenne Zinn an der Luft; es bildet sich Zinnasche oder Zinnoryd, das als Putz- oder Poliermittel für Metall dient. — Man lasse das Zinn durch HNO_3 oxydieren; es entsteht weiße Zinnsäure. — Aus einer Zinnchloridlösung fällen NH_3 oder kohlensaure Alkalien: Zinnsäurehydrat, H_4SnO_4 , welches beim Glühen das Wasser abgiebt.

B. Schwefelverbindungen.

c. Einfach Schwefelzinn, SnS , schwarzbraun, wird aus einer Zinnchlorür- oder Zinnorydulsalz-Lösung durch H_2S gefällt.

d. Zweifach Schwefelzinn, SnS_2 , aus einer Zinnchlorid- oder Zinnsäure-Lösung fällt H_2S gelbes Zinnsulfid, SnS_2 .

Versuch 5. Erhitzt man Zinnfeilspäne mit Schwefel und Chlorammonium, so erhält man goldgelbes, metallglänzendes SnS_2 , das zum Bronzieren von Gips, Holz etc. und als Musivgold verwendet wird.

C. Haloidsalze.

e. Zinnchlorür, Zinnsalz, SnCl_2 . Versuch 7. Man löse Sn in HCl und dampfe die Lösung ein. Die weißen Krystalle enthalten $2\text{H}_2\text{O}$.

Zinnsalz löst sich in geringer Wassermenge auf, in mehr Wasser zerfällt es sich und trübt die Lösung. Es nimmt gern O auf und wird deshalb als Desoxydationsmittel gebraucht. Es wird verwendet in der Färberei.

f. Zinnchlorid, SnCl_4 , entsteht beim Verbrennen von Stanniol in Chlor und findet Anwendung in der Färberei.

D. Sauerstoffsalze.

Aus den Zinnorydulsalzen fällen Alkalien und kohlensaure Alkalien weißes H_2SnO_2 . H_2S und H_2S schwarzbraunes SnS . — Aus zinnsauren Salzen scheidet Zink metallisches Zinn aus (Zinnbaum). NH_3 fällt weißes H_4SnO_4 , und H_2S gelbes SnS_2 . — Die Boraxperle wird von ihnen weiß und undurchsichtig.

Aufgabe 48) Wieviel Zinn enthält eine Lösung von Zinnchlorür, wenn dieselbe durch Einleiten von Schwefelwasserstoff a) 0,4 b) 1,4 c) 2,4 g Zinnsulfür (SnS) giebt?

41—47. Rückblick.

Uran, Vanadin, Titan, Wolfram, Tantal, Niob und Molybdän sind seltene Metalle. — Uranoxyd (U_2O_3) färbt Glasflüsse grüngelb (Uran-glas), Uranoxydul (UO) färbt sie schwarz; beide finden bei Glas- und Porzellanbereitung Anwendung. — Molybdänsaures Ammon ist das empfindlichste Reagens auf Phosphorsäure. (Verdünnung man 1 Tropfen der zu untersuchenden Lösung mit Wasser, fügt einige Tropfen HNO_3 und molybdänsaures Ammon zu und erwärmt, so deutet ein gelber Niederschlag oder eine gelbe Färbung auf Phosphorsäure.) — Sämtliche bis jetzt besprochenen Schwermetalle haben die Eigentümlichkeit, in ihren Sauerstoffverbindungen sowohl Basen als (schwache) Säuren zu bilden.

48. Zink, Zincum, Zn = 65,2.

Das Zink ist bläulich weiß, hat einen starken Metallglanz und ein großblättrig-krySTALLINISCHES Gefüge. Sp. Gew. 7. Bei gewöhnlicher Temperatur ist es spröde, zwischen $100—150^\circ$ ist es dehnbar und über 200° wird es wieder so spröde, daß man es im Mörser pulverisieren kann. Es schmilzt bei 400° , in der Weißglut wird es flüchtig. Die Luft überzieht das Zink mit einer dünnen Schicht von Zinkcarbonat, welches das darunter liegende Metall vor weiterer Oxydation schützt.

Vorkommen und Mineralogisches. Im freien Zustande findet sich das Zink nicht, wohl aber an Schwefel gebunden als Zinkblende (ZnS) mit deutlich sechsblättrigem Bruch, entsprechend den Flächen des Rhombendodekaeders, diamantglänzend. In ihrer Nähe findet sich gewöhnlich ihr Zersetzungprodukt Zinkvitriol ($ZnSO_4 + 7H_2O$), rhombisch-nadelförmig, weißlich. — Zinkspat, Galmei ($ZnCO_3$), gelbes Erz, doch auch anders gefärbt; hexagonal. Sehr oft grau, dem Kalkstein ähnlich, in dessen Nähe es sich nicht selten findet. Tarnowitz, Aachen. — Der gemeine Galmei, Kieselzink ($Zn_2SiO_4 + H_2O$), rhombisch.

Gewinnung. Zinkspat oder Zinkblende wird geröstet; dadurch sind Schwefel oder Kohlensäure und Wasser entwichen. Das übrig bleibende Zinkoxyd wird zerkleinert und in thönernen Retorten (Muffeln) mit Kohle zu Metall reduziert. Das flüssige Zink tröpfelt in einen darunter befindlichen Raum und heißt Tropfzink. Dasselbe wird geschmolzen und in Barren gegossen.

Anwendung des Zinks. Es wird besonders als Blech zu Dachrinnen, Dachbedeckungen, Eimern, Wannen zc. verwendet. In Legierungen: Messing, Bronze, Tombak, Zalmi, Neusilber zc. (siehe Kupfer). Zum Verzinken des Eisenblechs (galvanisiertes Eisen). Das im Handel vorkommende Zink ist gewöhnlich durch Blei, Eisen, Arsen, Cadmium verunreinigt.

A. Sauerstoffverbindungen.

a. Zinkoxyd, ZnO . Versuch 1 u. 2. Wird Zink an der Luft verbrannt, so bildet sich ein weißer Rauch (Zinkblumen). — Glüht man Zinkcarbonat, so wird die Kohlensäure ausgetrieben und eine weiße, lockere Masse bleibt zurück, ZnO (lana philosophica = philosophische Wolle, auch nihilum album — weißes Nichts genannt). Unter dem Namen Zinkweiß wird es als Anstrichfarbe häufig angewendet und ist dem Bleiweiß vorzuziehen, da es dieselbe Deckkraft hat, aber nicht der Gesundheit nachteilig ist, auch der Anstrich durch H_2S nicht geschwärzt wird.

B. Schwefelverbindungen.

b. **Schwefelzink**, ZnS . Bringt man zu einer Zinksalzlösung H_2S , so fällt weißes ZnS .

C. Haloidsalze.

c. **Chlorzink**, $ZnCl_2$, Zinkchlorür. Versuch 3. Pulverisiertes Zink verbindet sich mit Chlor unter Feuererscheinung zu Chlorzink. — Löst man Zink in Salzsäure, so bildet sich ebenfalls Chlorzink.

Lötwaſſer iſt eine konz. Lösung von Chlor, Zink und Salmiak.

D. Sauerstoffsalze.

d. **Schwefelsaures Zink**, Zinksulfat, Zinkvitriol, weißer Vitriol, $ZnSO_4 + 7 aq$. Wir lernten die Verbindung schon bei der Wasserstoffentwicklung (mit H_2SO_4 und Zn) kennen. Das Salz wird als Arzneimittel, Desinfektionsmittel und in der Rattendruckerei gebraucht.

Beim Erhitzen zerfällt $ZnSO_4$ in ZnO , SO_2 und O . Darauf gründet sich eine Methode der fabrikmäßigen Sauerstoffentwicklung.

e. **Kohlensaures Zink**, Zinkcarbonat, $ZnCO_3$. Versuch 4. Aus einer Lösung von Zinksulfat fällen Alkalicarbonat $ZnCO_3$.

Die Zinksalze sind giftig und erregen Erbrechen. Die meisten sind in Wasser, alle in Salzsäure löslich. Die Alkalien fällen aus den Zinksalzlösungen weißes H_2ZnO_2 .

*** 49. Kadmium, Cadmium, $Cd = 112$.**

Dieses seltene Metall kommt fast nur als Begleiter des Zinks vor. Es wird zu Legierungen verwendet. (Wood's Metall = 3 T. Cd , 4 T. Sn , 15 T. Bi und 8 T. Pb , schmilzt schon bei 70° .)

Versuch. Darstellung der Woodschen Legierung und Schmelzen derselben in kochendem Wasser.

50. Blei, Plumbum, $Pb = 207$.

Das Blei hat eine bläulich graue Farbe, starken Glanz, ist sehr weich und färbt ab. Zu Draht läßt es sich ausziehen, zu Blättern walzen und zu Röhren pressen. Sein sp. Gew. ist 11,4. Es schmilzt bei 327° und verdampft in der Weißglühhitze. An der Luft überzieht es sich mit einer dünnen Oxidschicht, die das darunter liegende Metall vor der Oxydation schützt. Beim Schmelzen überzieht es sich ebenfalls mit einer Oxidschicht (Bleiglätte oder Bleiasche). Im Wasser oxydiert es auch, besonders wenn die Luft Zutritt zum Wasser hat und dieses nicht kohlensäure- oder schwefelsaure Salze enthält. Im weichen Wasser also leichter als im harten. Das im Wasser gebildete Bleioxyd ist giftig.

Vorkommen und Mineralogisches. Das wichtigste Bleierz ist der Bleiglanz, Galenit (PbS); S. 2,5; sp. Gew. 7,5. Würfel und Oktaeder. Vorzüglicher Metallglanz. Sehr verbreitet. Tarnowitz in Schlesien, Sachsen, Harz, England, Amerika. Nach diesem Erze, dem Galenit, haben alle Schwefelerze mit vollkommenem Metallglanz und einer geringeren Härte als 3 den Namen Galenoide erhalten. Sie bilden die III. Klasse des Systems. (Welche Galenoide sind uns schon bekannt?) — Der Bleispat, Weißbleierz ($PbCO_3$); S. 3; sp. Gew. 6. Rhombisch. Diamantglänzend, weißlich. (Klasse V.) Vorkommen gleich dem vorigen.

Gewinnung. Es wird fast nur aus dem Bleiglanz entweder durch die sogenannte Niederschlagsarbeit oder durch Röstarbeit gewonnen.

Das Erz wird mit metallischem Eisen (in Körnern) erhitzt und geschmolzen. ($\text{PbS} + \text{Fe} = \text{FeS} + \text{Pb}$.) Man erhält metallisches Blei und Schwefeleisen.

Die Röstarbeit besteht in dem Rösten des Bleiglanzes in einem Flammenofen bei Luftzutritt. Der Schwefel verbrennt zu schwefeliger Säure, das Blei oxydiert sich: $\text{PbS} + 3\text{O} = \text{PbO} + \text{SO}_2$. Ist der größere Teil des Bleiglanzes oxydiert, so wird unter stärkerem Feuer und Luftabschluß der Rest des Schwefelbleies zu Blei und schwefeliger Säure umgewandelt: $2\text{PbO} + \text{PbS} = 3\text{Pb} + \text{SO}_2$. Das gewonnene Blei heißt *Werkblei* und enthält gewöhnlich noch kleine Mengen anderer Metalle (Cu, Bi, As, Sb), die es härter machen (*Hartblei*). Enthält das Blei, wie gewöhnlich, Silber, so wird dieses durch Abtreiben gewonnen. (Siehe Silber.)

Anwendung. Papierdünne Bleiplatten werden zum Einpacken von Schnupftabak zc., stärkere Platten zum Dachdecken benutzt. Röhren zu Wasserleitungen, Fensterblei, werden daraus gepreßt; Legierungen, z. B. mit Sb zu Buchdruckerlettern zc., Mantel für die Geschosse der gezogenen Kanonenrohre, die Herstellung des Schrotens und der verschiedenen Bleipräparate, zeigen die Verwendung des Bleies.

Schrotfabrikation. Bleifugeln werden gegossen; aber der Flintenschrot wird ohne Gießformen hergestellt. Reines Blei wird nicht hierzu verwendet. Dasselbe wird mit 1—2% As versetzt und geschmolzen, dann in siebartige Gefäße gebracht, aus denen es körnerweis abfließt und von turmartigen Gebäuden 30—50 m herabfallen muß. Während des Herabfallens erstarren die Schrotkörner und werden in einem Gefäße mit Wasser aufgefangen, das etwas Schwefelnatrium gelöst enthält, um durch Bildung eines dünnen Überzuges das Drydieren der Schrotkörner an der Luft zu verhindern. Durch verschiedene Siebe mit freisrunden Löchern wird der Schrot sortiert und zuletzt gescheuert und geglättet. Das geschieht in den Scheuertonnen, in denen die Schrotkörner mit Graphit so lange durch Rotieren der Tonne an einander abgerieben und geglättet werden, bis sie den erforderlichen Glanz erhalten haben. Die kleinsten Schrote heißen *Bogeldunst*, die größten *Rehposten*.

A. Sauerstoffverbindungen.

a. **Bleioxyd**, PbO . Versuch 1 u. 2. Man erhält es durch Glühen von Bleicarbonat. Es ist ein gelblich rotes Pulver. — Man schmelze Blei bei Luftzutritt. Die sich bildende graue Haut ist *Bleiasche* oder *Bleiglätte*, PbO , die bei weiterem Erhitzen an der Luft gelb wird. Sie dient zur Herstellung des farblosen Bleiglasses, Krystallglasses, Flintglasses, auch zu Glasuren. Im Handel als *Massicot*, *Malerfarbe*.

b. **Mennige**, Pb_3O_4 . Versuch 3. Erhitzt man Bleioxyd unter Luftzutritt auf 3—400°, so nimmt dasselbe noch mehr Sauerstoff auf und verwandelt sich in ein rotes Pulver, Pb_3O_4 . (Mennige vom lat. *minium* = Bergzinnober, Bleizinnober.) Sie wird angewendet als *Malerfarbe*, bei der Glasfabrikation und zu Glasuren.

c. **Bleisuperoxyd**, PbO_2 , wird bei der Streichholzfabrikation gebraucht.

B. Schwefelverbindungen.

d. **Schwefelblei**, PbS , findet bei Topfglasuren Anwendung. Versuch 4. Wirkt H_2S auf Bleilösungen ein, so bildet sich schwarzes Schwefelblei.

C. Haloidsalze.

e. **Chlorblei**, PbCl_2 , fällt als weißes, krystallinisches Pulver durch

Salzsäure aus Bleilösungen, läßt sich schmelzen und kommt unter dem Namen Hornblei vor.

f. Jodblei, PbJ_2 , fällt als citronengelber Niederschlag aus Bleilösungen durch Jodkalium.

D. Sauerstoffsalze.

g. Bleinitrat, salpetersaures Blei, PbN_2O_6 , entsteht beim Auflösen von Blei oder Bleioxyd in Salpetersäure und giebt gelbe und rote Bleifarben.

h. Bleisulfat, schwefelsaures Blei, $PbSO_4$, erhält man als weißen, löslichen Niederschlag, wenn man zu einer Bleilösung H_2SO_4 bringt.

i. Bleichromat, chromsaures Blei, $PbCrO_4$, bildet sich, wenn man in eine Bleizuckerlösung eine Lösung von doppelt chromsaurem Kalium gießt. Als Chromgelb wird es von den Malern gebraucht. — Kocht man Chromgelb mit Kalilauge, so entsteht Chromrot, indem $PbCrO_4$ ein Teil der Säure entzogen wird.

k. Bleiacetat, essigsäures Blei, Bleizucker, $PbC_4H_6O_4 + 3aq.$ (Siehe Essigsäure.)

l. Bleikarbonat, kohlen-saures Blei, $PbCO_3$. Bringt man ein kohlen-saures Alkali zu einer Bleisalz-lösung, so fällt immer kohlen-saures Blei.

Das **Bleiweiß** ist ein Gemenge aus Bleikarbonat und Bleioxydhydrat ($PbCO_3 + H_2PbO_2$). Es wird viel gebraucht und darum fabrikmäßig hergestellt. Nach der holländischen Methode stellt man dasselbe folgendermaßen her: Bleiplatten werden spiralig aufgerollt, in irdene Töpfe gestellt, in denen sich etwas Essig oder saures Bier befindet und diese mit einer Bleiplatte lose bedeckt. Mehrere solcher Töpfe werden in Pferdemist eingepackt. Die Verwesung des Düngers erhöht die Temperatur, das begünstigt chemische Vorgänge; es entsteht CO_2 . Unter dem Einfluß der Luft hat sich unterdes das Blei oxydiert und mit den essigsäuren Dämpfen zu essigsäurem Blei verwandelt. Die entstandene Kohlensäure treibt aber die Essigsäure aus der Verbindung und bildet kohlen-saures Blei. Die freigewordene Essigsäure verbindet sich mit dem anderen Blei aufs neue zu Bleiacetat, doch die aufs neue entstandene Kohlensäure läßt neues Bleiweiß entstehen u. s. f., so daß eine geringe Menge Essigsäure zur Bildung bedeutender Mengen Bleizucker und somit Bleikarbonat hinreichend ist.

Das Bleiweiß erhält man in schuppigen Stücken beim Aufrollen der Platten. Kommt es so in den Handel, so führt es den Namen Schiefer- oder Kremserweiß. Bisweilen wird es mit Indigo oder Berlinerblau versetzt und dann als Perlweiß verkauft. Das Bleiweiß wird häufig verfälscht durch Zusatz von Schwerspat, Gips, Kreide, Thon.

Alle Bleiverbindungen sind giftig und erzeugen im menschlichen Organismus die Bleikolik, eine Krankheit, an der Arbeiter in Bleiweißfabriken oft leiden.

Bleibaum. In eine Bleilösung hänge man ein Stückchen Zink. Das Blei scheidet sich aus in Form baumartig verzweigter Blättchen.

Aufgabe 49) Wie viel kg Bleiweiß ($PbCO_3$) erhält man aus 92 kg Blei, vorausgesetzt, daß alles Blei in Bleiweiß verwandelt wird? Wie viel aber, wenn wir die Formel für Bleiweiß genauer mit $PbCO_3 + H_2PbO_2$ geben?

* 51. Kobalt, Cobaltum, Co = 58,8.

* 52. Nickel, Niccolum, Ni = 58.

Eigenschaften. Beide haben fast gleiches sp. Gewicht (8,5—9),

sind magnetisch und lassen sich zu Blech und Draht auswalzen. Co ist rötlich stahlgrau, Ni silberweiß.

Vorkommen. Beide finden sich nur im Meteoreisen gediegen. Ihre Erze haben wir beim As kennen gelernt. (Wiederhole Speiskobalt, Glanzkobalt, Kupfernichel, Nickelglanz, Kobaltblüte und Nickelblüte.) In den glänzenden, zumteil kupferroten Erzen vermuteten die Bergleute Silber und Kupfer; beim Erhitzen derselben sahen sie sich, wie sie glaubten, von Berggeistern, Kobolden, getäuscht, erhielten die übelriechenden Arsenikdämpfe und gaben den Metallen die Namen Kobalt und Nickel.

Gewinnung. Die Erze müssen von As und S befreit werden. Deshalb werden sie in Flammenöfen unter Luftzutritt geröstet; arsenige und schwefelige Säure entweichen, die Dryde bleiben zurück, die durch sauren schwefelsauren Kalk in die Sulfate übergeführt werden. Durch Zusatz von saurem oxalsaurem Kalium fällt rosenrotes oxalsaures Co oder Ni, und dies wird durch Glühen zum reinen Metall reduziert.

Anwendung findet bis jetzt nur das Nickelmetall und zwar besonders in Legierungen, z. B. Neusilber oder Argentan (60% Cu, 30% Zn, 10% Ni), Alfenide und Scheidemünzenmetall (in der Schweiz, Belgien und Deutschland).

Von den Sauerstoffverbindungen hat nur Kobaltoxydul (CoO) Bedeutung, welches mit Quarz und Pottasche geschmolzen ein blaues Glas giebt, das zu Pulver zermahlen, Smalte genannt, und zum Färben des Glases, Porzellans, aber auch des Papiers und des Waschblaus benutzt wird.

Die Haloidsalze beider Metalle zeichnen sich durch schöne Färbung aus. Chlorkobalt, CoCl_2 , bildet in wasserhaltigem Zustande schön rosenrote Krystalle, wasserfrei werden dieselben blau.

Schreibt man mit einer verdünnten Lösung von CoCl_2 auf Papier und erhitzt dasselbe auf einem Bleche, so werden die Schriftzüge schön blau. War die Temperatur nicht zu hoch, so kehrt in feuchter Luft die rote Farbe wieder. — Chlornickel, NiCl_2 , ist in gleicher Weise erst grün, dann gelb. — Zeichnet man mit dem Gemenge der Lösungen von CoCl_2 und NiCl_2 etwa Laub und Gras einer sonst schwarz gezeichneten Winterlandschaft und erwärmt das Blatt, so werden die Zeichnungen grün, man erhält also eine Sommerlandschaft.

Reaktionen. Die Lösungen der Co- und Ni-Salze geben mit H₂S schwarze Niederschläge von CoS und NiS; in ersteren geben Alkalien blaue, in letzteren grüne, kohlensaure Alkalien pfirsichblütenfarbene und hellgrüne Niederschläge; die Boraxperle wird von ersteren blau, von letzteren rot gefärbt.

53. Kupfer, Cuprum, Cu = 63,5.

Eigenschaften. Kupfer hat eine rote Farbe (das einzige rot gefärbte Metall), starken Glanz, ist geschmeidig, dehnbar und schweißbar. Man kann es zu feinem Draht ausziehen und zu dünnen Blättchen ausschlagen. (B. = G. W. = 8,9.) Es schmilzt bei 1100°. In der atmosphärischen Luft überzieht es sich mit einer grünen Schicht von kohlensaurem Kupferoxyd (Patina, Aerugo nobilis = edler Rost). Bei schwachem Erhitzen bildet sich auf der Oberfläche des Metalls eine rote Drydulschicht (Kupferasche). Reines Kupfer erhält man, wenn man ein lösliches Kupfersalz durch den galvanischen Strom zersetzt. Hierauf gründet sich die Galvanoplastik.

Vorkommen und Mineralogisches. Das Kupfer ist ein sehr verbreitetes und seit den ältesten Zeiten bekanntes Metall. Die Griechen

und Römer bezogen es von Cypern und nannten es aes Cyprium (Erz aus Cypern), Cuprum (daraus: Kupfer).

1) Gediegen Kupfer findet sich in großen Mengen in Nordamerika. Doch ist jetzt Chile erstes Kupferland, sein Quarzsand enthält bis 80% Cu. $\rho = 3$. (Kl. VI.)

2) Schwefelkupfer: Kupferglanz (Cu_2S), rhombisch, schwarzgrau metallglänzend; $\rho = 2,5$; sp. Gew. 5,6. — Kupfersilberglanz (CuAgS), selten, $\rho = 2,5$. — Kupferkies (CuFeS_2), das wichtigste Kupfererz, körnig bis dicht, messinggelb; $\rho = 4$; sp. Gew. 4,3. — Buntkupfererz (Cu_3FeS_3) gewöhnlich derb, kupferrot; $\rho = 3$, sp. Gew. 5. —

3) Dryde: Rotkupfererz (Cu_2O), Oktaeder, diamantglänzend, rot ins Graue. $\rho = 4$, sp. Gew. 6.

4) Sauerstoffsalze: Kupfervitriol ($\text{CuSO}_4 + 5\text{aq}$) und Malachit ($\text{CuCO}_3 + \text{H}_2\text{CuO}_2$) smaragdgrün, sind Zersetzungserzeugnisse von Schwefelkupfererzen. Blättrig kristallinische Massen heißen Malachitspat; nadelig kristallisierte Faser-Malachit; der dichte M. ist derb, und der erdige M. erscheint oft als Überzug. — Besonders im Ural. — Kupferlasur ($2\text{CuCO}_3 + \text{H}_2\text{CuO}_2$), lasurblau.

5) Kupferschiefer ist ein bituminöser Mergelschiefer mit eingesprengten Kupfererzen.

(Ordne vorstehende Mineralien ins System ein!)

Gewinnung. a. Die oxydischen Kupfererze werden durch Rösten zunächst von Wasser und Kohlensäure befreit, dann mit Holzkohle in einem Schachtofen geschmolzen. Das so gewonnene Kupfer ist gewöhnlich kohlehaltig, es ist Schwarzkupfer.

b. Kupferschwefelerze werden in Schachtofen geschmolzen. Gewöhnlich befindet sich in den Erzen (wie z. B. im Kupferkies) auch Eisen. Das Eisen oxydiert aber leichter als Kupfer, und Schwefel verbindet sich mit Kupfer eher als mit Eisen. Das Eisen geht deshalb zum großen Teile als Drydul in die Schlacken, und Kupfer bildet mit Schwefel und Eisen eine schwarze Masse, den Rotstein. Diese wird nochmals geröstet und nochmals im Schachtofen geschmolzen, bis alles Eisen in die Schlacken übergegangen ist. Das nun gewonnene Kupfer ist auch Schwarzkupfer.

Das Schwarzkupfer wird durch ein kräftig oxydierendes Schmelzen von den Verunreinigungen (Schwefel und Metalle) befreit, wobei diese sich früher verschlacken als Kupfer. Dieser Prozeß heißt das Gar machen des Schwarzkupfers und erfolgt im Garherde oder Spleißofen, und die hier erhaltenen Kupferscheiben führen den Namen: Rosettenkupfer.

c. Neuerdings gewinnt man das Kupfer auch als Zementkupfer. Die Erze werden mittelst Salzsäure oder verdünnter Schwefelsäure gelöst, und aus der Lösung wird das metallisch reine Kupfer durch Eisen gefällt und zusammen geschmolzen. Diese Art der Gewinnung ist sehr einfach und lohnt auch bei ärmeren, sonst nicht zu verwendenden Erzen.

Die Kupferproduktion auf der ganzen Erde beträgt etwa $1\frac{1}{2}$ Million Ztr. jährlich.

Anwendung. Das Kupfer findet wegen seiner Festigkeit, Beständigkeit und Dehnbarkeit die vielseitigste Verwertung. Es wird zu allerlei Hausgeräten, zu Destillierblasen, Blech, Draht und Münzen verarbeitet. Den Kupferstechern liefert es die Platten. (Galvanische Verkupferung.)

Sehr wichtig sind auch die Kupferlegierungen:

1) **Bronzen**; a. Glockenmetall, Glockengut, Glockenspeise (78% Cu und 22% Sn); b. Kanonenmetall, Stückgut (90% Cu und 10% Sn); c. Statuenbronze (Cu, Sn, Pb und Zn — antike Bronze ist zinkfrei); d. Aluminiumbronze (90% Cu, 10% Al).

2) **Messing** (70% Cu und 30% Zn). Messingähnliche Legierungen sind: Tombak (rotes Messing, Rotmetall, 85 Cu, 15 Zn), Blattgold (Goldschaum, 2 Zn und 11 Cu). Die Legierung zur „Kupferscheidemünze“ besteht in Deutschland, Frankreich und Schweden aus 95 Cu, 4 Sn und 1 Zn; in Dänemark aus 90 Cu, 5 Sn und 5 Zn, die deutschen Nickelmünzen aus 75 Cu und 25 Ni, Weißmessing aus 55 Cu, 45 Zn.

3) **Neusilber** (Argentan, Paksong, Weißkupfer, 60% Cu, 15% Ni und 25% Zn oder Sn; Alfennide ist galvanisch versilbertes Neusilber, es heißt auch Christoffmetall; ähnlich sind: Perusilber, Chinasilber, Alpaka.

A. Sauerstoffverbindungen.

a. **Kupferoxydul**, Cu_2O . **Rotkupfererz**. Färbt das Glas rot. **Versuch 1.** Setzt man zu einer Kupferchlorürlösung Kali, so fällt ein orangegelbes Pulver von Kupferoxydulhydrat, $\text{H}_2\text{Cu}_2\text{O}_2$.

b. **Kupferoxyd**, CuO . **Oxydul** ist rot, **Oxyd** dunkelbraun bis schwarz. **Versuch 2.** Kupferoxydhydrat, H_2CuO_2 , fällt, wenn man zu einer Lösung von schwefelsaurem Kupferoxyd Kali bringt, in der Kälte als weißlich blauer Niederschlag, der beim Erhitzen zu braunem CuO wird. NH_3 fällt weißlich blaues H_2CuO_2 , welches sich in mehr NH_3 mit schöner blauer Farbe löst. CuO färbt das Glas grün.

B. Haloidsalze.

c. **Kupferchlorür**, CuCl , entsteht, wenn man Cu_2O in HCl auflöst. Es ist braun.

d. **Kupferchlorid**, CuCl_2 . Löst man CuO in HCl , so entsteht die grüne Lösung. Löst man die grünen ($\text{CuCl}_2 + \text{aq}$) Krystalle in Weingeist, so brennt die auf Baumwolle gegossene Lösung mit schöner grüner Flamme.

C. Sauerstoffsalze.

e. **Schwefelsaures Kupferoxyd**, **Kupfersulfat**, CuSO_4 , auch **Kupfervitriol** oder **blauer Vitriol**. **Versuch 3.** Erhitzt man in einer Porzellananschale Cu (Kupferdrehspäne, eine Kupfermünze) mit H_2SO_4 , so erhält man eine blaue Lösung von CuSO_4 , aus der sich die blauen Krystalle ($\text{CuSO}_4 + \text{aq}$) ausscheiden. Diese sind im Wasser löslich und werden in der Galvanoplastik, zu Daniellschen Elementen, zu blauen und grünen Anstrichfarben, in der Färberei, zum Konservieren des Holzes im Boden etc. benutzt.

f. **Kohlensaures Kupferoxyd**, **Kupfercarbonat**, CuCO_3 . Findet sich in der Natur, wenn auch mit Kupferoxydhydrat verbunden, als **Malachit** ($\text{CuCO}_3 + \text{H}_2\text{CuO}_2$) und **Kupferlasur** ($2\text{CuCO}_3 + \text{H}_2\text{CuO}_2$). Ersterer ist grün und findet in der Neuzeit vielfache Verwendung in der Steinschleiferei; letztere ist blau. Der „edle Grünspan“ (Patina) hat Malachitzusammensetzung und schützt das darunter befindliche Metall vor weiterer Zerstörung. Deshalb läßt man auf Statuen denselben künstlich entstehen durch Einwirkung von Salzen und Säuren. — Beide Verbindungen geben die Malerfarben: Mineralgrün und Bergblau.

g. **Essigsaures Kupferoxyd**, **Grünspan** (siehe Essigsäure).

h. **Arsenigsaures Kupferoxyd**, $\text{Cu}_3\text{As}_2\text{O}_6$. **Versuch 4.** In eine Kupfervitriollösung bringt man arsenigsaures Kali; es fällt ein grüner Niederschlag, der filtriert und getrocknet das **Scheele'sche Grün** liefert, aber gefährlich ist.

i. **Essig=arsenigsaures Kupferoxyd** (Schweinfurter Grün, Neuwieder Grün etc.) siehe Essigsäure.

Reaktionen. Die Kupferverbindungen sind meist blau oder grün, in NH_3 lösen sie sich mit blauer Farbe. Eisen, Zinn und Blei in die Lösung gebracht, reduzieren das Metall.

Versuch 5. Hält man in eine Lösung von Kupfervitriol nur kurze Zeit eine blanke Messerklinge, so wird sie mit einer dünnen Schicht Kupfer überzogen sein.

H_2S und $HAMS$ geben schwarzes CuS . Die Flamme und die Boraxperle werden durch Kupferoxydsalze grün gefärbt. Reduziert man durch zersetzt Zinn die Drydverbindungen zu Drydul, so wird die Perle rot.

Aufgabe 50) Wie viel % Kupfer enthalten die genannten Kupfererze? — **51)**

Wie viel Kupferchlorid ($CuCl_2$) erhält man, wenn man 13,59 g Kupferoxyd in HCl auflöst und die Auflösung bis zur völligen Trockne eindampft? (Heiß.) —

52) Es sollen 25 Pfund salpetersaures Kupferoxyd (CuN_2O_6) dargestellt werden aus Kupfer und Salpetersäure. Wie viel Salpeter ist erforderlich, um die nötige Salpetersäure zu liefern?

54 u. 55. Indium und Thallium

sind zwei seltene Metalle, die durch die Spektral-Analyse entdeckt wurden.

Rückblick auf die unedlen Metalle.

Alle unedlen Metalle haben die Eigentümlichkeit, daß sie sich bei gewöhnlicher feuchter Luft mit einer Drydschicht überziehen und darum ihren reinen Metallglanz verlieren; daher ihr Name. Bei gewöhnlicher Temperatur sind es feste und harte Körper. Doch ist ihre Härte sehr verschieden (Blei und Gußeisen). Alle schmelzen bei höherer Temperatur (Sn schon bei 230° , Eisen erst bei 1600°). Die meisten krystallisieren, viele tesseral. Ihr sp. Gew. liegt über 5, dadurch unterscheiden sie sich von den Leichtmetallen. Ihre Drydhydrate sind meist Basen, doch bilden einige auch Säuren (wenn auch schwache). Die Dryde und Schwefelmetalle sind im Wasser unlöslich. Die Salze werden teils vom Wasser gelöst, teils von den 3 starken Säuren, einige erst beim Kochen. Die wichtigern unedlen Metalle sind schon seit den ältesten Zeiten bekannt (Bronze-, Eisenzeit), die seltenen sind erst in der neuern Zeit entdeckt worden.

2. Edle Metalle.

56. Quecksilber, Hydrargyrum, $Hg = 200$.

Eigenschaften. Hg ist das einzige Metall, das bei gewöhnlicher Temperatur flüssig ist. Es ist silberweiß, stark glänzend. Sein sp. Gew. ist 13,6. Es verdunstet bei gewöhnlicher Temperatur, siedet bei 360° und destilliert über. Bei -40° erstarrt es zu einem silberähnlichen, hämmerbaren Körper. Flüssiges, reines Quecksilber fließt über glatte Flächen in runden Tropfen, unreines zieht einen Schweiß nach sich. Nur in Salpetersäure und kochender konz. Schwefelsäure löst es sich. Seinen Namen hat es vom altdutschen *qued* = lebendig. (*Argentum vivum*.)

Vorkommen und Mineralogisches. Es kommt nicht häufig, selten gediegen, gewöhnlich mit Schwefel verbunden, vor.

1) Gediegen Quecksilber, Merkur genannt. Selten; in kleinen Kügelchen am andern Gestein haftend; Almaden, Idria. —

2) Zinnober, Cinnabaris, HgS , ist das eigentliche Quecksilbererz, am häufigsten in oben genannten Orten, doch auch in China, Mexiko, Peru etc., sehr selten in diamantglänzenden Rhomboedern, gewöhnlich in derben, dichten, cochenillerothen Massen, S. 2,5; sp. Gew. 8.

Dies Mineral hat den Schwefelmetallen, welche gewöhnlich nicht krystallisiert und mit geringem oder keinem Metallglanz vorkommen und eine Härte unter 3 haben, den Namen *Cinnabarite* (Blenden) gegeben. Sie bilden die Klasse III. (Hierher gehören noch ZnS , AsS , As_2S_3 .)

Gewinnung. In Idria wird der Zinnober durch Rösten in Etagenöfen mit Kondensationskammern zersetzt. Fig. 101 zeigt einen solchen im Durchschnit. Die größeren

Erzstücke (a) werden auf das durchbrochene Gewölbe 1 gebracht, die kleineren (b) auf 2 und der Staub, sowie die quecksilberhaltigen Rückstände früherer Operationen kommen in Schalen (c) auf 3. Das Feuer (man brennt Buchenholz) muß die Erze durchziehen. Der starke Zug bringt die nötige Luft zu den Erzen und verwandelt den Schwefel in schwefelige Säure und das Quecksilber wird dampfförmig. ($\text{HgS} + 2\text{O} = \text{SO}_2 + \text{Hg}$). Die Verbrennungsprodukte entweichen in die Kondensationskammern Rund D, aus welchen das Quecksilber in einer Steinrinne abfließt. — Das so erhaltene Quecksilber wird nun, um mechanische Verunreinigungen zu entfernen, durch grobe Leinwand oder Leder gepreßt und dann in schafledernen Beuteln oder schmiedeeisernen Flaschen versendet.

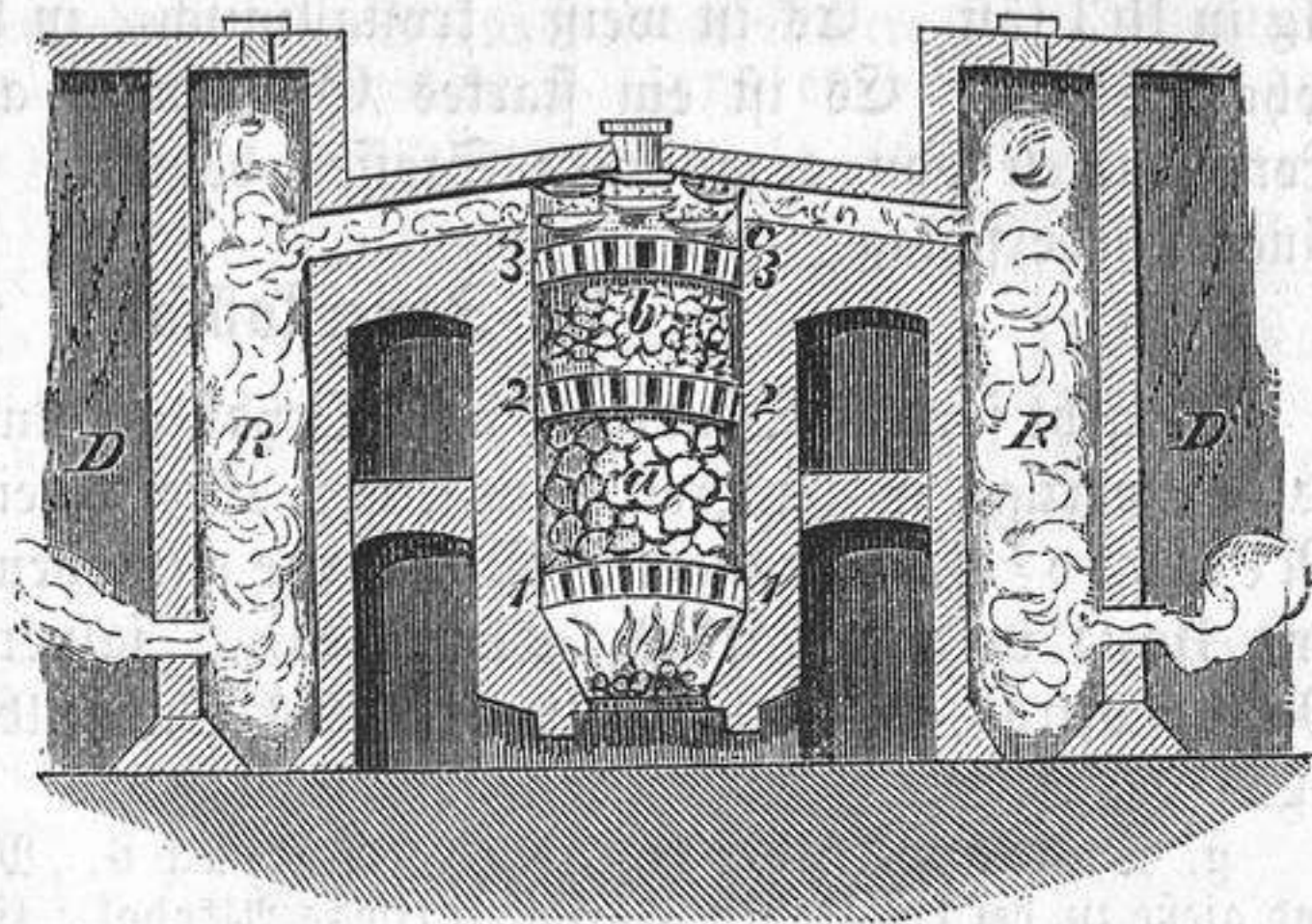


Fig. 101.

Anwendung. Die Verbindungen oder Legierungen des Quecksilbers mit Metallen werden **Amalgame** genannt. Diese benutzt man zum Belegen der Spiegel, zur Feuervergoldung, beim Reibzeug der Elektrifiziermaschine (Kienmaiersches Amalgam = 2 T. Hg, 1 T. Zn und 1 T. Sn). Das Quecksilber dient zum Füllen der Barometer- und Thermometerrohren. (Für die Entwicklung der Naturwissenschaften ist das Hg höchst wichtig: Wärmelehre, Lehre vom Luftdruck.)

A. Sauerstoffverbindungen.

a. **Quecksilberoxydul**, Hg_2O . Versuch 1. Aus der Lösung eines Quecksilberoxydulsalzes fällt HKO schwarzes Hg_2O , welches am Lichte in HgO und Hg zerfällt.

b. **Quecksilberoxyd**, HgO , ist rot oder gelb. Das rote wird durch längeres Erhitzen des Hg an der Luft erhalten und in der Medizin als roter Präcipitat angewendet. — Setzt man zu einer Lösung von salpetersaurem Quecksilberoxyd Kali, so erhält man das gelbe Oxyd. — Versuch 2. Glüht man rotes Quecksilberoxyd, so zerfällt es in Hg und O . (Siehe Sauerstoffentwicklung.)

B. Schwefelverbindungen.

*c. **Quecksilbersulfür**, Hg_2S . Versuch 3. Es fällt als schwarzer Niederschlag aus den Quecksilberoxydullösungen durch H_2S und HAmS .

*d. **Quecksilbersulfid**, HgS . Zinnober. Versuch 4. Auch aus Quecksilberoxydlösungen fällt H_2S schwarzes amorphes HgS . Dies wird durch Sublimation rot und krystallinisch. HgS ist nur in Königswasser löslich.

C. Haloidsalze.

e. **Quecksilberchlorür**, HgCl . Kalomel, ein wichtiges Arzneimittel. Versuch 5. Bringt man in eine Quecksilberoxydulsalzlösung HCl , so ist

der weiße Niederschlag HgCl . Es ist in Wasser und verdünnten Säuren unlöslich.

f. **Quecksilberchlorid**, HgCl_2 , **Ätzsublimat**, entsteht, wenn man Hg in HCl löst. Es ist weiß, krystallinisch, in kochendem Wasser und Alkohol löslich. Es ist ein starkes Gift, wird als Arzneimittel und zum Konservieren von organischen Stoffen benutzt. Eiweiß giebt mit HgCl_2 einen Niederschlag.

D. Sauerstoffsalze.

Hg geht sowohl Oxid- als auch Oxidulverbindungen ein; in ersteren ist es zweiwertig, in letzteren einwertig; erstere heißen **Merku-**, letztere **Merku-**-Verbindungen. Die Salze entstehen durch Lösungen von HgO und Hg_2O in z. B. HNO_3 oder H_2SO_4 ; salpetersaures Quecksilberoxyd, Merkurinitrat, HgN_2O_6 ; salpetersaures Quecksilberoxydul, Merkuronitrat, HgNO_3 u. s. w.

g. **Knallquecksilber** $\text{HgC}_2\text{N}_2\text{O}_2$. Versuch 6. Man löse Hg in viel HNO_3 auf und gieße zu der erwärmten Flüssigkeit etwas Alkohol. Es erfolgt plötzlich ein heftiges Aufschäumen, und das Knallquecksilber scheidet sich in weißen Krystallen aus, die sehr leicht und heftig explodieren. (Der Versuch ist nur mit der größten Vorsicht zu machen.) Knallsilber entsteht, wenn man statt des Hg Ag nimmt. Das Knallquecksilber wird in großen Mengen zum Füllen der Zündhütchen gebraucht.

Die Quecksilbersalze sind meist farblos; beim Erhitzen mit kalz. Soda und Kohle in einem Glasröhrchen geben sie einen Quecksilberspiegel. Taucht man in ihre Auflösungen ein blankes Kupferstäbchen, so amalgamiert es sich; hält man dasselbe in eine Flamme, so verflüchtigt sich das Quecksilber.

57. Silber, Argentum, $\text{Ag} = 108$.

Eigenschaften. Silber hat unter allen Metallen die weißeste Farbe und den stärksten Glanz, der durch Politur noch erhöht werden kann. Es ist weicher als Kupfer, aber härter als Gold. Es ist sehr geschmeidig und dehnbar und wird in diesen Eigenschaften nur vom Golde übertroffen. Es läßt sich in Blättchen von $\frac{1}{5000}$ mm Dicke ausschlagen. (B.=G. W. = 10,5.) Ein Zusatz von Cu macht es härter. Bei 1000° schmilzt es und hat dann die Eigenschaft, Sauerstoff zu absorbieren, welcher erst beim Erkalten, oft mit Geräusch und unter Umherspritzen des flüssigen Silbers entweicht (Spritzen oder Spritzen des Silbers). In schwefelwasserstoffhaltiger Luft geht es an der Oberfläche leicht eine Schwefelverbindung ein. Salpetersäure löst es auf; konz. Schwefelsäure nur beim Erhitzen; Salzsäure wirkt nicht auf dasselbe.

Vorkommen und Mineralogisches. Das Silber kommt in der Natur ziemlich häufig vor, teils mit andern Metallen, teils mit Schwefel verbunden.

1) **Gediegen Silber**, S , oft tesseral krystallisiert, draht-, haar-, baum-, plattensförmig; eingesprengt; silberweiß, häufig gelblich, auch schwarz angelauten. Auf Erzgängen im Gneis, Thonschiefer, z. B. im Erzgebirge, doch auch an vielen andern Orten.

2) **Silberglanz**, Glaserz (Ag_2S); sp. Gew. 7, von geringerer Härte als das vorige, aber in ähnlichen Gestalten und gleichen Fundorten. Besonders Mexiko. — **Schwarzgültigerz** (Ag_5SbS_4), spröder und leichter als voriges, verb und eisenschwarz. — **Rotgültigerz**, das wichtigste Silbererz, purpurrot. — **Kupfersilberglanz**, seltener (Mudelstadt in Schlesien). — **Silberhaltiger Bleiglanz**. (S. S. 103.)

Gewinnung. I. Beim Amalgamationsverfahren werden die Erze zuerst mit Kochsalz geröstet; dadurch werden Sb und As verflüchtigt und das Silber in Chlorsilber umgewandelt. Dasselbe wird nun gemahlen und in um ihre Ase rotierende Fässer geschüttet (Amalgamierfässer), in denen es mit Wasser, Eisenstücken und Quecksilber gemengt, 16—18 Stunden herumgedreht wird. Fe und Cl des Silbers giebt Eisenchlorür, Hg und Ag werden zu Silberamalgam, welches im Tellerofen vom Hg befreit wird.

II. Die Ausscheidung des Silbers aus dem silberhaltigen Blei geschieht meistens auf dem Treibherde. Es erfolgt sowohl auf den Silber-, als auf den Blei-Hüttenwerken und beruht darauf, das leicht oxydierbare Blei in Bleioxyd überzuführen. Der Treibherd ist ein runder Gebläse-Flammenofen. Es wird so lange gefeuert und Bleioxyd abgehoben, so lange sich noch solches bildet. Gegen Ende des Prozesses ist das zurückgebliebene Silber nur noch mit einer dünnen Schicht Bleiglätte überzogen. Beim Zerreißen dieses dünnen Häutchens kommt die weiße glänzende Silbermasse zum Vorschein, das Silber blickt (Blicksilber). Fig. 102.

Das Feinbrennen des Blicksilbers bezweckt, die fremden Metalle vollends zu entfernen. Es ist, so weit es sich um Blei handelt, eigentlich nur der fortgesetzte Prozeß des Treibherdes. Doch werden die oxydierten Metalle nicht abgeschöpft, sondern man läßt sie durch Knochenasche, Mergel etc. aufsaugen. Es entsteht das Brandsilber, welches gegen 99,9% Silber enthält.

Die Silberproduktion betrug 1876 420 Mill. Mark, wovon auf die Vereinigten Staaten allein 180 Mill. Mark kommen.

Versuch 1. Chemisch reines Silber erhält man, indem man eine Silbermünze in HNO_3 löst, aus der Lösung das Silber durch NaCl oder HCl fällt und das entstandene Chlorsilber mit Zink und verdünnter Salzsäure reduziert. Durch Schmelzen des so erhaltenen (oder auch des Chlorsilbers) mit Soda oder Pottasche erhält man das reine Metall.

Anwendung des Silbers. Aus dem Silber werden allerlei Hausgeräte, Schmucksachen, besonders aber Münzen angefertigt. Allein wird es aber nie verarbeitet, weil es zu weich ist. Durch Kupfer wird es härter und klingender. Mit Blei, Zink, Zinn, Wismut, Kupfer und Gold bildet es Legierungen.

* Vielsach wird es auch zum Versilbern gebraucht. Dasselbe erfolgt 1) durch Plattieren. Die Oberfläche des Kupferbleches wird metallisch blank gemacht, mit AgNO_3 übergossen und alsdann zugleich mit einer aufgelegten Silberplatte geglüht und gewalzt.

2) Durch Feuerver Silberung. Einem zu versilbernden Gegenstande wird auf die sorgfältig gereinigte metallische Oberfläche ein Gemenge von 1 T. Silber, 4 T. Salmiak, 4 T. Kochsalz und $\frac{1}{4}$ T. Quecksilberchlorid aufgerieben und das Quecksilber durch Ausglühen entfernt.

3) Durch kalte Versilberung. Man reibt ein mit Wasser angefeuchtetes Gemenge von 1 T. Chlorsilber, 1 T. Kochsalz, $\frac{2}{3}$ T. Kreide und 2 T. Pottasche mittelst

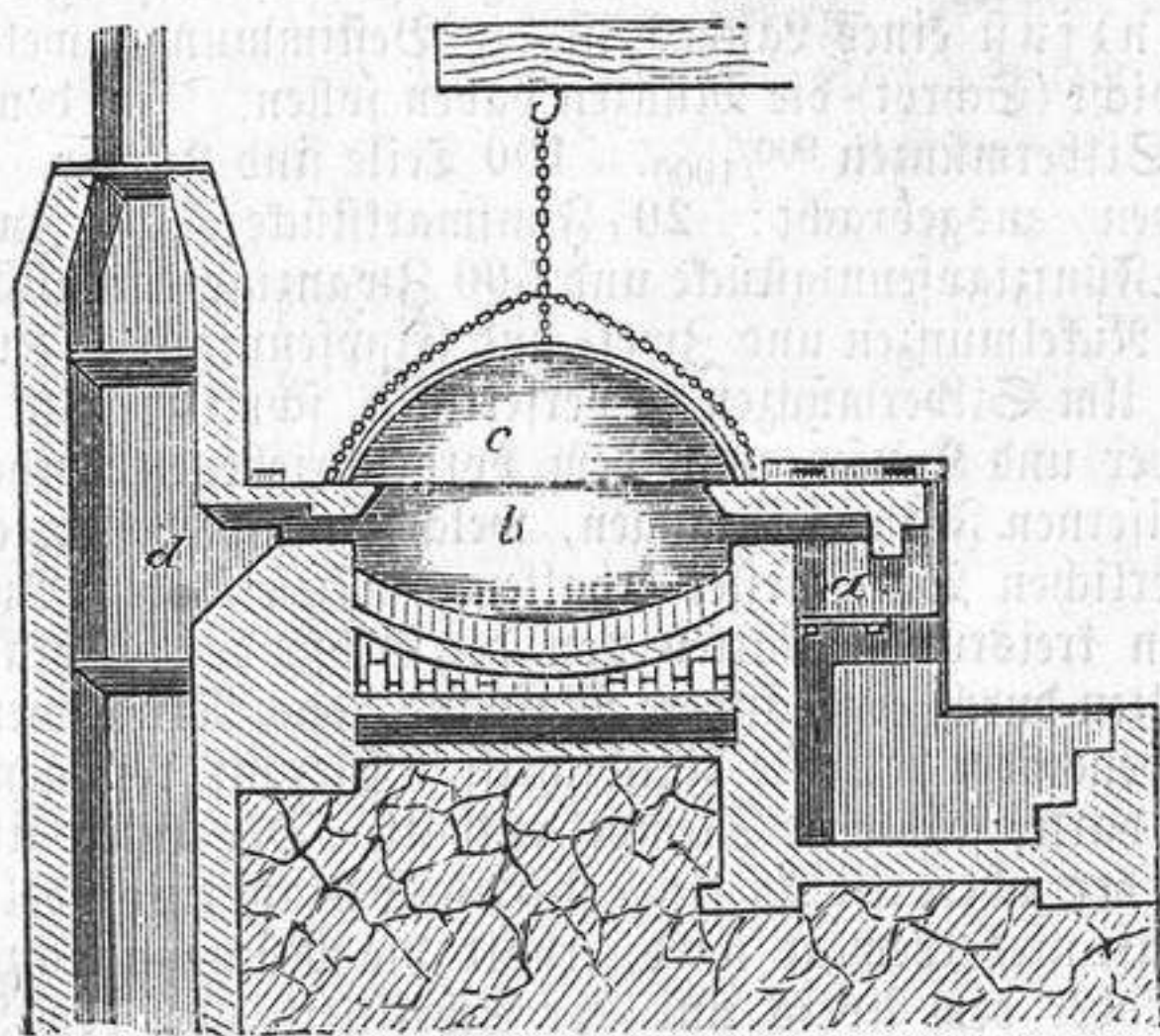


Fig. 102.

eines Korkes auf der gereinigten Oberfläche so lange, bis die gewünschte Silberfarbe zum Vorschein kommt.

4) Durch die nasse Versilberung. Bei dem Silberbad wird das zu versilbernde Metall in eine siedend heiße Lösung von 1 T. Weinstein, 1 T. Kochsalz und $\frac{1}{4}$ T. Chlor Silber gebracht.

5) Durch galvanische Versilberung. Chlor Silber in Cyankaliumlösung wird durch den galvanischen Strom zersetzt. (3 T. AgCl, $7\frac{1}{2}$ T. KCy und 700 T. H₂O).

Soll Eisen versilbert werden, so wird es erst mit einer Schicht Kupfer überzogen.

Versuch 2. Man versilbere etwa eine Kupfermünze.

Von den Silbermünzen. Zum Prägen der Silbermünzen verwendet man nicht reines Silber, sondern eine Legierung mit Kupfer. Früher bezeichnete man den Gehalt dieser Legierungen an reinem Silber auf die Weise, daß man die Lote angab, die in der Mark enthalten sind. (Eine Mark = 16 Lot; 1 Lot = 18 Grän.) — Eine feine Mark = 16 Lot Feinsilber. Eine raue Mark enthält Kupfer und Silber; 12lötig hieß (und heißt noch im gewöhnlichen Verkehr) Silber, das in der Mark auf 4 Lot Kupfer 12 Lot Silber enthielt. Seit 1870 bezeichnet man aber in Deutschland das Feinsilber mit $\frac{1000}{1000}$ und deutet den Feingehalt der Legierung durch Tausendteile an. Der Münzfuß eines Landes ist die Bestimmung, welchen Feingehalt (Korn) und welches Gewicht (Schrot) die Münzen haben sollen. Im deutschen Reiche beträgt der Feingehalt der Silbermünzen $\frac{900}{1000}$. 100 Teile sind Kupfer. Aus einem Pfunde feinen Silbers werden ausgebracht: 20 Fünfmartstücke, 50 Zweimartstücke, 100 Einmartstücke, 200 Fünfzigpfennigstücke und 500 Zwanzigpfennigstücke. (Zehn- und Fünfpfennigstücke sind Nickelmünzen und Zwei- und Einpfennigstücke Kupfermünzen.)

Um Silbermünzen zu verfertigen, schmilzt man zunächst die erforderlichen Metalle, Silber und Kupfer, nach dem vorgeschriebenen Verhältnis zusammen und gießt daraus in eisernen Formen Stangen, welche auf dem Streck- oder Walzwerke genau den erforderlichen Durchmesser erhalten. Mittels der Ausstückelungsmaschine werden aus diesen kreisrunde Platten von der Größe der zu prägenden Münzen geschnitten. Diese erhalten durch eine andere Maschine, das Rändelwerk, den gekräuselten Rand oder eine erhabene oder vertiefte Randschrift. Hierauf kommen sie unter die Münzpresse, welche zwei harte, stählerne Stempel enthält. Der untere sitzt in dem Prägekloze unverrückbar fest, der obere ist an einer starken Schraubenspindel befestigt. Indem diese mit großer Gewalt niederbewegt wird, erhält die Münze gleichzeitig auf beiden Seiten (der Bildseite oder dem Avers und der Schriftseite oder dem Revers) die erforderliche Prägung. Endlich werden die Münzen in verdünnter Schwefelsäure oder in einer Lösung von Weinstein weiß gesotten, wodurch an der Oberfläche der rötliche Kupferschein verschwindet, der allerdings wiederkehrt, wenn die Münze abgenutzt wird.

Silberprobe. Der Silbergehalt einer Legierung wird gewöhnlich durch die Strichprobe bestimmt. Man macht mit dem zu untersuchenden Gegenstande einen Strich auf dem Probierstein (schwarzer Kieselschiefer) und ebenso mit Probiernadeln von bekanntem Gehalte. Durch Vergleich der Striche mag dann ein geübtes Auge den Silbergehalt angeben. Sicherer erfolgt die Bestimmung des Silbergehaltes dadurch, daß man eine Auflösung einer genau bestimmten Menge der Legierung in HNO₃ macht, welcher man so lange Kochsalzlösung von einem bestimmten Gehalte zusetzt, als noch ein Niederschlag erfolgt. Da man weiß, daß 5,4274 g Kochsalz 1 g Silber fällen, so wird man durch Berechnung einen Schluß auf den Feingehalt ziehen können.

A. Sauerstoffverbindungen.

a. Silberoxyd, Ag₂O. Versuch 3. Eine Lösung von salpetersaurem Silber versetzt man mit Kali. Es fällt braunes Silberoxyd. Beim Erhitzen verliert es den Sauerstoff. Übergießt man frisch gefälltes Ag₂O mit Ammoniak, so bildet sich ein schwarzes Pulver, welches bei leiser Berührung schon heftig explodiert. (Vorsicht!) Es ist Berthollettsches Knallsilber (Ag₂O + 2NH₃).

B. Schwefelverbindungen.

b. **Schwefelsilber**, Silbersulfid, Ag_2S . Silberglanz. Versuch 4—6. Aus einem Silbersalze fällt H_2S schwarzes Schwefelsilber. — Legt man eine blanke Silbermünze einige Zeit auf die Öffnung der Schwefelwasserstoffflasche, oder taucht man einen Silberlöffel in Eiweiß, so wird das Silber schwarz. (Eiweiß ist schwefelhaltig.) Der schwarze Ausflug ist Ag_2S .

*** C. Haloidsalze.**

c. **Chlorsilber**, Silberchlorid, AgCl . Versuch 7. Versetzt man eine Silberlösung mit HCl , so fällt ein käsiger, weißer Niederschlag von AgCl ; derselbe ist im Wasser unlöslich, leicht löslich in NH_3 . Beim Erwärmen wird AgCl zu einer hornartigen Masse. Dieselbe findet sich in der Natur (in Mexiko) unter dem Namen **Hornsilber**. Im Lichte wird das Chlorsilber erst violett, dann schwarz, indem es erst in Silberchlorür, Ag_2Cl , und dies in Silber und Chlorid zerlegt wird. — Versuch 8. Taucht man ungeleimtes Papier in eine Kochsalzlösung und dann in eine Lösung von salpetersaurem Silber, so wird das Papier mit Chlorsilber durchzogen und färbt sich im Lichte bald schwarz. Setzt man nur einige Stellen des frisch bereiteten Papiers dem Einfluß des Lichtes aus, so bleiben die übrigen weiß. — Eine Lösung von unterschwefeligsäurem Natrium löst AgCl .

d. **Bromsilber**, AgBr , und **Jodsilber**, AgI , sind zwei dem Chlorsilber entsprechende gelbe Salze, die in ähnlicher Weise gewonnen werden und in ihren Eigenschaften ihm gleichen.

D. Sauerstoffsalze.

e. **Salpetersaures Silber**, AgNO_3 , **Silbernitrat**, **Höllenstein**. Versuch 9. Löst man reines Silber in HNO_3 und dampft die Lösung stark ein, so scheiden sich farblose, durchsichtige, am Lichte leicht schwarz werdende Krystalle ab. Das Salz schmilzt und wird in kleine Stangen gegossen, die in der Medizin unter dem Namen **Höllenstein** (*lapis infernalis*) zum Aetzen verwendet werden. Organische Substanzen werden dauernd von im Wasser gelösten AgNO_3 geschwärzt. Man verwendet es deshalb auch zum Wäsche- und Haarfärben. Die ausgedehnteste Anwendung findet es in der Photographie. (In Berlin wurden 1873 150 Ztr. Silber auf Nitrat verarbeitet.)

Dianenbaum. Versuch 10. Eine Glasplatte legt man wagerecht auf eine dunkle Unterlage und gießt einige Tropfen Höllensteinlösung auf das Glas. In die Mitte der Flüssigkeit legt man dann ein Stückchen blankes Zinkblech. Es wird sich metallisches Silber dendritenförmig an das Zink ansetzen und eine baumartige Zeichnung geben, die den Namen **Arbor Dianae** oder **Silberbaum** führt.

Aufgabe 53) Wie viel % Silber sind in jeder der oben genannten Silberverbindungen enthalten?

Photographie.

Chlor- und Jodsilber zeigen unter dem Einflusse des Lichtes große Veränderlichkeit; durch sie wird es möglich, die Bilder der Camera obscura zu fixieren.

Daguerreotypieen (Daguerre 1839). Eine fein polierte Silberplatte wird mit einer dünnen Jodsilberschicht überzogen und der Einwirkung des Cameraobscura-

bildet eine kurze Zeit ausgesetzt. Die vom Licht getroffenen Stellen nehmen im Dunkeln Quecksilberdämpfe an, und es erscheint das Bild.

Die Photographieen haben die Silberbilder verdrängt. Erfinder ist Fox Talbot (1842). Zuerst wird ein negatives Bild hergestellt. Man übergießt eine sehr gut gereinigte Glasplatte mit Kollodium, welches etwa 10% Jodkalium gelöst enthält. Nun taucht man die Platte in salpetersaure Silberoxydlösung (10% AgNO_3). Es bildet sich auf derselben gelbes AgI und KNO_3 . Die Platte wird nun in die Camera obscura gebracht und der Einwirkung des Lichtes ausgesetzt. Nach kurzer Zeit wird die Platte wieder aus der Camera entfernt und zur Hervorrufung des Bildes mit einer Lösung von 5 T. reinem Eisenvitriol, 3 T. Eisessig, 4 T. Alkohol und einem Tropfen Schwefelsäure in 100 T. Wasser übergossen. Es erscheint das Bild; denn das AgI wird durch die Eisenvitriollösung reduziert, und das fein verteilte Silber haftet an den Stellen, wo das Jodsilber durch das Licht zerlegt wurde. (Man nimmt auch andere Säuren.) Die Kollodiumschicht wird dann durch Wasser abgewaschen und das unveränderte Jodsilber mit unterschwefligsaurem Natronlösung oder Cyankalium entfernt, das Bild wird fixiert. Es ist ein negatives, d. h. es zeigt alle Licht- und Schattenpartieen umgekehrt wie die Wirklichkeit. Das positive Bild wird auf sogenanntem photographischem Papier erzeugt. Gutes, feines Druckpapier legt man in eine Kochsalzlösung, in Wasser und Eiweiß (1 g NaCl , 8 g Eiweiß, 8 g Wasser) auf eine Minute. Darauf läßt man es trocknen und legt es im Dunklen in eine Höllesteinlösung. Es bildet sich auf dem Papier das gegen Licht so empfindliche Chlorsilber. Dieses Silberpapier wird in einem Kopterrahmen mit dem negativen Bilde bedeckt und der Einwirkung des Lichtes ausgesetzt.

Das nicht zerlegte Chlorsilber wird dann durch unterschwefligsaures Natron entfernt. Die rotbraune Färbung des Bildes verwandelt man mit einer sehr verdünnten Lösung von Chlorgold in eine schwarze.

58. Gold, Aurum, Au = 196.

Eigenschaften. Das Gold ist rein gelb, in Pulvergestalt braun. Es hat einen hohen Metallglanz, ist weicher als Silber (S. 2, 5) und sehr dehnbar. Es läßt sich zu Blättchen von 0,0001 mm Dicke ausschlagen. 1 g Gold kann zu einem Faden von 2500 m Länge gezogen werden. Sein sp. Gew. ist 19,5. Es schmilzt bei etwa 1100° . Nur vom Königswasser wird es gelöst, d. h. in Goldchlorid verwandelt.

Vorkommen und Gewinnung. Es kommt nicht gerade selten, aber immer nur in geringen Mengen, teils und meist gediegen, teils mit andern Erzen verbunden vor. In Kolorado wird jetzt ein silberhaltiges weißes Golderz häufig gebrochen, das Schrifterz. Das sibirische Elektrum ist eine Goldsilberlegierung von weißer Farbe (mit etwa 20% Ag). Das gediegene Gold aber findet sich vorzugsweise in den Quarzgängen der Urgebirge, in den Schuttmassen derselben, im Flußsand, bisweilen in großen Klumpen, gewöhnlich in haar-, draht- oder baumförmigen Gestalten. Aus dem Sande oder den zerkleinerten Erzen wird es durch Schlämmen mit fließendem Wasser oder durch Amalgamation, oft auch durch Salpetersäure gewonnen, welche die anderen Metalle angreift und löst, Gold aber zurückläßt. — Die Gold- und Silbergewinnung erreichte allein in den Ver. Staaten 1879 fast 800 Mill. Mark.

Seine Anwendung ist bekannt.

Das Vergolden erfolgt in ähnlicher Weise wie das Versilbern.

Auf kaltem Wege vergoldet man, indem man feines Gold in Königswasser löst, in diese Lösung Leinwandlappchen taucht, dieselben trocknet und zu Zunder verbrennt. Die Asche (Goldzunder) enthält fein zerteiltes Gold und Kohle, das man mittelst eines in Salzwasser getauchten Korkes auf die zu vergoldende Oberfläche aufreibt. Bei der nassen Vergoldung werden Gegenstände von Kupfer, Messing, Bronze durch Eintauchen in eine kochende Cyankaliumgoldlösung vergoldet. Zur galvanischen Vergoldung verwendet man eine Lösung von Kaliumgoldcyanür.

Versuch 1. Vergoldung eines Gegenstandes (einer Silbermünze).

Legierungen. Das Gold wird in der Regel mit Ag oder Cu legiert. Früher bestimmte man den Feingehalt in der Weise, daß man die Mark (= 16 Lot altes Gewicht) in 24 Karat teilte, und die Anzahl Karat Feingold in der Legierung angab, z. B. 18karätiges Gold hat 6 T. Zusatz in 24 T. der Mischung.

Jetzt giebt man den Feingehalt des Goldes (wie beim Silber) in $\frac{1}{1000}$ an.

Goldprobe. Der Goldgehalt einer Legierung wird gewöhnlich mit Probier-
nadeln von bekanntem Feingehalte auf dem Probierstein ermittelt.

Goldmünzen. Nach dem Gesetze vom 4. Dez. 1871 wird im deutschen Reiche eine Reichsgoldmünze ausgeprägt, das 10Markstück (Krone), von welcher aus einem Pfund feinen Goldes 139,5 Stück ausgebracht werden. Der Feingehalt derselben ist $\frac{900}{1000}$. 100 T. sind Kupfer. *)

(Das Verhältnis des Wertes von Silber zu Gold ist etwa 1 : 15,3 — 1 : 18.)

A. Sauerstoffverbindungen.

*a. Goldoxydul, Au_2O , fällt aus reiner Goldchloridlösung durch Kali als dunkelviolettes Pulver.

B. Schwefelverbindungen.

*b. Schwefelgold, Au_2S_3 , fällt aus einer kalten Goldchloridlösung durch H_2S .

C. Haloidsalze.

c. Goldchlorid, $AuCl_3$. Versuch 2. Löst man Gold in Königswasser auf, so ist der Rückstand nach dem Verdampfen in Wasser und Äther löslich und von rotgelber Farbe. Letztere Lösung färbt die Haut purpurn.

Goldpurpur. Eine verdünnte Goldchloridlösung vermischt man mit einer Lösung von Zinnchlorür und Zinnchlorid. Man erhält ein violett-braunes Pulver, den Goldpurpur, der in der Porzellan- und Glasmalerei als rote Farbe und zur Darstellung des Rubinlases Anwendung findet.

59. Platin, Platina, Pt = 197,4.

Eigenschaften. Platin ist weiß, silberähnlich (spanisch = platina), sehr dehnbar, geschmeidig und schweißbar. Sein B.-G. W. ist 21,5. Es schmilzt nur im Knallgasgebläse, oder in der Leuchtgas- oder Wasserstoffflamme, welche von Sauerstoff angeblasen wird. (Wollaston zog es zu Draht von 0,001 mm Dicke aus.)

Vorkommen. Es findet sich gediegen oder mit geringen Beimischungen anderer Metalle meist lose im Sande der Bäche Südamerikas, im Ural, Sumatra zc. Seine unzertrennlichen Begleiter sind die Platinmetalle: 60—65.

Gewinnung. Durch Königswasser wird es aufgelöst (Platinchlorid, $PtCl_4$), Salmiak ($AmCl$) fällt daraus einen gelben Niederschlag von Platinsalmiak, ($PtCl_4, 2AmCl$), welcher, ausgewaschen und geglüht, poröses, graues Platin, Platinschwamm, giebt. — Platinmor wird erhalten, wenn man Platinchloridlösung bis zur Trockne eindampft und dann Kali und unter Erhitzen kleine Portionen Alkohol zusetzt. Solch fein zerteiltes Platin besitzt die Fähigkeit, Gase, namentlich Sauerstoff, in großer Menge zu absorbieren und dann andere Körper zum Trocknen zu nötigen.

Bei der Döbereinerschen Zündmaschine ist es Wasserstoffgas, das auf diese Weise oxydiert, d. h. mit Sauerstoff sich entzündet.

*) Aber: 125,55 Zehn-Markstücke oder
62,77 Zwanzig-Markstücke } = 1 Pfund.

Davy'sche Glühlampe. Eine Spirale von sehr dünnem Platin-
draht mache man glühend und bringe sie so in ein Gemenge von Alkohol-
und Ätherdampf. Sie glüht fort.

Da Platin sehr schwer schmelzbar ist, wird es als Blech, Draht, zu
Tiegeln und Lötrohrspitzen zc. verarbeitet. Früher in Rußland zu Münzen.

60—65. Die Platinmetalle:

Palladium, Iridium, Osmium, Rhodium und Ruthenium, die steten Begleiter
des Platins, sind für das praktische Leben ohne Bedeutung. Selten. Hierher gehört
wohl auch das erst neu entdeckte **Devium**.

Rückblick auf die edlen Metalle.

Alle sind, mit Ausnahme des Hg fest, in reinem Zustande von geringer Härte,
aber desto höherem sp. Gewichte. An der Luft behalten sie ihren Metallglanz (darum
Edelmetalle). Von Säuren werden sie nicht oder nur wenig angegriffen. Gold und
Platin nur von Königswasser. Die Wertigkeit der Edelmetalle siehe Tab. I.

* Einiges zur qualitativen Analyse.

Sehr oft reichen die physikalischen Eigenschaften eines Körpers nicht hin, um den-
selben mit Sicherheit daraus zu erkennen. Dann wendet man zur genauen Bestimmung
die Analyse (Zerlegung) an.



Fig. 103.

Kommt es nur darauf an, die Na-
men der Stoffe zu bestimmen, welche
man vor sich hat, so ist die Ana-
lyse eine qualitative, weil sie
die Qualität des Stoffes zeigt; ist
die genaue Menge jedes einzelnen
Stoffes in einer Verbindung (die
Quantität) zu ermitteln, so wendet
man die quantitative Analyse an.

Wir beschäftigen uns nur mit
der ersteren.

I. Um einen unbekanntem
Stoff zu untersuchen, kann man
zunächst einige **Vorprüfungen**
anstellen, da man bisweilen durch diese schon auf die rechte Spur geleitet wird.

1) Auf dem Platinbleche oder im Probiergläschen erhitze man ein Teilchen
von dem zu untersuchenden Stoffe von Nadelkopfgröße.

a. Verflüchtigt sich der Stoff vollständig, so hat man H_2O , S und seine Säuren,
J und seine Säuren, Am-, Hg-, auch einige As-Verbindungen; C wird zu CO_2 ; orga-
nische Substanzen zersetzen sich meist unter Schwärzung. (Kohlenabscheidung.)

b. Schmilzt der Stoff unter Ausblähen, so erwarte man wasserhaltige Silikate,
Borsäure und borsaure Salze.

c. Färbt sich der Stoff dunkler, so erwarte man ein Metalloxyd oder sein Salz.

2) Man erhitze ein Körnchen des Stoffes auf Kohle vorm Lötrohr (Fig. 107).

a. Verpufft der Stoff, so ist er ein salpetersaures, chlores, jodsaures oder
überchlorsaures Salz.

b. Ist er unerschmelzbar, so ist er ein Silikat.

c. Strahlt er in der Glühhitze weißes Licht aus, so hat man alkalische und
eigentliche Erden oder deren Salze vor sich.

d. Giebt er ein Metallkorn, so rechne man auf ein Metall.

3) Man erhitze ein wenig vom Stoffe auf Kohle vorm Lötrohr, nachdem man
ihn mit Kobaltsolution (eine Kobaltsalzlösung) befeuchtet hat.

a. Blaues Glas deutet auf bor-, kiesel- oder phosphorsaure Alkalien.

b. Blaue unerschmelzbare Masse auf Silikate, Phosphor oder Thonerde.

- c. Braune oder ziegelrote Masse weist auf Baryt.
- d. Eine fleischrote Masse: Magnesia.
- e. Eine graue Masse: Kalk- oder Strontianerde.
- f. Eine grünliche Masse läßt Zinn- oder Zinkoxyd erwarten.



Fig. 104.



Fig. 105.

4) Beim Erhitzen in einem schiefgehaltenen, an beiden Enden offenen Glasrohre (Fig. 105) geben

- a. Wassertropfen: alle Krystallwasser enthaltenden Salze und die meisten Hydrate;
- b. riechende Gase: Arsenverbindungen (nach Knoblauch), einige Ammoniakverbindungen (nach NH_3), Schwefelmetalle (nach SO_2);
- c. geschmolzenes Sublimat: Schwefelmetalle (braungelb);
- d. Metallbeschlag: Arsenspiegel und Quecksilberspiegel. (Fig. 104.)

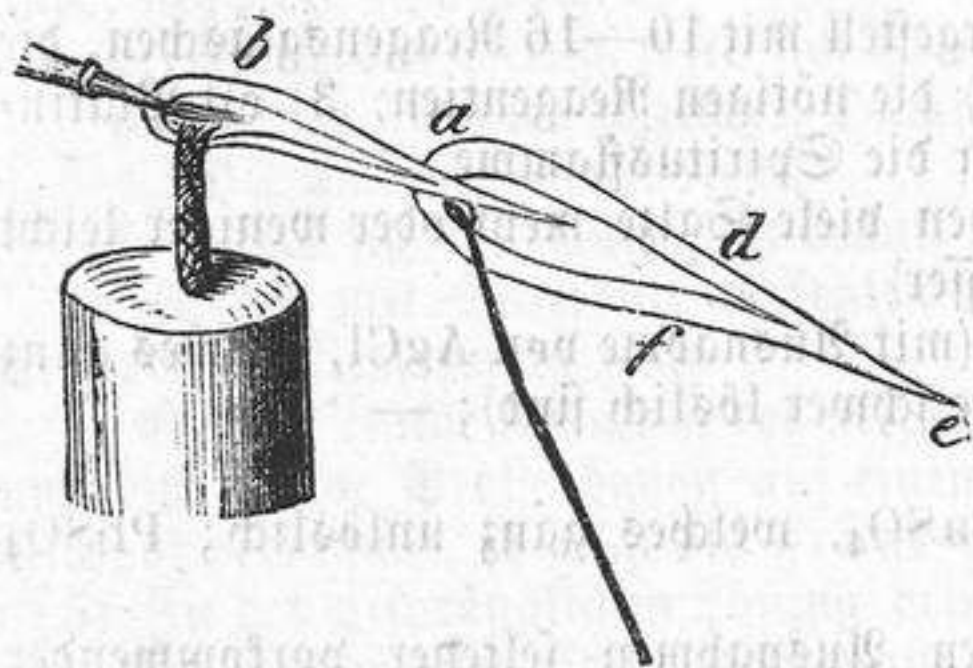


Fig. 106.



Fig. 107.

II. Um einen Körper, besonders Mineralien, zu untersuchen, ist die **Bötrohrprobe** sehr vorteilhaft, weil sie oft schnell (besonders bei einiger Übung) zum Ziele führt. Man bohre in eine gute Holzkohle ein Grübchen und bringe den zu bestimmenden Stoff und

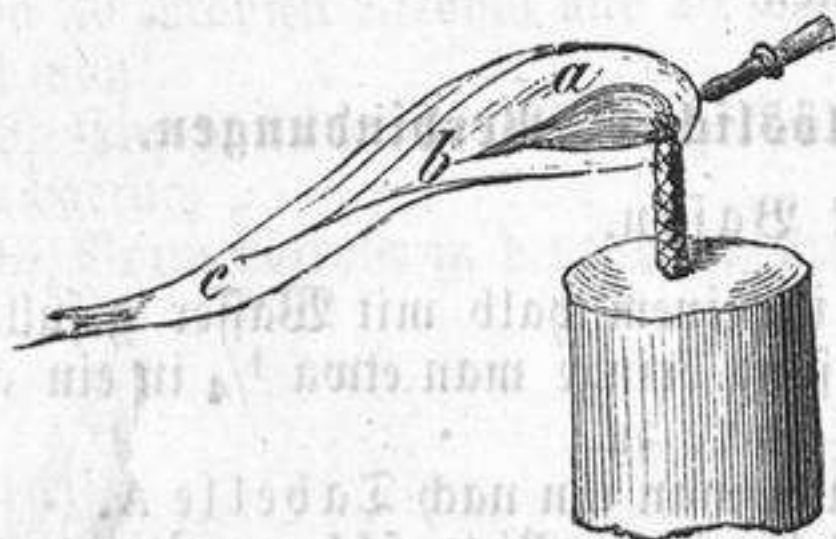


Fig. 108.



Fig. 109.

Phosphorsalz (HAmNaPO_4) oder Borax in dasselbe. Es wird beim Schmelzen desselben eine Perle entstehen. Je nachdem diese in der Reduktionsflamme (R.-Fl.) Fig. 108 oder der Oxydationsflamme (O.-Fl.) Fig. 109 sich erzeugt, und je nach ihrer Färbung wird sie ein brauchbares Erkennungsmittel sein.

- 1) Die Phosphorsalzperle ist
 - a. farblos: in der O.-Fl.: Alkalische und eigentliche Erden; Sb-, Pb-, Cd-, Bi-, Zn-, Sn-Dryde; in der R.-Fl.: Alkalische und eigentliche Erden; Mn- und Sn-Dryde;

- b. blau: in der D.-Fl.: CoO (beim Erkalten auch CuO); in der R.-Fl.: CoO ;
 c. gelb (bis braun): in der D.-Fl.: Fe_2O_3 und Ag_2O ; (kalt) NiO ; in der R.-Fl.: Fe_2O_3 ;
 d. grau: in der R.-Fl.: Sb_2 , Pb_2 , Cd_2 , Ag_2 , Bi_2 und Zn -Oxyde; NiO ;
 e. grün: in der D.-Fl.: Cu_2 , Cr_2 , U -Oxyd; in der R.-Fl.: Cr_2 und U -Oxyd;
 f. rot: in der D.-Fl.: Cr_2O_3 und NiO ; in der R.-Fl.: Fe_2O_3 ; (kalt) CuO ;
 g. violett: in der D.-Fl.: Mn_2O_3 .

2) Die Boraxperle ist

- a. farblos: in der D.-Fl.: Alkal. und eigentliche Erden; Sb_2 , Pb_2 , Cd_2 , Ag_2 , Bi_2 , Zn_2 und Sn -Oxyde; in der R.-Fl.: alkal. und eigentliche Erden, Mn_2 und Sn -Oxyde; in der Hitze: CuO ;
 b. blau: in der D.-Fl.: CoO ; in der Kälte: CuO ; in der R.-Fl.: CoO ;
 c. gelb: in der D.-Fl.: in der Hitze: Fe_2O_3 , Cr_2O_3 , auch Pb_2O_3 ;
 d. grau: in der R.-Fl.: Sb_2 , Pb_2 , Cd_2 , Ag_2 , Bi_2 , Zn -Oxyde; NiO ;
 e. grün: in der D.-Fl.: in der Kälte: Cr_2O_3 , in der Hitze: CuO ; in der R.-Fl.: Cr_2 , Fe und U -Oxyd;
 f. rot: in der D.-Fl.: Fe_2O_3 und NiO ; in der R.-Fl.: CuO (in der Kälte);
 g. violett: in der D.-Fl.: Mn_2O_3 .

Sehr oft werden diese Borproben schon bestimmt andeuten, welchen Stoff oder Körper man vor sich habe. Man schlage dann einfach die betreffenden Elemente nach und vergleiche die dabei angegebenen Reaktionen zur weiteren Bestätigung.

III. Zur genauen und sicheren Ermittlung eines Stoffes untersuche man denselben auf **nassem Wege**.

Erforderlich sind dazu 1) ein Reagensgläsergestell mit 10—16 Reagensgläschen, die aber vorher sorgfältig gereinigt sein müssen, 2) die nötigen Reagentien, 3) oft Platinblech oder -draht und 4) ein Bunsenbrenner oder die Spiritusflamme.

Löslichkeit der Salze. Im Wasser gehen viele Salze mehr oder weniger leicht in den flüssigen Zustand über (lösen sich im Wasser).

1) Löslich sind: a. alle S al o i d s a l z e (mit Ausnahme von AgCl , welches ganz unlöslich, und von PbCl_2 und von HgCl , welche schwer löslich sind); —

b. alle Nitrate; —

c. alle Sulfate (mit Ausnahme von BaSO_4 , welches ganz unlöslich; PbSO_4 und CaSO_4 , welche schwer löslich sind); —

d. alle alkalischen Salze (mit einigen Ausnahmen seltener vorkommender Salze).

2) Unlöslich sind: a. alle K a r b o n a t e (mit Ausnahme der alkalischen); —

b. alle P h o s p h a t e (= = = =); —

c. alle S i l i k a t e (= = = =); —

d. alle B o r a t e (= = = =); —

e. die unter 1 a. c. d. angegebenen Ausnahmen.

Untersuchung einfacher, im „Wasser löslicher“ Verbindungen.

A. Ermittlung der Basen.

Eine kleine Menge der Substanz löse man in einem halb mit Wasser gefüllten Reagensglas und erwärme schwach. Von dieser Lösung bringe man etwa $\frac{1}{4}$ in ein anderes Reagensglas und setze einige Tropfen S a l z s ä u r e zu.

Entsteht jetzt schon ein Niederschlag, so untersuche man ihn nach Tabelle A.

a. Doch kann man auch, ohne den durch HCl bewirkten Niederschlag weiter zu beachten, sofort

H_2S (oder Schwefelwasserstoffwasser, aber in ziemlicher Menge) zusetzen.

Entsteht ein Niederschlag, so untersuche man denselben nach Tabelle B.

b. Entsteht kein Niederschlag, so nehme man ein anderes Reagensgläschen und fülle es zu $\frac{1}{4}$ mit der Lösung des zu bestimmenden Salzes etc., gieße dazu einige Tropfen AmCl und soviel NH_3 , daß die Flüssigkeit nach Ammoniak riecht. Ein etwa entstehender Niederschlag darf nicht beachtet werden. Man setzt nun einige Tropfen

HAmS (Schwefelammonium) zu, und untersucht den etwa entstandenen Niederschlag nach Tabelle C.

c. Ist kein Niederschlag entstanden, so fülle man in ein anderes Reagensglas einen Teil der ursprünglichen Lösung, füge wieder Salmiak und Ammoniak, wie bei b zu und prüfe jetzt mit einem Zusatz von

Am₂CO₃ (kohlensaurem Ammon).

Ist ein Niederschlag entstanden, so wird er nach Tabelle D untersucht.

d. Entsteht kein Niederschlag, so gieße man in die eben beobachtete Flüssigkeit (welche aus unbekannter Lösung, AmCl, NH₃ und Am₂CO₃ besteht, aber so viel Ammoniak enthalten muß, daß sie danach riecht)

Na₂HPO₄ (phosphorsaures Natron).

Erhält man (bisweilen erst nach Schütteln) einen Niederschlag, so ist die Base Magnesia.

e. Sollte bis jetzt sich kein Niederschlag gebildet haben, so untersuche man weiter nach Tabelle E.

B. Ermittlung der Säuren.

1) Von der zu untersuchenden Substanz nehme man eine kleine Menge und übergieße sie mit Salzsäure oder Salpetersäure und erwärme mäßig.

a. Findet ein Aufbrausen der Flüssigkeit statt, so deutet dies auf Kohlen säure.

b. Entwickelt sich ein Geruch nach Schwefelwasserstoff, und wird durch das entströmende Gas ein in Bleizucker getränktes, noch feuchtes Papier geschwärzt, so hat man ein Schwefelmetall.

2) Von dem zu untersuchenden Stoffe übergieße man ein wenig mit etwa dem dreifachen Volumen konz. Schwefelsäure und erwärme in einem Probierglase aber nur gelinde, nicht bis zum Kochen.

c. Durch den Geruch wird sich kennzeichnen Schwefelwasserstoff.

d. Die zu Thränen reizenden Dämpfe deuten auf Cyansäure.

e. Die Dämpfe bilden Nebel Chlormwasserstoff.

f. Färbt sich die Flüssigkeit braun oder grün Chromsäure.

3) Zu der mit Salzsäure versetzten ursprünglichen Lösung füge man Chlorbaryum. Ein weißer Niederschlag zeigt Schwefelsäure.

4) Werden einige Körnchen der ursprünglichen Substanz mit Schwefelsäure befeuchtet, und eine kleine Probe davon auf einem Platindraht in eine Flamme gehalten, oder in Alkohol verbrannt, so zeigt die grüne Färbung derselben Borsäure.

5) Zu der ursprünglichen Lösung bringe man AmCl und HN₃ und setze dann MgSO₄ zu. Ein weißer Niederschlag deutet auf Phosphorsäure.

6) Zur ursprünglichen Lösung bringe man etwas Stärkekleister und einige Tropfen Salpetersäure. Blaue Färbung verrät Jod.

7) Ein wenig der zu untersuchenden Substanz übergieße man mit H₂SO₄, setze Kupferdrehspäne hinzu und erwärme. Dämpfe und Geruch lassen erkennen Salpetersäure.

8) Kocht man ein wenig des zu untersuchenden Salzes in einem Probierglase mit etwa 30 Tropfen Alkohol und 20 Tropfen Schwefelsäure, zeigt sich Essigäthergeruch, so hat man Essigsäure.

9) Einige Körnchen des Salzes mit Soda auf Kohle vorm Lötrohr entwickeln Knoblauchgeruch Arsensäure.

10) Vorm Lötrohr in der Phosphorsalzperle ein Kieselskelett zeigt Kieselsäure.

Tabelle A.

Die zu untersuchende Lösung giebt mit Salzsäure einen weißen Niederschlag. Die Base ist

Bleioxyd,

Quecksilberoxydul,

Silberoxyd,

wenn der Niederschlag

krystallinisch, in viel Wasser löslich, durch H₂SO₄ weiß fällbar ist.

pulverig ist, durch NH₃ sich schwärzend.

käsig, in NH₃ löslich, durch HNO₃ wieder fällbar ist.

Tabelle B.

Durch Schwefelwasserstoff wurden Niederschläge erzeugt, die in HAmS
a. löslich b. unlöslich

gelb:	orange:	braun:	schwarzbraun:
1) Arsen. Knoblauchgeruch. Niederschläge löslich in Am_2CO_3 .	3) Antimon. Die ursprüngliche Lösung trübt sich mit H_2O .	4) Zinnorydul.	5) Goldoryd. 6) Platinoryd.
2) Zinnoryd. Metallkorn mit Soda auf Kohle.			
gelb:	braunschwarz:		schwarz:
7) Kadmiumoryd.	8) Bismutoryd. Die ursprüngliche Lösung gibt mit viel Wasser eine Trübung.	9) Bleioryd. Die ursprüngliche Lösung gibt mit verd. H_2SO_4 einen weißen Niederschlag.	10) Kupferoryd. Die ursprüngliche Lösung (blau oder grün) gibt mit NH_3 eine blaue Färbung.
		11) Quecksilberoryd. Die urspr. Lösung gibt mit NH_3 einen weißen, mit Kali einen gelben Niederschlag. Kupfer wird darin weiß.	12) Quecksilberorydul. Die ursprüngliche Lösung gibt mit HCl einen weißen Niederschlag, der sich durch NH_3 schwärzt.
			13) Silberoryd. Die ursprüngliche Lösung gibt mit HCl einen weißen Niederschlag, der sich in NH_3 löst.

Tabelle C.

Schwefelammonium gibt einen Niederschlag. Derselbe ist:

schwarzbraun bis schwarz:	weiß:
1) Eisenoryd. Rhodankalium färbt die ursprüngliche Lösung blutrot.	2) Eisenorydul. nicht.
3) Kobaltorydul. In der ursprünglichen Lösung gibt kohlen-saures Natron einen rosenroten Niederschlag.	4) Nickelorydul. hellgrünen Niederschlag.
5) Manganorydul. fleischrot:	6) Chromoryd. grün:
	7) Zinkoryd. Die ursprüngliche Lösung gibt mit Kali einen grauweißen Niederschlag, der sich in mehr Kali löst. In dieser Lösung entsteht durch H_2S ein weißer Niederschlag.
	8) Thonerde. nichts.
	9) Baryt. 10) Kalk. 11) Strontian. 12) Magnesia. (Unterscheidung von 9—11 siehe Tabelle D.)
	nur als phosphorsaure oder oralsaurer Salze.

Tabelle D.

Kohlensaures Ammon fällt einen weißen Niederschlag, welcher enthält:

- | | | |
|------------------|----------------------|-----------------|
| 1) Baryt. | 2) Strontian. | 3) Kalk. |
|------------------|----------------------|-----------------|

Die ursprüngliche Lösung giebt mit Gipswasser		
einen weißen Niederschlag,		nichts.
der bald entsteht.		der nicht bald entsteht.

Die Substanz färbt die Flamme grün.		rot.	Oxalsaures Ammon fällt weißen oxalsauren Kalk.
-------------------------------------	--	------	--

Tabelle E.

Es ist kein Niederschlag entstanden durch HCl , H_2S , HAmS , Am_2CO_3 und Na_2HPO_4 :

Die zu untersuchende Substanz enthält die stärksten Basen:

- | | | |
|-----------------|-------------------|---------------------|
| 1) Kali. | 2) Natron. | 3) Ammoniak. |
|-----------------|-------------------|---------------------|

Die ursprüngliche Substanz			
färbt die Flamme violett.		gelb.	giebt mit Kali gekocht den Ammoniakgeruch.

Untersuchung einfacher in „Säuren löslicher“ Substanzen. Man löse den zu untersuchenden Körper in Salzsäure (durch etwa 15 Tropfen) und setze gegen 30 Tropfen Wasser zu. Mit der dann erhaltenen Lösung operiere man ganz so, wie oben angegeben ist.

Untersuchung einfacher, in „Wasser und Säuren schwer oder unlöslicher“ Substanzen. Hierher gehören die Sulfate von Kalk, Baryt, Strontian, Bleioryd, ferner Chlor- und Jodsilber, geglühtes Chromoryd und Kohle und Schwefel.

1) Man prüfe vor dem Lötrohr und erkennt Kohle und Schwefel.

2) Man übergieße die Substanz mit HAmS :

a. bleibt der Körper unverändert und ist er grün, giebt er mit Soda und Salpeter eine gelbe Schmelze, so hat man Chromoryd.
Ist er weiß, so prüfe man auf Kalk, Baryt und Strontian (und auf Schwefelsäure).

b. wird die Substanz schwarz, so schmelze man sie mit Soda auf Kohle; zeigt sich ein Metallkorn, und schwärzt die Schmelze feuchtes Silber: Bleioryd.
Wird feuchtes Silber davon nicht geschwärzt, dann ist es Silber.

Mineralogisches.**Einordnung der uns bekannten Mineralien in ein System.**

Der chemischen Zusammensetzung nach sind die Mineralien entweder Elemente oder chemische Verbindungen von Elementen. Nur wenige Elemente kommen in der Natur chemisch rein (gediegen) vor, sie bilden die Mineralklasse der Elemente. Je nachdem die übrigen Gesteine Verbindungen mit Sauerstoff, Schwefel, Chlor u. Fluor, oder mit Sauerstoffsäuren sind, stellt man sie in die Klassen der Oxide, Sulfide, Haloidsalze u. Sauerstoffsalze. Ein Anzahl Mineralien ist pflanzlichen Ursprungs, es sind die Kohlenstoffverbindungen, Anthracide oder Brenze genannt.

Daraus ergibt sich folgende Einteilung der Mineralien:

I. Klasse: Elemente.

1. Ordnung: **Nichtmetalle.** Diamant, Graphit, Schwefel, Arsen (Scherbenkobalt), Antimon.
2. = **Metalle.** Eisen, Kupfer, Blei, Wismut, Quecksilber, Silber, Gold, Platin.

II. Klasse: Oxide.

1. Ordnung: **Nichtmetalloxyde.** Quarz, Opal (S. 58 u. 59), Eis.
2. = **Leichtmetalloxyde.** Korund.
3. = **Schwermetalloxyde.** Magneteisenerz, Chromeisenerz, Roteisenerz, Brauneisenerz, Rotkupfererz, Braunstein, Zinnstein.

III. Klasse: Sulfide.

1. Ordnung: **Blenden,** Cinnabarite (Härte nicht über 3,5; ohne Metallglanz). Zinnober, Zinkblende, Rotgültigerz, Realgar, Auripigment.
2. = **Glanze,** Galenoide (Härte nicht über 3,5; aber mit Metallglanz). Bleiglanz, Kupferglanz, Kupfernickel, Kupfersilberglanz, Silberglanz, Antimonglanz, Wismutglanz.
3. = **Kiese,** Pyritoide (Härte 3,5—6,5; Metallglanz und deutliche Krystallisation). Schwefelkies, Graueisenkies, Magnetkies, Fahlerz, Kupferkies, Buntkupferkies, Glanzkobalt, Speiskobalt, Arsenkies.

IV. Klasse: Haloidsalze.

1. Ordnung: **Chloride.** Steinsalz, Sylvin, Salmiak, Karnallit, Tachhydrit.
2. = **Fluoride.** Flußspat, Kryolith.

V. Klasse: Sauerstoffsalze.

1. Ordnung: **Sulfate.** Schwerspat, Cölestin, Gips, Anhydrit, Polyhalit, Kieserit, Rainit, Schönit, Bittersalz, Glaubersalz, Alaun. — Eisenvitriol, Kupfervitriol, Zinkvitriol.
2. = **Karbonate.** Kalkspat (S. 81), Aragonit, Dolomit, Witherit, Strontianit, Soda; Eisenspat, Zinkspat, Weißbleierz; Malachit, Kupferlasur.
3. = **Nitrate.** Kali- und Chilisalpeter.
4. = **Borate.** Borax, Boracit.
5. = **Phosphate.** Blau-eisenerz, Apatit, Kalait, Lazulith.
6. = **Arseniate.** Kobaltblüte, Nickelblüte.
7. = **Silikate.**
 - a. Talkgruppe. Talk, Meerschaum, Serpentin, Chlorit.
 - b. Glimmergruppe. Kalium-, Magnesium- und Lithiumglimmer.
 - c. Hornblendegruppe. Hornblende, Augit.
 - d. Granatgruppe. Granat.
 - e. Feldspatgruppe. Kali-, Natron- und Kalkfeldspat. Obsidian, Bimsstein, Pechstein.
 - f. Zeolithe. Kreuzstein, Analcim, Natrolith.
 - g. Thonmineralien. Kaolin, Thon, Steinmark, Bol, Gelberde.
 - h. Von besonderer Zusammensetzung: Kieselzinkerz, Turmalin, Topas, Smaragd (Beryll), Chrysoberyll, Spinell, Lasurstein.

VI. Klasse: Anthracide (Brenze, Inflammabilien).

1. Ordnung: **Kohlen.** Anthracit, Steinkohle, Braunkohle, Torf.
2. = **Harze.** Asphalt, Petroleum, Bernstein.

Felsarten.

Diejenigen Mineralien, welche, einfach oder gemengt, in großen Massen vereinigt vorkommen, werden **Gesteine** oder **Felsarten** genannt.

I. Krystallinische Gesteine.

A. Einfache Gesteine. 1) **Quarzfels** (Quarzit); 2) **Kalkstein** (s. S. 81); 3) **Dolomit**; 4) **Mergel**; 5) **Anhydrit**; 6) **Gips**; 7) **Steinsalz**; 8) **Eis**; 9) **Eisenspat**.

B. Gemengte Gesteine.

a) Krystallinisch-körnige und dichte Gesteine.

1. **Granitartige Gesteine.** Gemenge von Feldspaten mit Glimmer oder Hornblende, mit oder ohne Quarz. — 2. **Granit** (Feldspat, Quarz u. Glimmer). Der eigentliche Granit mit weißem Orthoklas u. weißem Kaliglimmer; der Granitit mit rotem Orthoklas u. wenig schwärzlich grauem Magnesiumglimmer; der Pegmatit, grobkörniges Gemenge, mit silberweißem Glimmer, auch Turmalinbündeln (Schriftgranit); der Protogin mit hellgrünem Talk (Alpengranit). — 3. **Schörlfels.** Grauweißer Quarz und kleine dunkle Schörl-(Turmalin)körper. — 4. **Syenit.** Quarz, Feldspat und Hornblende, Glimmer fehlt. Ist Glimmer und Hornblende aber in fast gleichen Teilen vorhanden, dann Hornblendegranit oder Syenitgranit. — 5. **Amphibolit** (Hornblendefels). Aus dunkler Hornblende oder aus lauchgrünem Strahlstein, oft mit Albit, Quarz und braunem Glimmer. — 6. **Diorit.** Hornblende, Oligoklas und Labrador. — 7. **Gabbro** oder Schillerfels, granitähnlich, grünlich von Labrador. — 8. **Diabas** (Grünstein). Oligoklas mit Augit, auch oft Chlorit, Apatit oder auch Quarz. — 9. **Melaphyr** (schwarzer Porphyr, Basaltit). Dicht rötlich-grauer Labrador, Titaneisenerz, oft mit Blasenräumen, in denen Chalcedon, Karneol, Jaspis, Achat zc. vorkommt. — 10. **Quarzfreier Porphyr**, Grundmasse bräunlich mit roten oder weißen Feldspatkrystallen. Der rote heißt Porphyrit, der glimmerhaltige Glimmerporphyr. — 11. **Granitporphyr** (Syenitporphyr). Feinkörnig, Granitbestandteile mit roten oder rötlich-weißen Feldspatkrystallen. — 12. **Felsitporphyr** (quarzführender, roter Porphyr). Die Grundmasse ist Felsit (d. h. ein Gemenge von Feldspat u. Quarz), mit Feldspat u. Quarzkrystallen. — 13. **Trachit.** Feinkörnig, dicht, auch porös, wesentlich Granitbestandteile. — 14. **Trachitporphyr.** Wie der vorige, aber mit glasigen Feldspatkrystallen. — 15. **Phonolith** (Klingstein). Inniges Gemenge von Sanidin (glasigem Feldspat), und zeolithartigen Mineralien. Verwitterungskruste. — 16. **Basalt.** Dichtes Gemenge von Labrador, Augit, Magneteisenerz, oft Olivin. — 17. **Dolerit** (Graustein). Dem Diorit und Diabas im Aussehen ähnlich. Basaltbestandteile. — 18. **Leucitfels.** Dichtes Gemenge von Leucit, Augit und Magneteisen. — 19. **Laven.** Die jüngsten Produkte vulkanischer Thätigkeit.

b) Krystallinisch-schieferige Gesteine.

1. **Gneiß.** Granitbestandteile, aber durch die Glimmerlagen spaltbar. — 2. **Granulit** (Weißstein). Ohne Glimmer, aber durch Quarzlamellen schieferig. — 3. **Glimmerschiefer.** Quarz und Glimmer. — 4. **Thonschiefer.** Chlorit- und glimmerhaltige Mineralien und Quarz. — 5. **Chloritschiefer.** Oft mit Quarz. — 6. **Talkschiefer.**

II. Klastische (Trümmer-) Gesteine.

A. Scheinbar einfache Gesteine. Schieferthon (Kohlenschiefer, Kräuterschiefer).

B. Deutlich gemengte Gesteine. 1. **Grauwacke** (kieselig-thoniger Sandstein), mit Brocken von Kiefelschiefer zc. — 2. **Sandstein** (Quarzsandstein). Quarzkörner durch ein Gement verbunden. — 3. **Tuffgesteine.** Zerstörungsprodukt verschiedener Gesteine. — 4. **Konglomerate.** Gemenge von abgerundeten Geschieben. — 5. **Breccien.** Gemenge von eckigen, scharfkantigen Bruchstücken. — 6. **Loose Trümmergesteine.** Grus, Kies, Geröll, Gebirgsschutt, Sand.

III. Amorphe Gesteine.

Hierher gehören Absätze aus Wasser, in denen krystallinische Bildung nicht wahrzunehmen ist, z. B. Thon, Lehm, Kreide, auch die Anthrazide.

B. Organische Chemie

oder

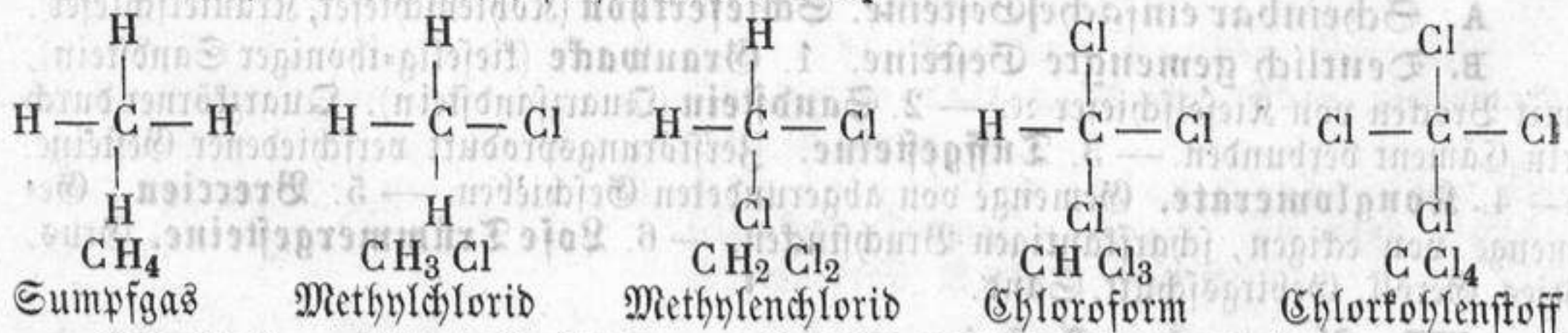
Chemie der Kohlenstoffverbindungen.

Einleitung.

Früher teilte man die Chemie ein in eine mineralische, vegetabilische und animalische, faßte auch die Körper der beiden letzten Gruppen unter dem Namen organische Verbindungen zusammen und stellte sie den anorganischen gegenüber. Je mehr man aber Kenntniss von den Verbindungen in den Organismen gewann, um so mehr beobachtete man, daß nicht nur eine ganze Anzahl sogenannter anorganischer Zusammensetzungen, wie Kochsalz, Calciumcarbonat und -phosphat, Silikate, Wasser u. a. in dem Pflanzen- und Tierkörper sich fanden, sondern auch, daß alle Verbindungen, die denselben aufbauten, das eine gemeinsam haben, daß sie Kohlenstoff enthalten. So lange man der Ansicht war, es sei zur Bildung der in den Organismen sich findenden Substanzen eine besondere Kraft, die Lebenskraft, erforderlich, war der Begriff „organische Chemie“ immerhin berechtigt; seitdem es aber gelang, organische Verbindungen aus den Elementen aufzubauen, unorganische in organische Verbindungen überzuführen (1828: Wöhler stellt den Harnstoff dar), mußte man diesen Teil der Chemie als die Chemie der Kohlenstoffverbindungen bezeichnen.

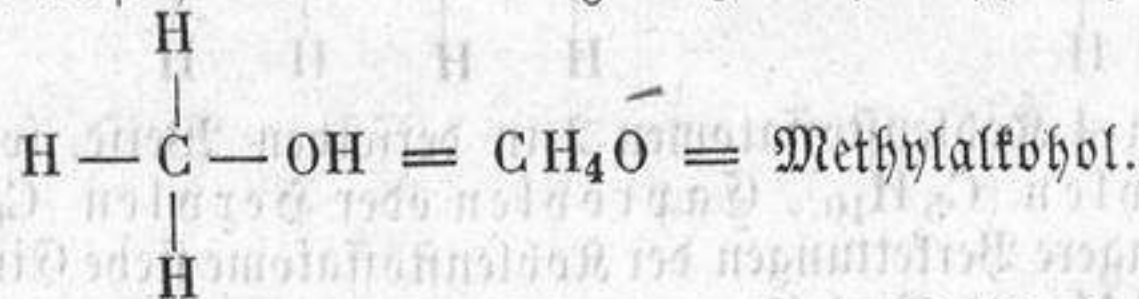
Theorie der Kohlenstoffverbindungen. A. Einfachste Verkettung des Kohlenstoffs. Wir lernten von den Kohlenstoffverbindungen bereits das Sumpfgas und das Leuchtgas (oder leichtes und schweres Kohlenwasserstoffgas, CH_4 und C_2H_4) kennen, ferner Kohlenmonoxyd (CO) und Kohlendioxyd (CO_2), endlich noch Schwefelkohlenstoff (CS_2).

a. Die einfachste Verbindung des vierwertigen Elementes Kohlenstoff ist CH_4 . In CO_2 und CS_2 sind an die Stelle der 4 einwertigen Atome H je 2 zweiwertige, nämlich O und S getreten. Denken wir uns in CH_4 an der Stelle von 1 H aber 1 einwertiges Atom Cl, so erhalten wir CH_3Cl , werden 2 H durch 2 Cl ersetzt, so erhalten wir CH_2Cl_2 , substituieren wir 3 H durch 3 Cl, dann ergibt sich CHCl_3 , und werden endlich alle 4 At. H durch 4 Cl vertreten, so haben wir CCl_4 .



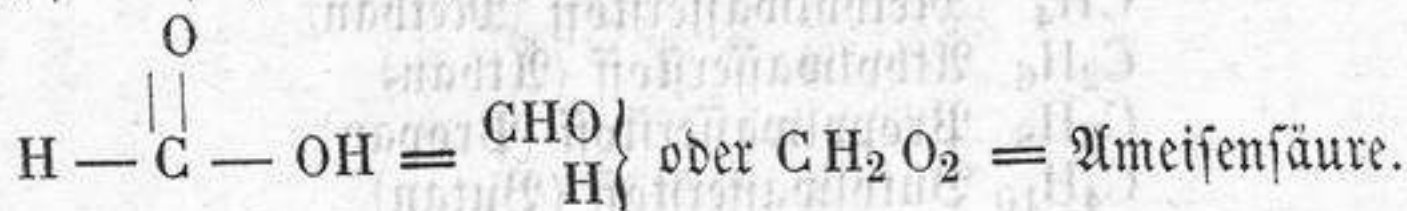
CH_4 ist eine gesättigte Verbindung. Bei CH_3 ist eine Bindekraft frei, die Verbindung CH_3 (Methyl) wirkt darum wie ein einwertiges unverbundenes Elementenatom, CH_2 (Methylen) wie ein zweiwertiges und CH (Formicyl) wie ein dreiwertiges; man nennt diese ungesättigten Verbindungen: zusammengesetzte Radikale.

Diese Radikale können sich aber auch statt mit einfachen Elementenatomen mit zusammengesetzten Radikalen verbinden. Tritt z. B. das Radikal Hydroxyl (OH) an die Stelle 1 At. H in CH₄, oder anders ausgesprochen: verbindet sich das Radikal CH₃ mit dem Radikal OH, so entsteht die Verbindung CH₃OH (Methylalkohol).

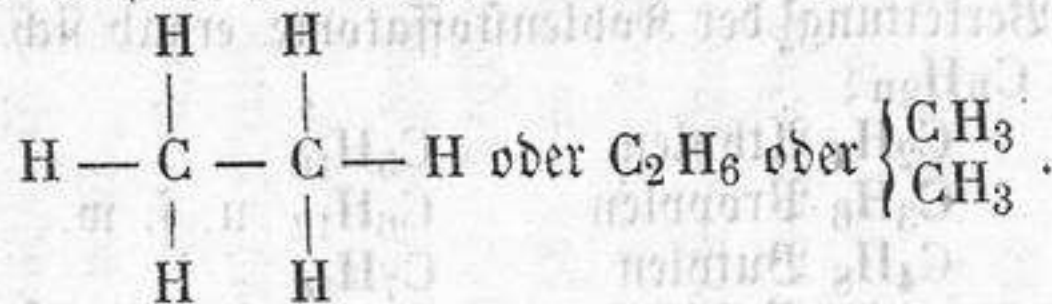


Ebenso entstehen Alkohole, wenn 2 oder 3 u. s. w. Radikale OH sich mit den Kohlenwasserstoffradikalen verbinden. Die letzteren werden darum auch Alkoholradikale genannt.

Ersetzt man im Sumpfgas (CH₄) 2 At. H durch 1 At. O, und 1 At. H durch Hydroxyl (OH), so entsteht Ameisensäure.



b. Es können aber auch 2 Atome C zu einem Doppelatom zusammentreten. Dann werden von den 8 Bindekräften derselben zwei dazu verwendet, die 2 C zusammenzuhalten. C₂ hat dann 6 Bindekräfte frei, es wird sechswertig. Werden diese durch 6 Wasserstoffatome gesättigt, so entsteht der Äthylwasserstoff:



Wird aus dieser Verbindung 1 At. H weggenommen, so entsteht eine ungesättigte einwertige Verbindung, ein zusammengesetztes Radikal: C₂H₅, Äthyl.

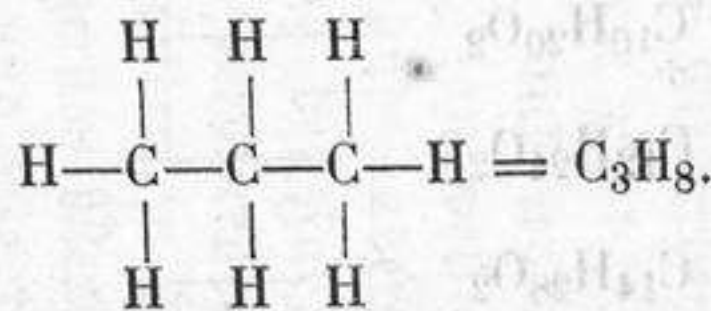
Verbindet sich dies Radikal mit Hydroxyl, so entsteht wiederum ein Alkohol: C₂H₅(OH) = C₂H₆O = Äthylalkohol.

Tritt zu dem Alkoholradikale C₂H₅ die einwertige Gruppe NH₂, so entsteht ein Amin: C₂H₅(NH₂) = C₂H₇N = Äthylamin.

Werden je 2 Alkoholradikale durch Sauerstoff zusammengehalten, so entstehen die Äther, z. B.

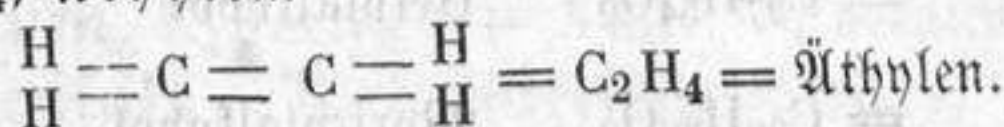


Treten 3 Atome C zusammen, welche sich gegenseitig binden, so bleiben noch 8 freie Bindekräfte übrig; werden diese mit 8 Atomen H gesättigt, so erhält man den Propylwasserstoff:

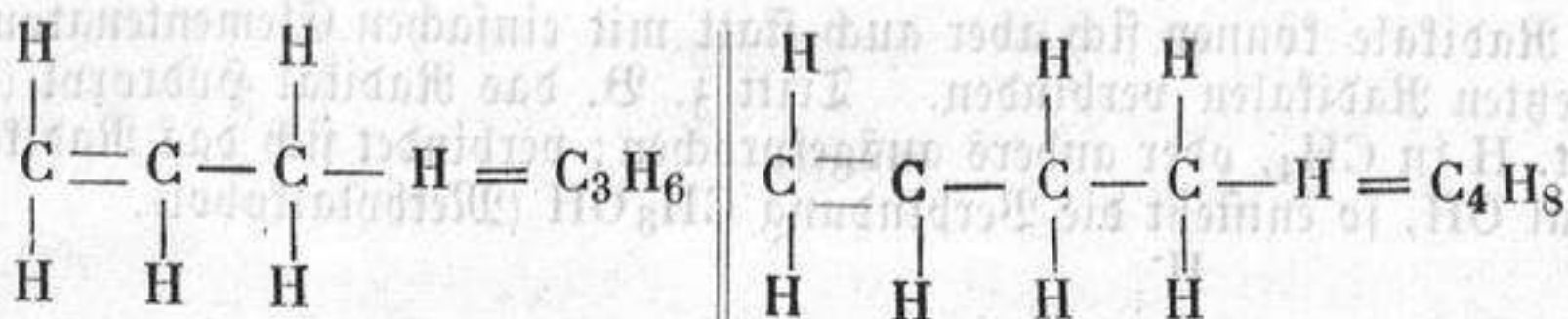


Vier Kohlenstoffatome lassen in gleicher Weise 10 Verbindungseinheiten frei, welche mit Wasserstoff gesättigt, C₄H₁₀, Butylwasserstoff, geben. — Fünf Kohlenstoffatome: C₅H₁₂, Amylwasserstoff; sechs Kohlenstoffatome C₆H₁₄, Hexylwasserstoff u. s. w.

B. Engere Verkettung der Kohlenstoffatome. Die einzelnen Kohlenstoffatome können auch in engere Verbindung mit einander treten, indem durch Aneinanderlegung von 2 Atomen vier Verbindungseinheiten gesättigt werden. Dadurch erhält das Doppelatom (C₂) vier freie Bindekräfte; denken wir uns diese mit 4 H gesättigt, so entsteht das bekannte C₂H₄, Äthylen.



Drei Atome Kohlenstoff in dieser Weise vereinigt lassen von 12 Bindekräften nur 6 frei, diese mit 6H gesättigt, giebt C₃H₆, Propylen.



Binden sich von 4 Kohlenstoffatomen 2 in derselben Weise, so entsteht Butylen (C_4H_8) u. s. f. Amylen (C_5H_{10}), Caproylen oder Hexylen (C_6H_{12}) u. s. w.

(Über weitere engere Verkettungen der Kohlenstoffatome siehe Einleitung zu den Kohlenwasserstoffen S. 141 und Einleitung zu den aromatischen Verbindungen S. 154.)

C. Homologe Reihen. Unter den zahlreichen Kohlenstoffverbindungen finden sich viele, die in bezug auf ihre chemische Zusammensetzung wie auch in ihren physikalischen und chemischen Eigenschaften große Übereinstimmung zeigen. Wir erhielten oben folgende Reihe von Kohlenwasserstoffen:

CH_4	Methylwasserstoff (Methan)
C_2H_6	Äthylwasserstoff (Äthan)
C_3H_8	Propylwasserstoff (Propan)
C_4H_{10}	Butylwasserstoff (Butan)
C_5H_{12}	Amylwasserstoff (Quintan)
C_6H_{14}	Hexylwasserstoff (Sextan) u. s. w.

Es ergibt sich für diese Reihe die allgemeine Formel $\text{C}_n\text{H}_{2n+2}$. — Eine solche Reihe homologer Verbindungen wird homologe Reihe genannt.

Bei der engeren Verkettung der Kohlenstoffatome ergab sich eine Kohlenwasserstoffreihe nach der Formel C_nH_{2n} :

C_2H_4	Äthylen	C_5H_{10}	
C_3H_6	Propylen	C_6H_{12}	u. s. w.
C_4H_8	Butylen	C_7H_{14}	

Bilde aus den einwertigen Radikalen der Methanreihe eine homologe Reihe mit CH_3 beginnend (Formel: $\text{C}_n\text{H}_{2n+1}$)!

Interessant ist die homologe Reihe der Fettsäuregruppe und die derselben entsprechenden Alkohole ($\text{C}_n\text{H}_{2n}\text{O}_2$ und $\text{C}_n\text{H}_{2n+2}\text{O}$).

Ameisensäure	= C H ₂ O ₂	Methylalkohol	= C H ₄ O
Essigsäure	= C ₂ H ₄ O ₂	Äthylalkohol	= C ₂ H ₆ O
Propionsäure	= C ₃ H ₆ O ₂	Propylalkohol	= C ₃ H ₈ O
Buttersäure	= C ₄ H ₈ O ₂	Butylalkohol	= C ₄ H ₁₀ O
Valeriansäure	= C ₅ H ₁₀ O ₂	Amylalkohol (Fuselöl)	= C ₅ H ₁₂ O
Capronsäure	= C ₆ H ₁₂ O ₂	Caproylalkohol	= C ₆ H ₁₄ O
Dnanthsäure	= C ₇ H ₁₄ O ₂	Dnanthylalkohol	= C ₇ H ₁₆ O
Caprylsäure	= C ₈ H ₁₆ O ₂	Caprylalkohol	= C ₈ H ₁₈ O
Belargonsäure	= C ₉ H ₁₈ O ₂	_____	_____
Caprinsäure	= C ₁₀ H ₂₀ O ₂	_____	_____

Laurostearinsäure = C₁₂H₂₄O₂

Myristinsäure = C₁₄H₂₈O₂

Palmitinsäure = C₁₆H₃₂O₂

Margarinsäure = C₁₇H₃₄O₂

Stearinsäure = C₁₈H₃₆O₂

Arachinsäure = C₂₀H₄₀O₂

Behensäure = C₂₂H₄₄O₂

Cerotinsäure = C₂₇H₅₄O₂

Melissinsäure = C₃₀H₆₀O₂

Cetylalkohol = C₁₆H₃₄O

Cerylalkohol = C₂₇H₅₆O

Myricylalkohol = C₃₀H₆₂O

Die Ähnlichkeit der Glieder einer homologen Reihe ist so groß, daß man aus den bekannten Eigenschaften des einen auf die übrigen schließen kann. So ist die Überein-

stimmung so groß, daß z. B. in der vorstehenden Alkoholreihe eine Differenz von $n\text{CH}_2$ in der Zusammensetzung meist einer Differenz von $n19$ Graden im Siedepunkte entspricht. Der Methylalkohol siedet bei 60° , der Äthylalkohol bei 78° , Propylalkohol bei 97° u. s. w. Die Ameisensäure siedet bei 100° , die Essigsäure bei 119° u. s. f.

I. Cyan = CN = Cy.

Darstellung. Versuch 1. Erhitzt man Cyanquecksilber in einer Retorte (ähnlich wie Quecksilberoxyd), so erhält man gasförmiges Cyan, welches man über Quecksilber auffängt und dann anzündet. (Vorsicht!)

Eigenschaften. Cyangas ist farblos und läßt sich unter Druck zu einer farblosen Flüssigkeit verdichten. Es besitzt einen stechenden, die Augen zum Thränen reizenden Geruch nach bitteren Mandeln, ist giftig und verbrennt mit violetter Flamme zu Kohlensäure und Stickstoff.

Cyanverbindungen.

Cyan verbindet sich gerade wie Chlor, Jod und Brom direkt mit Metallen, ist also ein zusammengesetztes Radikal.

a. **Cyanwasserstoffsäure, Blausäure, HCy.** Versuch 2. Man erhitzt Cyankalium mit konz. Schwefelsäure. $2\text{KC}_y + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{K}_2\text{SO}_4 + 2\text{HC}_y$.

Das Gas leitet man in eine Vorlage mit aq. dest.; man erhält so eine Lösung von Blausäure.

Die Blausäure ist äußerst giftig und bewirkt in den kleinsten Mengen den Tod. Auch die Dämpfe wirken sehr giftig und schnell. HCy ist eine schwache Säure. In den Apotheken verwendet man etwa 2prozentige Säure, die aber wieder noch mit Wasser verdünnt wird. Sie wird in der Medizin gebraucht. Ein Gegenmittel bei Blausäurevergiftungen ist verdünnte Ammoniakflüssigkeit.

b. **Cyankalium, KCy,** ist farblos, krystallisiert in Würfeln und Oktaedern. Es ist löslich in Wasser und Weingeist. Durch die Kohlensäure der Luft wird es zersetzt, weshalb es immer nach Blausäure riecht. Es ist ebenso giftig, wie Blausäure. Weil eine wässrige Lösung von Cyankalium leicht Chlor-, Brom- und Jodsilber löst, wird es in der Photographie verwendet. (Siehe daselbst S. 114.)

* c. **Cyanquecksilber, HgCy₂,** erhält man durch Auflösen von gelbem Quecksilberoxyd in Blausäure. Nach dem Abdampfen und Abkühlen erhält man die farblosen, quadratischen Prismen, die sich leicht in heißem Wasser, in Alkohol aber gar nicht lösen.

d. **Cyansilber, AgCy.** Setzt man zu einer Lösung von KCy etwas AgNO_3 , so erhält man einen weißen, käsigen Niederschlag von AgCy.

e. Die **Ferrocyanverbindungen** enthalten das vierwertige Radikal FeCy_6 , **Ferrocyan.**

Serrocyankalium, K₄FeCy₆ (+ 3 aq.) ist bekannt unter dem Namen **gelbes Blutlaugensalz, Kaliumeisencyanür.** Man stellt es im großen aus Blut, Horn, Klauen, Lederabfällen zc. (stickstoffhaltigen Tierstoffen), Pottasche und Eisenfeile her. Es krystallisiert in großen, gelben,

etwas biegsamen Krystallen des quadratischen Systems; es löst sich im Wasser und ist von bittersüßem Geschmache (nicht giftig). Beim Erhitzen verliert es zunächst sein Krystallwasser, dann zerfällt es in KCy , N und Kohleneisen. Es wird verwendet zur Darstellung des roten Blutlaugensalzes, des Berlinerblaus, des Cyankaliums, in der Färberei zur Erzeugung von Blau und Braunrot und zum Verstählen des Eisens (siehe Eisen, Versuch 2.)

Versuch 3. Eine Lösung eines Eisenoxydsalzes vermise man mit einer Lösung von gelbem Blutlaugensalze; es entsteht ein weißer Niederschlag, der sich aber rasch bläut. — Versuch 4. Mit einem Eisenoxydsalze bildet sich ein blauer Niederschlag, der getrocknet das Berlinerblau giebt. Dieser blaue Niederschlag zeigt sich auch noch bei sehr verdünnten Lösungen; deshalb ist Ferrocyankalium ein empfindliches Reagens auf Eisenoxydsalze.

Berlinerblau, Eisencyanürcyanid, Fe_7Cy_{18} . Es kommt im Handel, wenn auch in Güte und Zusammensetzung verändert, unter den Namen Pariserblau, Erlangerblau, Hamburgerblau etc. vor. Ist ihm eine größere Menge Thonerde beigemischt, so heißt es auch Mineralblau (vgl. Kupferlasur). Turnbills Blau ist etwa Fe_5Cy_{12} . Berlinerblau löst sich in Oxalsäure mit blauer Farbe (blaue Tinte).

Versuch 5. Man leitet durch eine gesättigte Lösung von gelbem Blutlaugensalze so lange Chlorgas, bis dieselbe rot wird. Beim Eindampfen dieser roten Lösung krystallisiert das rote Blutlaugensalz K_3FeCy_6 aus. Ferridcyankalium heißt es auch, weil sein Radikal, entsprechend den Ferridverbindungen dreiwertig ist. Kaliumeisencyanid (K_3FeCy_6) giebt in Eisenoxydsalzen einen blauen (Berlinerblau), in Eisenoxydsalzen aber gar keinen Niederschlag.

*f. Nitroprussidnatrium ($Na_2FeCy_5NO + H_2O$) ist nur bemerkenswert als empfindliches Reagens auf Schwefelalkalien, mit denen es eine prächtig purpurrote, dann violett und zuletzt farblos werdende Lösung giebt.

g. Schwefelcyankalium oder Rhodankalium ($KCyS$) ist das empfindlichste Reagens auf Eisenoxydsalze. Versuch 6. Ein Probiergläschen fülle man zur Hälfte mit Wasser, gieße schwefelsaure Eisenoxydlösung nach, entleere das Gläschen, fülle es mit reinem Wasser (Spuren der Eisenlösung sind doch an den Glaswänden geblieben) und gieße nun Rhodankaliumlösung nach. Das Wasser wird sich noch röten. Selbst die kleinsten Mengen Eisen lassen sich hierdurch nachweisen.

II. Kohlenhydrate.

Die hierher gehörenden Verbindungen haben das gemeinsam, daß sie aus Kohlenstoff, Wasserstoff und Sauerstoff bestehen. Letztere beiden sind aber immer in solchem Verhältnis in der Verbindung vorhanden, wie sie sich im Wasser finden. Die Pflanzenkörper bestehen zum größten Teil aus ihnen. Viele derselben sind von hervorragender Wichtigkeit für das Leben der Tiere und Menschen.

1. Cellulose, Pflanzenzellenstoff, Holzfaser, Lignin, $C_6H_{10}O_5$.

Sie bildet die Wand der Pflanzenzellen. Am reinsten finden wir sie in der Baumwolle.

Versuch 1. Um Cellulose rein darzustellen, nimmt man Baumwolle (oder Leinen oder Holundermark oder Papier) und wäscht sie in verdünnter Salzsäure, dann in verdünnter Kalilauge, dann mit Wasser, mit Alkohol und Äther. Auf diese Weise wird man alle fremden Bestandteile fort-schaffen und einen farblosen, durchscheinenden Stoff erhalten, der an-nähernd reine Cellulose ist. Der Zellstoff ist farblos, im trockenen Zu-stande weiß, durchscheinend, zähe, aber elastisch und biegsam, geschmack- und geruchlos, unlöslich in Wasser, Alkohol und Äther. Das einzige Lösungs-mittel für Cellulose ist eine Auflösung von Kupferoxyd in Ammoniak; Säu-ren fällen sie daraus wieder als weiße, amorphe Masse.

Verwendung der Pflanzenfaser. Dieselbe wird als Holz, Bast, Flachs, Hanf, Baumwolle vielfach gebraucht.

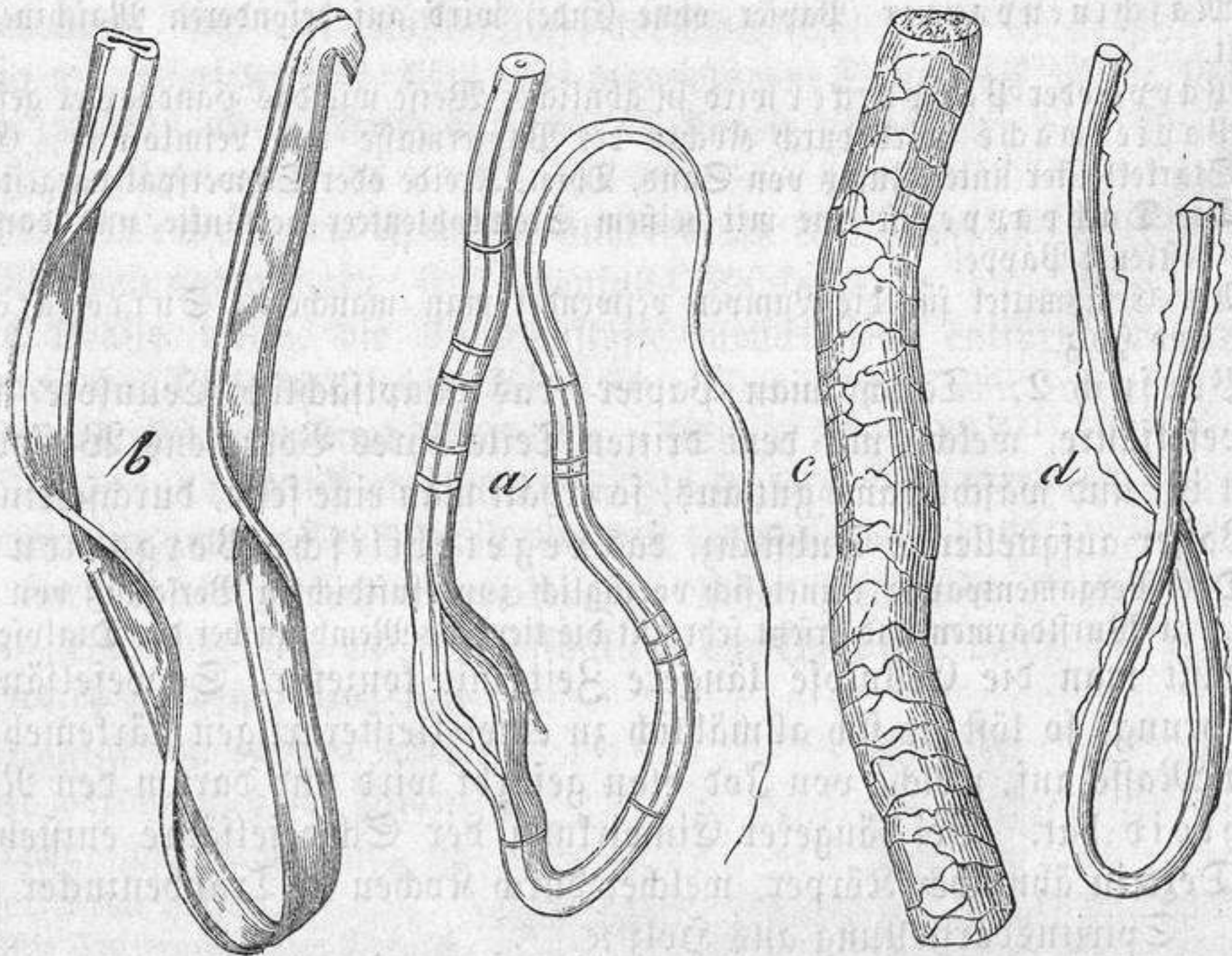


Fig. 110.

Leinwandbereitung. Die Leinpflanzen werden ausgeraut, getrocknet, von den Samenkapseln befreit, geröstet (d. h. die Leimsubstanz, welche die einzelnen Flachsfasern verbindet, wird entfernt), gebrecht (die holzigen Rindenteile werden zerbrochen) und gehechelt (um die holzigen Teile abzusondern, die kurzen Fasern zu beseitigen und die langen Fasern glatt und parallel zu legen). Die Flachsäden werden nun auf dem Spinnrocken oder auf der Maschine gesponnen. Das Garn wird gewebt und gebleicht.

In ähnlicher Weise verarbeitet man auch die Hanffasern.

Die **Baumwolle** oder **Cotton** ist die Samenwolle der Früchte mehrerer Stauden-gewächse aus der Gattung *Gossypium*. Zur Zeit der Reife platzen die Samenkapseln auf und die Bollbüschel treten heraus.

Von anderen verwendbaren Pflanzenfasern sind noch Nessel und Hopfen, neusee-ländischer Flachs und Kokosnußfaser bemerkenswert. Zur sicheren Unterscheidung der Leinen- und Baumwollenfaser bedient man sich des Mikroskops. Die Leinenfaser *a* ist

walzenförmig und niemals ganz glatt. Die Baumwollenfaser *b* erscheint bandförmig und pfropfenzieherartig gedreht. (Fig. 110.)

(Die Seidenfaser *d* ist vollkommen rund, die Schafwollenfaser *c* mit dachziegelig geordneten Oberhautschüppchen versehen.)

Papierfabrikation. Das Papier ist im wesentlichen ein dünner Filz aus Fasern pflanzlichen Ursprungs. Es wird bereitet aus Lumpen (die leinenen geben das festeste Papier). Diese werden sortiert und gereinigt. Auf Walzenmühlen erfolgt ihre Zerkleinerung, so daß sie mit Wasser gemengt einen Brei geben, den *Halbstoff*. Dieser wird mit Chlorkalk gebleicht und in eine milchige Masse (den *Ganzstoff*) verwandelt, in dem alle Fasern gleichmäßig zerkleinert sind. Durch Zusatz von Ultramarin, Anilinblau oder Indigo wird dem weißen Papier ein bläulicher Schimmer gegeben.

Will man *Schreibpapier* herstellen, so wird der gebläute Ganzstoff mit einem vegetabilischen Leim (harzsaures Aluminium) geleimt. Wird *Handpapier* gefertigt (die ältere Methode), so schöpft man die Papiermasse in feine Drahtsiebe, welche die Größe eines Bogens haben, wobei das Wasser abläuft und die Papiermasse als dünne Schicht auf der Form (im Siebe) zurückbleibt. Die Form mit der Papiermasse kommt nun zwischen Filzdeckel zu liegen, das Wasser wird vollends ausgepreßt und das Papier getrocknet. Die Formen enthalten gewöhnlich die Firma im Draht und geben dann im Papier das Wasserzeichen.

Maschinenpapier (Papier ohne Ende) wird auf besonderen Maschinen hergestellt.

Pappe oder *Pappdeckel* wird in ähnlicher Weise wie das Handpapier gefertigt.

Papiermaché wird durch Kochen der Papiermasse mit Leimlösung, Gummi oder Stärkekleister unter Zusatz von Sand, Thon, Kreide oder Schwerspat dargestellt.

Die *Dachpappe* ist eine mit heißem Steinkohlenteer getränkte und dann mit Sand bestreute Pappe.

Als Ersatzmittel für die Lumpen verwendet man mancherlei Surrogate, wie Stroh und Holz.

Versuch 2. Taucht man Papier (das hauptsächlich Cellulose ist) in Schwefelsäure, welche mit dem dritten Teile ihres Volumens Wasser verdünnt ist, und wäscht dann gut aus, so erhält man eine feste, durchscheinende, in Wasser aufquellende Substanz, das vegetabilische Pergament.

Das Pergamentpapier eignet sich vorzüglich zum luftdichten Verschluss von Krausen etc., zu Wurstdärmen und ersetzt sehr gut die tierische Membran bei der Dialyse.

Läßt man die Cellulose längere Zeit mit konzentr. Schwefelsäure in Berührung, so löst sie sich allmählich zu einer kleisterartigen stärkemehlähnlichen Masse auf, welche von Jod blau gefärbt wird und darum den Namen *Amyloid* hat. Bei längerer Einwirkung der Schwefelsäure entsteht ein dem Dextrin ähnlicher Körper, welcher durch Kochen in Traubenzucker übergeht. (Spiritusdarstellung aus Holz etc.)

Versuch 3. 1 g rauchende Salpetersäure und 2 g konz. Schwefelsäure mischt man in einer Schale und drückt so viel Baumwolle (Papier) mit einem Glasstabe hinein, als davon durchweicht wird. 5 Minuten lang läßt man die Pflanzenfaser weichen. Dann nimmt man sie mit dem Glasstabe heraus, bringt sie in ein Gefäß mit Wasser und wäscht sie so lange mit immer neuen Wassermengen, bis darauf gedrücktes blaues Lackmuspapier nicht mehr gerötet wird. Man preßt nun die Baumwolle mit der Hand aus und trocknet sie, doch nicht in zu großer Hitze. (Vorsicht!)

Es ist *Schießbaumwolle* entstanden (Nitrocellulose $C_6H_7(NO_2)_3O_5$), welche bei vorsichtigem Entzünden blitzartig abbrennt und durch einen Schlag heftig explodiert. Ersatzmittel für Pulver, aber heftiger wirkend. — Die Baumwolle gab unter der Einwirkung von H_2SO_4 an diese einen Teil ihres Wasserstoffs und Sauerstoffs in Gestalt von Wasser ab, dafür nahm sie

aus HNO_3 Stickstoff und Sauerstoff. O bewirkt die heftige Verbrennung, N die Explosion.

Versuch 4. Schießbaumwolle löst sich in Äther, dem Alkohol zugesetzt ist. Es entsteht eine sirupartige, dünne Flüssigkeit, Kollodium, welche in der Photographie ausgedehnte Anwendung findet. Überstreicht man einen Gegenstand, den Finger, mit Kollodium, so bleibt nach dem Verdampfen ein feines Häutchen zurück. Deshalb wird es in der Chirurgie gebraucht, denn es schützt die Wunden vor Luftzutritt.

Celluloid ist ein aus Zellstoff (Baumwolle, Papier, Hanf, Leinwand etc.) bereiteter Körper, der vorzugsweise zu allerlei Schmuckgegenständen verarbeitet wird. (Erfunden 1869 von den Amerikanern Gebrüder Hyatt.) Der Zellstoff wird mit Schwefel- und Salpetersäure und Kampfer behandelt, gewaschen und gepreßt. Er ist unzerbrechlich, hart, elastisch und äußerst politurfähig, in Wasser unlöslich. Um seine leichte Entzündlichkeit zu beseitigen, wird er jetzt bei der Bereitung noch mit kiesel-saurem Natrium behandelt. Im Handel führt er auch die Namen Zellhorn, Trokadero, künstliches Elfenbein.

Zersetzung der Pflanzenfaser. Wird die Pflanzenfaser verbrannt, so verbindet sich der Kohlenstoff derselben bei viel Sauerstoff vollständig mit demselben zu CO_2 , bei mangelndem Sauerstoff bleibt schwarze Kohle zurück. Der Wasserstoff der Cellulose giebt mit dem Sauerstoff Wasserdampf.

Die Verwesung ist nichts anderes als eine langsame Verbrennung. Die Verwesungsprodukte sind ebenfalls Kohlensäure und Wasser. Die braune Masse, welche die Pflanzenstoffe zurücklassen, entspricht der unverbrannten Holzkohle und heißt Humus. Derselbe ist von großer Wichtigkeit für das Pflanzen- und Tierleben. (Siehe Ackererde.)

Die Fäulnis ist ebenfalls eine Zersetzung. Dieselbe erfordert aber nicht nur eine gewisse Feuchtigkeit, sondern vollzieht sich mit Hilfe der Fäulnis-pilze, welche die Zersetzung einleiten. Reine Cellulose ist nicht fäulnis-fähig. Vielmehr sind es stickstoffhaltige Eiweißstoffe, welche als Begleiter des Holzes etc. den Pilzen erst Nahrung geben, dadurch selbst zersetzt werden und den Pflanzenkörper (die Cellulose) so mit zerstören helfen.

Mit Entfernung oder Vernichtung der Eiweißstoffe verliert Holz die Fäulnisfähigkeit. Hierauf beruht das Imprägnieren des Holzes mit Metallsalzlösungen (z. B. Kupfervitriol) oder Teer.

Versuch 5. Um die Produkte der Fäulnis kennen zu lernen, füllt man eine Flasche mit Wasser, hält sie mit der Öffnung nach unten in einen schlammigen Teich (Fig. 111) und bohrt mit einem Stabe in den Schlamm. Es steigen Luftblasen auf. Diese fängt man mit einem Trichter, den man in die Flasche steckt, auf und untersucht dann den Inhalt der Flasche. Man wird CO_2 und CH_4 darin finden. Der Kohlenstoff hat also

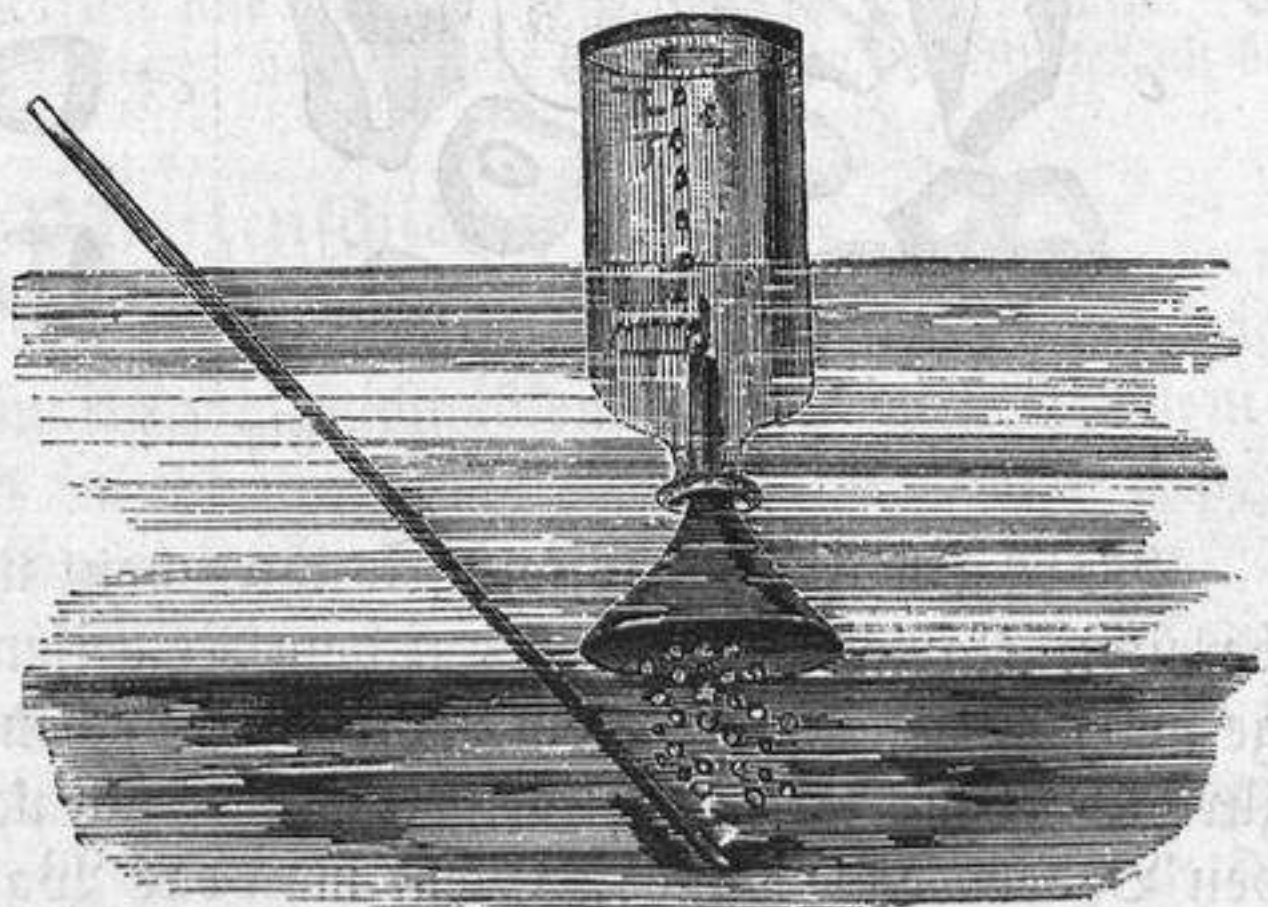


Fig. 111.

nicht genügend Sauerstoff gefunden, um vollständig zu Kohlendioxyd zu verbrennen. Ein Teil desselben hat sich mit H zu Gruben- oder Sumpfgas verbunden.

2. Stärkemehl, Amylum, Amidon, $C_6 H_{10} O_5$.

Es findet sich in fast allen Pflanzen und in den verschiedenen Teilen derselben, besonders aber in den Samen und Knollen. (Vergleiche den Abschnitt: Chemische Vorgänge im Pflanzenkörper.) Die Samen der Cerealien und Hülsenfrüchte, das Obst, die Knollen der Kartoffel *z.* sind reich daran (Weizen etwa 60%, Kartoffeln 20%, der Reis 70%). In einigen Pflanzen hat das Stärkemehlkorn eine ganz bestimmte Gestalt. (Fig. 112 *a* zeigt Körner von Kartoffelstärke, *b* von Weizenstärke, *c* Sagostärke, *c'* Marantastärke oder Arrow-root, *d* Maisstärke und *e* Bohnenstärke.)

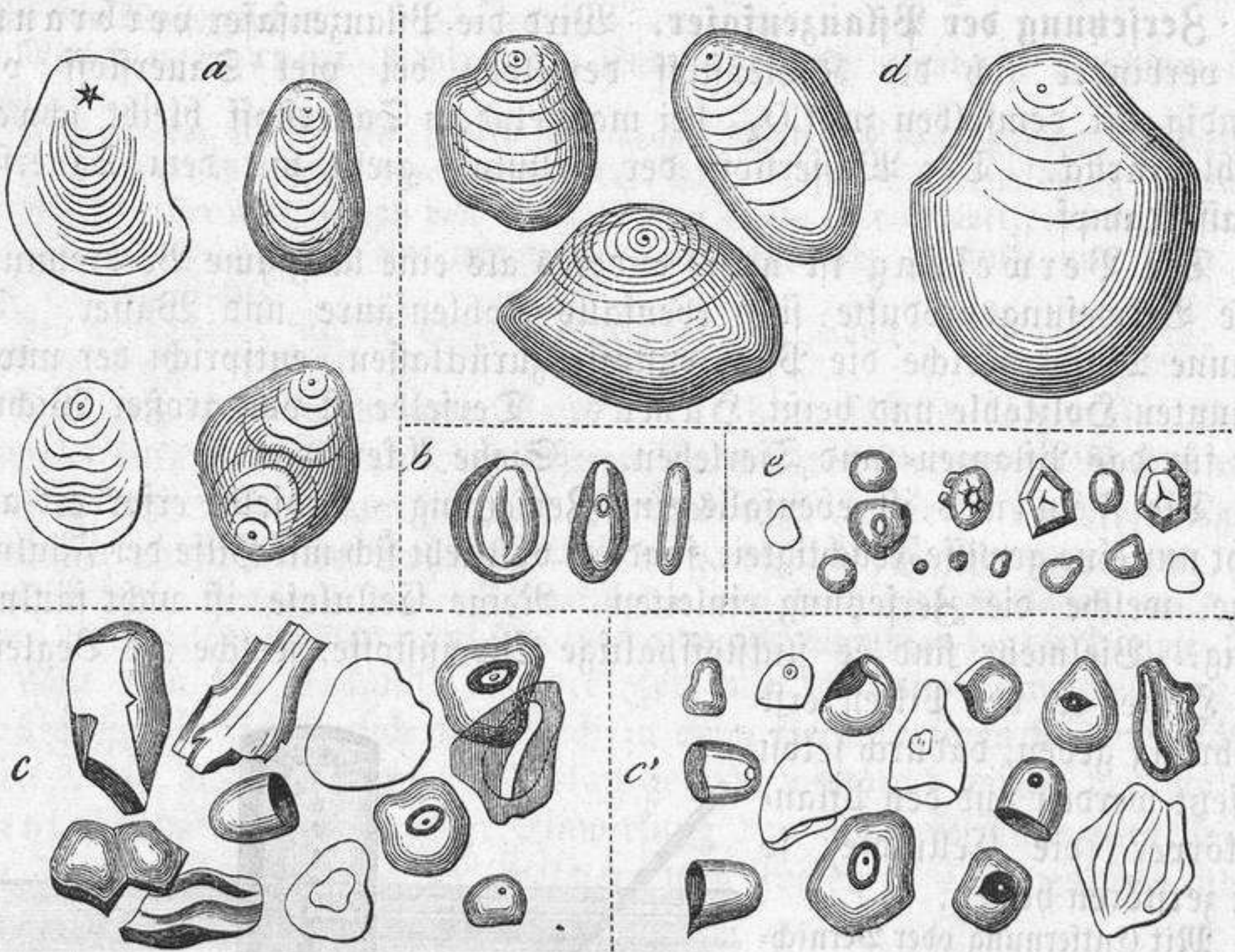


Fig. 112.

Versuch 1. Kartoffelstärke wird heut noch in manchen Haushaltungen bereitet. Kartoffeln werden auf dem Reibeisen gerieben, der Brei im Wasser geknetet und dann durch ein Leinwandläppchen gedrückt. Der Zellstoff bleibt zurück. Die Stärkemehlkörnchen setzen sich nach einiger Zeit im Wasser auf den Boden des Gefäßes. Gießt man das Wasser ab und übergießt den Satz wiederholt mit reinem Wasser, so erhält man ziemlich reine Kartoffelstärke, die man an einem nicht zu heißen Orte trocknen läßt.

Das Stärkemehl ist ein blendend weißes Pulver, unter dem Mikroskop aus kleinen durchsichtigen Kügelchen bestehend, die aus zwiebelartig einander einschließenden Schichten gebildet sind. Es ist ohne Geruch und Geschmack, unlöslich in kaltem Wasser, Alkohol und Äther, sehr hygroskopisch.

Versuch 2. In einer Porzellanschale erhitzt man ein wenig Stärke im Wasser unter stetem Umrühren bis zum Kochen: es entsteht ein schleimiges, gallertähnliches Gemisch, Kleister. (Die Stärke ist im Wasser nicht gelöst, sondern nur aufgequollen.) Kleister wird als Klebmittel gebraucht.

Versuch 3. Zu mit Wasser verdünntem Stärkekleister setzt man einige Tropfen Jodtinktur: es bildet sich ein tiefblauer Körper (Jodstärke), der beim Erhitzen mit Wasser farblos, beim Erkalten wieder blau wird.

Jod und Stärkemehl sind äußerst empfindliche gegenseitige Reagentien. Arrow-root ist Stärkemehl aus den Wurzelsprossen der *Maranta indica*. (Fig. 112 c'.) Sago wird aus dem Mark der Sagopalme oder künstlich aus Kartoffelstärke hergestellt. (Fig. 112 c.)

Verwendung findet das Stärkemehl vorzugsweise als Nahrungsmittel (Brot, Mehlspeisen etc.). Technische Anwendung findet es zum Steifen der Wäsche, Leimen des Papierses, zur Bereitung der Schlichte und Appretur in der Leinen- und Baumwollenindustrie; es ist das Rohmaterial zur Bereitung des Dextrins, Traubenzuckers und Alkohols (Bier, Branntwein etc. etc.).

Verfälschungen der Stärke (des Mehls) findet man leicht beim Schütteln der Stärke mit Chloroform. Mehl schwimmt auf der Flüssigkeit, während die Beimengungen (Schwerspat, Gips, Kreide etc.) zu Boden sinken.

3. Dextrin, Stärkægummi, $C_6H_{10}O_5$.

Versuch. In einer Porzellanschale erhitzt man bei kleiner Flamme Stärke, welche während dieser Röstung fortwährend umgerührt wird, damit sie nicht anbrenne. Sie wird nach einiger Zeit gelb, später braungelb und hat nun die Eigenschaft, sich in Wasser zu einer schleimigen Flüssigkeit aufzulösen. Man hat Dextrin oder Stärkægummi erhalten.

Die Anwendung des Dextrins ist eine mannigfaltige, es wird beim Zeug- und Tapetendruck, zum Glasieren von Karten und Papier, als Mundleim etc. gebraucht. Es ist ein notwendiger Bestandteil des Bieres und entsteht beim Backen des Brotes an der Oberfläche.

4. Gummi, Pflanzenschleim, $C_6H_{10}O_5$.

Alle die Stoffe, welche mit kaltem Wasser eine dickflüssige, klebrige Mischung bilden, sich aber in Alkohol nicht lösen, nennt man Gummi. Einige dieser Stoffe lösen sich im Wasser, andere quellen nur auf. Erstere nennt man auch eigentlichen Gummi (Arabin), letztere Pflanzenschleim.

Arabin, z. B. Gummi arabicum, kommt von verschiedenen Akazia- und Mimosa-Arten, aus deren Rinde es ausquillt. Kirschgummi ist ein Gemenge aus Arabin und Pflanzenschleim. Tragant ist Pflanzenschleim. Pflanzengallerte oder Pektin ist ein ähnlicher Stoff, der sich in vielen Früchten und Wurzeln, z. B. Äpfeln, Rüben etc., befindet und beim Aufkochen Gelee bildet.

5. Traubenzucker, Glukose, Dextrose, $C_6H_{12}O_6$.

Versuch 1. Bringt man sehr verdünnte Schwefelsäure ins Kochen und setzt dann mit Wasser angerührtes Stärkemehl in kleinen Portionen zu, daß

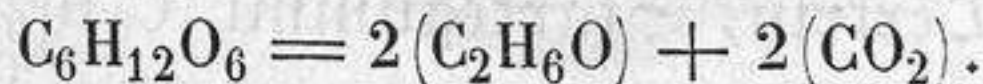
die Flüssigkeit beim Kochen bleibt, neutralisiert darauf die Säure durch Kreide und dampft die abfiltrirte Flüssigkeit ein, bis sie zu einem dicken Sirup geworden ist, so hat man Stärkesirup erhalten, aus welchem sich der Stärke- oder Traubenzucker als körnig-krümlige Masse abscheidet. — Erwärmt man Stärkekleister auf 70° und setzt einen Malzaufguß hinzu, so wird derselbe dünnflüssig; das Malz enthält eine eigentümliche stickstoffhaltige Substanz, *D i a s t a s e* genannt, unter deren Einfluß das Stärkemehl sich in Dextrin und dies in Dextrose verwandelt.

Der Traubenzucker findet sich im Saft der Trauben (15%), Pflaumen, Kirschen, Feigen und anderer Früchte; im Honig, aber auch im Harn bei gewissen Krankheiten. Krystallisiert findet er sich gelagert auf Rosinen u. a. getrockneten Früchten.

Es ist das einzige Kohlehydrat, welches mit allen seinen Eigenschaften künstlich dargestellt werden kann aus Cellulose, Stärkemehl, Dextrin (daher auch die Bezeichnungen Lumpenzucker, Kartoffelzucker, Stärkezucker u. s. w.).

Traubenzucker ist eine farblose, körnigkrystallinische Masse, im kalten Wasser löslich, in kochendem in allen Verhältnissen, nicht so süß als Rohrzucker. Krystallisiert enthält er 1 Mol. Wasser. Über 170° erhitzt, verliert er sein Wasser und bräunt sich, wird zu *K a r a m e l*.

Der Traubenzucker ist die einzige direkt gärungsfähige Zuckerart (vgl. Gärung). Er zerfällt durch Hefe in der *A l k o h o l g ä r u n g* in Alkohol und Kohlensäure.



Aus Kartoffelstärke wird er fabrikmäßig dargestellt und zur Aufbesserung zuckerarmer Weine (*Gallisieren* = das Verfahren nach Gall), zur Bierfabrikation (statt des Malzes), in der Zuckerbäckerei (statt des Honigs) u. s. w. vielfach verwendet.

Versuch 2. Bringt man in eine alkalische Kupfervitriollösung Traubenzucker und erwärmt die Lösung, so scheidet sich rotes Kupferoxydul aus. (*Fehlings Zuckerprobe.*) Desgleichen in einer Silberlösung.

6. Fruchtzucker, *Lävulose*, $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$.

Er unterscheidet sich vom vorigen dadurch, daß er nicht krystallisierbar ist und findet sich fast überall neben dem Traubenzucker im Honig und den reifen Früchten. Ein Gemenge beider Sorten wird *Invertzucker* genannt.

7. Rohrzucker, *Saccharose*, $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$.

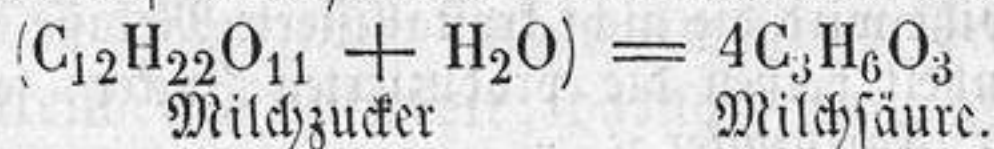
Dies ist unser gewöhnlicher Zucker, den man aus dem Saft des Zuckerrohres oder der Runkelrüben darstellt; doch findet er sich im Zellsaft vieler Pflanzen, z. B. im Mais, Zuckerhirse, Zuckerahorn, der Birke, Mohrrübe, Melone und einigen Palmen. Bei 160° schmilzt er zu einer klebrigen Flüssigkeit, welche bei raschem Abkühlen zu einer amorphen Masse erstarrt (*Gerstenzucker*, *Bonbon*). Bei noch stärkerem Erhitzen verliert er Wasser, und es entsteht ebenfalls *K a r a m e l*. Bei weiterem Erhitzen entweicht Kohlensäure, Grubengas, Kohlenoxyd u. s. w. und ein kohliges Rückstand bleibt. Er ist ein vorzügliches Konservationsmittel, z. B. für Früchte.

Der Rohrzucker verbindet sich mit Basen; seine Lösung bildet mit Calcium- oder Bariumhydroxyd Saccharate, die wenig süß sind und schon durch Kohlensäure wieder zerlegt werden können.

Verdünnte Säuren (oder Hefe) verändern eine Zuckerlösung: der Rohrzucker spaltet sich in die beiden andern gärungsfähigen Zuckerarten, in Traubenzucker und Fruchtzucker.

8. Milchzucker, Laktose, $C_{12}H_{22}O_{11} + H_2O$.

Er ist nur in der Milch der Säugetiere enthalten. Man erhält ihn in weißen Krystallen, wenn man süße Molken abdampft. Er geht in der Milch nach einigen Tagen unter dem Einfluß des in ihr enthaltenen Käsestoffes in Milchsäure über. Hierauf beruht das Sauerwerden der Milch.



Zuckerfabrikation.

Gewinnung des Rohrzuckers aus dem Zuckerrohre. Das Zuckerrohr, *Saccharum officinalis*, ist eine perennierende Pflanze aus der Familie der Gräser und wird in den tropischen Ländern angebaut. Die Halme erreichen eine Höhe von 3—6 m und eine Dicke von 4—6 cm. Das Innere bildet ein safterfülltes, weißliches Zellenmark. Keine Pflanze enthält eine so große Menge Zucker als das Zuckerrohr. Die Saftmenge mag etwa 90% der ganzen Pflanze betragen und darin sind 18—20% Zucker enthalten.

a. Das Auspressen des Saftes muß so bald als möglich nach dem Abschneiden des Rohres erfolgen. Mittels eiserner Walzenpressen werden aus dem Rohre etwa 50—60% des Saftes und etwa 80% Zucker gewonnen.

b. Das Klären und Einkochen des Saftes erfolgt in den Siedereien. Der Zuckersaft enthält nämlich noch andere Bestandteile, welche erst entfernt werden müssen. Das Läutern erfolgt mit Kalkmilch, der Kalk neutralisiert die Pflanzensäuren und bildet mit den anderen fremden Bestandteilen eine Schaumdecke, die abgehoben wird. Hierauf wird der Zuckersaft weiter eingekocht (zu Rohrzucker oder Moskovade) und in die Krystallisiergefäße gebracht. Der nicht krystallisierte Teil führt den Namen *Melasse* und wird zur Rumbereitung verwendet.

Rübenzuckerfabrikation. Vom Apotheker Marggraf in Berlin 1747 zuerst dargestellt, doch erst Anfang dieses Jahrhunderts fabrikmäßig, ist der Rübenzucker heute so bedeutender Handelsartikel, daß Deutschland jährlich mehr als 1 Mill. Zentner Rübenzucker exportiert.

Die Darstellung des Zuckers aus Rüben umfaßt folgende Operationen:

1) Das Waschen und Putzen der Rüben.
2) Die Gewinnung des Saftes aus der Rübe. Der Saft befindet sich in einzelnen Zellen. Diese müssen deshalb zerrissen, der entstandene Brei ausgepreßt oder der Saft durch Zentrifugen ausgeschleudert werden.

3) Die Läuterung des Saftes. Der Saft wird zunächst erhitzt, dann mit verdünnter Kalkmilch versehen, um die Säuren zc. zu neutralisieren, dann wiederum mittelst Kohlensäure entkalkt. Darauf folgt:

4) Die Filtration des entkalkten Saftes durch Knochenkohle. Man bringt den heißen Saft auf Filter, das sind mehrere Meter hohe Cylinder, welche mit gekörnter Knochenkohle angefüllt sind. Die Kohle wirkt entfärbend, entkalkend und entsalzend auf den Saft.

5) Das Verdampfen des Saftes und nochmaliges Filtrieren. Das Filtrat wird in den meisten Fabriken in Pfannen bei vermindertem Luftdrucke eingedampft. Fig. 113 giebt ein Bild der verbesserten Howardschen Vakuumpfanne, in welcher bei vermindertem Luftdrucke und mittelst Dampf und Kondensierung desselben das Verdampfen des Saftes erfolgt. *V* ist die Kochpfanne, welche mit dem Kondensator *K* durch das Rohr *r*, und mit dem Meßcylinder *M* durch das Rohr *s* oben und unten durch *u* in Verbindung steht. Die Luftverdünnung erfolgt entweder dadurch, daß man die Vakuumpfanne *V* durch das Rohr *r* mit einer Luftpumpe in Verbindung setzt, oder dadurch, daß

man durch das Rohr *d* Wasserdampf einströmen läßt, der sich in *K* kondensiert. Durch die drei Röhren *a b c* kann man nach Belieben Klärsel, Sirup oder Wasser in den luftverdünnten Raum des Meßcylinders *M* und aus diesem in die Pfanne *V* durch das Rohr *u* bringen. Der Saft wird durch Dämpfe, welche das Dampfrohr *e i* zuleitet, erhitzt. *m* Manometer, *t* Thermometer, *o* Glasrohr. Der verkochte Saft wird durch Öffnen des Hebelventils durch das Rohr *l* in den Behälter *B* abgelassen. Ist aus dem Dunnsafte durch Eindampfen Dicksaft geworden, so findet eine nochmalige Filtration des Saftes durch Kohle statt, um ihn vollends zu entfärben, entkalten und frei zu machen von allen organischen Substanzen. Der Saft heißt nun Klärsel.

6) Das Verkochen des verdampften und filtrierten Saftes (Klärsels) zur Krystallisation.

7) Die Arbeit auf Rohzucker oder auf Brotzucker. Den zur Krystallisation vorbereiteten Saft füllt man in konische Formen und stört durch Rühren fortwährend die Krystallbildung, damit die Zuckermasse überall gleichmäßige Dichte habe. Durch eine Öffnung an der Spitze wird die nicht krystallisierte Melasse abgezogen.

Je nach ihrer Reinheit heißen die produzierten Zucker: feine Raffinade, Melis, Lumpen- oder Kochzucker, Farinzucker zc.

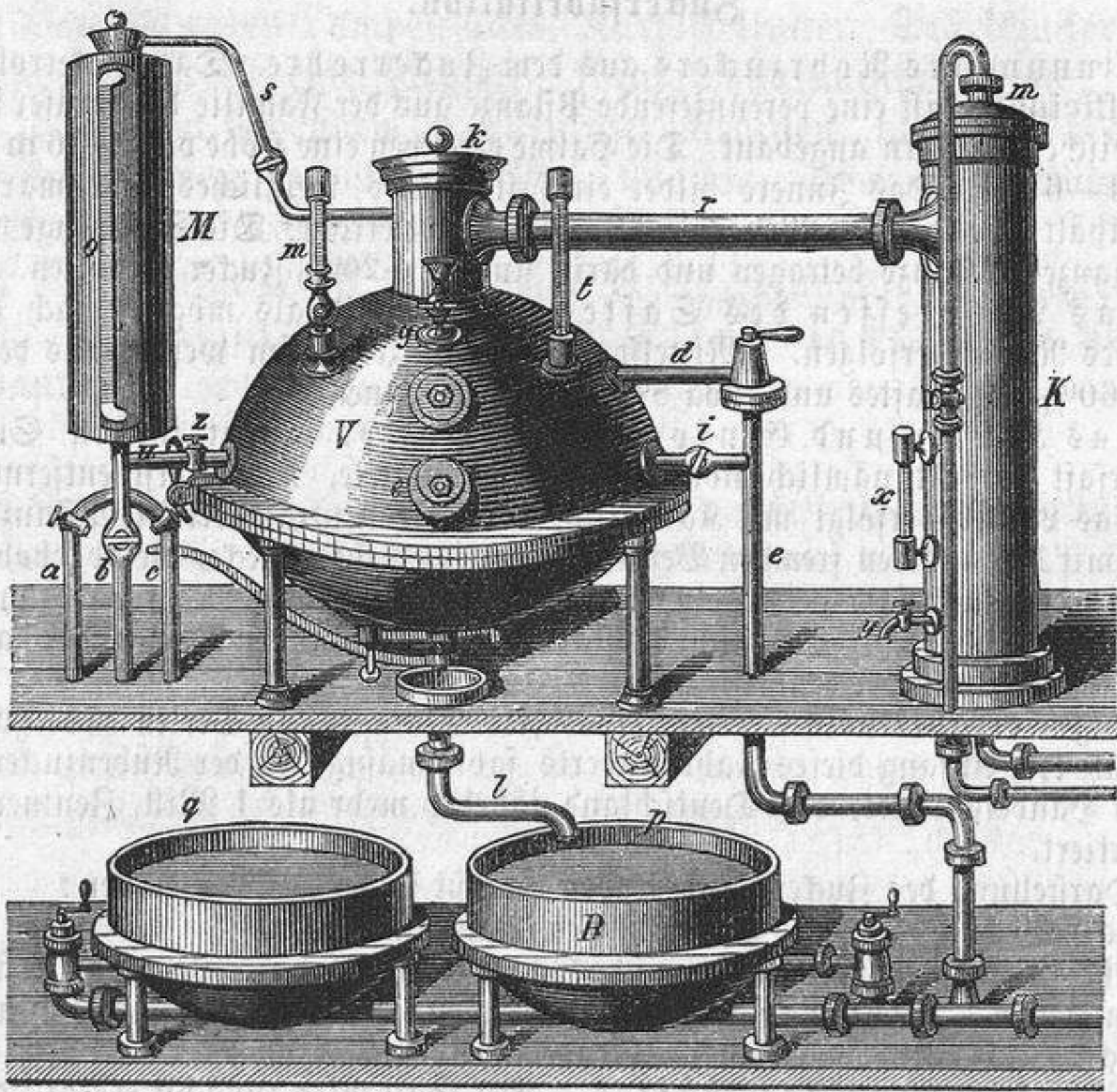


Fig. 113.

Die Melasse enthält etwa 50% Zucker, 15% Wasser und 35% fremde Stoffe, wird zu Spiritus verarbeitet, als Viehfutter und zur Bierbereitung verwendet.

Randiszucker ist langsam krystallisierter Zucker. Die jährliche Zuckersfabrikation auf der Erde erreicht fast 80 Mill. Zentner. Die Einnahme des deutschen Reiches an Rübenzuckersteuer allein war 1880 über 76 Mill. Mark und 150 000 ha werden in Deutschland mit Zuckerrüben bebaut.

Gärung und Gärungsgewerbe.

A. Versuch. In die Gasentwicklungsflasche (mit Rohr und Aufhängeglas über der pneumatischen Wanne) bringt man 5 g Honig, in etwa 40 g Wasser gelöst, und setzt demselben etwa 1 g Hefe zu. Nun stellt man

den Apparat an einem ziemlich warmen ($20-25^{\circ}$) Orte auf. Die Flüssigkeit wird in Gärung geraten und Gas entwickeln. Wir finden nach der Untersuchung, daß das Gas CO_2 ist. Die gegorene Flüssigkeit ist braunweineartig (Met). Der Zucker ist in Weingeist und Kohlensäure übergegangen.

Erklärung. Ohne Anwesenheit von Hefe erfolgt die Gärung gar nicht, wenn der Luftzutritt abgeschlossen ist. In der Luft schweben zahlreiche mikroskopische Keime (Sporen) von Spaltpilzen, welche sich unter gewissen günstigen Umständen zu Hefezellen entwickeln. Gelangen diese Pflanzenkeime in zuckerhaltige Pflanzensäfte (wo sie zugleich stickstoffhaltige Körper und unorganische Salze finden), so entwickeln sie sich rasch; bei ihrem Wachstum entziehen sie dem Zucker Sauerstoff und zerlegen ihn zugleich in Kohlensäure und Alkohol. Die Hefezellen finden sich hauptsächlich am Boden und der Oberfläche der gärenden Flüssigkeit; darnach unterscheidet man Unterhefe und Oberhefe. Die Bedingungen zur Gärung sind demnach 1) eine Zuckerlösung, 2) Anwesenheit von Hefezellen und 3) eine Temperatur von 10 bis 25° , bei welcher die Pilze am besten gedeihen. Den die Gärung erzeugenden Stoff (z. B. die Hefe) nennt man *Ferment*.

Man unterscheidet *Alkoholgärung* (oder geistige Gärung), wobei der Traubenzucker in Alkohol und Kohlensäure zerfällt; *Milchsäuregärung*, wobei er in zwei Moleküle Milchsäure (und weiterhin in Buttersäure) übergeführt wird, und endlich die *schleimige Gärung*, die noch nicht ausreichend erforscht ist.

B. Auf der geistigen Gärung beruhen: 1) die Weinbereitung, 2) die Bierbrauerei, 3) die Spiritusfabrikation und 4) die Bäckerei.

1. Die Weinbereitung.

Unter dem Namen *Wein* versteht man die alkoholische Flüssigkeit, welche durch Selbstgärung des Traubensaftes ohne Destillation gewonnen wird. Im weiteren Sinne versteht man darunter auch die geistige Flüssigkeit, welche durch Gären irgend eines Obstsaftes entstand.

Die *Bereitung* des Traubenweins umfaßt folgende Operationen: 1) die Gewinnung des Mostes, 2) die Gärung desselben, 3) das Abziehen und Lagern des Weines.

1) Die reifen Beeren werden durch Treten, Zerdrücken oder in Pressen (Kellern) ausgepreßt. Die erhaltene Flüssigkeit führt den Namen *Most* und enthält Wasser, Zucker, Gummi, Säuren, mineralogische und andere Bestandteile.

2) Die Gärung des Traubensaftes erfolgt, wenn man den Most der atmosphärischen Luft aussetzt. Die Hefesporen, welche die Luft enthält, setzen sich in die Flüssigkeit und entwickeln sich rasch. Die Gärung dauert etwa 14 Tage; die Gärungspilze, die Hefe, setzen sich am Boden des Gefäßes ab und heißen *Unterhefe*, die Gärung *Untergärung*. Während derselben entweicht, in dem Maße als sich der Zucker in Alkohol und Kohlensäure umsetzt, fortwährend letztere unter Bildung einer leichten Schaumdecke.

3) Hat die Flüssigkeit gegen Ende der Gärung sich geklärt, so wird dieselbe auf Fässer abgezogen, in welchen eine Nachgärung stattfindet. Bei dieser wird von dem bis jetzt noch nicht zersehten Zucker noch mehr in Alkohol und Kohlensäure zerlegt, und nun wird der Wein abermals (im Februar oder März) abgezogen und in die Lagerfässer gefüllt. Auch hier findet noch eine Art Nachgärung (die Lagergärung) statt; es bildet sich jetzt der feine Geschmack, die Blume oder das Bouquet des Weins. Der Wein enthält durchschnittlich etwa 90% Wasser, 7% Alkohol und etwa 3% sehr verschiedene andere Stoffe: Aether, ätherische Öle, Traubenzucker, Glycerin, Gummi, Farbstoff, Kohlensäure, Gerbsäure, Salze zc. Je nachdem der eine oder andere dieser Bestandteile vorherrscht, unterscheidet man süße, saure oder herbe, moussierende zc. Weine. Alle Traubensorten liefern weißen Wein. Läßt man die Schalen der blauen oder roten Weine (die Farbstoff enthalten) mitgären, so entsteht der rote Wein. (Der rote Wein ist aber sehr oft noch besonders durch Blaubeeren, Malvenblumen, Holunderbeeren zc. gefärbt.) (Färbung mit Fuchsin.)

Die Krankheiten der Weine sollen durch gewisse Pilzsporen entstehen, die sich schon an den Beeren ansetzten und durch die Zubereitung nicht entfernt wurden, dann später erst sich entwickeln und den Wein verderben.

Die sogenannten Verbesserungen des Weines haben den Zweck, demselben Säure und Wasser zu entziehen (durch Zusatz von Zucker, Kalk, auch durch Frost) oder ihn alkoholreicher zu machen (durch Zusatz von Alkohol, Kognak oder auch Glycerin).

Schaumwein, Champagner enthält viel Kohlensäure. Diese Weine werden vor vollendeter Gärung mit einem Zusatz von Zucker auf Flaschen gefüllt. Die sich erzeugende Kohlensäure wird vom Wein absorbiert und bewirkt beim Öffnen den Knall und das Aufschäumen.

Die Weine nördlicher Gegenden sind herb und wohlriechend; die südlicher Länder zuckerreicher. Letztere werden je älter, desto besser.

Man unterscheidet ferner: Apfelwein, Birnenwein, Stachelbeerwein, Honigwein oder Met etc.

2. Die Bierbrauerei.

Die Materialien der Bierbrauerei sind: Getreide, Hopfen, Ferment und Wasser. Jeder andere Zusatz gilt als Bierfälschung.

Der Gerste giebt man bei Bereitung des Bieres den Vorzug.

Vom Hopfen wird nur die weibliche Blüte verwendet, welche Hopfenmehl, Hopfenöl, Gerbsäure, Hopfenharz und einige mineralische Stoffe enthält. (Surrogate des Hopfens sind: Quassia, Barmut, Bitterklee, Colchicumblätter, Pech etc., die zum Teil gesundheitsgefährlich sind.) Als Ferment wendet man Hefe an. Das Wasser soll weich und rein sein.

Die Schilderung des Brauverfahrens läßt sich in 4 Abschnitte bringen: 1) die Malzbereitung, 2) die Bereitung der Bierwürze, 3) die Gärung der Bierwürze und 4) die Pflege und Aufbewahrung des Bieres.

1) Die Malzbereitung. Das Malzen ist ein unterbrochener Keimungsprozeß. Das nicht gekeimte Getreide verwandelt nicht so leicht das Stärkemehl in Zucker. Beim Keimen geschieht dies schon; doch dürfen die Keime nicht zu lang werden, weil der Zucker sonst von denselben zum Wachstum absorbiert wird.

Die Gerste wird in Bottichen mit Wasser übergossen und dort so lange gelassen, bis die Schale durch einen gelinden Druck mit den Fingern sich löst. Nun wird sie auf die Malztenne gebracht und etwa 10 cm hoch aufgeschüttet. Die Körner beginnen zu keimen. Dieser Vorgang wird begünstigt durch die bei dem Umwandlungsprozesse des Stärkemehls in Zucker eintretende Wärme. Damit das Keimen gleichmäßig erfolge, wird die Gerste mehrmals umgeschaufelt. Die Keime läßt man etwa 1 cm lang werden. Dann wird die Gerste getrocknet oder gedarrt. Das Luftmalz erhält man durch Trocknen bei gewöhnlicher Wärme, das Darrmalz bei künstlicher Wärme. Das Malz hat eine gelbe bis braune Farbe, je nach der Temperatur, der es beim Trocknen ausgesetzt war. Von der Farbe des Malzes hängt die Farbe des Bieres ab.

2) Die Bereitung der Bierwürze. Unter Bierwürze versteht man die aus Malz und Hopfen bereitete Flüssigkeit, welche durch Gärung später in Bier übergeht. Hierzu gehört das Schrotten des Malzes, das Zerkleinern desselben auf Mühlen, ferner das Maischen und Kochen der Würze. Beim Maischen wird das geschrotene Malz mit Wasser befeuchtet, in einen Teig verwandelt (im Maischbottich) und 6—8 Stunden stehen gelassen. Unterdes ist das fürs Maischen erforderliche Wasser in der Braupfanne zum Sieden erhitzt worden und man läßt es in den Maischbottich fließen, wo es sich mit dem eingeteigten Malzschrot mischt. Jetzt wird die Stärke vollständig in Zucker übergeführt; man zapft die Flüssigkeit ab und kocht die so erhaltene Würze. Das Kochen hat den Zweck, die Flüssigkeit zu konzentrieren und dem nun zugesetzten Hopfen die wirksamen Bestandteile zu entziehen. Die Gerbsäure des Hopfens klärt das Bier, die anderen Bestandteile des Hopfens aber geben dem Biere Wohlgeschmack und Haltbarkeit. Um einer Zersetzung der Bierwürze vorzubeugen, wird dieselbe jetzt so schnell als möglich abgekühlt; dies geschieht in den Kühlschiffen. Das sind lange flache Gefäße von Eisen oder Kupfer, die von Röhren, in denen kaltes Wasser fließt, durchzogen sind.

3) Die Gärung der Bierwürze. Die Bestandteile derselben, Zucker, Dextrin, stickstoffhaltige Substanzen zc. sind derart, daß sie, der Luft ausgesetzt, von selbst in Gärung geraten, aber regelmäßig dabei verderben würden. Um nun eine gleichmäßige und rasche Gärung zu erzielen, setzt man der Würze Hefe zu. Die Gärung soll sowohl Alkohol als auch Kohlensäure erzeugen, welche beiden Stoffe aber dem Biere erhalten bleiben müssen. Die Gärung selbst zerfällt auch in Haupt- und Nachgärung. — Tritt die Hauptgärung bei einer hohen Temperatur (14°) ein, so ist sie heftig und kräftig, die Kohlensäure treibt die Hefe nach oben. Wir haben Obergärung und Oberhefe. Wegen ihres raschen Verlaufs bleiben viele stickstoffhaltige Substanzen unzerseht zurück, zerfallen sich später und machen das Bier wenig haltbar. — Ist die Temperatur für die Hauptgärung aber unter 10° , so geht sie langsam von statten. Die Hefe scheidet sich am Boden des Gärbottichs ab als Unterhefe. (Untergärung.) Weil auch die Eiweißstoffe in der Hefe mitausgeschieden werden, hält das Bier sich länger.

4) Das Lagern des Bieres hat den Zweck, noch eine Art Nachgärung stattfinden zu lassen, um die Kohlensäure desselben zu erhöhen. Es muß in kalten Kellern (zwischen Eis) aufbewahrt werden.

Die Bestandteile des Bieres sind: Alkohol (2—5%), Wasser (75—90%), Kohlensäure (0,1—1%), Dextrose (2—8%), Dextrin (2—10%), etwas Glycerin, Mineralsalze und stickstoffhaltige Substanzen.

3. Die Spiritusfabrikation.

Rohstoffe der Spiritusfabrikation. 1) Substanzen, welche Stärke-
mehl enthalten: Kartoffeln, Roggen, Weizen, Gerste, Hafer, Mais und Reis, Hirse, Buchweizen, Erbsen, Linsen, Bohnen, Kastanien, Eicheln u. s. w., sogar cellulose-
haltige Stoffe als Holz, Papier, Stroh, Blätter, Flechten und Moose. 2) Substanzen,

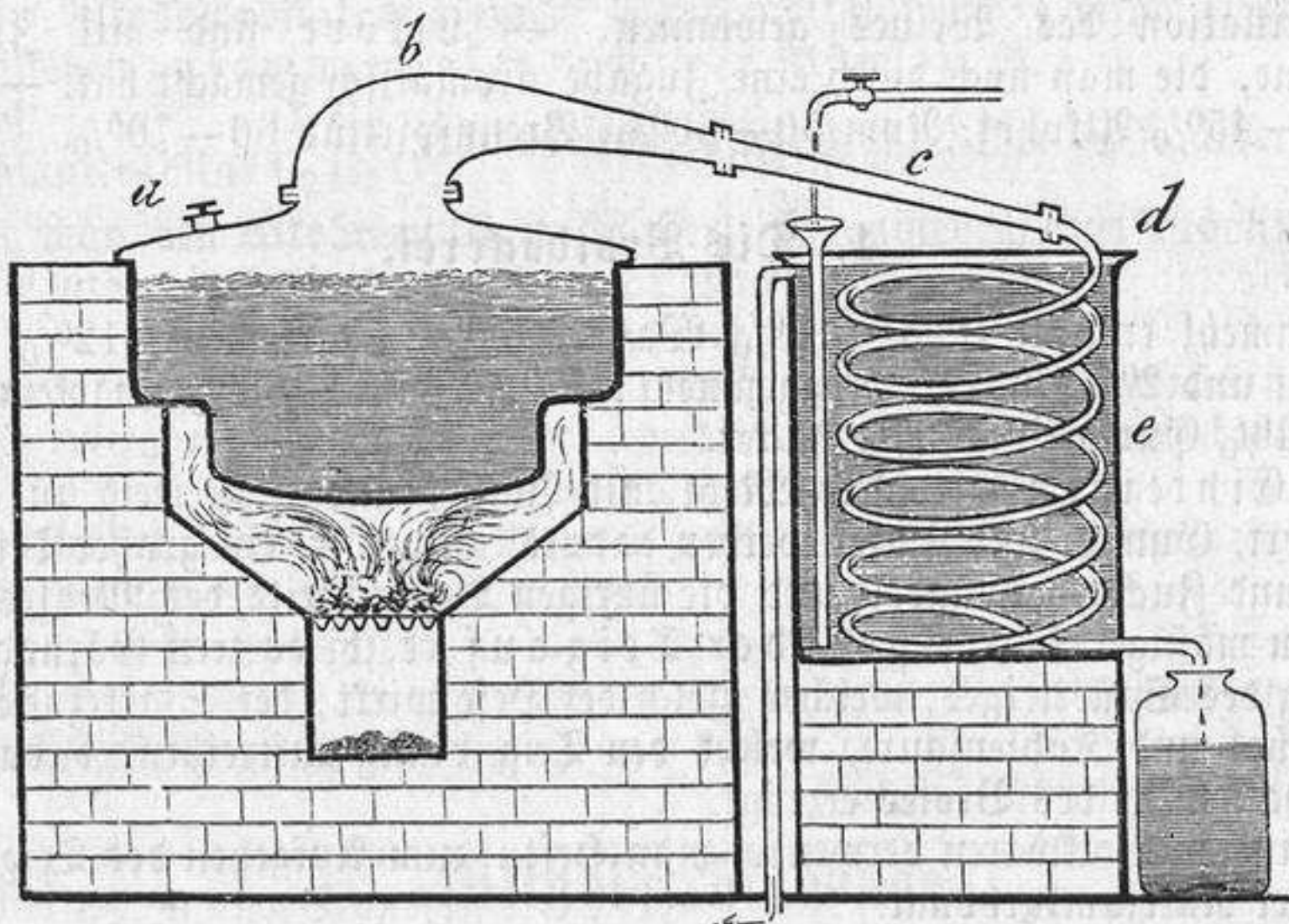


Fig. 114.

welche Zucker enthalten, z. B. Zuckerrohr, Rüben, Obst, Honig, Milch zc. 3) Substanzen, welche schon Alkohol enthalten: Wein und Bier. (Es ist nicht unwahrscheinlich, daß in Zukunft der Alkohol aus seinen Bestandteilen synthetisch im großen hergestellt wird. Mineralspiritus ist bereits dargestellt worden.) Die Operationen bei der Fabrikation sind: 1) die Darstellung der zuckerhaltigen Flüssigkeit, 2) die Gärung derselben und 3) die Abscheidung des Alkohols durch Destillation.

Die Darstellung der Maische. Um Kornbranntwein zu fabrizieren, wird das Roggen- oder Weizen- oder Gerstenmalz in derselben Weise wie beim Bier geschrotet, eingeteigt, abgekühlt und der Gärung unterworfen durch Bier- oder Preßhefe. (Das Stärkemehl wird durch Einwirkung der Diastase in Glykose umgewandelt, welche durch die Gärung den Alkohol liefert; die Kohlensäure entweicht.) Um Kartoffelbranntwein zu gewinnen, werden die Kartoffeln gewaschen, gekocht, zerkleinert, die Masse eingemaischt, die Maische abgekühlt und der Gärung unterworfen.

Da aber die Kartoffeln wohl Stärkemehl, aber nicht den Umbildner, die Diastase, enthalten, so giebt man der Kartoffelmaische Gerstenmalz bei oder setzt verdünnte Schwefelsäure zu. Nach erfolgter Gärung ist die Maische *weingar* oder *reif*.

Von nun an ist die Fabrikation verschieden vom Brauen, denn hier wird der Alkohol durch Destillation von der alkoholigen Flüssigkeit getrennt. Die weingare Maische ist ein Gemenge von nichtflüchtigen Stoffen, wie Fasern, Malzhülsen, Salzen, Hefen, Säuren, und von flüchtigen Stoffen, wie Alkohol, Fuselöl und Wasser. Die letzteren werden aber durch die Destillation von den nichtflüchtigen abgetrennt.

Alkohol siedet bei 78° und geht dann über; Wasser erst bei 100° . Erhitzt man beispielsweise bis 90° , so wird von dem Alkohol der größte Teil sich dampfförmig entwickeln, aber auch schon vom Wasser wird eine beträchtliche Menge übergegangen sein. Bei Beginn der Destillation bestehen darum die Dämpfe aus viel Alkohol und sehr wenig Wasser, später aus mehr Wasser, endlich nur aus Wasser. Das aus Alkohol und Wasser bestehende Destillat heißt *Lutter*. Durch wiederholte Destillation kann man 95gradigen Spiritus gewinnen.

Der Rückstand heißt *Schlempe*; er enthält unzersehtes Stärkemehl, stickstoffhaltige Substanzen, Dextrin, Hülsen, Hefe *z.* und ist ein gutes Mastfutter.

Mit dem Alkohol und Wasser ist aber auch das schon genannte Fuselöl übergegangen und verleiht dem Branntwein einen unangenehmen Geruch und Geschmack. Um das Destillat von diesem zu befreien, läßt man die Dampfgemische durch einen Apparat streichen, in welchem sich Kohle befindet; diese absorbiert das Fuselöl.

Arak ist Reisbranntwein. — *Rum* (mit 55% Alkohol) wird aus den Abfällen bei der Zuckerfabrikation gewonnen. — *Tresterbranntwein* aus den Weinschalen. — *Kirschwasser* aus den Kirschen. — Aus Kuh- und Stutenmilch bereiten sich die kalmücken berausende Getränke (Milchzucker geht in Traubenzucker und dieser in Alkohol über) *Arjan* und *Kumis*. — *Kognak* oder *Franzbranntwein* wird durch Destillation des Weines gewonnen. — *Liköre* sind mit Zucker versetzte Branntweine, die man noch durch eine Zugabe aromatisch gemacht hat. — Branntwein enthält 40—45% Alkohol, Rum 50—60%, Brennspritus 60—70%.

4. Die Brotbäckerei.

Weizenmehl enthält etwa: 15% Wasser, 64% Stärkemehl, 12% Eiweißstoffe, 6% Gummi und 2% Zucker. Roggenmehl: 17% Wasser, 66% Stärkemehl, 9% Eiweißstoffe, 4% Gummi und 3% Zucker.

Beim *Einteigen* wird das Mehl mit Wasser und Sauerteig zu einer dünnen Masse gerührt, Gummi und Zucker werden dadurch aufgelöst, ein großer Teil Stärkemehl in Dextrin und Zucker verwandelt und die übrigen Bestandteile des Mehles werden aufgelockert. In mäßiger Wärme geht der Teig auf, d. h. es tritt Gärung ein, infolge der Wirkung des Sauerteiges, welcher gleich der Hefe wirkt, der Stärkezucker verwandelt sich in Alkohol und Kohlensäure, welche den Teig blasig aufstreuen, dadurch wird die poröse Beschaffenheit des Brotes erzeugt.

(Bei feineren Backwaren verwendet man Hefe, zum Aufgehen des Teiges auch Ammonium- oder Natriumkarbonat.)

Durch das *Kneten* wird der Teig unter Zusatz von Mehl dichter und kann nun in die Brotform *ausgewirkt* werden. Endlich erfolgt das *Backen* (bei einer Temperatur von 200 — 225°). Die Oberfläche des Brotes wird vor dem Backen mit Wasser bestrichen, sie verwandelt sich in der Hitze in eine glatte Kruste von Dextrin. Das Stärkemehl im Innern des Brotes erleidet auch Veränderungen: die Brotkrume wird poröser, sie ist teilweise in Dextrin übergeführter Kleister, welcher die eiweiß- und phosphorhaltigen (blut- und knochenbildenden) Bestandteile des Getreidekornes enthält. Beim Mahlen ist ein großer Teil der letztern Bestandteile in die Kleie übergegangen, und zwar umsomehr, je feiner, d. h. weißer das Mehl ist.

III. Kohlenwasserstoffe

und ihre Substitutionsprodukte: Alkohole und Säuren.

Einleitung. Wiederhole Einleitung S. 124—126.

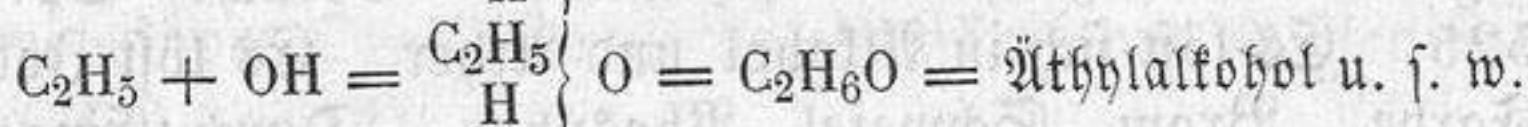
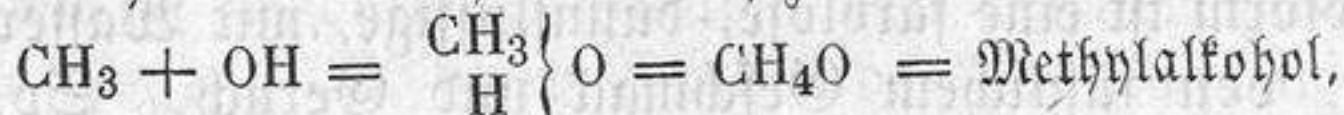
a. Wird aus den Gliedern der homologen Reihe

CH_4 Methan, C_2H_6 Äthan, C_3H_8 Propan, C_4H_{10} Butan u. s. w.

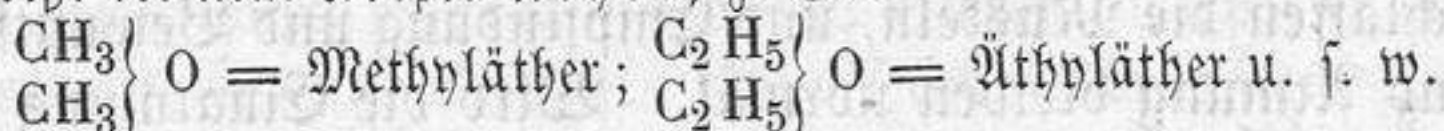
je 1 Atom H weggenommen, so ist eine Bindkraft ungesättigt, und es entstehen die einwertigen Radikale: CH_3 Methyl, C_2H_5 Äthyl, C_3H_7 Propyl, C_4H_9 Butyl u. s. w.

Man kann darum das Methan auch als eine Verbindung des zusammengesetzten Radikals Methyls mit Wasserstoff, $\text{CH}_3 + \text{H}$ betrachten.

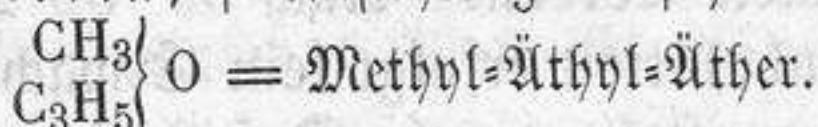
b. Tritt zu diesen Radikalen das einwertige Radikal Hydroxyd OH, so entstehen Verbindungen, welche man Alkohole nennt, z. B.:



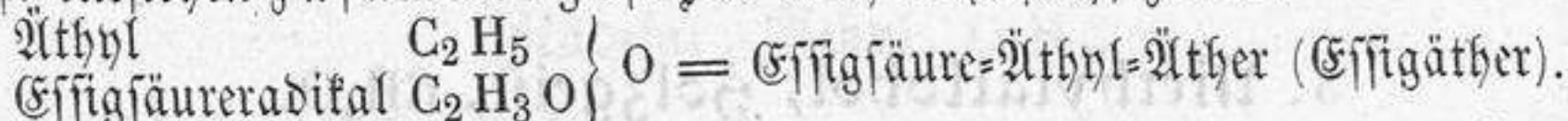
c. Verbinden sich je 2 Alkoholradikale in der Weise, daß sie noch 1 Atom O aufnehmen, so heißt der neue Körper Äther, z. B.:



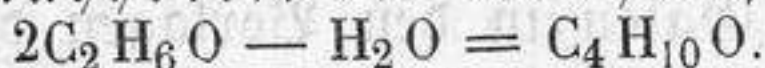
Sind die Alkoholradikale gleich, wie in diesen Beispielen, so entstehen einfache Äther, sind sie verschieden, so entstehen gemischte Äther, z. B.



Wird ein Alkoholradikal mit einem Säureradikal durch 1 Atom O zusammengehalten, so entstehen zusammengesetzte Äther (Ester), z. B.:

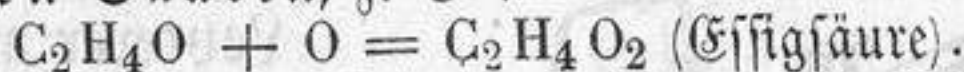


Entzieht man den Alkoholen H_2O (Wasser), so entstehen ebenfalls Äther, darum nennt man die Äther auch Anhydride der Alkohole, z. B.:



d. Entzieht man den Alkoholen Wasserstoff, so entstehen ebenfalls neue Körper, entwasserstoffte Alkohole; ihr Name ist gebildet aus Alkohol **dehydro**genisatum: Aldehyde, z. B.: $\text{C}_2\text{H}_6\text{O} - \text{H}_2 = \text{C}_2\text{H}_4\text{O}$ (Acetaldehyd).

e. Die Aldehyde haben große Neigung, Sauerstoff aufzunehmen; sie bilden mit diesem die organischen Säuren, z. B.:



Alkohole, Äther, Aldehyde und Säuren sind demnach als Abkömmlinge (Derivate) ihrer Kohlenwasserstoffe zu betrachten.

A. Methylverbindungen.

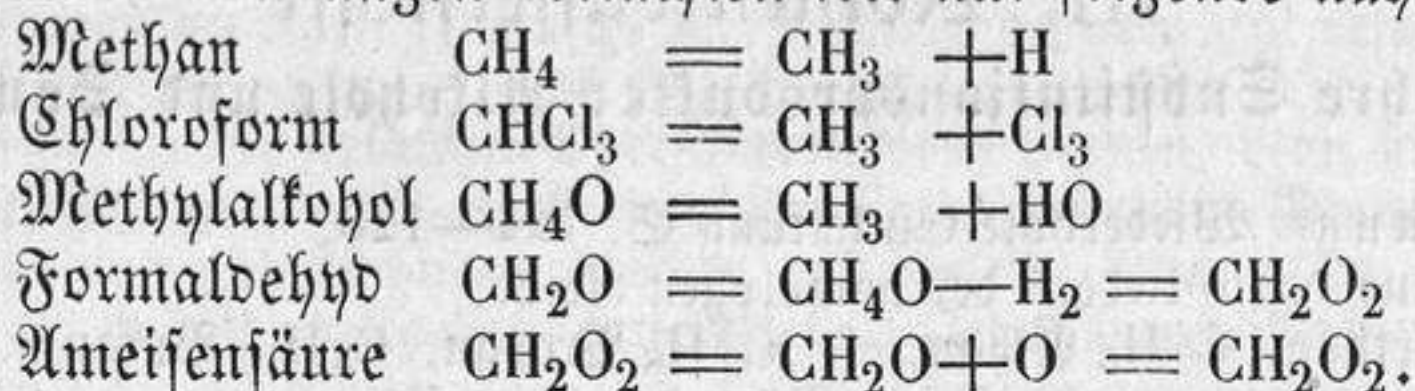
Radikal: Methyl = CH_3 .

Diese Körper stimmen sämtlich darin überein, daß sie sich von dem Stammkohlenwasserstoff CH_4 , dem Methan (Methylwasserstoff, Grubengas, Sumpfgas) ableiten lassen. Vgl. S. 124 und S. 126.

Jedes der 4 Wasserstoffatome des Methans kann durch Atome anderer Elemente oder Radikale vertreten werden. Wird 1 H durch Cl ersetzt, so entsteht der gasförmige Körper Methylchlorid CH_3Cl ; werden 2 H durch 2 Cl ersetzt, so entsteht das leichtflüssige Methenylchlorid CH_2Cl_2 ; treten 3 Cl an die Stelle von 3 H, so bildet sich CHCl_3 , Methenylchlorid, Chloroform; sind die 4 H durch 4 Cl vertreten, so heißt der neue Körper: Chlorkohlenstoff CCl_4 .

Ebenso kann das einwertige Radikal Hydroxyl OH an die Stelle eines Wasserstoffatoms treten, das Produkt ist $\text{CH}_3 + \text{HO} = \text{CH}_4\text{O}$ Methylalkohol, Methylhydroxyd, Holzgeist; werden diesem 2 H entzogen, so entsteht Methylaldehyd, Formaldehyd CH_2O . Durch Oxydation des Aldehydes erzeugt sich CH_2O_2 Ameisensäure.

Von diesen Verbindungen betrachten wir nur folgende näher:



1. Methan CH_4 . Vergl. S. 29, 124 und 126.

2. Chloroform CHCl_3 .

Das Chloroform ist eine farblose, dünnflüssige, mit Wasser nicht mischbare Flüssigkeit, von süßlichem Geschmack und Geruch. Sp. Gew. bei $0^\circ = 1,525$. Es löst sich in Alkohol und Äther. Es löst Jod (mit purpurroter Farbe), Brom, Schwefel, Phosphor. Durch Einatmen seiner Dämpfe entsteht Gefühls- und Bewußtlosigkeit. Zuerst tritt Erregung ein, dann erschlaffen die Muskeln, und Empfindung und Bewußtsein schwinden. Puls und Atmung bleiben normal. Wird die Einatmung nun unterbrochen, so können chirurgische, schmerzhaftere Operationen ohne Schmerz für den Patienten vorgenommen werden. Nach 5—30 Minuten erwacht derselbe. Bei fortgesetzter Inhalation erfolgt kein Erwachen, der Tod tritt ein. Es wird im großen dargestellt durch Destillation von Weingeist mit Chloralk.

3. Methylalkohol, Holzgeist, CH_4O .

Versuch. In einer Retorte erhitze man Holzspäne. Es bilden sich außer den entstehenden Gasen in den Vorlagen dem Anscheine nach zwei

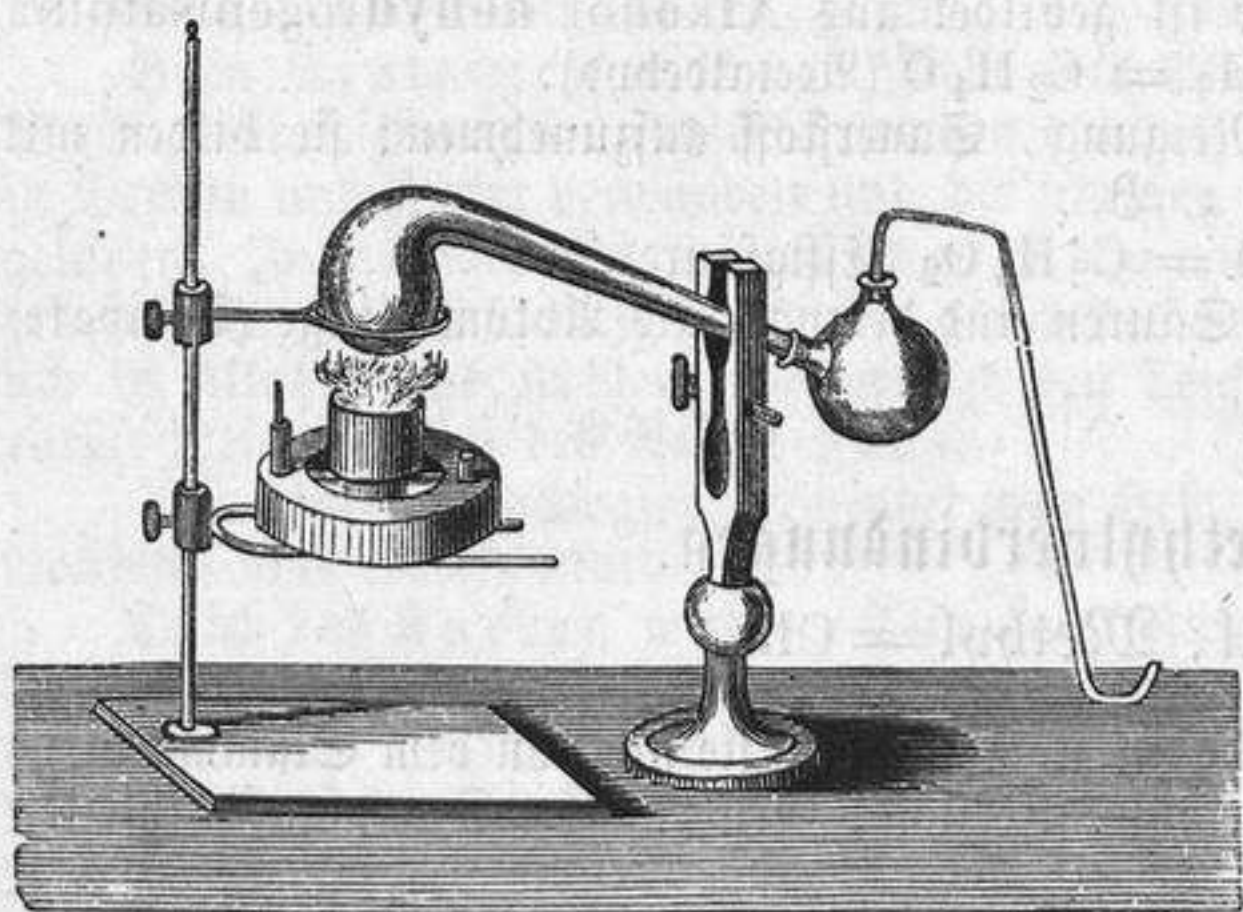


Fig. 115.

Flüssigkeiten, eine dickere, braune und harzige, der Holzteer, und eine wässrige, saure, der Holzeßig. Letzterer wird abgegossen und einer nochmaligen Destillation unterworfen. Die zuerst übergehende Flüssigkeit ist ein Gemenge von Holzeßig, Methylalkohol, brenzlichen Ölen u. s. w. Man neutralisiere mit gelöschtem Kalk und destilliere. Das Destillat ist der käufliche, rohe Holzgeist, der allerdings noch andere Stoffe enthält.

Methylalkohol ist eine farblose, leicht bewegliche Flüssigkeit. Sp. G. = 0,814. Geruch angenehm. Er brennt mit nicht leuchtender Flamme und ist in Wasser, Alkohol, Äther löslich. Er löst Fette und flüchtige Öle, Harze und dient jetzt vorzugsweise zur Herstellung der Anilinfarben und zu Lacken und Firnissen. *Aus Holzspänen wird Kresol gewonnen.*

*4. **Formaldehyd**, CH_2O ,
auch **Methylaldehyd** (Formal) genannt. Es ist ein farbloses Gas mit stechendem, die Augen und Nase stark reizendem Geruch. Durch Sauerstoffaufnahme geht es über in

5. **Ameisensäure**, (Formylsäure), CH_2O_2 .

Sie kommt fertig gebildet vor in den Giftorganen vieler Insekten, besonders der Ameisen (daher ihr Name Formikäsäure), der Bienen, in den Brennhaaren der Brennmesseln, den Haaren der Prozessionsraupen, auch in den Fichtennadeln, sowie im Blut, Schweiß, Harn, Guano u.

Früher wurde sie durch Destillation von Ameisen dargestellt; jetzt auf synthetischem Wege, z. B. durch Erhitzen der Oxalsäure in Gegenwart von Glycerin, wobei die Oxalsäure in Ameisensäure und Kohlensäure zerfällt.
 $\text{C}_2\text{H}_2\text{O}_4 = \text{CH}_2\text{O}_2 + \text{CO}_2$.

Sie ist farblos, stechend riechend, schwach rauchend, sauer und ätzend, auf weichen Hautstellen erzeugt sie weiße Blasen. Sp. Gew. = 1,223. Mischbar mit Wasser und Alkohol. Ihre Dämpfe brennen. Ameisenspiritus ist eine Lösung von Ameisensäure in Alkohol. Mit Metallen bildet diese Säure Salze: Formikate, z. B. Ammoniumformikat, welches bei raschem Erhitzen in 2 Mol. Wasser und 1 Mol. Blausäure zerfällt.

B. Äthylverbindungen.

Radikal: Äthyl, C_2H_5 .

Die wichtigsten sind folgende:

Äthan, Äthylwasserstoff,	C_2H_6	$= \text{C}_2\text{H}_5 + \text{H}$
Äthylalkohol	$\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$	$= \text{C}_2\text{H}_5 + \text{OH}$
Äthyläther	$(\text{C}_2\text{H}_5)_2\text{O}$	
Äthylaldehyd	$\text{C}_2\text{H}_4\text{O}$	
Chloral	$\text{C}_2\text{Cl}_3\text{OH}$	
Essigsäure	$\text{C}_2\text{H}_4\text{O}_2$	
Oxalsäure	$\text{C}_2\text{H}_2\text{O}_4$	

1. Äthylen, Eäyl, ölbildendes Gas, C_2H_4 .

Auch schwerer Kohlenwasserstoff. Hauptbestandteil des Leuchtgases. Siehe Seite 34.

2. Äthylalkohol, Weingeist, $\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$.

Seine Darstellung im großen siehe Seite 139. Gewöhnlich Alkohol, auch Spiritus genannt. Es ist eine farblose, bewegliche Flüssigkeit von angenehm aromatischem Geruche und brennendem Geschmacke. Er zieht begierig Wasser an, dadurch wirkt er giftig. Mit Wasser läßt er sich in jedem Verhältnis mischen, verliert aber dabei an Volumen.

Verdünt wirkt er berauschend (im Bier, Wein und Schnaps), im Übermaß und dauernd genossen, zerstörend und tödlich auf den Körper. Außer als Heizmaterial dient er vielfach als Lösungsmittel für Harze, flüchtige Öle, Fette u. dgl., zu Firnissen, Tinkturen, wohlriechenden Wassern.

Je nach der Wassermenge, die sich in demselben findet, führt er verschiedene Namen. Absoluter Alkohol ist wasserfrei, rektifizierter Alkohol (80—90⁰/₀), Branntwein (20—30⁰/₀).

Die Ermittlung des Alkoholgehaltes einer alkoholischen Flüssigkeit kann auf verschiedene Weise erfolgen.

1) Reiner Alkohol siedet bei 78° C., Wasser bei 100°. Je näher der Siedepunkt der zu untersuchenden Flüssigkeit an 78 liegt, desto mehr Alkohol ist darin.

2) Gewöhnlich wendet man die Alkoholometer von Tralles oder Richter zur Ermittlung des Alkoholgehaltes an. Ersteres ist vorzuziehen und in Deutschland gesetzlich eingeführt. Je näher die Flüssigkeit dem Wasser kommt, d. h. je weniger sie Alkohol enthält, um so größer wird auch ihr sp. Gewicht sein. Das sp. Gewicht des reinen Alkohols ist 0,795. 60gradiger Spiritus enthält in 100 Vol. 60 Vol. reinen Spiritus.

Wenn dem Alkohol-Molekül 2 Atome Wasserstoff entzogen werden (z. B. durch naszierenden Sauerstoff), dann entsteht Aldehyd, welcher durch Aufnahme von einem Atom Sauerstoff in die wichtigste organische Säure übergeht, in Essigsäure. Mischt man Äthylalkohol mit Schwefelsäure, so bildet sich je nach Temperatur und Quantität Äthylschwefelsäure oder Äther oder Äthylengas.

3. Äthyläther, Äther, $(C_2H_5)_2O$.

Gewöhnlich wird er, aber fälschlich, Schwefeläther genannt. Wir können ihn als Äthylorhd bezeichnen.

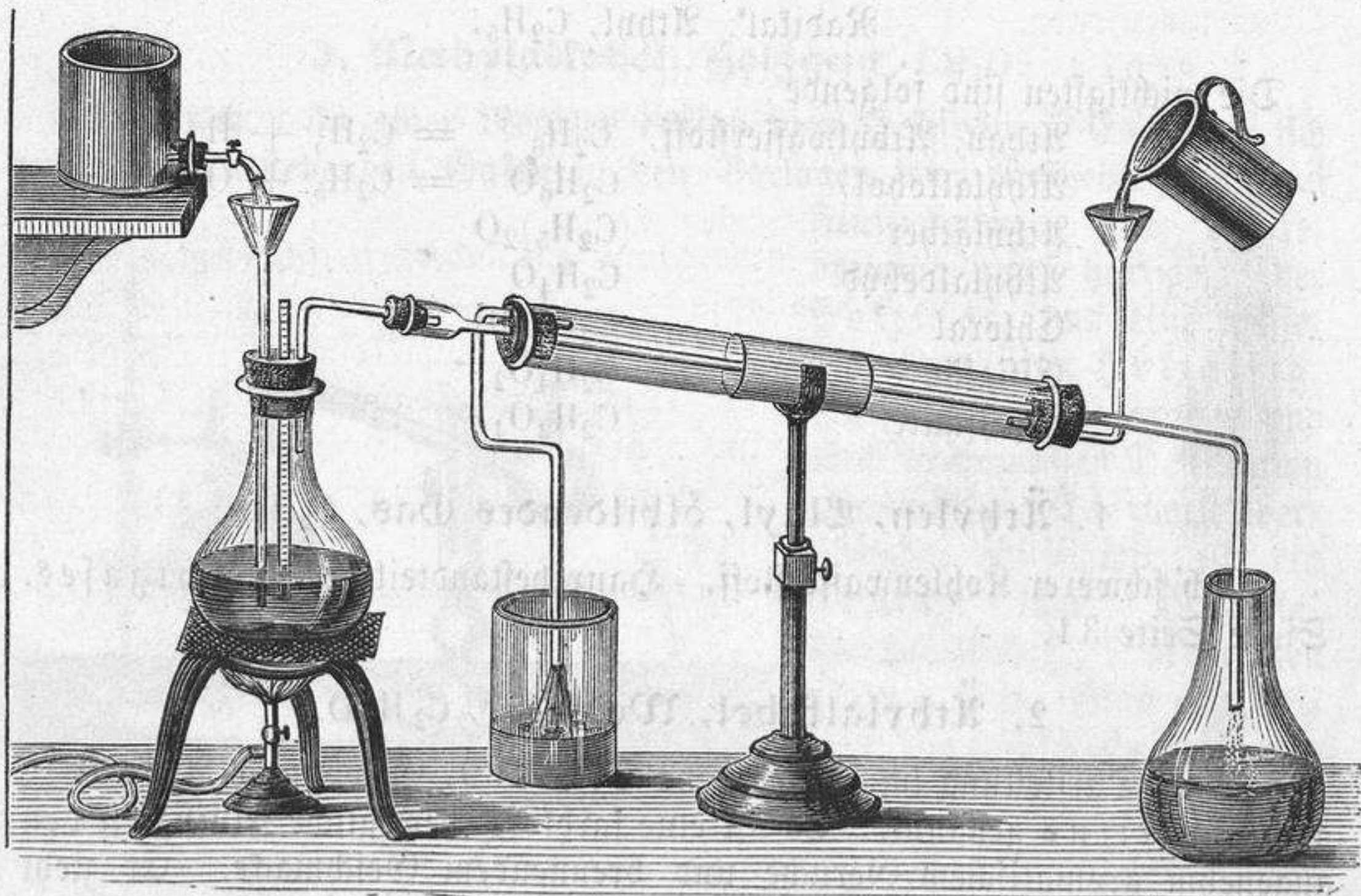
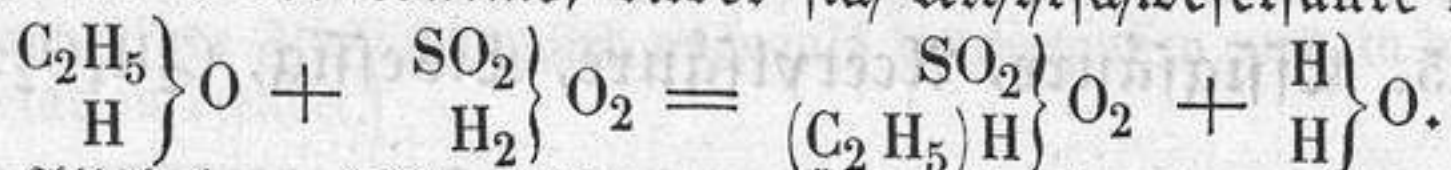


Fig. 116.

Versuch. In einer Kochflasche erhitzt man 9 T. engl. H_2SO_4 mit 5 T. Alkohol bis auf 140°. Der Pfropf der Kochflasche ist dreifach durchbohrt. In der einen Durchbohrung befindet sich ein Thermometer, durch die andere gehen die Dämpfe in den Liebig'schen Kühler, und durch die dritte

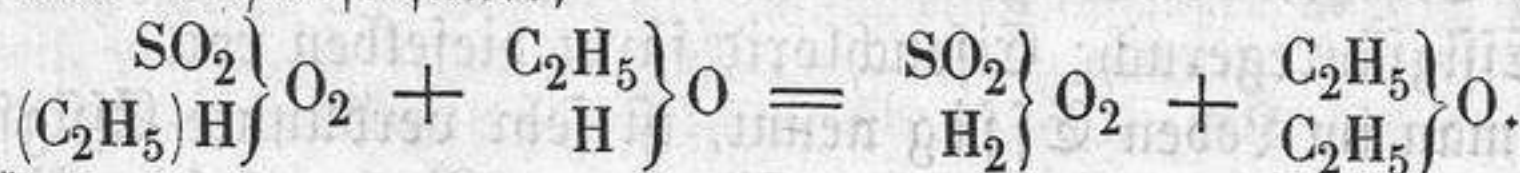
fließt aus der Mariotteschen Flasche beständig Alkohol nach. Die Temperatur darf nicht über 145° steigen. Es destilliert Äther und Wasser über. Der hierbei stattfindende chemische Prozeß gehört zu den interessantesten, da die Schwefelsäure durchaus nicht abnimmt, also ihre Bestandteile zur Ätherbildung gar nicht hergiebt. Beim Zusammentreffen von Alkohol und Schwefelsäure, besonders in der Wärme, bildet sich Äthylschwefelsäure und Wasser:



Alkohol + Schwefelsäure = Äthylschwefels. + Wasser,

d. h. bei dem Typus $\left. \begin{array}{l} \text{SO}_2 \\ \text{H}_2 \end{array} \right\} \text{O}_2$ hat sich an die Stelle des einen H das Radikal C_2H_5 gesetzt und Äthylschwefelsäure gebildet.

Unterdes fließt Alkohol fortwährend zu und trifft also bei einer Wärme von 140° auf Äthylschwefelsäure. Unter diesem Zusammenwirken entsteht aber Äther und Schwefelsäure,



Äthylschwefels. + Alkohol = Schwefels. + Äther,

d. h. das Äthyl (C_2H_5) aus der Äthylschwefelsäure verläßt seinen Platz und setzt sich an die Stelle des H im Alkohol, während dies H von der Schwefelsäure zur eigenen Bervollständigung nötig gebraucht wird. Das nun wieder entstandene H_2SO_4 vermag aufs neue zu wirken und weiterhin Alkohol in Äther umzusetzen.

Eigenschaften. Der Äthyläther ist eine farblose, leicht bewegliche Flüssigkeit, stark lichtbrechend, angenehm riechend, mit leuchtender Flamme verbrennend. Er siedet bei 35° ; spez. Gew. 0,74. Er verdunstet sehr rasch.

Wird mit Luft gemengter Ätherdampf entzündet, so findet eine heftige Explosion — ähnlich dem Knallgase — statt. Eingeatmet wirkt er Trunkenheit, dann Besinnungs- und zuletzt Empfindungslosigkeit. Er ist ein vorzügliches Lösungsmittel für Jod, Brom, Schießbaumwolle (Kollodium), Kautschuk, Fette, ätherische Öle und Harze.

Anwendung findet er als Lösungsmittel und als Betäubungsmittel in der Medizin (statt des Chloroforms).

Hoffmanns Tropfen sind ein Gemenge von 1 Teil Äther und 3 Teilen Weingeist.

* 4. Äthylaldehyd, Acetaldehyd, $\text{C}_2\text{H}_4\text{O}$.

Alkohol dehydrogenatus = entwasserstoffter Alkohol.

Aldehyd des Weingeistes ist eine farblose Flüssigkeit, welche erstickend riecht, leicht löslich in Wasser, Alkohol und Äther. Er ist als erstes Oxydationsprodukt des Alkohols zu betrachten, bei weiterer Oxydation bildet er Essigsäure. Seine Verwandtschaft zum Sauerstoff äußert er in Silberlösungen durch Reduktion des metallischen Silbers, welches sich dann als glänzender Spiegel an der Gefäßwand abscheidet. Mit Ammoniak giebt er Aldehyd-Ammoniak, aus welchem Säuren wieder Aldehyd freimachen.

Wird Chlorgas in absoluten Alkohol eingeleitet, so verwandelt sich dieser

erst in Aldehyd, dann in Chloral, C_2HCl_2O , eine farblose, eigentümlich riechende Flüssigkeit, welche mit Begierde Wasser einsaugt und dadurch in Chloralhydrat, $C_2HCl_2O + aq.$ übergeht, ein schmerzstillendes, ruhigen Schlaf erzeugendes Arzneimittel. Durch Alkalien wird das Chloral in Chloroform und Ameisensäure zerlegt.

5. Essigsäure, Acetylsäure, Eisessig, $C_2H_4O_2$.

Die Essigsäure ist schon seit den ältesten Zeiten bekannt; sie findet sich in einigen Pflanzensäften, auch in tierischen Flüssigkeiten. Die Alchimisten stellten sie aus Grünspan dar. Ihre Bildung lernten wir oben kennen.

Sie ist farblos, angenehm sauer riechend, ätzend; ihr Dampf ist brennbar; bei $+17^\circ$ krystallisiert sie in glänzenden, durchsichtigen Blättern, daher Eisessig genannt.

Durch Erhitzen der Essigsäuren und der essigsäuren Salze mit H_2SO_4 entsteht der Essigsäuregeruch; Eisenchlorid färbt dieselben rot.

Was man im Leben Essig nennt, ist sehr verdünnte Essigsäure.

Darstellung. Versuch. In einem Becherglase mischt man 2 g Branntwein mit 6 g Flußwasser und legt in die Flüssigkeit ein Stückchen Schwarzbrot oder etwas Sauerteig, deckt das Glas mit einem durchlöcher-ten Pappdeckel zu und stellt es an einen warmen Ort ($30-40^\circ$). In einigen Wochen ist die Flüssigkeit zu Essig geworden.

Alkohol hat sich oxydiert: $C_2H_6O + O_2 = C_2H_4O_2 + H_2O$.

Die Bedingungen, unter denen Alkohol durch Aufnahme von Sauerstoff Essig bildet, sind folgende:

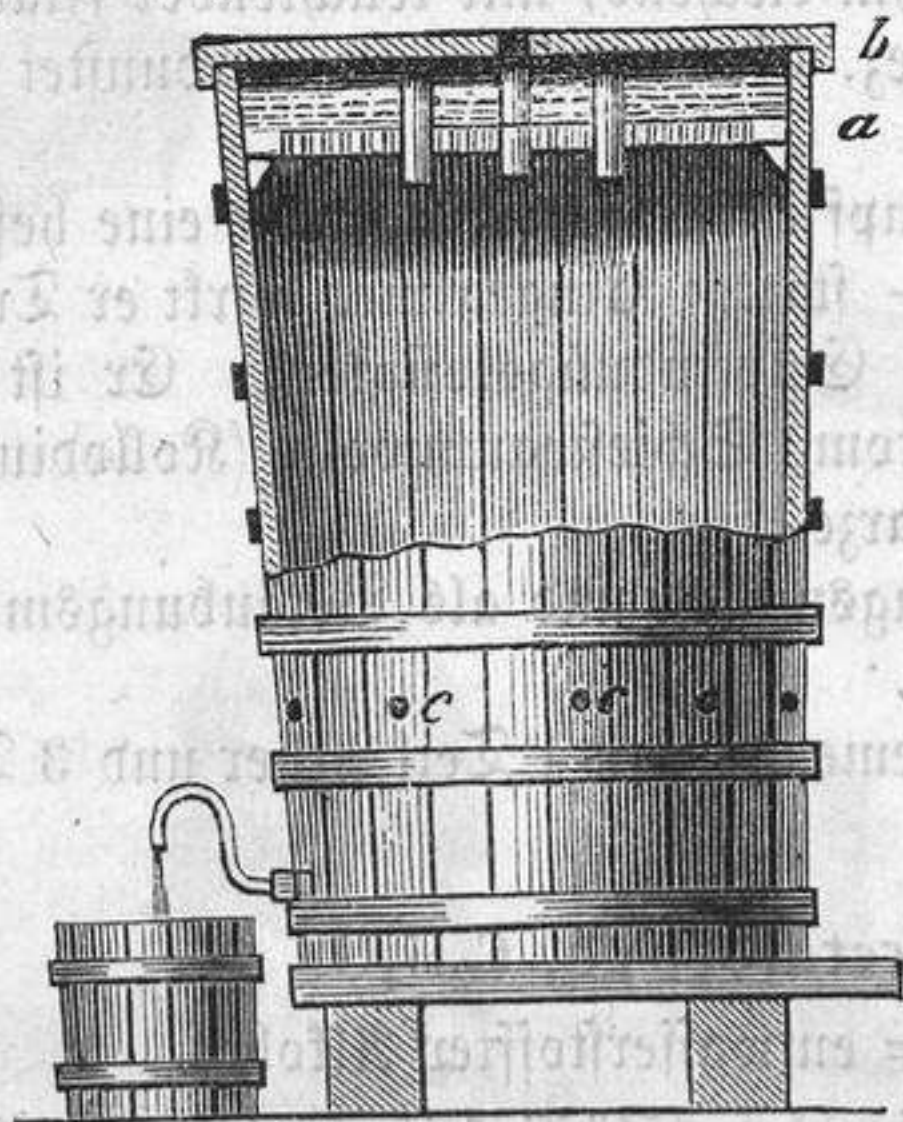


Fig. 117.

1) die alkoholige Flüssigkeit — das Essig- gut — darf nicht über 10% Alkohol enthalten; 2) die Temperatur muß über 10° betragen; 3) die atmosphärische Luft muß freien Zutritt haben; 4) es muß ein Ferment anwesend sein. Im obigen Falle war dies saures Brot oder Sauerteig. Essig ist das beste Ferment. (Man spricht im Gegensatz zur geistigen Gärung auch von der sauren oder Essiggärung, obgleich wir hier nicht eine Zersetzung, sondern eine Oxydation vor uns haben. Der sich bei dem Vorgange entwickelnde Essigpilz führt wahrscheinlich den Sauerstoff der Luft in Ozon über und dies bewirkt die Oxydation.)

Nach dem verschiedenen Ursprunge unterscheidet man:

1) Weinessig; 2) Branntweinessig; 3) Obst- essig; 4) Bier-, Malz- oder Getreideessig; 5) Rübenessig und 6) Tafelessig (aus Holzeßig).

Die frühere Methode der Essigfabri- kation ist die im Versuch angegebene.

Die sogenannte **Schnelleßigfabrikation** beruht auf der Ermöglichung einer innigeren Berührung des Alkohols mit dem Sauerstoff der atmosphärischen Luft, um so die Oxydation des Alkohols in kürzester Zeit zu bewerkstelligen. Fig. 117 zeigt ein Gradierfaß oder einen Essigständer. Das Faß hat unten eine Abflußröhre; über derselben befindet sich ein durchlöcherter Boden. Auf diesen werden ausgelaugte und getrocknete Buchenspäne gebracht, die das Faß erfüllen bis zum oberen Boden. Dieser enthält 3—5 größere Löcher, durch welche Glasröhren gehen. Außerdem ist derselbe mit

vielen feinen Löchern versehen, in welchen Bindfäden stecken. Das Faß ist endlich oben mit einem Deckel verschlossen, der eine Öffnung hat. Durch letztere wird das Essiggut auf den oberen Boden gegossen. Durch die Glasröhren kann es nicht strömen, wohl aber tropfenweise durch die kleinen mit Bindfäden fast ausgefüllten Löcher. Die Tropfen sickern von Span zu Span und kommen dabei fortwährend mit der Luft in Berührung, die durch die Luftlöcher *c* ein- und durch die Glasröhren oben ausströmt. Die dabei stattfindende Oxydation erwärmt die Luft so, daß diese beständig oben entweicht. Die sich unten ansammelnde Flüssigkeit wird nochmals durchgegossen, und in wenigen Stunden ist die Operation beendet.]

Salze der Essigsäure. In 1 Molekül Essigsäure kann 1 H durch ein einwertiges Metall ersetzt werden; es entstehen dann essigsäure Salze oder *Acetate*, welche sämtlich in Wasser löslich und leicht krystallisierbar sind.

Bleiacetat, Bleizucker $(C_2H_3O_2)_2Pb + 3aq.$, ist giftig, widerlich süßlich. Die Lösung löst beim Erwärmen noch Bleioxyd auf. Diese Lösung heißt **Bleieffig**, welcher in der Medizin als **Bleiwasser** angewandt wird. Kohlenensäure fällt daraus **Bleiweiß**.

Grünspan, essigsäures Kupferoxyd, $(C_2H_3O_2)_2Cu + aq.$, bildet sich unter Einwirkung saurer Nahrungsmittel in kupfernen Gefäßen und ist giftig. Will man eine Speise prüfen, ob sie ein Kupfersalz in Lösung enthalte, so darf man nur eine blanke Messerklinge einige Minuten lang in dieselbe bringen; wird das Eisen rot, so ist Kupfer anwesend.

Schweinfurter Grün ist essig-arsenigsaures Kupferoxyd $(CuC_4H_6O_4 + 3CuAs_2O_4)$, auch **Pariser Grün**, **Neuwieder Grün**, es wird wegen seiner lebhaften Farbe vielfach als Malerfarbe zc. verwendet, ist aber äußerst giftig.

Aluminiumacetat und Eisenacetat finden als Beizmittel in der Färberei und Rattendruckerei Verwendung.

Der Essigsäure-Äthyläther, gewöhnlich **Essigäther** genannt, $C_2H_3O \left. \begin{array}{l} \\ \\ \end{array} \right\} O, C_2H_5$, ist noch bemerkenswert. Er besitzt angenehm erfrischenden Geruch und ist brennbar.

6. Oxalsäure, Kleesäure, $C_2H_2O_4$.

Sie findet sich in vielen Pflanzen entweder an Alkalien oder an Kalkerde gebunden. Reich daran sind *Oxalis* und *Rumex*.

Versuch. Man kocht 1 Teil Zucker mit 8 T. Salpetersäure, bis keine roten Dämpfe mehr entweichen; dampft die Flüssigkeit ein und krystallisiert die erhaltenen Krystalle aus warmem Wasser um.

Oxalsäure entsteht durch kräftige Oxydation des Zuckers, der Stärke, Cellulose zc. mit Salpetersäure. Im großen wird sie dargestellt durch Schmelzen von Sägespänen mit Alkali oder Alkalinatron unter Luftzutritt.

Ihre Krystalle sind löslich in Wasser, leichter löslich in Weingeist. H_2SO_4 zerlegt sie in CO_2 , CO und H_2O , mit Glycerin erhitzt zerfällt sie in Ameisensäure und Kohlenensäure.

Oxalsäure reduziert Braunstein, entfärbt Chamäleonlösung. In Kaltwasser bildet sie den unlöslichen oxalsauren Kalk. Berlinerblau löst sich in Oxalsäure. Sie ist sehr giftig.

Die **Salze der Oxalsäure**, **Oxalate**, sind entweder sauer oder neutral, je nachdem 1 oder 2 H durch Metall ersetzt sind.

Oxalsaures Kalium, **Kleesalz**, Kaliumoxalat, $K_2C_2O_4 + H_2O$ wird zum Entfernen von Tinten- und Rostflecken aus weißer Wäsche angewendet. Die Oxalsäure bildet dabei mit dem Eisen oxalsaures Eisenoxyd, welches löslich und darum leicht wegzuwaschen ist.

Calciumoxalat, $CaC_2O_4 + 2H_2O$ ist bereits erwähnt.

C. Propylverbindungen.

Radikal: Propyl, C_3H_7 .

Propan, Propylwasserstoff C_3H_8 .

Propylalkohol C_3H_8O .

Gärungsmilchsäure $C_3H_6O_3$.

Glycerin, Glycerinalkohol $C_3H_8O_3$.

Senföle.

1. Milchsäure, $C_3H_6O_3$.

Die Milchsäure findet sich in der sauren Milch, in sauer gewordenen Pflanzensäften (z. B. im Sauerkraut, in den sauren Gurken), im vergorenem Biere, aber auch im Magensaft.

Sie bildet sich beim Sauerwerden der Milch: sie ist ein Gärungsprodukt des Milchzuckers (vergl. S. 135). Von den Milchsäure-Salzen, den Laktaten, sind Magnesium-, Eisen- und Zinklaktat in der Medizin zu erwähnen.

2. Glycerin, Ölsüß, $C_3H_8O_3$ (Propenylalkohol).

Werden im Propan C_3H_8 , drei H durch OH ersetzt, so erhalten wir es. Es findet sich in fast allen Fettsubstanzen des Tier- und Pflanzenreiches. In geringer Menge auch im Weine, weil es bei der geistigen Gärung des Zuckers entsteht. In Verbindung mit Stearinsäure, Ölsäure etc. bildet es die meisten natürlichen Fette und Öle, durch Zersetzung derselben mit überhitztem Wasserdampf, oder durch Kochen derselben mit starken Basen wird es dargestellt.

Versuch. Erhitzt man Olivenöl mit Wasser und Bleioryd, so gehen die Fettsäuren mit Bleioryd eine unlösliche Verbindung ein, Glycerin und Wasser bleiben zurück. Das übrig gebliebene Bleioryd wird durch H_2S entfernt und das Wasser eingedampft.

Im großen gewinnt man es bei der Fabrikation des Stearin als Nebenprodukt.

Eigenschaften. Das Glycerin ist eine farblose, sirupdicke, geruchlose Flüssigkeit von süßem Geschmache (daher Ölsüß). Es zieht Wasser aus der Luft an, löst sich in Wasser und Alkohol, aber nicht in Äther.

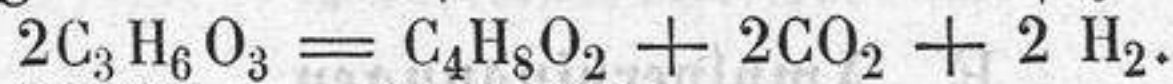
Anwendung. Es wird als Konservierungsmittel für pflanzliche und tierische Körper, als äußeres Heilmittel (vorzüglich bei Brandwunden), zu Seifen und Haarölen, zum Füllen der Gasuhren, zum Versüßen von Getränken, zur Wein- und Liqueurfabrikation u. a. gebraucht. Mit Glycerin angerührter Thon bleibt plastisch und mit Glycerin benetzte Tierblase trocknet nicht. Eine wichtige Verbindung desselben ist das Nitroglycerin ($C_3H_5N_3O_9$), Sprengöl. Es ist ein blaßgelbes, geruchloses, giftiges Öl, welches durch Stoß oder Schlag heftig explodiert und sechsfache Wirkung des gleichen Gewichtes Schießpulver ausübt. Es wird zum Sprengen von Felsen verwendet. Dynamit wird dadurch hergestellt, daß man irgend einen porösen Körper in Pulverform, z. B. Holzkohle, Infusorienerde etc. mit Sprengöl tränkt. Gewöhnlich enthält es 75% Nitroglycerin.

D. Butylverbindungen.Radikal: Butyl, C_4H_9 .Butan, Butylwasserstoff C_4H_{10} .Butylalkohol $C_4H_{10}O$.Buttersäure $C_4H_8O_2$.Bernsteinsäure $C_4H_6O_4$.Äpfelsäure $C_4H_6O_5$.Weinsäure $C_4H_6O_6$.

* 1. **Butylalkohol**, $C_4H_{10}O$, ist eine farblose alkoholisch riechende Flüssigkeit, welche durch Oxydationsprozesse Butylaldehyd und weiterhin Buttersäure liefert.

2. Buttersäure, $C_4H_8O_2$.

Sie findet sich in ranzig gewordener Butter, mit Glycerin verbunden in frischer Butter, im Schweisse, in der Fleischflüssigkeit, im Johannisbrote, in sauren Gurken, Sauerkraut; am besten wird sie durch Gärung dargestellt, indem man eine Auflösung von Zucker, mit faulem Käse und Kreide gemischt, längere Zeit einer Temperatur von 30° aussetzt.



Milchsäure = Buttersäure.

Die Buttersäure ist eine farblose, saure Flüssigkeit.

Nach Pasteur soll die buttersaure Gärung durch ein animalisches Ferment hervorgerufen werden.

3. Bernsteinsäure, $C_4H_6O_4$.

Sie findet sich im Bernstein, im Wermut etc. und in der Milz, dem Harn etc. Gewöhnlich wird sie durch trockene Destillation des Bernsteins dargestellt, doch bildet sie sich auch bei der geistigen Gärung des Zuckers. Sie krystallisiert in geruch- und farblosen Prismen, welche bei 140° sublimieren, bei 180° schmelzen und dann bei 240° unter teilweiser Zersetzung sieden.

4. Äpfelsäure, $C_4H_6O_5$.

Außer Essig- und Oxalsäure am weitesten im Pflanzenreiche verbreitet. Im Saft der meisten sauren Früchte.

Aus unreifen Äpfeln oder Vogelbeeren erhält man sie, wenn man deren Saft mit Bleizucker fällt, und das Bleisalz durch Einleiten von Schwefelwasserstoff zersetzt.

Ihr Geschmack ist angenehm sauer. Sie läßt sich künstlich aus der vorigen darstellen. Sie verbindet sich (wie die übrigen) zu Salzen. Äpfelsaures Eisen ist es, was die Messer beim Äpfelschälen schwarz färbt.

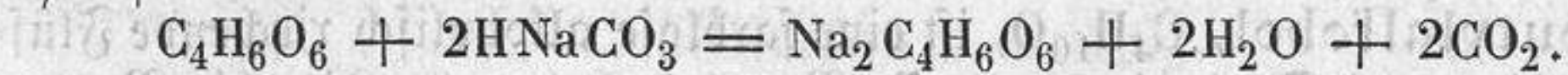
5. Weinsäure, $C_4H_6O_6$.

Auch Weinsteinensäure genannt. Sie ist ebenfalls sehr verbreitet im Pflanzenreiche, teils frei, teils als Kalium- oder Calciumsalz. Beim längeren Liegen des Weines setzen sich die im Weine gelösten weinsauren Salze (Tartrate) in dicken, braunen Krusten (Tartarus crudus, roher Weinstein) an der Innenseite der Weinfässer ab. Wird der rohe Weinstein in heißem

Wasser gelöst und durch Zusatz von Tierkohle gereinigt, so scheidet sich ein feines Krystallmehl aus (Cremor tartari), aus welchem durch Behandlung mit Schwefelsäure die Weinsäure gewonnen wird.

Die Weinsäure bildet große, wasserhelle, luftbeständige Krystalle, von stark saurem Geschmack, die sich in Wasser und Alkohol leicht lösen. Sie findet vielfach Anwendung in der Färberei und der Medizin.

Brausepulver ist eine Mischung von Weinsäure und doppelt kohlensaurem Natron, bei deren Lösung sich weinsteinsaures Natron, Wasser und Kohlensäure bilden.



Erhitzt man Weinsäure längere Zeit in zugeschmolzener Röhre mit Jodwasserstoffsäure, so verwandelt sich dieselbe unter Ausscheidung von Jod zuerst in Äpfelsäure, dann in Bernsteinsäure.

Weinsaure Salze, Tartrate. Erwähnt ist der **Weinstein**, saures weinsaures Kalium (Kaliumbitartrat) $\text{KHC}_4\text{H}_4\text{O}_6$.

Weinsaures Antimonoxyd = Kali, Brechweinstein, $\text{K}(\text{SbO})\text{C}_4\text{H}_4\text{O}_6$, wird in der Medizin gebraucht, wirkt in kleinen Gaben brechenregend oder schweißtreibend, in größeren giftig.

E. Amylverbindungen.

Radikal: Amyl, C_5H_{11} .

Amylalkohol $\text{C}_5\text{H}_{12}\text{O}$.

Baldriansäure $\text{C}_5\text{H}_{10}\text{O}_2$.

* 1. Amylalkohol, $\text{C}_5\text{H}_{12}\text{O}$.

Er ist der Hauptbestandteil des Fuselöls, siedet bei 130° , brennt mit blauer Flamme, wirkt verdünnt berauschend, konzentriert als starkes narkotikaes Gift.

* 2. Baldriansäure, $\text{C}_5\text{H}_{10}\text{O}_2$.

Sie hat ihren Namen (Valeriansäure) von ihrem Vorkommen in der Wurzel des Baldrians (*Valeriana officinalis*), ist eine farblose, ölarartige Flüssigkeit, käseartig riechend.

Zu den zahlreichen Derivaten dieser Gruppe gehören die in der Technik wichtigen **zusammengesetzten Äther** des Amyls, welche sich durch ihren lieblichen fruchtähnlichen Geruch auszeichnen und besonders in der Parfümerie Verwendung finden.

Ameisensäure = Amyl-Äther, obstartig riechend.

Essigsäure = Amyl-Äther, nach Birnen riechend (Birnöhl).

Buttersäure = Amyl-Äther, angenehm obstartig riechend.

Propionsäure = Amyl-Äther nach Ananas duftend.

Valeriansäure = Amyl-Äther mit Apfelgeruch (Apfelöl).

Wir erwähnen hier noch:

Ameisensäure = Äthyl-Äther, nach Pfirsichen riechend.

Buttersäure = Äthyl-Äther, nach Ananas und Rum riechend, als Ananasöl im Handel vorkommend.

Wir lernten bereits kennen den Essigsäure-Äthyl-Äther.

Die wichtigsten zusammengesetzten Äther sind die des Glycerins mit den Fettsäuren, sie bilden die Fette (siehe folgende Seite).

F. Hexylverbindungen.

Radikal: Kaproyl (Hexyl) C_6H_{13} .Citronensäure, $C_6H_8O_7$.

Sie findet sich in großer Menge im Saft der Citronen, Preisel-, Johannis-, Him- und Erdbeeren und in andern Obstfrüchten, teils frei, teils an Basen (K, Ca, Mg und Fe) gebunden.

In der Rattendruckerei findet sie Anwendung als Ätzmittel zur Erhöhung der Farbe, im Leben zur Bereitung der Brauselimonade, auch in der Medizin. Wurde 1786 von Scheele entdeckt.

Mannit (Mannazucker), $C_6H_{14}O_6$, ist ein im Pflanzenreiche sehr verbreiteter Körper, am reichlichsten findet er sich in einigen Fraxinus-Arten, z. B. der Manna-Esche (*Fraxinus ornus*), deren ausgeschwitzter und eingetrockneter Saft als Manna in den Handel kommt und bis 60% Mannit enthält.

Mannit ist als ein Alkohol zu betrachten, krystallisiert in feinen, seidenglänzenden, büscheligen Nadeln.

Anhang.

Natürliche Fette.

Ihrem Vorkommen nach im Pflanzen- und Tierreiche kann man die Fette in Pflanzen- und Tierfette einteilen. Bei den Pflanzen finden sie sich vorzugsweise im Samen, seltener in den Wurzeln. Bei den Tieren vorzüglich im Zellgewebe.

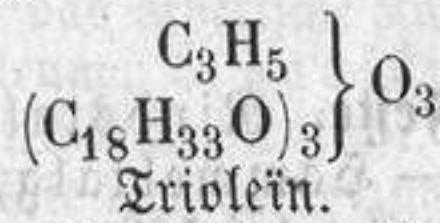
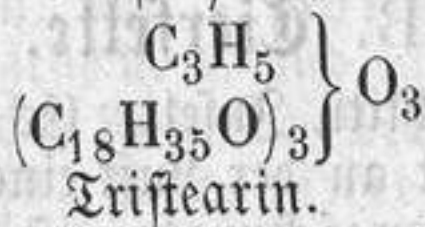
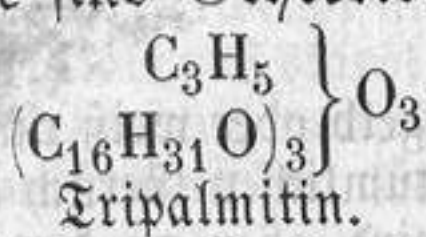
Man unterscheidet flüssige Fette oder Öle, weiches Fett oder Schmalz und festes Fett oder Talg. In den fetten Ölen sind die Ölsäuren vorherrschend, sie enthalten auch eine geringe Menge Stearinsäure; im Schmalze treten die Ölsäuren zurück; der Talg besteht fast ausschließlich aus den Verbindungen der Palmitin- und Stearinsäure.

Palmitinsäure, $C_{16}H_{32}O_2$, wesentlicher Bestandteil des Palmöls. Schmelzpunkt 62° .

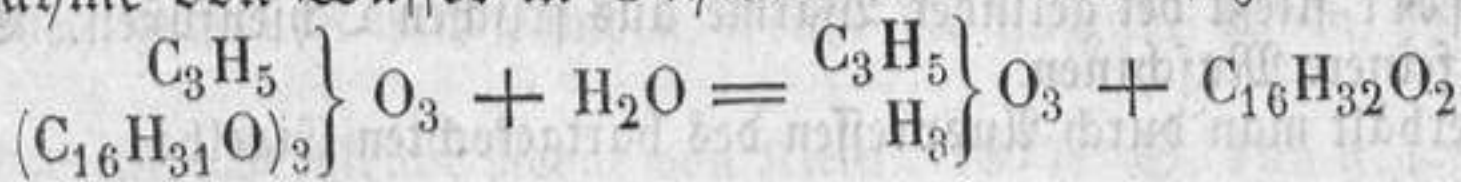
Stearinsäure, $C_{18}H_{36}O_2$, besonders im Talg. Schmelzpunkt 69° .

Ölsäure, $C_{18}H_{34}O_2$. Schmelzpunkt 14° .

Die natürlichen Fette sind stets Gemenge verschiedener Fette; Hauptbestandteile sind Glyceride der 3 vorstehenden Säuren.



In reinem Zustande sind sie farb-, geruch- und geschmacklos, sie schwimmen auf Wasser und sind darin unlöslich; sie lösen sich in heißem Alkohol, Äther, Schwefelkohlenstoff, Benzol etc. Auf Papier hinterlassen sie bleibende, durchscheinende Flecken (Fettflecken). — An der Luft zersetzen sie sich; die in ihnen enthaltene Ölsäure nimmt rasch Sauerstoff auf; sie werden dadurch ranzig. (Bei dieser Oxydation entsteht bisweilen so hohe Temperatur, daß schlechte Wärmeleiter, z. B. mit fetten Ölen getränkte Wolle, sich selbst entzünden.) — Erhitzt man die Fette mit Alkalien zusammen, so zerfallen sie unter Aufnahme von Wasser in Glycerin und Säure, z. B.



Das Glycerin bleibt in der Flüssigkeit gelöst, die entstandenen Fettsäuren vereinigen sich mit den anwesenden Basen zu Salzen. Diese Zersetzung heißt Verseifung. Die fettsauren Kali- oder Natronsalze nennt man Seifen; die Bleisalze Pflaster. Beim Erhitzen zerfallen die Fette in C_2H_4 , CH_4 , CO , H und andere, beim Verbrennen stark leuchtende Gase. Sie verbrennen zu CO_2 und H_2O .

A. Pflanzenfette.

1. **Feste.** Kakaobutter aus den Kernen von *Theobroma Cacao*, weiß. — Muskatbutter wird erhalten durch Auspressen der Kerne der echten Muskatnuß. — Lorbeeröl oder Lorbeerfett. Aus den Lorbeeren. — Palmöl, Palmbutter. Die Früchte der *Cocos butyracea* in Afrika enthalten in einer Fleischhülle, welche den Kern umgiebt, das Öl. Sie werden zerstoßen und mit Wasser erhitzt. Das Öl schwimmt oben. Es hat eine rötlich gelbe Farbe und einen starken angenehmen, aromatischen Geruch. Es schmilzt schon bei 30° . (Seifenbereitung.) — Kokostalg, Kokosnußöl, Kokosbutter. Der Kern der Nüsse von der Kokospalme, *Cocos nucifera*, auf den Inseln und Küsten des Indischen und Großen Ozeans enthält das gelblich weiße Öl, das in ähnlicher Weise, wie das vorige, gewonnen wird, schon bei 16° schmilzt, sauer reagiert und leicht verdirbt.

2. **Flüssige.** (Fette Öle.) Sie werden eingeteilt in trocknende und nichttrocknende, je nachdem sie, der Luft in dünnen Schichten ausgesetzt, sich verhalten. Die trocknenden Öle, Sikkative, verharzen an der Luft durch den aufgenommenen Sauerstoff; die nicht trocknenden werden durch Sauerstoffaufnahme ranzig.

Trocknende Öle oder Firnisse. Leinöl. Es wird aus dem frischen Samen der Leinpflanze gepreßt, ist hellgelb. Durch Kochen wird es dick, zähe, klebrig und trocknet noch leichter als vorher. Es brennt mit rußender Flamme und ist in Alkohol und Äther leicht löslich. (Buchdruckerfirnis.) Glaserkitt ist ein Gemenge von Leinöl und Kreide.

Sanföhl, Mohnöl, Walnußöl, Traubenkernöl, Tabakssamenöl, Kürbissamenöl, Ricinusöl werden aus den Samen der betreffenden Pflanzen gewonnen und finden vielfache Verwendung.

Nichttrocknende Öle. Schmieröle.

Baumöl oder Olivenöl. Aus dem Fleisch der Oliven (Früchte von *Olea europaea*.) Gelb, geruch- und geschmacklos. Wird in der Technik verwendet, aber auch als Tafel- und Salatöl. — Mandelöl, aus den Kernen von *Amygdalus communis*. — Buchöl, Bucheckernöl, aus dem Samen von *Fagus*. — Die Rapsole werden im großen gewonnen und in ungeheurer Menge verbraucht als Leucht-, Maschinen- und Schmiermaterial. Wird aus dem Samen der verschiedenen *Brassica*-Arten ausgepreßt.

B. Tierfette.

1. **Feste.** Rindstalg, Unschlitt, Inselt. Es ist blaßgelb oder weiß und schmilzt bei 47° . — Hammeltalg, nimmt an der Luft einen eigentümlichen Geruch an, es ist weiß, schmilzt bei 50° . — Schweineschmalz, ist weiß, wird aber an der Luft bald gelb und ranzig. Findet viel Anwendung in den Haushaltungen. (In den Apotheken wird es gegeben, wenn Drachen-, Menschen- u. dgl. Fett verlangt wird.) Schmilzt bei 30° . — Gänsefett. Leicht schmelzbar und wohlschmeckend. — Butter, Kuhbutter. Sie besteht aus verschiedenen Stoffen und Säuren, vorzugsweise aus palmitin- und buttersaurem Glycerin.

2. **Flüssige.** Leberthran, wird aus den Lebern einiger *Gadus*-Arten, besonders vom Stöckfisch und Dorsch, gewonnen. Außer verschiedenen fetten Säuren enthält er 0,05% Jod, welchem man die medizinische Wirkung zuschreibt.

Fischthran, aus dem Fett verschiedener Seetiere, Walfische, Seehunde, wird angewendet als Schmiermittel für Leder und zur grünen und schwarzen Seife.

Klauenfett fließt bei gelinder Wärme aus frischen Ochsenfüßen. Schmiermittel für Uhren und feinere Maschinen.

Eieröl erhält man durch Auspressen des hartgekochten Eigelbs.

Seifenbereitung.

Eine massenhafte Verwendung finden viele Fette behufs Erzeugung von Seifen. Besonders sind es die drei genannten Fettsäuren, die hier in betracht kommen. Je mehr Olsäure eine Seife enthält, um so weicher ist sie. Die Wirkungsweise der Seife beruht*) darauf, daß die Lösung derselben alkalischer ist, als die verwendete Seife. Diese alkalische Lösung löst den Schmutz, und der im Wasser unlösliche Teil nimmt die Unreinigkeiten mechanisch fort, in ähnlicher Weise wie dies beim Waschen mit Thon geschieht. Von besonderer Bedeutung ist die große Benetzbarkeit einer Seifenlösung für fast alle Körper, wodurch eine höchst innige Berührung mit den zu reinigenden Körpern ermöglicht wird. (Früher nahm man an, daß die Seife [das fettsaure Alkali] sich in saures fettsaures Alkali und freigewordenes, in die Lösung gegangenes Alkali zersehe.) Enthält das Wasser Kalk und Magnesiumsalze (hartes Wasser), so geht zunächst soviel Seifensubstanz verloren, als Fettsäure nötig ist, um diese Salze zu binden, welche dann als Schüppchen (von fettsaurem Kalk) vor der Schaumbildung auf dem Wasser schwimmen. Daher ist es vorteilhaft, dem Wasser vorher Soda beizugeben, um es zu weichem Wasser zu machen.

Die Materialien zur Seifenfabrikation sind: 1) Fettsubstanzen: Talg, Schmalz, Öl, Thran, Palmöl, Kokosöl u. dgl.; 2) Laugen: Die Kali- oder Natronlauge wird aus Pottasche oder Soda durch Kochen mit Kalkmilch gewonnen.

Man unterscheidet harte oder Natron- und weiche oder Kaliseifen. Letztere sind unter dem Namen Schmierseifen, oder braune, grüne oder schwarze Seifen bekannt.

Das Sieden der Seife erfolgt in schmiedeeisernen Kesseln. Hat sich das Alkali vollständig mit dem Fett verbunden, so erscheint die Masse als eine durchsichtige, glänzende Flüssigkeit, Seifenleim. Durch weiteres Zusetzen von Alkali erhält man ein festes Produkt, welches bis 75% Wasser aufgenommen hat, die gefüllte Seife. Setzt man zu einer Lösung derselben in heißem Wasser Kochsalz, so setzt sich die Kernseife auf der Oberfläche der Flüssigkeit, der Unterlauge, ab. Die Unterlauge enthält neben Salz auch das Glycerin.

Die Baumölseife wird besonders im südlichen Frankreich aus Baumöl bereitet. Kokosnußölseife. Zu den Schmierseifen (Kaliseifen) wird Hanföl, Leinöl, Rüböl zc. verwendet. Toilettenseifen enthalten noch Farb- und Riechstoffe.

Harzseife wird aus Harz (Kolophonium) in Verbindung mit Talg- oder Palmölseife und Alkalien hergestellt.

Verwendung der Fette zu Beleuchtungszwecken.

Als Beleuchtungsmaterialien werden verwendet: 1) starre Substanzen, die in Kerzenform zur Anwendung kommen; hierher gehören das Talg, Palmöl, Stearin- und Palmitinsäure, Wachs, Walrat und Paraffin; 2) flüssige Substanzen, welche vorzugsweise zur Lampenbeleuchtung dienen und zwar entweder nichtflüchtige Öle, wie Rapsöl, Olivenöl und Thran, oder flüchtige, wie das ätherische Kampherin und die Mineralöle: Solaröl, Photogene u. a. und das Petroleum; 3) gasförmige Substanzen, siehe Leuchtgas, Platinlicht, Kalklicht, Magnesiumlicht, Kohlenlicht.

1. **Fabrikation der Kerzen.** a. Stearinkerzen. Sie werden vorzugsweise aus Palmöl und Talg bereitet. Das ausgeschmolzene Talg wird mit Kalkmilch verseift, die Kalkseife mit verdünnter Schwefelsäure zerseht und die ausgeschiedenen Fettsäuren ausgepreßt. Die flüssigen werden kurz Olsäuren, die festen Stearin genannt; doch enthält letzteres Stearin- und Palmitinsäure. Die Stearinmasse wird ihrer Zerbrechlichkeit wegen mit 2—5% Wachs verseht. Die zerschmolzene Mischung gießt man dann in Formen, in welche das Docht eingespannt ist. Damit das Docht nicht gepußt zu werden braucht, beizt man es mit einer Lösung von Borax, Chlorcalcium und Salpeter, es bildet sich dann eine Boraxperle, die mit der Asche des Dochtes zusammenschmilzt; b. die Talgkerzen werden aus Rinds- und Hammeltalg gegossen oder gezogen; c. die Wachskerzen und d. die Paraffinkerzen.

2. **Beleuchtung mittelst Lampen.** Damit die flüssigen Fette als Beleuchtungsmittel dienen können, gebraucht man Lampen, welche die Aufgabe haben, 1) einen mög-

*) Nach Chevreul. Vergleiche Revue von Klein. 1877. S. 165 ff.

lichtst gleichmäßigen Ölzufluß zu dem brennenden Dochtende herzustellen, 2) der Flamme einen genügenden Luftstrom zuzuführen. Dabei kommt es allerdings auf eine vorteilhafte Lage des Ölbehälters und Standfestigkeit der Lampe an. (Argand'sche Lampe. Erläuterung der Teile einer Petroleumlampe. Die physikalischen und chemischen Vorgänge beim Brennen.)

Wachsarten.

Auch die verschiedenen Wachsarten im Tier- und Pflanzenreiche sind gleich den Fetten Gemenge von Verbindungen der Fettsäuren. Während aber die Fette fettsaure Glycerinverbindungen sind, sind die Wachse fettsaure Alkohole. Sie sind in Äther löslich; immer fest und zersetzen sich beim Erhitzen an der Luft.

1) Das Bienenwachs. Gewinnung desselben.

2) Der Walrat. Er findet sich im Potwal (und Verwandten). Vor dem Schädel und auf dem Kieferknochen liegen die Walratbehälter, welche das beim lebenden Tiere flüssige, beim toten starre Walratöl enthalten. Walrat findet in den Apotheken und zur Kerzenfabrikation Anwendung. Cetin ist durch Auskochen mit Alkohol gereinigter Walrat.

3) Chinesisches Wachs ist ein bedeutender Handelsartikel. Es ist ein Insektenwachs, das von einer Coccus-Art zum Schutz der Eier auf einer Esche ausgeschieden wird. Man gewinnt jährlich gegen 4000 Ztr. (Kerzenfabrikation.)

4) Japanisches Wachs wird in Japan aus den Früchten von *Rhus succedanea* gewonnen und kommt in großen Quantitäten nach Europa.

5) Chlorophyllwachs. Der grüne Farbstoff der Pflanzen, Chlorophyll, enthält es.

6) Fruchtwachs, findet sich auf manchen Früchten, wie Pflaumen zc. als weißer Reif.

IV. Aromatische Verbindungen.

Allgemeines.

Die gebräuchliche Bezeichnung „aromatische“ verdanken diese Verbindungen dem aromatischen Geruche einiger derselben. Alle aromatischen Verbindungen sind reich an Kohlenstoff. Jedes Molekül hat wenigstens 6 Atome C. Diese Kohlenstoffatome müssen in den aromatischen Körpern sich gegenseitig mit mehr als einer Verbindungseinheit gebunden haben. Die einfachste Verbindung in dieser Gruppe ist das Benzol, C_6H_6 , ein gesättigter Kohlenwasserstoff, in welchem von den 24 Verbindungseinheiten des C sich

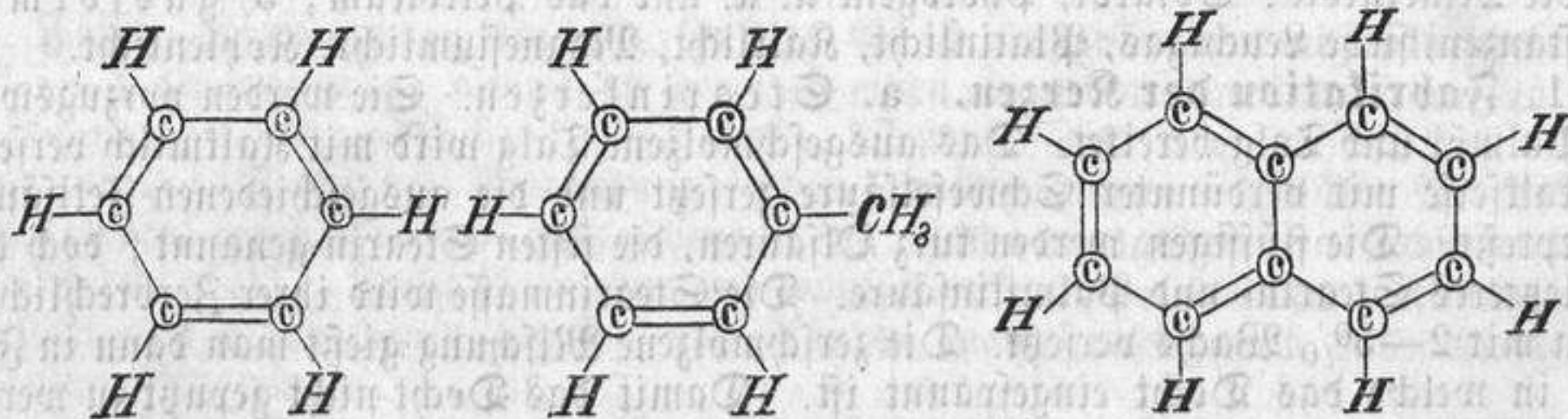
Benzol C_6H_6 Toluol C_7H_8 Naphthalin $C_{10}H_8$

Fig. 118.

Fig. 119.

Fig. 120.

18 gegenseitig festhalten, die 6 übrigen sind mit H verbunden. Man hat Grund, anzunehmen, daß die Kohlenstoffatome des Benzolmoleküls durch abwechselnd einfache und doppelte gegenseitige Bindung einen geschlossenen Ring bilden. (Fig. 118). Durch Vertretung der 6 Wasserstoffatome des Benzols durch andere Atome oder Radikale (Fig 119)

und durch Vereinigung zweier oder mehrerer Benzolkerne (Fig. 120) entstehen alle aromatischen Kohlenwasserstoffe.

Denken wir uns im Benzolkerne immer 1H durch das Radikal Methyl CH_3 ersetzt, so erhalten wir folgende Reihe von Kohlenwasserstoffen:

Benzol (Phenylwasserstoff)	C_6H_6	=	C_6H_6
Toluol (Methylbenzol)	$\text{C}_6\text{H}_5(\text{CH}_3)$	=	C_7H_8
Xylol (Dimethylbenzol)	$\text{C}_6\text{H}_4(\text{CH}_3)_2$	=	C_8H_{10}
Cumol (Trimethylbenzol)	$\text{C}_6\text{H}_3(\text{CH}_3)_3$	=	C_9H_{12}
Cymol (Tetramethylbenzol)	$\text{C}_6\text{H}_2(\text{CH}_3)_4$	=	$\text{C}_{10}\text{H}_{14}$

Ebenso kann jedes Atom H durch Cl, J, Br oder ein anderes einwertiges Radikal ersetzt werden. Geschieht es durch OH, so erhalten wir Alkohole z. B. $\text{C}_6\text{H}_5(\text{OH})$, Phenylalkohol u. s. f. Es ergibt sich demnach eine fast unerschöpfliche Reihe von Derivaten, und es wird uns dadurch ein ebenso interessanter Einblick in die zahlreichen organischen Verbindungen eröffnet.

A. Benzol-Gruppe.

1. Benzol, Phenylwasserstoff, C_6H_6 .

Bei der trockenen Destillation der Steinkohlen behufs Gas- und Koks-erzeugung erhält man vier Produkte: Leuchtgas, Koks, Ammoniakwasser und Teer.

Der Teer ist ein Gemenge von flüssigen und festen Kohlenwasserstoffen (Benzol, Toluol; Naphthalin, Anthracen etc.), von Säuren (Karbolsäure etc.), Basen (Anilin etc.) und pechbildenden Bestandteilen.

Das Benzol (Benzin) kann aus dem Steinkohlenteer durch Destillieren gewonnen werden; doch wird es auch synthetisch aus seinen Elementen aufgebaut. Reines Benzol läßt sich darstellen durch Destillation der Benzoesäure mit Kalk: $\text{C}_6\text{H}_5\text{CO}_2\text{H} + \text{CaO} = \text{C}_6\text{H}_6 + \text{CaCO}_3$.

Es ist eine farblose, leicht bewegliche, stark lichtbrechende Flüssigkeit, von ätherischem Geruche, erstarrt bei 0° zu einer weißen krystallinischen Masse, ist leicht entzündlich und brennt mit leuchtender, rußender Flamme. Mit Aether und Alkohol mischt es sich; es löst Harze, Öle, Kautschuk, Gutta-percha, Schwefel, Phosphor, Jod u. a.

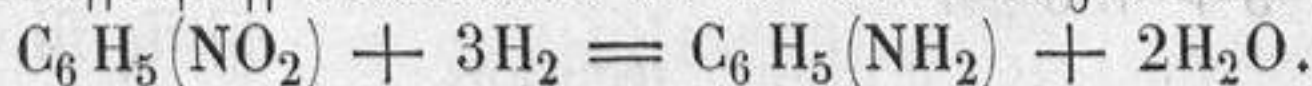
Es findet Anwendung zur Herstellung chemischer Präparate (Anilin, Nitrobenzol), als Fleckwasser etc.

2. Nitrobenzol, $\text{C}_6\text{H}_5\text{NO}_2$.

Wird Benzol der Einwirkung der Salpetersäure ausgesetzt, so entsteht das Nitrobenzol. $\text{C}_6\text{H}_6 + \text{HNO}_3 = \text{C}_6\text{H}_5\text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O}$.

Es ist eine gelbliche Flüssigkeit, welche nach bitteren Mandeln riecht und unter dem Namen künstliches Bittermandelöl (Mirbaneßenz) in der Parfümerie vielfache Verwendung findet.

Die größte Bedeutung hat es für die Darstellung der Anilinfarben. Naszierender Wasserstoff verwandelt es in Amidobenzol oder Anilin.



3. Anilin, Phenylamin, Amidobenzol, $\text{C}_6\text{H}_5\text{NH}_2$.

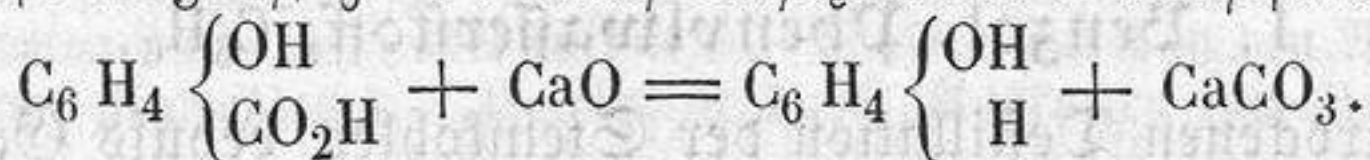
Das reine Anilin ist eine farblose Flüssigkeit, die mit leuchtender, rußender Flamme brennt, mit Alkohol, Aether, flüchtigen und fetten Ölen sich mischt, unter Einwirkung von Luft und Sonne sich dunkel färbt und

verharzt, Schwefel, Phosphor, Kampfer und Kolophonium löst. Es bläut das Lackmuspapier nicht, verbindet sich aber mit Säuren zu Salzen, die sich in Wasser lösen und in feuchter Luft rosarot werden. Durch wässrige Chlorkalklösung wird das Anilin blauviolett, auf Zusatz einer Säure wird die Farbe rot. Konzentrierte Schwefelsäure und etwas gelöstes doppelt chromsaures Kalium färben es blauviolett. Diese und ähnliche Reaktionen haben zur Darstellung der Anilinfarben geführt. Der blauviolette Farbstoff führt im Handel den Namen Anilinpurpur oder Mauve.

Jährlich werden in Deutschland mehr als 80 000 Ztr. Anilin produziert.

4. Phenylalkohol, Phenol, Karbolsäure, C_6H_5OH .

Auch Phenylsäure, Phenensäure genannt. Seine Darstellung ist auf mehrfache Weise möglich, z. B. durch Erhitzen der Salicylsäure mit Kalk:



Der Geschmack ist brennend, sein eigentümlicher Geruch lange haltend; es ist giftig, zieht Blasen. Es bildet mit Basen Salze.

Die Karbolsäure findet vielfache Anwendung, da sie in hohem Grade die Eigenschaft besitzt, die Zersetzung und Fäulnis organischer Stoffe zu verhindern. Sie wird zum Konservieren von Holz, als Desinfektionsmittel in der Medizin u. a. verwendet. Endlich dient sie zur Darstellung der Phenolfarbstoffe (Pikrinsäure, Phenylbraun, Korallin u. a.).

Phenol, Schwefelsäure und Oxalsäure mit einander erhitzt, geben das scharlachrote Korallin.

5. Pikrinsäure, Trinitrophenol, $C_6H_2(NO_2)_3OH$.

Sie entsteht durch die Einwirkung konz. Salpetersäure auf Karbolsäure und andere organische Substanzen und kommt in gelben Krystallen in den Handel. Diese sind im Wasser löslich, stark bitter (daher ihr Name). Sie färbt Wolle und Seide dauernd gelb. Ihre Salze verpuffen beim Erhitzen, durch Stoß oder Schlag sehr heftig.

Sie findet in der Färberei zum Gelbfärben und, mit blauen Farbstoffen vermischt, zum Grünfärben Verwendung.

6. Pyrogallussäure, Pyrogallol, $C_6H_3(OH)_3$.

Auch Triorybenzol; perlmutterglänzende, farblose Nadeln von bitterem Geschmacke, giftig. Ihre Lösung in Alkalien zieht an der Luft rasch Sauerstoff an und färbt sich dunkel. Weil sie ein energisches Reduktionsmittel ist, wird sie in der Photographie zur Entfernung der Silbersalze gebraucht (als Entwicklungsflüssigkeit).

B. Toluol-Gruppe.

*1. Toluol, Methylbenzol, $C_6H_5CH_3 = C_7H_8$.

Es unterscheidet sich in physikalischer Beziehung vom Benzol nur durch den höheren Siedepunkt.

Benzol siedet bei 80° , Toluol bei 104° , Xylol bei 126° , Cumol bei 148° und Cymol bei 170° .

Es bildet sich bei der trockenen Destillation vieler organischen Stoffe z. B. des Kampfers, des Tolubalsams (daher der Name), er ist Bestandteil des Steinkohlenteers. Zahlreiche Derivate lassen sich vom Toluol bilden, z. B. das Toluidin $C_6H_4(NH_2)CH_3$. Dies ist im Verein mit Anilin der Ausgangspunkt für die Darstellung der

2. Anilinfarbstoffe.

Das käufliche Anilinöl ist ein Gemenge von Anilin und Toluidin. Durch Erhitzen mit Arsensäure wird es oxydiert und bildet dann

Rosanilin, $C_{20}H_{19}N_3$, welches mit Säuren prachtvoll rote Salze giebt, die im krystallisierten Zustande einen goldgrünen Reflex besitzen. Die bekanntesten sind:

Fuchsin, salzsaures Rosanilin (Magenta),

Rosein, essigsäures Rosanilin,

Azalein, salpetersäures Rosanilin; alle drei heißen Anilinrot.

Anderer Anilinfarben sind:

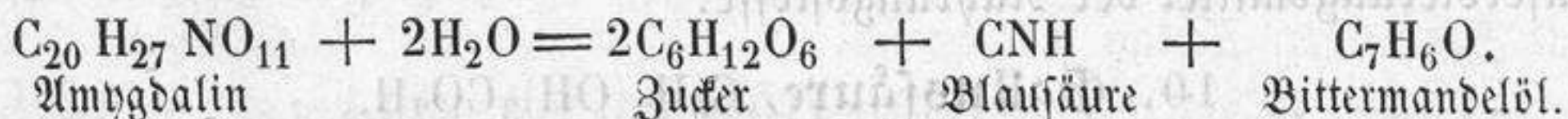
Anilinviolett, aus Anilinöl und doppelt chromsaurem Kalium dargestellt; Anilinblau aus Fuchsin, Anilinöl und essigsäurem Natrium erhalten; Anilingrün bildet sich unter der Einwirkung von Aldehyd auf in Schwefelsäure gelöstes Rosanilin; Anilingelb erhält man bei Darstellung des Fuchsin als Nebenprodukt u. a.

*3. Benzylalkohol, $C_6H_5 \begin{matrix} CH_2 \\ | \\ H \end{matrix} O$.

Es ist eine ölige, farblose Flüssigkeit, welche durch Behandlung des Benzylchlorids mit Alkali entsteht. Durch oxydierende Substanzen wird er, wie die früher betrachteten Alkohole in Aldehyd und dann in seine Säure verwandelt. Durch Erhitzen mit Borsäureanhydrid wird er in Benzyläther übergeführt.

*4. Benzylaldehyd, Bittermandelöl, C_6H_5COH .

Es bildet sich bei der Zersetzung des Amygdalins, welches unter Einwirkung verdünnter Säuren bei Aufnahme von Wasser in Zucker, Blausäure und Bittermandelöl zerfällt.



Es ist ein farbloses, stark riechendes Öl, giftig. Beim Stehen an der Luft nimmt es Sauerstoff auf und verwandelt sich in Benzoësäure. Wasserstoff reduziert es zu Benzylalkohol. Wird es genossen, so verwandelt es sich im Körper zu Hippursäure.

*5. Benzoësäure, $C_6H_5CO_2H$.

Sie findet sich vorzugsweise im Benzoëharz, aus welchem sie durch Sublimation gewonnen wird. Sie krystallisiert in großen, glänzenden Blättchen und ist giftig.

*6. Hippursäure, $C_8H_9NO_3$.

Sie findet sich im Harn der Pflanzenfresser (Pferdeharnsäure). Sie bildet säulenförmige Krystalle, die sich in kochendem Wasser und Weingeist lösen. Beim Kochen mit Säuren oder Alkalien zerfällt sie unter Aufnahme

von Wasser in Benzoësäure und Amidoessigsäure ($C_2H_5NO_2$). Darauf beruht die Darstellung der Benzoësäure aus dem Harn.

*7. Salicylalkohol, Saligenin, $C_6H_4 \begin{cases} OH \\ CH_2OH \end{cases}$.

Das Glykosid Salicin, welches in der Rinde und den Blättern der Pappeln und Weiden vorkommt, spaltet sich durch gewisse Fermente in Traubenzucker und Saligenin. (Glykoside: S. 163.)

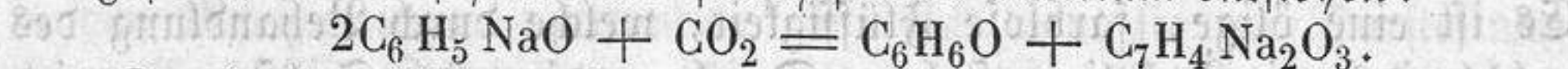
Letzterer geht durch Oxydation über in Salicylaldehyd und endlich in Salicylsäure.

*8. Salicylaldehyd, salicylige Säure, Spiräaöl, $C_6H_4 \begin{cases} OH \\ COH \end{cases}$.

Es findet sich natürlich in den Blättern und Blüten der Spiräen; künstlich gewinnt man es aus dem Salicin. Es ist ein flüchtiges Öl. Wie andere Aldehyde verwandeln es oxydierende Substanzen in seine Säure.

9. Salicylsäure, $C_6H_4 \begin{cases} OH \\ CO_2H \end{cases}$.

Sie ist ein Hauptbestandteil des Wintergrünöls (ätherisches Öl von Gaultheria procumbens). Erhitzt man dasselbe mit Alkali, so wird es in Methylalkohol, welcher überdestilliert, und salicylsaures Kalium zerlegt. Fabrikmäßig wird sie durch Erhitzen von Phenolnatrium mit Kohlendioxyd dargestellt, wobei Phenol und salicylsaures Natrium entstehen:



Durch eine Säure wird das Salz zerlegt, die abgeschiedene Salicylsäure wird durch Abpressen, Umkrystallisieren zc. gereinigt und bildet jetzt einen bedeutenden Handelsartikel.

Ihre Krystalle sind vierseitige Säulen, weiß, geruch- und geschmacklos; sie lösen sich in kaltem Wasser sehr wenig, leicht in heißem Wasser, Äther und Alkohol. (Vergleiche S. 69.)

Weil die Salicylsäure Gärung und Fäulnis verhindert, wird sie in der neuern Zeit vielfach, auch in der Medizin, angewendet, besonders auch als Konservierungsmittel der Nahrungstoffe.

10. Gallussäure, $C_6H_2(OH)_3CO_2H$.

Siehe S. 164.

C. Die Gruppe der Xylole, Cumole und Cymole

hat für uns nur insofern Bedeutung, als eine Anzahl ihrer Derivate im Pflanzenreiche natürlich vorkommen, z. B. der Zimtalkohol im Storaxbalsam, desgleichen Zimtaldehyd im Zimöl, Zimtsäure desgl., Kumin im Waldmeister, dem Ruchgras zc., Thymol im Thymian- und Monardenöle, u. v. a.

D. Naphthalin-Gruppe.

*1. Naphthalin, $C_{10}H_8$.

Seine theoretische Konstitution siehe S. 154 Figur 120.

Es ist im Steinkohlen- und Holzteer enthalten. Es krystallisiert in glänzenden, farblosen Blättern und kommt als blendend weiße Masse in den

Handel, mit aromatischem, eigentümlichem Geruche und von brennendem Geschmack. Es löst sich in Äther, Benzol und Schwefelkohlenstoff, an der Luft verbrennt es mit leuchtender, stark rußender Flamme.

Ein Derivat des Naphthalins ist das *Amidnaphthalin* oder *Naphthylamin*, $C_{10}H_7NH_2$. Es ist ein dem Anilin vielfach ähnlicher Stoff und bildet die Grundlage der *Naphthalin*farben (Naphthalarot, Magdalarot, Sedanrot).

*2. Naphtol, $C_{10}H_7OH$

ist eine dem Phenol sehr ähnliche Verbindung, die das *Naphthalin*gelb liefert.

E. Anthracen-Gruppe.

1. Anthracen, $C_{14}H_{10}$.

Im Steinkohlenteer, weiße, seidenglänzende Krystalle. Erwähnenswert als Ausgangspunkt für die *Alizarin*industrie.

2. Alizarin, $C_{14}H_6O_2(OH)_2$.

Es findet sich in der Krappwurzel, aber nicht fertig gebildet, sondern entsteht aus einem Glykosid, welches *Ruberythrin*säure heißt, und durch Kochen mit Alkalien oder durch Gärung zerlegt wird; dabei wird Alizarin frei. Es krystallisiert in langen, rotgelben Nadeln und löst sich in Äther und Alkohol mit gelber, in Alkalien mit Purpurfarbe. Mit Alaunerde und Zinnoxyd bildet es unlösliche, schön rot gefärbte Verbindungen (Krapplacke); die Verbindung mit Eisenoxyd ist violett oder schwarz. In der Kattundruckerei werden Lösungen dieser Oxide als Beizmittel gebraucht; man druckt dieselben in Form des gewünschten Musters auf das Zeug und bringt es dann in das Farbebad, welches gemahlene Krappwurzel enthält und kocht. Das sich bildende Alizarin geht mit dem Oxide die Verbindung ein.

Der Krapp enthält neben diesem Stoffe auch noch das *Purpurin*.

F. Fernere im Pflanzen- und Tierkörper vorkommende Farbstoffe.

1. Rote Farbstoffe.

1) *Krapp* ist die getrocknete und gemahlene Wurzel der Färberröte (*Rubia tinctoria*). Siehe oben Alizarin.

2) *Rot-* oder *Brasilienholz*, von der Gattung *Caesalpinia* stammend; die beste Sorte ist das *Fernambukholz*, das den Namen nach der Stadt führt, in deren Nähe es wächst. Der Farbstoff heißt *Brasilin*.

3) Das *Sandelholz* von *Pterocarpus santalinus* in Ostindien. Der Farbstoff heißt *Santalin*.

4) Der *Safflor* besteht aus den getrockneten Blumenblättern der Safflorpflanze, Färbedistel (*Carthamus tinctorius*). Der feuerrote Farbstoff heißt *Carthamin*. Mit Talk zusammengemengt und gepulvert, wird er als rote Schminke angewandt.

5) Die **Kochenille** oder **Nopal-Schildlaus** besteht aus den getrockneten Weibchen der *Coccus cacti*, die auf mehreren Kakteen, namentlich auf der Nopalpflanze, wie auch auf dem *Cactus opuntia* vorkommt. Mexiko.

Übergießt man Kochenille mit heißem Wasser und versetzt die klar abgegossene Lösung mit Alaun, filtriert den Niederschlag ab und trocknet ihn, so erhält man **Karmin**.

Rote Tinte bereitet man sich, indem man 0,2 g Karmin in 15 g Ammoniakflüssigkeit löst und dazu eine Lösung von 1 g arabischem Gummi in 50 g Wasser setzt.

6) **Lack-Dye** oder **Färbelack** erhält man aus dem Körnerlack.

7) **Orseille** und **Persiko** sind im Handel als teigartige Massen vorkommende rote Farbstoffe. Man erhält die Orseille aus mehreren Flechten (*Rocella tinctoria* u. dgl.).

8) **Drachenblut** von *Dracaena Draco*.

2. Blaue Farbstoffe.

1) **Indigo**, schon seit den ältesten Zeiten bekannt, ist einer der edelsten Farbstoffe. In verschiedenen Schmetterlingsblütlern, vorzugsweise Indigofera-Arten, im Färberoleander (*Nerium tinctorium*), im Färberknöterich (*Polygonum tinct.*), in der Waidpflanze (*Isatis tinct.*), in den deutschen Pflanzen *Butomus umbellata*, *Polyg. aviculare* u. a. ist das Glykosid **Indikan** enthalten, welches sich im Gärungszustande spaltet in einen zuckerähnlichen Körper und in **Indigweiß**, welches letzteres aber sich durch Aufnahme atmosphärischen Sauerstoffs rasch bläut und dadurch zu **Indigblau** wird. Um den Farbstoff aus diesen Pflanzen zu gewinnen, müssen die blühenden Gewächse abgeschnitten, mit Wasser übergossen und in Gärung versetzt werden; die erhaltene grünlichgelbe Flüssigkeit färbt sich an der Luft blau.

Der Indigo des Handels ist tiefblau und giebt einen purpurroten Strich, er enthält Mineralkörper, Indigleim, Indigbraun, Indigrot und Indigblau.

Indigblau, $C_{16}H_{10}N_2O_2$, ist in Wasser, Alkohol, verdünnten Säuren und Alkalien unlöslich, es löst sich in Anilin, Paraffin, Petroleum, Terpentin. Reduzierende Substanzen verwandeln es in **Indigweiß**, $C_{16}H_{12}N_2O_2$, indem das Indigblau Wasserstoff aufnimmt und zu Indigweiß wird, das sich in Alkalien mit gelblicher Farbe löst. Man benutzt diese Eigenschaft in der Färberei zur Herstellung der **Indigoküpe**. (Siehe Färberei.)

2) **Kampecheholz**, **Blauholz**, kommt von dem in Centralamerika wachsenden Blauholzbaume (*Haematoxylon campechianum*). Kampechebai. Sein Farbstoff heißt **Hämatoxylin**.

3) **Heidelbeeren** und **schwarze Malven** werden zum Weinfärben benutzt.

4) Der **Lackmus** wird auch aus der Orseille-Flechte gewonnen.

Bereitung des Lackmuspapiers. Gut geleimtes Schreibpapier schneidet man in Streifen von etwa 2—3 cm Breite, zieht dieselben durch Lackmüstinktur und hängt sie auf einem Schnürchen zum Trocknen auf. Um rotes Lackmuspapier zu erhalten, löst man in der Tinktur einige Weinsäurekrystalle auf u. s. w. Das blaue und rote Papier hebt man nach dem Trocknen in einer mit Deckel versehenen, thönernen Krause auf.

3. Gelbe Farbstoffe.

1) Das Gelbholz (gelbes Brasilienholz, Kubaholz) kommt vom Färbermaulbeerbaum (*Morus tinctoria*). Der Farbstoff heißt Morin.

2) Orlean ist ein gelbroter Farbstoff und wird aus der Frucht des in Amerika wachsenden Orleanbaumes (*Bixa orellana*) dargestellt.

3) Kurkuma ist die getrocknete Wurzel von *C. longa* in Ostindien. Der gelbe Farbstoff Kurkumin wird durch Alkalien rotbraun gefärbt.

4) Quercitron ist die zerkleinerte Rinde der in Nordamerika einheimischen Färbereiche (*Quercus tinctoria*).

Die braunen Farben werden, wenn man von Anilinbraun abzieht, durch Mischung von Rot, Gelb und Blau, oder von Gelb oder Rot mit Schwarz zusammengesetzt.

Grün wird hervorgebracht durch Mischen von Gelb und Blau.

Schwarz*) wird gewöhnlich durch gerbsaures Eisenoxyduloxyd erzeugt.

4. Chlorophyll.

Das Chlorophyll, Blattgrün, ist in chemischer Hinsicht noch wenig bekannt. Es findet sich in den Zellen der grünen Pflanzenteile, teils flüchtig, teils in kleinen Körpern. Es entsteht unter dem Einflusse des Lichtes, wie man an den im Finstern gewachsenen Pflanzenteilen beobachten kann. Neuerdings will man gefunden haben, daß es ein Gemenge eines gelben und eines blauen Farbstoffes sei (Phylloxanthin und Phyllocyanin). Übergießt man eine Anzahl frischer, zerquetschter Blätter mit Weingeist, so erhält man es. Wird auf diese grünliche Flüssigkeit Äther und Salzsäure gegossen und dann geschüttelt, so nimmt der Äther das Gelb auf, während die untenstehende Salzsäure sich blau färbt. Durch Zusatz von Alkohol wird die grüne Färbung wieder hergestellt. — Im Herbst geht das Blattgrün in Blattgelb (Xanthophyll) und in Blattrot (Erythrophyll) über. — Die Zusammensetzung der Blumenfarbstoffe ist noch fast unbekannt.

Bleicherei.

Das Bleichen hat zum Zweck, die Gespinnstfasern und die aus ihnen gefertigten Garne, Zwirne und Gewebe, die zwar an sich weiß sind, aber bei ihrer Gewinnung und Verarbeitung sich färben und beschmutzen, in den weißen Zustand zurückzuführen. Die Pflanzenfaser widersteht den meisten chemisch wirkenden Mitteln, während die fremden färbenden Stoffe, die meist nur auf der Oberfläche der Fasern sich befinden, dadurch aufgelöst oder zerstört werden.

Beim Bleichen der Seide und Wolle ist das Verfahren ein anderes. Beide Stoffe werden von Chemikalien leicht angegriffen.

Die Seide wird zuerst in einer Lösung von Natriumkarbonat von dem an ihr befindlichen Gummi befreit (entschält) und alsdann mit schwefeliger Säure gebleicht.

Die Wollenbleiche beginnt mit dem Entschweissen, d. h. mit der Reinigung von der fetten Kaliseife, die der Wolle im rohen Zustande als Hautausscheidung anhängt. Dies geschieht durch kohlenstoffsaures Ammon. Das eigentliche Bleichen erfolgt dann bisweilen auch noch durch SO_2 .

Das Bleichen der Baumwolle unterwirft man gewöhnlich der Kunstbleiche, d. h. man bringt sie in eine durch Wasserdampf erhitzte Auflösung von Chlorkalk und spült sie dann in Bottichen ab, in denen sich verdünnte Schwefel- oder Salzsäure befindet. Es bildet sich schwefelsaurer Kalk oder Chlorcalcium und freies Chlor, welches im Augenblick des Freiwerdens sich mit dem Wasserstoffe der Schmutz- oder Farbkörper an

*) Die Alizarintinte von Leonhardi: 42 Teile Galläpfel und 3 T. Krapp zieht man mit Wasser aus, so daß 120 T. Flüssigkeit entstehen, zu welcher man 1,2 T. schwefelsaure Indiglösung, 5,2 T. Eisenvitriol und 2 T. holzessigsäure Eisenlösung setzt.

der Faser verbindet und dadurch diese Körper zerstört. Freilich darf das Chlor nur eine gewisse kurze Zeit wirken, sonst wird die Faser angegriffen. In einem Bade wird darauf das Chlor entfernt.

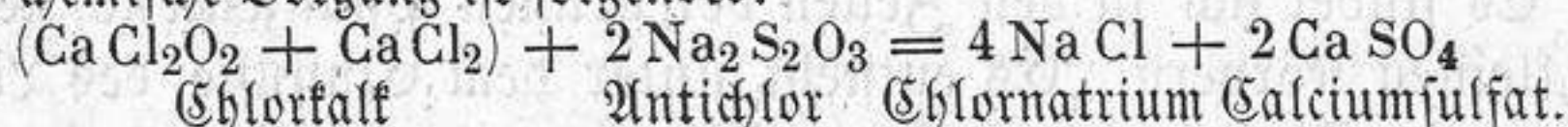
Beim Bleichen der leinenen Stoffe unterscheidet man Rasen- und Chlorbleiche. Bei der ersteren ist es der Sauerstoff oder besser: das Ozon, welches die fremden Körper oxydiert und dadurch unter dem Einfluß des Sonnenlichtes entfärbt. Die Chlorbleiche erfolgt in gleicher Weise wie bei der Baumwollenbleicherei.

Auch im Haushalt empfiehlt sich die Anwendung des Chlors als Bleichmittel der Wäsche in Form von Chlorkalk. Freilich nur dann, wenn mit der gehörigen Vorsicht zu Werke gegangen wird, da sonst leicht ein einziger Versuch die gesamte Wäsche vernichten kann.

Nach Baer (Chemie der Hauswirtschaft) bringt man vergilbte Wäsche 24 Stunden lang in eine Flüssigkeit, welche in 63 Liter Wasser 8 g Chlorkalk enthält. Sie wird schön weiß, ohne daß die Faser angegriffen ist.

Wenn 24 Stunden Bleichzeit zu lange dauern, der löse in 12 Liter Wasser etwa 8 g Chlorkalk, lasse aber die Wäsche nur 10 Minuten in dem chlorhaltigen Wasser und spüle sie hernach zweimal in klarem Wasser, dem man etwa 20 g unterschwefeligsaures Natron (Antichlor) zugefügt hat.

Beide Stoffe, Chlorkalk und Antichlor, sind in jedem Droguengeschäft billig zu haben. Der chemische Vorgang ist folgender:



Chlorkalk Antichlor Chlornatrium Calciumsulfat.

Färberei.

Vielleicht auf ähnliche Weise wie die Kohle gewisse Stoffe absorbiert, ist auch die tierische und vegetabilische Faser imstande, Farbstoffe (und Beizen) aus Lösungen aufzunehmen und festzuhalten. Häufig ist aber die Verbindung eine so lockere, daß sie im Wasser, in der Wärme, zerstört wird. Die Faser wird daher erst dann gefärbt, wenn der Farbstoff mit derselben, oft unter Beiwirkung eines dritten Körpers, der Beize, eine unlösliche Verbindung eingegangen ist. Die so erzeugte Farbe heißt eine echte; sie widersteht der Witterung, dem Lichte, dem Seifenwasser, schwachen Laugen und Säuren. Im andern Falle ist sie unecht. Die wichtigsten Beizen sind Alaun, schwefelsaures und essigsaures Aluminiumoxyd, Fette, Gerbsäure, Albumin und Kleber.

Wollfärberei (Schönfärberei). Das Blaufärben erfolgt gewöhnlich mit Indigo, oder mit Berlinerblau, oder mit Blauholz und schwefelsaurem Kupferoxyd. Man bringt die Wolle in eine alkalische Lösung von Indigweiß, durch Oxydation an der Luft wird dasselbe im Indigblau übergeführt.

Die Auflösung des Indigs erfolgt in einem eisernen oder kupfernen Gefäß, welches K ü p e heißt, man nennt deshalb das ganze Verfahren auch Indig- oder Blauküpe.

Mit Gelbholz und Pikrinsäure färbt man die Wolle gelb, mit Krapp und Alaunbeize rot, mit Eisensalzen und Gerbsäure schwarz.

Seidenfärberei. Die Seide wird gewöhnlich roh, nachdem sie entschält, gebleicht oder geschwefelt worden ist, gefärbt. Die Farbenbäder müssen immer kalt sein.

Das Schwarzfärben geschieht: 1) mit Blauholz und Eisenbeize, 2) mit gerbstoffhaltigen Körpern und Eisensalzen, 3) mit Anilin. Die Seide nimmt durchs Färben bedeutend an Gewicht zu. Der Seidenfärber muß auf Verlangen für 50 kg rohe Seide 50—100 kg gefärbte abliefern, so daß gefärbte Seide billiger ist als rohe.

Baumwollenfärberei. Man färbt blau mittelst der Vitriolküpe; mit Berlinerblau; Kampecheholz und Eisenvitriol; Kupferoxyd und Ammoniak. Gelb durch Gelbholz, Orlean u. dgl. Bei der Türkischrotfärberei, die nach dem Waschen die Farbe noch lebhafter giebt, nimmt man 1) das Beizen vor und zwar in saurem Olivenöl, mit Pottasche, Schafkot und Wasser; dann folgt 2) das Gallieren in einer Abkochung von Galläpfeln; 3) das Alaunen. Die Baumwolle wird in einer mit Natriumkarbonat neutralisierten Alaunlösung durchgearbeitet, getrocknet und nochmals alaunt; 4) das Ausfärben in einer Krappabkochung und 5) das Schönen und Kosieren, wodurch das Garn die scharlachrote Nuance durch Erhitzen mit Seifenlösung, Zinnchlorür und Salpetersäure erhält.

Das Färben der leinenen Zeuge erfolgt ähnlich wie das der Baumwolle.

Zeugdruck.

Der Zeugdruck hat den Zweck, auf Geweben farbige Muster und zwar durch Drucken hervorzubringen. Der wichtigste Teil derselben ist die Baumwoll- oder Kattundruckerei.

Je nach den Farbstoffen, die angewendet werden, unterscheidet man viererlei Arten des Drucks. Entweder:

- 1) man bringt die Farbe mit der Beize vermischt auf das Zeug; oder
- 2) man trägt nur die Beize auf diejenigen Stellen des Zeuges auf, die Farbe erhalten sollen und zieht dann dasselbe durch die Farbenbrühe; oder
- 3) man färbt das ganze Zeug, mit Ausnahme derjenigen Stellen, die eine andere Farbe erhalten sollen; diese Stellen werden mit einer Substanz (Reservage, wie Thon, Fett, Öl, Bleisulfat u. s. w.) bedeckt, die zu dem Farbstoff keine Verwandtschaft hat.
- 4) Endlich gewinnt man auch farbige Muster dadurch, daß man den ganzen Stoff färbt, die Stellen aber, die eine andere Farbe erhalten sollen, befreit man von der Hauptfarbe durch Wegbeizen derselben (Abbeize).

Das Auftragen der Farbe erfolgt durch Walzen oder Platten, welche derart graviert sind, daß an den erhabenen Stellen die Farbe haftet und von ihnen auf den Stoff gedruckt wird.

V. Glykoside.

Hierher zählt man die in vielen Pflanzen vorkommenden Verbindungen, welche die gemeinsame Eigenschaft besitzen, beim Kochen mit verdünnten Säuren, oder durch Alkalien, oder durch Einwirkung von Fermenten unter Aufnahme der Elemente des Wassers, in Zucker und andere Körper zu zerfallen. (Daher der Name glykos = süß.) Bis jetzt ist kein Glykosid künstlich dargestellt.

A. Stickstoffhaltige Glykoside.**1. Amygdalin, $C_{20}H_{27}NO_{11}$.**

Es findet sich vorzugsweise in den bitteren Mandeln, in den Kernen der meisten Amygdaleen und Pomaceen, in Blüte, Blatt und Rinde des Kirschlorbeers und der Ahlkirsche. Es bildet weiße Krystalle und ist in Wasser und Alkohol löslich. Es spaltet sich durch Behandlung mit verdünnter Schwefelsäure oder mit Emulsin (einem in den Mandeln enthaltenen Eiweißkörper), ja schon beim Zerbeißen der bitteren Mandeln durch den Speichel in Zucker, Blausäure und Bittermandelöl. (Siehe Benzylaldehyd S. 157). Dadurch wirkt es giftig.

2. Solanin, $C_{43}H_{71}NO_{16}$.

Dieser sehr giftige Stoff ist in verschiedenen Solanum-Arten enthalten, auch im Kraut und den Knollen der Kartoffeln, besonders in den jungen Keimen derselben. Die Krystalle sind weiß, perlmutterglänzend, widrig schmeckend, wenig löslich in Wasser, Alkohol und Äther. HNO_3 färbt es gelb, H_2SO_4 erst gelb, dann braun, HCl erst rötlich, dann violett, Jod braun.

3. Chitin, $C_9H_{15}NO_6$.

Der Hauptbestandteil der Körperdecken der Gliedertiere, der Stacheln, Schuppen, Haare etc.

In reinem Zustande eine weiße, durchscheinende Substanz, unlöslich. Durch längeres Kochen mit H_2SO_4 zerfällt das Chitin in Traubenzucker und Ammoniak.

B. Stickstofffreie Glykoside.

Eine Anzahl dieser Stoffe wurde früher wegen ihrer basischen Eigenschaften zu den Alkaloiden gezählt; sie werden hier mit aufgeführt, weil sie ebenfalls unter Einwirkung von Fermenten oder verdünnten Säuren in Traubenzucker und andere Stoffe sich spalten. Wegen ihres bitteren Geschmacks werden sie auch Bitterstoffe genannt. Die wichtigsten sind:

Salicin, $\text{C}_{13}\text{H}_{18}\text{O}_7$, welches in der Rinde der Weiden und Pappeln vorkommt, auch im Bibergeil. (Vgl. S. 158.)

Populin, $\text{C}_{20}\text{H}_{22}\text{O}_8 + 2\text{H}_2\text{O}$, in den Blättern und der Rinde der Zitterpappel.

Äskulin, $\text{C}_{21}\text{H}_{24}\text{O}_{13}$, in der Rinde der Roßkastanie.

Quercitrin, $\text{C}_{19}\text{H}_{20}\text{O}_{11}$, in der Rinde von *Quercus tinctoria*.

Digitalin, ein heftiges Gift; in *Digitalis purpurea*.

Ruberythrin säure, $\text{C}_{26}\text{H}_{28}\text{O}_{14}$, im Krapp. (Vgl. S. 159.)

C. Gerbstoffe (Gerbsäuren).

In den meisten Organen sehr vieler Pflanzen finden sich Substanzen, die sich durch ihren zusammenziehenden, schwach säuerlichen Geschmack auszeichnen und Gerbstoffe heißen. Es sind Glykoside. Mit Eisenoxydsalzen geben sie einen schwarzblauen Niederschlag (Tinte) von gerbsaurem Eisen; mit der Leimschubstanz der tierischen Haut verbinden sie sich zu einem unlöslichen, nicht mehr faulenden Stoffe, und verwandeln dieselbe in Leder. Die wichtigste dieser Säuren ist die

Gallussäure, $\text{C}_7\text{H}_6\text{O}_5$. Sie ist vorzugsweise in den Galläpfeln der Galläpfeliche (*Quercus infectoria*) enthalten, welche durch den Stich einer Gallwespe (*Cynips tinctoria*) entstehen. Noch reicher an Gerbsäure sind die chinesischen Galläpfel von Sumach (*Rhus japonica*) u. v. a. Die Gallussäure ist eine geruchlose Masse und leicht löslich. Beim Erhitzen zerfällt sie in Kohlensäure und **Pyrogallussäure**, $\text{C}_6\text{H}_6\text{O}_3$. S. S. 156. Neben der Gallussäure enthalten die Galläpfel und viele andere Pflanzenteile, **Tannin** oder **Gerbsäure** $\text{C}_{14}\text{H}_{10}\text{O}_9$. Es ist ein glänzendes amorphes Pulver, welches beim Kochen mit verdünnten Säuren unter Aufnahme von Wasser in 2 Mol. Gallussäure gespalten wird.

Anderer weniger genau bekannte Gerbstoffe sind:

Eichenrindengerbsäure von unsern Eichen, **Chinagerbsäure** vom Fiebertindenbaum (*Cinchona offic.*), **Katechugerbsäure**, **Kaffeeogerbsäure** zc.

Tintenrezept. Man zieht 1 kg zerstoßene Galläpfel und 150 g Blauholz mit 5 Liter heißem Wasser aus, löst 600 g arabisches Gummi in $2\frac{1}{2}$ Liter Wasser und 500 g Eisenvitriol für sich in einigen Litern Wasser. Darauf gießt man den Galläpfel- und Blauholzauszug mit der Lösung des Gummi und des Eisenvitriols zusammen, setzt einige Tropfen Nelkenöl und dann so viel Wasser zu, daß die Gesamtmenge der Flüssigkeit 11 Liter beträgt. Einige Tropfen Kreosot verhindern die Schimmelbildung. (Eine andere sehr billige, schöne und dauerhafte Tinte erhält man aus 1000 Teilen Blauholzabkochung [1 T. Holz auf 8 T. Wasser] und einem Teil gelben Kaliumchromat, zu welchem man etwas Quecksilberchlorid setzt.) —

Gerberei.

Die Haut besteht aus mehreren Schichten. Die oberste heißt Oberhaut, an ihr unterscheidet man zwei Lagen, die Epidermis (a) und die Schleimhaut (b). Hier befinden sich weder Nerven noch Blutgefäße, wohl aber viel rundliche Zellen, die mit Farbstoff gefüllt sind. Darunter liegt die Lederhaut (c), welche aus vielen elastischen Fasern besteht, die ein sehr zähes, filziges, von Blutgefäßen durchzogenes Flechtwerk bilden. Unter der Lederhaut liegt die Fetthaut (d). Die Schweißporen (e) bilden von der Fetthaut bis durch die Oberhaut feine Kanäle, desgl. auch die Haare (h, i), welche mit ihren Wurzeln tief in die Lederhaut eindringen (f, g, k sind Talgdrüsen).

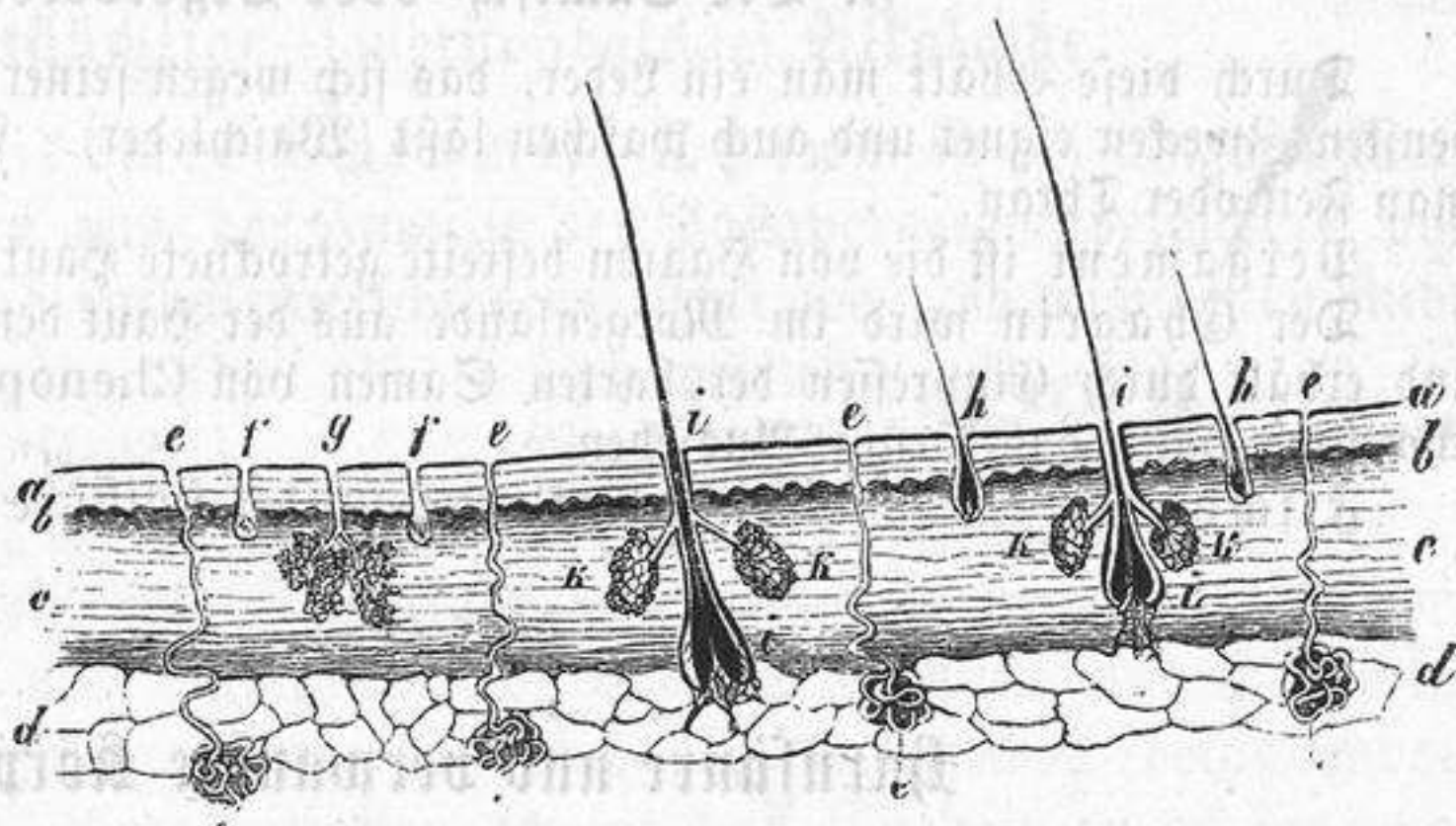


Fig. 121.

Die Gerberei hat nun die Aufgabe, die Lederhaut bloß zu legen, nach beiden Seiten (der Narben- und Fleischseite) hin, um das Zusammenkleben der Fasern der Lederhaut beim Trocknen zu verhindern. Das letztere wird eben durch die Gerbematerialien erreicht.

1. Die Rot- oder Rohgerberei.

Gewöhnlich werden die Häute des Rindviehes vom Rohgerber verarbeitet. Als Gerbematerial wird dabei hauptsächlich Eichenrinde verwendet.

Die einzelnen Arbeiten in der Rohgerberei lassen sich auf drei Hauptarbeiten: A. das Reinmachen der Haut auf der Fleisch- und Narbenseite, B. das eigentliche Gerben und C. die Zurichtung der lohgaren Häute, zurückführen.

A. Das Reinmachen. Zunächst werden die Häute eingeweicht (gewässert) und auf dem Schabe baume mit dem Schabeisen auf der Fleischseite von den anhängenden Muskelteilchen und der Fetthaut befreit. Auf der Narbenseite sind es die Haare und die Oberhaut, die entfernt werden müssen.

B. Das Gerben. Um Sohlleder zu bereiten, bringt man in die Lohgruben in abwechselnden Schichten die gereinigten Häute, die Blößen, und Loh und läßt sie 10—12 Monate liegen. Schwächere Häute werden nur mit Gerbstofflösung 1—13 Wochen behandelt. Bei der Schnellgerberei verwendet man zunächst verdünnte, später konzentrierte Lohbrühen, unter stetem Druck auf die Haut.

C. Das Zurichten der lohgaren Häute. Je nach seiner Benützung muß das lohgare Leder noch dem Zurichten unterworfen werden. Das Sohlenleder erhält durch Hämmern die nötige Dichte. Das Schmal- oder Fahllleder (besonders für Schuh- und Sattlerwaren) muß mehreren Operationen unterworfen werden, als da sind Glätten, Pressen, Streichen zc., Einfetten und Schmieren mit Talg und Fischthran und bisweilen auch Schwärzen mit Eisenorydullösungen.

Zuften- oder Zuchtenleder ist mit Birkenöl getränkt.

Saffian, Maroquin oder türkisches Leder wird aus Bock- oder Ziegenfellen bereitet (der unechte Saffian aus Schaffellen). Korduan ist ebenfalls ein gefärbtes Leder.

2. Die Alaun- oder Weißgerberei.

Die gewöhnliche Methode derselben besteht darin, die Schaf- und Ziegenfelle nach dem Enthaaren in die Gerbbrühe zu legen, welche aus einer Lösung von Alaun und Kochsalz besteht. Nach 2—3 Tagen werden dieselben gar.

Die französische oder Erlanger Methode wird besonders für die feinen, zu Glacéhandschuhen und Galanteriewaren bestimmten Ledersorten in Anwendung gebracht. Nach dem Enthaaren kommen die Felle in einen aus Weizenmehl, Eidotter, Alaun, Kochsalz und Wasser bestehenden Gerbebrey.

3. Die Sämisch- oder Ölgerberei.

Durch diese erhält man ein Leder, das sich wegen seiner Weichheit zu den verschiedensten Zwecken eignet und auch waschen läßt (Waschleder). Als Gerbemittel verwendet man Fett oder Thran.

Bergament ist die von Haaren befreite getrocknete Haut des Kalbes oder Schafes.

Der Chagrin wird im Morgenlande aus der Haut der Pferde oder Esel gemacht und erhält durch Einpressen der harten Samen von *Chenopodium album* in die geschwellten Häute das körnige Aussehen.

Fischhautchagrin ist die getrocknete Haut der Haifische etc.

Anhang.

Harnsäure und verwandte Körper.

Harnsäure, $C_5H_4N_4O_3$, findet sich in geringer Menge im Urin, reichlicher im Guano, in den Excrementen der Vögel und Schlangen. Man gewinnt sie durch Kochen des Guanos mit Natronlauge und Ausfällen des Filtrats durch Salzsäure. Sie ist dann ein weißes krystallinisches Pulver, das im Wasser nur wenig löslich, im Weingeist und Äther aber unlöslich ist. Verdampft man die Harnsäure mit Salpetersäure bis zur Trockne, so bleibt ein rötlicher Rückstand, der mit Ammoniak befeuchtet schön purpurrot wird. Diese entstandene Verbindung wurde früher als Farbe unter dem Namen Murexid ($C_8H_4(NH_4)N_5O_6$) im großen dargestellt und bildet metallglänzende grüne Krystalle, die sich im Wasser rot lösen und mit Kalilauge blaue Lösung geben.

Kreatin, $C_4H_9N_3O_2 + H_2O$, ist im Muskelfleisch enthalten.

Auch Theobromin, Kaffein oder Thein (vgl. S. 168) werden hierher gerechnet.

VI. Weniger bekannte Pflanzenstoffe.

A. Alkaloide.

Mit diesem Namen bezeichnet man eine Anzahl basischer, stickstoffhaltiger Verbindungen, deren chemische Zusammensetzung zum Teil noch nicht genügend bekannt ist. Sie kommen an Säuren gebunden in vielen Pflanzenfamilien vor und gehören teilweise zu den heftigsten Giften und wertvollsten Arzneimitteln.

1. Flüchtige (sauerstofffreie) Alkaloide.

1. **Koniin**, $C_8H_{14}NH$, findet sich im gefleckten Schierling (*Conium maculatum*), besonders im Samen. Es ist ein farbloses Öl, von betäubendem Geruch. (Man kann es betrachten als Ammoniak, in dem 2 Atome H durch das zweiwertige Radikal, C_8H_{14} , ersetzt sind.) 0,1—0,2 g wirken auf Hunde, Kaninchen etc. tödlich.

2. **Nikotin**, $(C_5H_7)_2N_2$, im Tabak (*Nicotiana*). Schlechtere Tabaksorten enthalten bis 8%, die besseren höchstens 2% Nikotin. Farbloses, an

der Luft sich braun färbendes giftiges Öl. Der Tabaksrauch enthält es noch; im Pfeifenrohre setzt es sich zum größten Teile ab und findet sich dann in dem braunen Saft. Ein Tropfen Nikotin reicht hin, um einen Hund zu töten.

2. Nichtflüchtige (sauerstoffhaltige) Alkaloide.

1) Die Alkaloide des Opiums. Opium ist der eingetrocknete Milchsaft der Pflanzen aus der Familie der Papaveraceen (besonders von *Pap. somniferum*). Es enthält verschiedene Alkaloide; die wichtigsten sind:

Morphin, $C_{17}H_{19}NO_3$

Papaverin, $C_{20}H_{21}NO_4$

Kodein, $C_{18}H_{21}NO_3$

Narkotin, $C_{22}H_{23}NO_7$

Thebain, $C_{19}H_{21}NO_3$

Narcein, $C_{23}H_{29}NO_9$.

Das Opium ist ein sehr geschätztes Arzneimittel; in kleinen Gaben wirkt es beruhigend und krampfstillend, obgleich es Puls und Herzschlag beschleunigt. In größerer Menge wirkt es als narkotisches (betäubendes, einschläferndes) Gift. Am heftigsten scheint das Thebain zu wirken; von ihm erzeugen schon kleinste Gaben Starrkrampf und Tod. Ein weingeistiger Auszug des Opiums ist als Opiumtinktur bekannt.

Morphin, (Morphium) ist in kaltem Wasser, Äther, Benzol unlöslich, es löst sich leicht in Alkohol und krystallisiert daraus in glänzenden Prismen.

Besonders die salzsauren und essigsäuren Salze des Morphins sind officinell. Kleinste Mengen erzeugen mit Eisenchloridlösung tiefblaue Färbung.

„Was der Alkohol für das Abendland, der Haschisch (ein Extrakt von *Cannabis sativa*) für Kleinasien und Afrika, das ist Opium für das Morgenland, ein durch begonnenen Genuß sich unentbehrlich machender, das Nervensystem furchtbar zerrüttender Dämon.“ (Opiumraucher, Opiumesser. — Morphiumsucht.)

2) Alkaloide der Strychnosarten. Dieselben finden sich in den Samen des Krähenaugenbaumes (*Strychnos nux vomica*), in den Ignatiusböhen (*Str. Ignatii*) und anderen Strychnosarten.

Strychnin, $C_{21}H_{22}N_2O_2$, ist das stärkste aller Pflanzengifte. Es wirkt besonders auf das Rückenmark und erzeugt Starrkrampf und Tod. Es kann die kleinste Spur von Strychnin leicht entdeckt werden, indem es mit konz. Schwefelsäure und Kaliumdichromat eine purpurfarbene Lösung giebt, die nach einiger Zeit rot und dann gelb wird.

Brucin, $C_{23}H_{26}N_2O_4 + 4H_2O$, findet sich stets als Begleiter des vorigen. Es ist schwächer giftig. Brucin ist das empfindlichste Reagens auf HNO_3 , es färbt dasselbe rot; gießt man etwas H₂S zu dieser Lösung, so entsteht eine blaue Trübung.

Die Pfeilgifte der Malayen sind im wesentlichen Strychnin. Das Kurarepfeilgift der Indianer hat als charakteristischen Bestandteil Kurarin. Kurarin und Strychnin heben sich in ihren Wirkungen gegenseitig auf.

3) Alkaloide der Chinarinden. Die Rinde der Chinabäume (*Cinchona*), welche am Abhange der Anden wälderbildend wachsen, enthält neben Chinagerbsäure etc. verschiedene Alkaloide, von denen Chinin und Cinchonin die wichtigsten sind.

Chinin, $C_{20}H_{24}N_2O_2$, ist eins der wirksamsten und segensreichsten Arzneimittel (besonders beim Wechselfieber). Es ist in kaltem Wasser nur

wenig löslich, sehr bitter. Es bildet mit Säuren Salze, die arzeneilich gebraucht werden, z. B. schwefelsaures Chinin, salzsaures Chinin etc. Wird die Lösung eines Chininsalzes mit Chlorwasser versetzt und dann mit Ammoniak, so färbt sie sich smaragdgrün, wird vor dem Ammoniak gelbes Blutlaugensalz zugesetzt, so tritt eine tiefrote Färbung ein.

Im Kaffeebaume (*Coffea arabica*), welcher zu den Cinchonaceen gehört, findet sich das

Kaffein oder **Thein**, $C_7H_7(CH_3)_3N_4O_2$, nicht nur in den Bohnen, sondern auch den Blättern, ebenso auch im Theestrauche u. a. Pflanzen. Es krystallisiert in dünnen, langen, seidenglänzenden Prismen, ist von schwach bitterem Geschmacke und in Wasser schwer löslich. In kleinsten Mengen schon bewirkt es Zittern und Herzklopfen, Kopfschmerz, Schwindel; es verlangsamt die Verdauung, wirkt deshalb indirekt als Nahrungsmittel.

Theobromin, $C_7H_8N_4O_2$, ist in den Kakaobohnen enthalten und kann durch Behandlung mit Ammoniak und Silbernitrat in Theobrominsilber, und dies mit Jodmethyl in Kaffein verwandelt werden.

4) Alkaloide der Solaneen, Solchifaceen, Ranunculaceen etc.

Atropin, $C_{17}H_{23}NO_3$, in allen Teilen der Tollkirsche, des Stechapfels, des schwarzen Nachtschattens, ein äußerst giftiger Stoff, bewirkt, in kleinsten Mengen genossen, Pupillenerweiterung. In gleicher Weise wirkt

Hyoscyamin im Bilsenkraut.

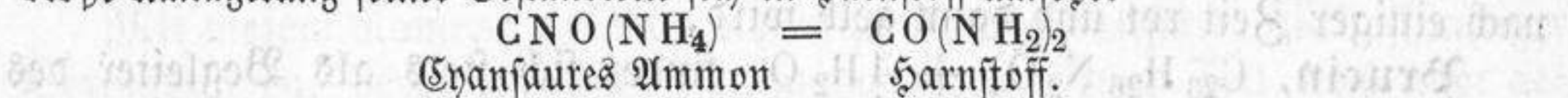
Kolchicin in der Herbstzeitlose; sehr giftig.

Veratrin in *Veratrum album* und *sabadilla* bewirkt schon in geringsten Mengen, als Staub in die Nase gebracht, heftiges Niesen.

Akonitin (aus *Aconitum Napellus*), ein scharf narkotisches heftiges Gift.

5) Anhang. Man denkt sich die Alkaloide als Derivate des Ammoniaks und dadurch ihre basische Natur bedingt. Zu ihnen gehören die Amine, welche entstehen, wenn 1, 2 oder 3 At. H in NH_3 durch Alkoholradikale ersetzt werden. In den Amidinen ist ein Säureradikal an die Stelle eines H getreten. Die Amide sind also Verbindungen der Säureradikale mit der Gruppe Amid NH_2 . Sie sind demnach schwache Basen. Ein wichtiges Derivat der Kohlensäure ist das Amid derselben, **Karbamid** oder **Harnstoff**, $CO(NH_2)_2$.

Der **Harnstoff** findet sich in tierischen Säften, im Harn. 1828 gelang es Wöhler, ihn aus seinen Elementen darzustellen, indem er nachwies, daß Ammoniumcyanat durch bloße Umlagerung seiner Bestandteile sich in Harnstoff umsetzt:



B. Ätherische Öle.

Viele Pflanzen enthalten starkriechende Stoffe, welche sich beim Erhitzen mit Wasser mit den Wasserdämpfen verflüchtigen. Besonders sind die Labiaten, Kreuziferen, Umbelliferen, Kompositen, Koniferen u. a. reich an solchen ätherischen Ölen, deren charakteristischer Geruch beim Zerquetschen der Pflanzenteile oft noch deutlicher hervortritt. Auf Papier geben sie einen durchscheinenden aber wieder verschwindenden Fettfleck. Ihr Siedepunkt liegt weit über dem des Wassers ($160\text{—}300^\circ$); sie sind meist leichter als Wasser; man gewinnt sie darum durch Destillation der ölhaltenden Pflanzenteile mit Wasser und fängt das Destillat in einer Florentiner Flasche

auf. Ihre Lösungsmittel sind Alkohol, Äther, Chloroform und fette Öle; die riechenden Wässer sind alkoholische Lösungen. An der Luft nehmen die ätherischen Öle Sauerstoff auf und verharzen.

1. Sauerstofffreie ätherische Öle.

Terpentinöl, $C_{10}H_{16}$. Dasselbe wird aus dem Harze gewonnen, das viele Koniferengattungen aus ihrer Rinde absondern. Dieses Harz, **Terpentin**, ist eine Lösung von Harz (Kolophonium) in ätherischem Terpentinöl; wird der Terpentin mit Wasser destilliert, so geht das flüchtige Terpentinöl über, Harz bleibt zurück.

Terpentinöl ist farblos, hat eigentümlichen Geruch und Geschmack und ist in Alkohol und Äther mischbar. Es löst Schwefel, Phosphor, Fette, Harze. Es verbrennt mit heller, stark rußender Flamme. Ein Gemenge von 4 T. Alkohol und 1 T. Terpentinöl brennt mit stark leuchtender, nicht rußender Flamme und findet als **Kamphin** Anwendung als Beleuchtungsmaterial. Terpentinöl wird zu Harzfirnissen, Ölfarben zc. verwendet.

Citronenöl, Pomeranzenschalenöl, Bergamottöl, Wacholderbeeröl, Rosenöl u. a. gehören hierher. Von letzterem werden allein im Balkan jährlich gegen 500 kg. Öl gewonnen. Nach Baur gehören zu 1 kg Öl 10 000 kg Rosenblätter; 1 kg kostet an Ort und Stelle etwa 500 M.

Anhangsweise betrachten wir an dieser Stelle:

Petroleum, Erdöl, Steinöl. Es ist ein Gemenge von Kohlenwasserstoffen.

Zwar schon im Altertume bekannt und verwendet (zum Brennen in Griechenland als sizilianisches Öl, zum Bauen als Mörtel in Babylonien, zur Mumienbereitung in Ägypten), hat es sich doch erst seit 1859 zu einem Handelsartikel ersten Ranges emporgeschwungen. Es quillt an vielen Orten zutage; in geringer Menge am Tegernsee, bei Neufchatel, in Hannover, in Braunschweig, im Elsaß und fast in allen europäischen Ländern. In größeren Mengen am Kaspisee, in Rangoon in Indien, aber am massenhaftesten erscheint es in Nordamerika vom Ontariosee bis nach Virginien hin. Die hauptsächlichsten Ölquellen sind zu Mokka (Ohio), Titusville, Oil-City u. a. (Pennsylvanien). Auch in Kalifornien kommt es häufig vor und auf der Insel Trinidad bildet es Seen, die bald mehr, bald weniger dickflüssig sind.

Über die Entstehung des Petroleums sind die Gelehrten noch nicht einig. Ziemlich allgemein betrachtet man es als ein Produkt der langsamen Zersetzung organischer Substanzen. Die nordamerikanischen Geologen nehmen an, daß es vorzüglich Fucusarten und Meerestiere seien, welche das Material zum Mineralöl dargeboten haben. — Der Geologe Dücker erblickt in ihm das Zersetzungsprodukt der Steinkohle (durch die Wärme des Erdinnern).

Man gewinnt es, indem man das Erdöl an den Quellen in Fässer sammelt, oder künstliche Quellen durch 20—30 m tiefe Bohrlöcher (bei Titusville tiefstes Bohrloch 600 m) herstellt, aus denen es bisweilen artesischen Brunnen ähnlich emporspringt oder auch herausgepumpt wird.

Fast alle Steinöle müssen vor ihrer Verwendung erst gereinigt werden. Die Reinigung erfolgt oft nur durch einfache Destillation, oft auch durch Behandlung mit Natronlauge und Schwefelsäure, welche mit den Beimischungen Verbindungen eingehen.

Das rohe Erdöl ist sehr feuergefährlich, es darf daher jetzt nur noch gereinigt nach Europa versendet werden.

Das raffinierte Erdöl (Leuchtöl — Petroleum) ist fast farblos, mischt sich nicht mit Wasser oder Alkohol, aber leicht mit Schwefelkohlenstoff, Äther und Terpentinöl.

Es wird in großer Menge als Lampenleuchtmaterial konsumiert und als Lösungsmittel für Harze zc., zu Heilzwecken und zur Aufbewahrung für gewisse chemische Präparate, die man der Einwirkung des Sauerstoffs entziehen will, verwendet. Aus den Rückständen bei der Petroleum-Raffination wird jetzt mit Vorteil Leuchtgas bereitet,

das freier von fremden Bestandteilen ist als Steinkohlenleuchtgas und beim Verbrennen nur CO_2 und H_2O giebt. — Zur Verhütung von Explosionen bei Petroleumlampen muß darauf geachtet werden, daß beim Nachfüllen frischen Petroleums erst alle Teile der Lampe gehörig abgekühlt und die im Ölbehälter befindlichen Gase entwichen sind. Der Ölbehälter darf nicht zu weit vom Brenner entfernt sein, damit die Kapillarität des Dochtes ausreicht, Flüssigkeit und alle Gase aufzusaugen und schnell der Flamme zuzuführen.

Der jährliche Verbrauch an Petroleum beträgt allein in Deutschland über 3 Mill. Faß im Werte von 70 Mill. Mark. — 1880 wurden in Amerika über 20 Mill. Barrels à $163\frac{1}{2}$ Liter Petroleum gewonnen im Werte von 170 Mill. Mark.

Auch die Destillationsprodukte des Rohpetroleums haben vielfache Verwendung. Sie unterscheiden sich im wesentlichen durch ihren Siedepunkt und ihr sp. Gew.: Petroleumäther, S. 40—70°, sp. Gew. 0,65; Gasoline, S. 70—90°, sp. Gew. 0,67; Benzin, S. 80—110°, sp. Gew. 0,69; Ligroine, S. 80—120°, sp. Gew. 0,71; Vulkanöl, S. 120—170°, sp. Gew. 0,73.

Paraffin findet sich in der Natur fertig gebildet in sehr großer Menge, im Rohpetroleum zu 5—40%. Es hat ähnliche Zusammensetzung wie dieses. Gewonnen wird es besonders durch trockene Destillation von Torf und Braunkohle. Gereinigt ist es eine farblose, durchscheinende, wachsähnliche Masse ohne Geruch und Geschmack. Unlöslich in Wasser, löslich in Benzol, Terpentinöl, Schwefelkohlenstoff, Chloroform, Äther und Alkohol. Mit Docht verbrennt es mit hellleuchtender Flamme (Paraffinkerzen). Es ist gegen chemische Eingriffe sehr indifferent, daher sein Name (parum affinis).

2. Sauerstoffhaltige, ätherische Öle.

a. Bei gewöhnlicher Temperatur flüssige.

Anisöl, Baldrianöl, Bittermandelöl, Fenchelöl, Kamillenöl, Kümmelöl, Nelkenöl, Salbeiöl, Spiräaöl, Zimtöl u. v. a.

b. Bei gewöhnlicher Temperatur feste.

Kampfer, $\text{C}_{10}\text{H}_{16}\text{O}$. Er findet sich in allen Teilen des Kampferbaumes (*Laurus camphora*) und wird durch Destillation des Holzes mit Wasser gewonnen. Er kommt in weißen, durchscheinenden, zähen Massen in den Handel. Der Geruch ist durchdringend und lange anhaltend. Wenig in Wasser löslich, leicht in Alkohol, Äther, fetten Ölen, Essigsäure u. a. Er brennt mit leuchtender, rußender Flamme.

3. Schwefelhaltige ätherische Öle.

Sie finden sich insbesondere in den Kreuziferen und einigen Alliumarten. Man faßt sie wohl auch unter dem Namen Senföle zusammen. Sie haben meist scharfen, zu Thränen reizenden Geruch und verursachen auf der Haut Rötung und Blasen. Senföl und Knoblauchöl.

C. Harze und Balsame.

Wir wissen bereits, daß die ätherischen Öle an der Luft durch Aufnahme von Sauerstoff verharzen. — Die Produkte dieser Veränderung sind die Harze. Sind dieselben weich, honigartig, so heißen sie Balsame; sind sie hart, so nennt man sie Hartharze; enthalten sie Pflanzenschleim oder Gummi, so führen sie den Namen Gummiharze. Die vierte Gruppe sind die fossilen Harze.

Sie sind sämtlich leichter entzündlich als Fett und verbrennen mit lebhafter, stark rußender Flamme. Die Lösungen in Kali- und Natronlauge hinterlassen nach dem Verdunsten die Harzseifen. Alle Harze sind unlöslich in Wasser, löslich in Weingeist, Äther, flüchtigen und fetten Ölen.

1) **Weichharze oder Balsame. Terpentin.** Er fließt aus der Rinde einiger Koniferen, ist dickflüssig, zähe, blaßgelb, durchsichtig, verdickt und bräunt sich an der Luft. Durch Destillation mit Wasser erhält man das Terpentinöl (siehe oben S. 169) und zurückbleibendes weißes Pech, welches geschmolzen *Kolophonium* heißt. *Schusterpech* ist gemeiner Terpentin in Töpfen geschmolzen.

Kanadabalsam wird aus der Balsamtanne gewonnen und ist bekannt, weil er zum Aufeinanderkitten der Linsen der Mikroskope benutzt wird.

Storax, Perubalsam, Tolibalsam u. a.

2) **Hartharze. Gummilack.** Das Weibchen der Blattschildlaus (*Coccus lacca*) verursacht durch einen Stich in die Rinde einiger Ficus-, Proton- und Mimosa-Arten Ostindiens das Ausfließen eines Saftes, welcher die in ihn gelegten Eier einschließt. Nach dem Auskriechen der Insekten verharzt und erhärtet der Saft und wird als **Stocklack** gewonnen. Dieser wird mit schwacher Kalilauge gekocht und daraus ein roter, harziger Farbstoff, **Lack-Dye**, bereitet, der Rückstand aber wird zerstoßen und als **Körnerlack** in den Handel gebracht, welcher geschmolzen und in dünne Blätter gegossen, **Schellack** heißt. Derselbe ist löslich in Alkohol und findet Anwendung zur Herstellung von Firnissen, der Politur der Tischler und zur Siegelackbereitung.

Beim Lackieren werden die Gegenstände mit einem Harz und mit Terpentinöl oder Weingeist überzogen, letztere verdunsten, und der Harzüberzug, der gewöhnlich noch mit einem Farbstoff versehen ist, schützt das Holz vor Verwesung.

Beim Polieren wird die weingeistige Harzlösung mittelst eines Leinwandballens so lange verrieben, bis ein ganz ebener, glänzender Harzspiegel entsteht, der die Textur des Holzes durchscheinen läßt.

Anderer Hartharze sind: das wohlriechende **Benzoëharz**, das durch Einschnitte in die Rinde einer auf den Sundainseln wachsenden Pflanze (*Styrax Benzoin*) gewonnen wird; das **Drachenblut**, ein dunkelrot-braunes, zum Färben verwendetes Harz aus *Dracaena Draco*; der **Kopalgummi** aus *Rhus copalinum*, gelblich, zur Firnis- und Lackbereitung; das **Alloë**, der eingetrocknete Saft der Blätter verschiedener Aloëarten.

3) **Schleimharze**, d. h. Gemenge von Gummi, Pflanzenschleim, ätherischen Ölen und Harzen; die wichtigeren sind: **Gummigutt**, der eingetrocknete Milchsaft einiger tropischen Garcinienarten; **Stinkasant** von der Umbellifere *Ferula Asa foetida*; **Euphorbiumharz**; **Myrrhe** oder arabischer Weihrauch, von *Balsamodendron myrrha* u. v. a.

Hierher rechnen wir auch den

Kautschuk oder das **Federharz** (*Gummi elasticum*). Es liefern ihn einige Ficus-Arten, Wolfsmilchgewächse, vor allen aber der echte Federharzbaum (*Siphonia elastica*). Der durch Einschnitte in diese Pflanzen ausfließende Milchsaft wird mit viel Wasser verdünnt, dadurch scheidet sich der Kautschuk als farblose, durchsichtige Harzmasse ab. Er löst sich in Äther, Chloroform, Benzol, Petroleum, Schwefelkohlenstoff. In der Wärme wird das Federharz weich und dehnbar, schmilzt bei 120° und zerfällt sich bei 200°. Eigentümlich ist ihm seine große Elastizität. Wichtig ist seine Unveränderlichkeit in Wasser, in sauren und alkalischen Flüssigkeiten. Erwärmt läßt er sich beliebig formen und durch Beimengen von 10—15% Schwefel-

blumen wird er zu grauem vulkanisiertem Kautschuk; mit noch mehr Schwefel zusammengeknetet und längere Zeit erhitzt wird er hornartig, politurfähig und bildet Hartgummi, Ebonit oder Vulkanit, eine äußerst mannigfaltig verwendbare Masse.

Guttapercha ist dem Kautschuk ähnlich, stammt von *Isonandra gutta*; ihm fehlt aber die Elastizität. Im reinen Zustande ist es eine rötlichweiße, harte Masse, die bei 50° weich wird, bei 120° schmilzt. Weich läßt sie sich zu Fäden, Bändern, dünnen Platten ausziehen und ist äußerst plastisch. Die meisten Säuren und Laugen greifen sie nicht an. Chloroform und Schwefelkohlenstoff sind Lösungsmittel. Die Anwendung ist ebenfalls so mannigfaltig, daß man sagen kann, es giebt kaum einen Gegenstand zum Gebrauch für Haus und Technik, der nicht bereits von Kautschuk oder Guttapercha hergestellt würde.

4) **Fossile Harze.** **Bernstein**, das Harz des vorweltlichen Bernsteinbaumes (*Pinites succinifer* Goepfert), wird vorzugsweise an der preussischen Ostseeküste gefunden, teils gefischt, teils bergmännisch gewonnen, doch kommt es auch südlicher bis zu den Sudeten hin vor (besonders in Braunkohlenlagern). Die Farbe ist gelblichweiß, gelb bis rötlichbraun, rein ist er vollkommen durchsichtig, glasglänzend, spröde, beim Reiben wird er elektrisch. Oft schließt er Insekten und Pflanzenteile ein. Bei 290° schmilzt er unter Zersetzung. Seine Anwendung ist bekannt. Beim Verbrennen duftet er aromatisch.

VII. Eiweißartige Stoffe.

Mit diesem Namen (auch Eiweißkörper, Albuminate, Blutbildner, Proteinstoffe) bezeichnet man eine Reihe stickstoffhaltiger, sich ähnlicher Substanzen, welche im Pflanzen- und Tierreiche vorkommen, deren chemische Zusammensetzung aber noch wenig genau bekannt ist. Sie bestehen aus C (50—54%), H (7%), N (13—15%), O (21—26%) und S (1—1,6%). Sie kommen in zweierlei Zuständen vor: in löslicher und unlöslicher Form. In ersterer sind sie in den Säften des Tier- und Pflanzenkörpers enthalten. Im unlöslichen Zustande, d. h. geronnen, koaguliert, bilden sie weiße, flockige Substanzen, die in verdünnten Alkalien löslich sind.

Die Proteinkörper sind leicht zersetzbar, in Gegenwart von Wasser und Luft gehen sie bald in Fäulnis über und teilen ihre Zersetzung auch andern Stoffen mit, sie sind Fermente.

Man unterscheidet vier Gruppen von Albuminaten:

- 1) **Albumine**, sie gerinnen durch Erhitzen ihrer Lösung auf 70° ;
- 2) **Kaseine**, sie gerinnen durch Kochen gar nicht, wohl aber durch Fermente (z. B. Lab) schon bei 40° ;
- 3) **Fibrine**, gerinnen sobald sie dem Stoffwechsel des Organismus entrückt werden;
- 4) **Proteide**, spalten sich durch Behandlung mit Alkohol in Albumine und andere Körper.

A. Albumine.

Pflanzenalbumin in allen Pflanzensäften enthalten.

Blutalbumin, Serumalbumin, im Blut, Chylus, der Lymphe, Milch u. a. tierischen Flüssigkeiten (nur nicht im Urin gesunder Körper).

Eieralbumin, Eiereiweiß.

Globulin in der Krystalllinse des Auges.

Versuche. Wird Hühnereiweiß einige Zeit auf einem Teller geschlagen und mit Wasser vermischt, so löst es sich darin auf. Durch das Schlagen wurden die das Eiweiß einschließenden Häute zerstört. — Erhitzt man dies gelöste Eiweiß in einem Probiergläschen, so gerinnt es. — Durch Zusatz von verdünnter Kalilauge löst es sich wieder.

Salpetersäure färbt das Eiweiß gelb, konz. Salzsäure färbt es violett. — Setzt man zu gelöstem Eiweiß Alkohol, so erfolgt eine Ausscheidung des Eiweißes. — Auch mit Quecksilberchlorid, Silbernitrat, Zink- oder Kupfervitriol erhält man unlösliche Niederschläge von Albuminaten der Metalle. Darum wird Eiweiß auch als Gegenmittel bei Metallvergiftungen gegeben.

Zu den Albuminen sind auch gewisse als Fermente wirkende Eiweißkörper zu rechnen, so z. B. das zuckerbildende Ferment der Cerealiensamen, das *Diasas*.

B. Kaseine.

Pflanzenkasein, Legumin. Besonders reichlich enthalten in den Früchten der Leguminosen.

Tierkasein, Käsestoff. Es ist mit dem Milchzucker der charakteristische Bestandteil der Tiermilch.

Beide Stoffe haben alle wesentlichen Eigenschaften gemein.

Versetzt man Milch mit etwas Lab (die Schleimhaut des Kälbermagens) oder mit einigen Tropfen Salzsäure, so gerinnt sie. Das Gerinnen der Milch wird durch die Ausscheidung des in derselben enthaltenen Käsestoffes zuwege gebracht. Das Kasein ist dabei mit Fett (der Butter) gemengt und giebt getrocknet den Käse. Abgerahmte Milch giebt Käse mit wenig oder keinem Fett (Landkäse); Käse mit Sahne ist der Schweizerkäse. Die übrig bleibende Flüssigkeit heißt Molken. — In der Milch ist der Käsestoff an Natron gebunden und darum aufgelöst. Verwandelt sich der Milchzucker in Milchsäure, so wird durch dieselbe Natron gesättigt, und die Milch gerinnt wegen des frei gewordenen Kaseins.

C. Fibrine.

Pflanzenfibrin, Kleber. In den Pflanzensamen, besonders den Gräsern enthalten.

Blutfibrin, Blutfaserstoff, im Blute (dem Chylus, der Lymphe) enthalten. Beim Eintritt der Totenstarre oder beim Austritt des Blutes aus dem lebenden Körper scheidet sich aus dem Blut der dunkelrote, gallertartige Blutkuchen ab. Über dem Blutkuchen steht das gelbliche, flüssige Blutserum (Blutwasser).

Wäscht man den Blutkuchen mit Wasser so lange aus, bis die rote Farbe

verschwunden ist, so bleibt eine weiße, faserige Masse zurück, der Blutfaserstoff. In Essigsäure quillt er zuerst gallertartig auf, dann löst er sich.

Muskelfibrin ist der Hauptbestandteil der Muskelfasern. Mit dem Eintritt des Todes gerinnt der flüssige Muskelinhalt, es erfolgt darum die Totenstarre.

Seide. Der Seidenstoff, welchen die Seidenraupe in ihren Spinndrüsen besitzt, ist Seidenfibrin (Fibroin). Derselbe überzieht sich beim Einspinnen des Tieres mit einer oxydierten Schicht des Stoffes, welche gummiartig ist und Seidenleim heißt.

D. Proteide.

Hämoglobin ist der rote Farbstoff der Blutkörperchen; es unterscheidet sich von den andern Eiweißstoffen durch seinen Eisengehalt und seine Krystallisationsfähigkeit. Seine merkwürdigste Eigenschaft ist die, daß es imstande ist, verschiedene Gase zu absorbieren, sich mit diesen zu vereinigen und dieselben auch wieder abzugeben.

Durch die Aufnahme von Sauerstoff werden die Blutkörperchen hellrot. Der Sauerstoff wird aber beim Kreislaufe des Blutes durch den Organismus an andere Stoffe abgegeben, dafür nehmen die Blutzellen Kohlensäure auf, und das Hämoglobin erscheint nun dunkelroth gefärbt.

Eingeatmete giftige Gase verbinden sich fester mit dem Hämoglobin, sie machen dasselbe unfähig, Sauerstoff aufzunehmen (Kohlenoxyd-, Stickoxyd-, Blausäure-Vergiftungen).

Albuminoide. **Tierischer Leim**, Knochenleim, Glutin, Gelatine, Knochengallert wird aus Sehnen, Knorpel, Bändern, Zellgewebe, Haut von Tieren durch Auskochen mit Wasser gewonnen. Im heißen Wasser vollkommen löslich, im kalten erstarrend und Leim bildend.

Chondrin, Knorpelleim, entsteht durch Kochen von Knorpel. Alkohol fällt den Leim aus einer Lösung in Flocken.

Hornstoff, **Keratin.** Er findet sich in den Hörnern, Hufen, Klauen, Nägeln, Haaren, Federn, der Wolle, der Oberhaut und dem Schildpatt. Die Horngewebe sind in Wasser, Alkohol und Äther unlöslich, leicht löslich aber in Alkalien.

Leimfabrikation.

1) **Lederleim.** Wird das Rohmaterial durch Zusatz von Kalk gereinigt und die geschmolzene Masse durch Einkochen in Gallerte verwandelt, geformt und getrocknet, so gewinnt man Haut- oder Lederleim.

2) **Knochenleim (Chondrin).** Man entfettet die Knochen durch Auskochen, behandelt sie mit Salzsäure und verwandelt die übrig gebliebene weiche Knochenmasse in Gallerte.

3) **Fischleim.** Die Schwimmblase vom Haufen, vom Stör zc. liefert in getrocknetem Zustand einen Leim, die Haufenblase.

4) **Flüssiger Leim** wird erhalten, wenn man zu Knochenleim Wasser und wenig HNO_3 setzt.

A n h a n g.

A. Die Nahrungsmittel und ihre Konservierung.

Die wichtigsten Nahrungsmittel sind Milch, Eier, Fleisch, Mehl, Kartoffeln, Gemüse und Obst.

Milch. Sie ist die erste Nahrung der Säugetiere. Alle zur Ernährung erforderlichen Stoffe sind in ihr enthalten. Sie ist eine wässrige Lösung von Kasein, Milchzucker und Phosphorsalzen, in welcher zahllose Fettkügelchen schwimmen. Beim Stehen bildet die Milch zwei Schichten; die obere enthält die abgesonderten Fettteilchen (Rahm, Sahne). Nach einiger Zeit wird sie sauer, weil der Milchzucker in Milchsäure übergeht; dies hat seinen Grund in der Aufnahme von Sauerstoff aus der Luft. Wird die Milch durch wiederholtes Aufkochen von der absorbierten Luft befreit, so ist sie lange haltbar. Beim Kochen bildet die Milch auf der Oberfläche eine sich stets erneuernde Haut von koaguliertem Kasein. Beim Sauerwerden verbindet sich die Milchsäure mit dem Alkali, welches das Kasein löslich machte, darum scheidet sich nun das Kasein unlöslich ab, die Milch gerinnt. Will man das Gerinnen der Milch verhüten, so muß man demnach den Sauerstoff der Luft fern halten (Abkochen, luftdichter Verschluss) und die sich bildende Milchsäure (durch Soda, Pottasche etc.) neutralisieren.

Milchextrakt ist kondensierte Milch mit Rohrzucker.

Das Ei. (Es besteht aus drei Teilen, der Kalkschale, dem Eiweiß und dem Eidotter). — Die Schale ist mit feinen Poren versehen und besteht fast ganz aus Calciumcarbonat, nur etwa 1—2% sind Calcium- und Magnesiumphosphat. Unter der Schale liegt eine weiße, feste Membran, das Eihäutchen. — Das Eiweiß ist eine Lösung von 12—14% Natriumalbuminat in Wasser mit Spuren von Fett, Traubenzucker und Chloriden und Phosphaten von Leichtmetallen. — Das Eidotter (Eigelb) enthält Eiweiß, Wasser, ein phosphorhaltiges Fett, das die gelbe Färbung bedingende Eieröl und zahlreiche Salze. Auch die Eier enthalten alles, was zur Ernährung des Körpers notwendig ist.

Das Fleisch. Was man im täglichen Leben Fleisch nennt, sind die Muskeln. Sie bestehen aus zahllosen, mikroskopisch feinen Fäserchen, die in Bündel geordnet, mit Blutgefäßen und Nerven durchwebt, und mit einer eiweiß- und salzreichen Flüssigkeit durchtränkt sind (der Fleischflüssigkeit). Das Fleisch enthält außer Wasser Fibrin, Eiweiß, leimgebende und andere stickstoffhaltige Stoffe, ferner noch Fette, Salze, besonders Chlorkalium, milchsaures Kali und Phosphate. Es enthält somit alle zur Ernährung erforderlichen Stoffe.

Zubereitung des Fleisches. Durch längeres Kochen mit viel Wasser gehen alle löslichen Bestandteile in die Fleischbrühe über; das ausgekochte Muskelfibrin ist unlöslich und ungenießbar. — Beim Einsalzen

des Fleisches wird demselben fast die Hälfte aller löslichen Bestandteile durch das Kochsalz entzogen, darum ist eingepökeltes Fleisch weniger nährend, dauernder Genuß macht krank (Skorbut). — Handelt es sich um Darstellung einer kräftigen Fleischbrühe, so mischt man feingehacktes, mageres Fleisch mit kaltem Wasser, bringt es langsam zum Sieden und preßt es nach etwa 10 Minuten langem Kochen aus: auf diese Weise enthält die Brühe alle nährenden Bestandteile des Fleisches. — Um saftiges Fleisch zu erhalten, wird dasselbe in siedendes Wasser gebracht. Das Eiweiß gerinnt sofort und bildet an der Oberfläche eine Schicht, welche das weitere Eintreten des Wassers und somit das weitere Auflösen der nährenden Stoffe nicht gestattet. — Beim Braten bildet sich mit gleichem Erfolge eine Kruste. —

Fleischextrakt ist Fleischbrühe ohne Wasser, ohne Fett und ohne Eiweißstoffe.

Das Fleisch (und ähnliche Nahrungsmittel) unterliegt leicht der Fäulnis. Will man dasselbe konservieren, so hat man entweder

1) alle Eiweißstoffe zu entfernen (wie bei der Herstellung des Fleischextraktes) oder unlöslich zu machen, dies geschieht durch Räuchern, wobei durch Kreosot und Holzessig die Eiweißstoffe gerinnen; oder 2) das Wasser des Fleisches zu entfernen durch Austrocknen oder Einsalzen (Stockfisch, Hering, Pöckelfleisch etc.); oder 3) die Luft abzuschließen; dies erfolgt z. B. nach der Appertschen Methode in hermetisch verschlossenen Blechbüchsen, welche mit ihrem Inhalt gekocht werden, wobei das Eiweiß gerinnt und der Sauerstoff der etwa mit eingeschlossenen Luft in Kohlensäure verwandelt wird (Fleischkonserven der Armee und Marine); oder endlich 4) dasselbe in sehr niedriger Temperatur aufzubewahren. (Eisschränke, Eiskeller.)

Die gleichen Grundsätze gelten auch für die Konservierung von Eiern, Gemüse, Obst etc.

Das Mehl der Getreidearten enthält Eiweiß, Kleber und Casein, Stärkemehl und mineralische Salze, besonders Phosphate. Die Schale der Körner ist unverdauliche Cellulose, unter der Schale kommen die an Kleber reichsten Schichten. Durch das Mahlen wird die Schale von den verdaulichen Schichten getrennt. Größerer Klebergehalt macht das Mehl zwar dunkler, aber auch nahrhafter.

Die Kartoffeln enthalten (im Durchschnitt) etwa 1% Eiweiß, 15,4% Stärkemehl, etwa 2% Dextrin, 75% Wasser, 6,6% Cellulose und etwa 2% verschiedene Salze. Ihr Nährwert ist demnach gering.

Die Gemüse enthalten nur sehr geringe Mengen von Eiweiß, Wasser ist ihr Hauptbestandteil (Gurken und Kürbis sogar über 90%).

Die Hülsenfrüchte verdienen ihres reichen Nährwertes halber weit größere Verbreitung, als sie jetzt noch haben, so enthalten die Erbsen 22,6% Eiweißstoffe und 53,3% Stärkemehl; die Bohnen 23% Eiweiß und 51% Stärkemehl, die Linsen 28% Eiweiß und 60% Stärkemehl.

Auch die Obstarten enthalten nur wenig Eiweißstoffe (durchschnittlich 0,5%), dagegen viel Wasser (82%).

B. Die chemischen Vorgänge im Pflanzenkörper.

a. Versuch 1. Trocknet man einen Pflanzenteil so lange, bis keine Gewichtsabnahme mehr eintritt, so erhält man die sogenannte Trockensubstanz. Dieselbe hat durch das Trocknen das Wasser verloren und nur noch etwa 15—95% vom ursprünglichen Gewicht (Lebendgewicht).

Versuch 2. Verbrennt man die Trockensubstanz, so bleibt die Asche zurück. Diese beträgt gewöhnlich nur 1—5% der Trockensubstanz und enthält die unverbrennlichen Teile der Pflanze, während der Kohlenstoff im Verein mit dem Sauerstoff der Pflanze oder der Luft als Kohlensäure und der Wasserstoff mit Sauerstoff als Wasserdampf, der Stickstoff als Ammoniak und der Schwefel als schwefelige Säure entweichen.

Die Asche enthält (in Verbindungen) Kalium, Calcium, Magnesium, Eisen, Phosphor, auch Natrium, Lithium, Mangan, Silicium, Chlor und in Meerespflanzen auch Jod und Brom.

Nur in seltenen Fällen findet man in der Asche noch Aluminium, Kupfer, Zink, Kobalt, Nickel, Strontium und Barium.

Versuch 3. Man versuche durch entsprechende Reaktionen einige dieser Stoffe nachzuweisen.

Nicht in jeder Pflanze sind alle diese Stoffe vorhanden. Der Kohlenstoffgehalt kommt ungefähr der Hälfte des Gewichtes der Trockensubstanz gleich. Stickstoff findet sich immer in den Eiweißstoffen und in den Pflanzenalkaloiden. Eisen im Chlorophyll. Silicium besonders in Gräsern und Schachtelhalmen.

b. Aus den eben genannten Grundstoffen hat der Pflanzenkörper sich aufgebaut. Nicht die freien Grundstoffe sind es aber, aus denen er besteht, sondern die in der organischen Chemie betrachteten Verbindungen, als Cellulose, Fette, Alkaloide u. s. w.

c. Der Kohlenstoff, als wesentlichster Pflanzenbestandteil, wird von der Pflanze fast nur aus der Kohlensäure der Luft entnommen. Die Spaltöffnungen in den grünen Pflanzenteilen nehmen die Kohlensäure unter der Einwirkung des Lichtes auf und bringen sie bis in die chlorophyllhaltigen Pflanzenzellen. Dort wird sie zersetzt in der Art, daß ein Teil ihres Sauerstoffs an die atmosphärische Luft zurückgegeben wird, der Rest aber sich mit den Elementen des Wassers verbindet zu Kohlenstoffhydraten zc. Außer einer gewissen Temperatur ist zu diesem Prozesse auch das Licht unentbehrlich; im Dunkeln wird kein Sauerstoff ausgeschieden.

Auch der Humus absorbiert Kohlensäure, und es ist möglich, daß mit der Bodenflüssigkeit Kohlensäure durch die Wurzel in die Pflanze gelangt.

Das Wachsen der Stärkemehlkörner innerhalb der Chlorophyllkörner hat man unterm Mikroskope beobachtet. Das Material zum Stärkemehl ist aber nur Kohlensäure und Wasser: $6\text{CO}_2 + 5\text{H}_2\text{O} = \text{C}_6\text{H}_{10}\text{O}_5 + 6\text{O}_2$.

Die durch die Assimilation in den Chlorophyllkörnern gebildeten Stoffe, also zunächst Stärke, sind das Material, aus denen weiterhin die andern organischen Pflanzenstoffe gebildet werden; es erfolgt dies unter Mitwirkung der aus dem Boden aufgenommenen Stickstoffverbindungen und Mineralbestandteile, sowie des atmosphärischen Sauerstoffs. Die Stärkekörner werden immer wieder aufgelöst und aus den Chlorophyllkörnern fortgeführt.

Von den Stoffen, welche in der Pflanze erzeugt werden, sind die von besonderer

Bedeutung, aus welchen die Zellen und das Protoplasma gebildet werden; sie heißen Baustoffe. Es sind die Stärke, der Zucker und auch die Fette, welche zur Bildung der Cellulose das Material liefern, und die Stickstoff und Schwefel enthaltenden Eiweißstoffe, die für das Protoplasma Baustoffe sind.

Die durch die Assimilation erzeugten Baustoffe werden nicht immer sofort verbraucht; deshalb werden sie einstweilen aufgespart, um später beim Pflanzenwachstum verwendet zu werden. Bisweilen erfolgt diese Anhäufung in besonderen Organen und dann heißen diese Stoffe: Reservestoffe. Solche Reservestoffbehälter sind die Samen, die Knollen und verdickten Wurzeln. In dem Maße, wie dann die neue Pflanze wächst, wird z. B. das Stärkemehl aus der Kartoffel, das Eiweiß aus dem Roggen verbraucht. Im Dunkeln gekeimte Samen oder Knollen wachsen nur so weit, als der Reservestoff ausreicht.

Außerdem finden sich im Pflanzenkörper noch eine Anzahl anderer Stoffe, welche nicht unmittelbar zum Aufbau desselben dienen, die Gerbstoffe, Farbstoffe, Säuren, Alkaloide, flüchtigen Öle etc. Sie bilden sich aus den Reservestoffen und werden Nebenprodukte genannt.

Diejenigen Stoffe endlich, welche im Organismus keine weitere Verwendung erfahren und sich gewöhnlich an der Peripherie des Pflanzenkörpers ausscheiden, werden Degradationsstoffe genannt, z. B. die Gummiarten, Wachs etc.

Der Wasserstoff der organischen Verbindungen wird durch Zersetzung des Wassers gewonnen, welches von der Wurzel aus dem Boden und als Wasserdampf aus der Luft durch die Blätter aufgenommen wird.

Der Stickstoff, welcher ein wesentlicher Bestandteil der Eiweißstoffe und Alkaloide ist, wird nicht direkt aus der atmosphärischen Luft genommen, sondern nur in Form von salpetersauren Salzen und Ammoniak durch die Wurzel der Pflanze zugeführt. Zu diesen salpetersauren Salzen gehören: salpetersaures Ammon, Kalk, Kali, Talkerde und Natron. Zu den ammoniakgebenden: alle Ammonsalze, Eiweißsubstanzen, wie Knorpel, Leim, Horn, Haare, Federn, Harn, Sauche, Exkremente etc.

Der Schwefel, welcher Bestandteil der Eiweißstoffe und einiger andern Stoffe (z. B. Senföl) ist, wird aus den schwefelsauren Salzen des Bodens, den Ammon-, Kalium-, Calcium- und Magnesiumsulfaten, aufgenommen.

Der Phosphor, dessen Salze einen Hauptbestandteil der Asche von Samen bilden, gelangt in Form von Phosphaten in den Pflanzenkörper.

Das Eisen ist, wenn es auch nur in geringen Mengen angetroffen wird, unumgänglich notwendig zur Entstehung des Chlorophylls und somit zur Assimilation. Pflanzen, denen man sorgfältig aus ihrer Nahrung alles Eisen entzieht, bilden nach Erschöpfung ihres Eisenvorrats weiße Blätter; setzt man dem Boden Eisen zu, so werden dieselben grün.

Das Kalium findet sich im Pflanzenkörper in der Form von Kalisalzen, zum Teil von organischen Säuren, wie Weinsäure, Traubensäure, Oxalsäure etc., gebunden. Ohne Kaligehalt des Bodens findet ebenfalls keine Assimilation in den Chlorophyllkörnern statt. Kalisalze sind unentbehrlich für gewisse Pflanzen, die Kalipflanzen, welche sich sämtlich durch Gehalt an Stärke, Zucker oder ähnlichen Stoffen auszeichnen, z. B. Kartoffeln, Rüben, Wein etc. Die Pflanze nimmt Kali auf in der Form von salpetersauren, phosphorsauren und schwefelsauren Salzen.

Calcium und Magnesium sind zur normalen Entwicklung einer Pflanze ebenfalls nötig. (S. S. 81 u. 85.)

Auch Chlor ist wenigstens für gewisse Pflanzen erforderlich.

Die andern Bestandteile der Pflanze sind unwesentliche.

d. Die genannten, wesentlichen und unwesentlichen Rohstoffe können aber nur dann in den Pflanzensaft aufgenommen werden, wenn sie sich in flüssigem oder gasförmigem Zustande befinden. Entweder befindet sich die Zelle in einer Flüssigkeit oder in einem Gase, wie dies bei der Wurzel und den Blättern stattfindet. Die Aufnahme selbst beruht auf der Kapillarität und Diffusion resp. Endosmose.

Versuch 4. Ein Glaszylinder wird auf einer Seite mit Tierhaut oder Pergamentpapier überbunden, zum Teil mit einer gesättigten Kochsalzlösung gefüllt und in ein Gefäß mit Wasser gehalten. (Fig. 122.) Man wird wahrnehmen, wie die Salzlösung in das Wasser des Glases eindringt und wie die Flüssigkeit im Cylinderrohre steigt. Beide Flüssigkeiten zeigen nach einiger Zeit gleichen Salzgehalt. Auf diesem Vorgange (Osmose) beruht das Aufsteigen des Saftes in den Zellen, aber auch die erste Aufnahme der im Boden gelösten Stoffe in die äußerste Wurzelzelle. Durch Verdunstung in den oberen Teilen wird der Zellinhalt weiter nach oben dichter, und daraus erklärt sich das stetige Aufströmen des Saftes. Es kommt aber noch eine andere Eigenschaft der Wurzelzellen hinzu, nach welcher diese auch scheinbar ungelöste Substanzen aufnehmen können. Läßt man Wurzeln über polierte Marmorplatten hinwachsen, so wird an den Stellen, welche unmittelbar von den Wurzeln berührt werden, ein geätztes Bild der Wurzelverzweigung entstehen. Die Wurzelzellen haben sauren Zellsaft ausgeschieden und mit diesem den kohlen sauren Kalk zersetzt und die Lösung aufgenommen.

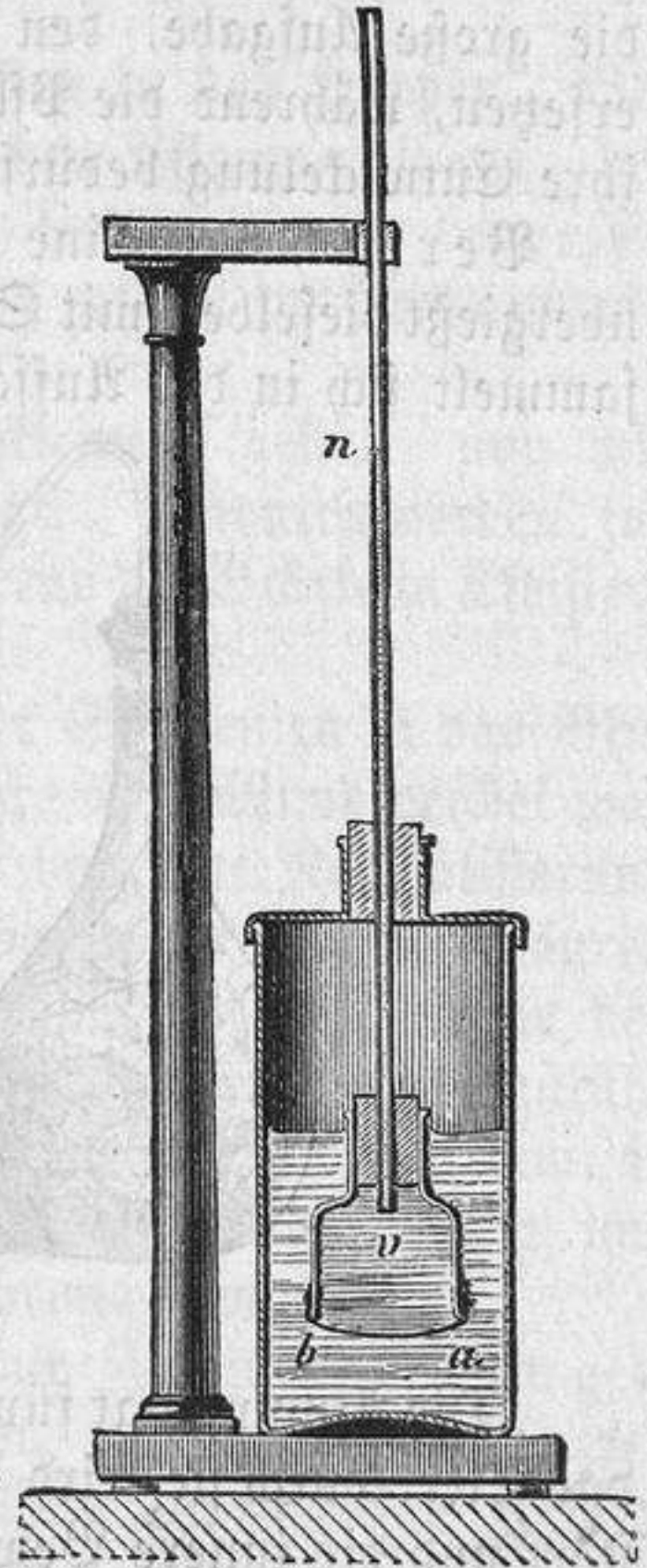


Fig. 122.

e. Durch die Aufnahme der im vorigen Abschnitt genannten Sauerstoffsalzlösungen gelangt eine große Menge Sauerstoff in den Pflanzenkörper, desgl. auch durch die Aufnahme der Kohlensäure und Assimilation dieser in den chlorophyllhaltigen Zellen. In beiden Fällen wird eine bedeutende Menge Sauerstoff, da die Pflanzenverbindungen meist sauerstoffarm sind, frei, und derselbe tritt aus der Pflanze heraus. Von diesem Vorgange ist die Atmung der Pflanze zu unterscheiden. Zu jeder Zeit des Tages nehmen alle Pflanzenteile Sauerstoff auf und atmen Kohlensäure aus. In sauerstofffreier Atmosphäre hört die Pflanze auf zu wachsen und zu leben. Der Atmungsprozeß ist ein ganz ähnlicher wie beim Tiere. Es findet ein Oxydieren des Kohlenstoffs statt. Aber auch in der Pflanze wird bei diesem Oxydationsvorgange Wärme erzeugt. Da bei der Keimung des Samens die Atmung besonders energisch ist, so kann man auch da die Wärme desselben am besten beobachten. Doch wird bei der Keimung nicht nur durch die Atmung Wärme erzeugt. Die zu dem Stärkemehl in das Samenkorn eintretende Feuchtigkeit verwandelt die Stoffe

in Zucker, Gummi zc., und dieser Prozeß, der ja durch den eingeatmeten Sauerstoff ermöglicht wird, erhöht die Temperatur der Samen oft bedeutend. (Malzbereitung.)

f. Nicht alle aufgenommenen Nahrungsstoffe bleiben aber im Pflanzenkörper. Die meisten mineralischen Bestandteile werden bis zur vollen Entwicklung in den oberirdischen Teilen zurückgehalten. Die Wurzeln scheiden Kohlensäure aus, mit der sie auf die nächste Umgebung lösend wirken. Bedeutend ist die Wassermenge, die täglich in Dampfform an die Atmosphäre abgegeben wird, man schätzt sie in der heißen Jahreszeit gleich dem Gewicht der Pflanze. Der ausgeatmete Sauerstoff endlich hat die große Aufgabe, den von Menschen und Tieren verbrauchten stetig zu ersetzen, während die Pflanzen der von jenen ausgeatmeten Kohlensäure für ihre Entwicklung bedürfen.

Versuch 5. Eine Flasche füllt man mit grünen Pflanzenteilen und übergießt dieselben mit Selterswasser. Unter Einwirkung des Sonnenlichtes sammelt sich in der Auffangflasche Sauerstoff.

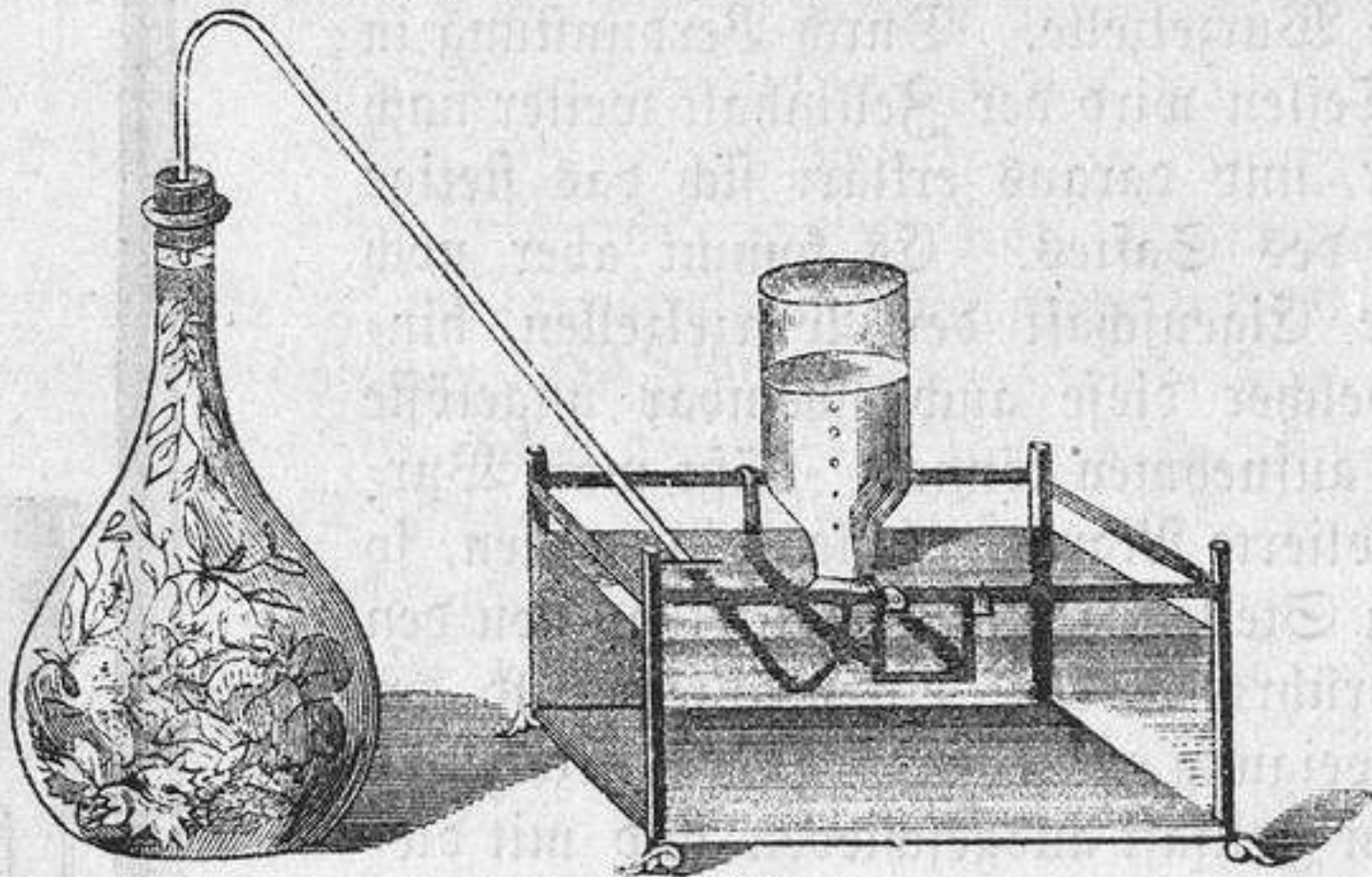


Fig. 123.

„Die Atmung hat für die Pflanze wesentlich dieselbe Bedeutung, wie für das Tier, durch sie wird beständig das chemische Gleichgewicht der Stoffe gestört und die innere Bewegung erhalten, die das Wesen des Lebens ausmacht; die Atmung ist zwar eine Quelle des Verlustes an Substanz, aber sie ist dafür auch die beständige Quelle, aus welcher die zu der inneren Bewegung nötigen Kräfte fließen.“ (Sachs.)

g. Haben wir nun auch einige chemische Vorgänge im Körper der Pflanzen betrachtet, so wissen wir über ihr eigentliches Leben doch nicht mehr als vorher. Wie kommt es, daß eine Zelle sich bildet? Woher hat die Pflanze die Kraft, täglich solch bedeutende Stoffmengen aufwärts zu schaffen?

Daß Licht und Wärme zu gewissen Vorgängen nötig waren, haben wir gesehen. Beides giebt aber der Erde und ihren Geschöpfen die Sonne. Die Pflanzen sind so recht eigentlich Sonnenkinder, Produkte der Sonnenwärme und des Sonnenlichts. (Vergleiche § 104 in meinem Lehrbuche der Physik.)

h. Wird der Lebensprozeß der Pflanze aber unterbrochen oder aufgehoben, so zerfällt der Pflanzenkörper wiederum in seine Bestandteile. Er zersetzt sich. Fäulnis. Verwesung. Humus. S. 131 u. 183. — Steinkohle, Braunkohle, Torf. S. 27. —

C. Die chemischen Vorgänge im Tierkörper.

a. **Bestandteile des Tierkörpers.** 1) Wasser. 2) Säuren: Chlorwasserstoffsäure, frei im Magensaft; Schwefel- und Phosphorsäure in Form von Salzen; Kieselsäure, Fettsäuren u. a. 3) Zucker und Alkohole. 4) Ätherarten. 5) Sehr verschiedenartige stickstoffhaltige Stoffe von zum Teil unbekannter Konstitution.

Es finden sich demnach etwa folgende einfache Stoffe (in Verbindungen) vor: Sauerstoff, Wasserstoff, Kohlenstoff, Stickstoff, Schwefel, Phosphor, Chlor, Fluor, Kiesel; — Kalium, Natrium, Calcium, Magnesium, Eisen und Mangan.

b. **Aufnahme von festen und flüssigen Stoffen in den Körper.** Bei den Pflanzen treten die Nahrungstoffe direkt in den Pflanzensaft ein; bei den Tieren unterliegen die Nahrungsmittel noch einer Umwandlung, bevor sie in das Blut Aufnahme finden. Diese Umwandlung erfolgt im Verdauungsapparat.

In der Mundhöhle werden die Speisen zerkleinert (gekaut) und mit dem alkalischen Speichel und Mundschleim gemengt. Dadurch werden zunächst feste Stoffe, wie Salze, Zucker, gelöst, während die Stärke in Kleister, dann in Dextrin und Zucker übergeführt wird.

Die chemischen Vorgänge zur Verwandlung der Speisen zu in das Blut aufnehmbaren Stoffen werden im Magen fortgesetzt. Der Mundspeichel war alkalisch, der Magensaft ist sauer. Es findet also hier eine Neutralisierung des alkalischen Speisegemenges statt, und die Salze, die nur in Säuren löslich sind, werden hier gelöst. Vorzugsweise aber ist es Aufgabe des Magensaftes, die eingeführten Eiweißstoffe in lösliche Formen überzuführen. Der Speisebrei (Chymus), meist sauer, tritt dann in den Darm, in welchem er mit der Galle und dem Pankreassaft (im Zwölffingerdarm) und mit dem Darmsaft (im ganzen Darne) in Berührung kommt.

Der Speisebrei ist im Magen grau, später nach Zutritt der Galle gelb und weiterhin grünlich und immer dunkler gefärbt. Beim Eintritt in den Dünndarm enthält er gelöste und noch nicht gelöste eiweißartige Stoffe, Zucker, unverändertes Stärkemehl, Fett, Spuren von Milch- und Essigsäure und die Substanzen, welche überhaupt der Verdauung widerstreben, wie Cellulose zc.

Man nimmt an, daß der Pankreassaft die Zuckerbildung aus Stärke fortsetzt. Die Galle hat die Wirkung des Magensaftes aufzuheben und die Fette in Fettsäuren und Glycerin zu verwandeln. Der Darmsaft hat mit dem pankreatischen Saft die Aufgabe, die stickstoffhaltigen Eiweiß- und Leimteile in aufnahmefähige umzuwandeln. Der alkalische Darmsaft verbindet sich mit den gebildeten Fettsäuren zu Seifen, die dann resorptionsfähig sind. Die Aufnahme in das Blut findet indirekt durch die Lymphgefäße oder durch die Blutgefäß-Kapillaren direkt statt. Auch hier vermittelt die Diffusion den Eintritt der Lymphe (Chylus) in das Blut.

c. **Die Aufnahme gasförmiger Stoffe** findet durch das Einatmen der atmosphärischen Luft statt. Diese gelangt durch die Mund- und Nasenhöhle und Luftröhre in die Lungen. Die Lunge des Menschen besteht aus zwei

elastischen Säcken, in welchen sich die Fortsetzungen der Luftröhren in sehr viele Äste und Zweige teilen. Die äußersten Röhren sind mikroskopisch klein und endigen in kleinen Bläschen (Alveolen). Diese werden von dem Blute, das die Lungen in vielen feinen Haarröhrchengefäßen durchzieht, nur durch eine äußerst zarte Membran geschieden. Das Blut enthält viel Kohlensäure, die Alveolen nur so viel, als in der eingeatmeten Luft enthalten war. Die ungleiche Spannung der beiden Säuren bedingt auch hier eine Diffusion der Gase, und deshalb tritt die Kohlensäure des Blutes durch die Membran in die Lungenbläschen, während der Sauerstoff der Alveolen aus gleichem Grunde zum Blute tritt. Die Kohlensäure wird dann ausgeatmet. Daß wir wirklich Kohlensäure ausatmen, ist uns aus einem frühern Versuch bekannt.

Durch den zugetretenen Sauerstoff wird das durch die Lungenarterien eingetretene dunkelrote Blut hellrot.

Bringt man dunkelrotes Blut in eine Flasche, in welcher sich Sauerstoff befindet und schüttelt den Inhalt einige Zeit, so wird das Blut ebenfalls hellrot.

Ein erwachsener Mensch verbraucht in 24 Stunden etwa 746 g Sauerstoff und atmet 867 g Kohlensäure aus. (Aufgabe: Wie viel beträgt dies nach Raumteilen?) Dieser Oxydationsprozeß, der durch die Respiration hervorgerufen wird, ist die Hauptquelle der Körperwärme.

d. **Stoffausscheidungen.** Ein Teil der aufgenommenen festen und gasförmigen Stoffe bleibt im Körper und wird zur Bildung des tierischen Organismus verwendet, ein anderer Teil der Stoffe wird stetig aus dem Körper wieder entfernt. Die Ausscheidungen, Exkrete, sind: Kohlensäure, Wasser, Salze, Harn, Schweiß, Talg, die Exkremente und Hornabstoßungen (bei der Haut, den Nägeln, Haaren, Federn etc.).

e. **Einfluß der Nahrung auf den Organismus.** Daß die Nahrung dem Körper nicht nur den zur Bildung und Erhaltung seiner Organe erforderlichen Stoff, sondern auch die Kraft, mit welcher die Muskeln die Arbeit verrichten, liefert, wird von niemand bezweifelt. Wie aber der Stoff sich in Kraft umsetzt, ist eine noch nicht gelöste Frage.

Wie big unterschied die Nahrungsmittel in

1) plastische, gewebebildende und krafterzeugende und 2) wärmeerzeugende. Er nahm an, daß Fette die tierische Wärme erzeugen und die Eiweißsubstanzen zur Fleischbildung dienen, während die abgenutzten Körperstoffe sich oxydieren und als Harnstoff etc. im Harn ausgescheiden.

Durch neuere Versuche aber hat man gefunden, daß die Eiweißsubstanzen, also die stickstoffhaltigen Nahrungsmittel zur Erzeugung der Muskeln und Gewebe verwendet werden, während die stickstofffreien Nahrungsmittel durch ihre Verbrennung wesentlich die Respiration bedingen, also Wärme und Kraft erzeugen.

Diese Annahme wird auch bestätigt durch die Arbeitsleistungen vieler nur oder meist von stickstoffarmer Nahrung lebenden Tiere und Menschen. (Pflanzenkost der Bewohner der heißen Zone; Kartoffelnahrung unserer Arbeiter; die Kraftleistung unserer pflanzenfressenden Haustiere.

D. Ackererde.

a. Die Ackererde oder Ackerkrume besteht aus zweierlei ganz verschiedenartigen Materialien: nämlich aus Stoffen, welche dem Mineralreich, und solchen, welche dem Pflanzen- und Tierreiche angehören, also aus unorganischen und aus organischen Stoffen.

Im Laufe der Jahrtausende verwitterten die Gesteine durch den Einfluß des Wassers und der Luft. Hierbei wurden sie nicht bloß mechanisch zerkleinert, sondern auch chemisch verändert (aufgeschlossen), indem chemische Zusammensetzungen sich auflösten und neue sich bildeten. Blieb die Verwitterungsschicht auf dem verwitterten Gesteine, dem Muttergesteine, liegen, so hat man Urboden; gewöhnlich ist aber die Verwitterungsschicht durch das Wasser weggeschwemmt, es entsteht Flöz- oder Flutschuttboden. Aber auch Überreste von organischen Stoffen befinden sich im Boden. Pflanzen und Tiere verwesen; der nicht zersetzte Kohlenstoff aber bildet, wie wir früher schon gesehen haben, den Humus.

b. Nach den vorwaltenden Bestandteilen der Ackererde unterscheidet man Sand-, Lehm-, Thon-, Kalk-, Mergel- und Humusboden.

Sandboden enthält 80—100% Sand; sandiger Lehm Boden 20% Thon, schwacher bis 40% und starker bis 60% Thon; Thonboden erfordert 60—70% Thongehalt.

Kalkboden enthält neben Thon und Sand bis 20% kohlensauren Kalk; je nachdem Thon oder Sand vorherrschen, unterscheidet man kalkigen Thon-, kalkigen Lehm- und kalkigen Sandboden. Mergelboden wird unterschieden in Thon-, Kalk- oder auch Sandmergel, je nachdem Thon, Kalk oder Sand vorherrschen. Humusboden enthält bis 10% Humus.

c. Je nach seinen Hauptbestandteilen sind aber auch die physikalischen Eigenschaften der Ackererde sehr verschieden.

Reiner Thon- und reiner Sandboden sind ganz unfruchtbar. Der Thonboden oder fette Boden ist zu bündig, als daß die Wurzeln kleinerer Gewächse ihn gehörig durchdringen könnten; er ist zu dicht, als daß er auch zu den Wurzeln den freien Zutritt der Luft gestattete. Nach Regengüssen bekommt die Oberfläche desselben eine harte Rinde, der Boden trocknet nicht aus und bleibt schlammig, ist naß und kalt.

Der Sandboden oder magere Boden ist zu porös; er hält die Wurzeln der Pflanzen nicht fest genug; er wird vom Winde leicht weggeweht. Das Regenwasser läßt er schnell und tief eindringen, dann aber auch zu schnell wieder verdunsten. — Viel Sand macht den Boden warm. Große Wärmehaltigkeit aber wird in kalten Tagen nützlich, in warmen schädlich.

Kalkboden ähnelt in seinen Eigenschaften dem Thonboden.

Sehr wichtig ist das Absorptionsvermögen des Bodens. Darunter verstehen wir die Eigenschaft desselben, lösliche Pflanzennährstoffe festzuhalten. Das Absorptionsvermögen der Ackerkrume beruht auf zwei unter sich ganz verschiedenen Vorgängen, einem chemischen und einem physikalischen. Bei letzterem ist die Adhäsion thätig, während bei ersterem vorzugsweise die wasserhaltigen Silikate und die Humusstoffe des Bodens wirken. Die Absorption der Phosphorsäure z. B. ist abhängig von

dem Gehalte der Erde an Eisenoxyd, Thonerde, Magnesia und Kalkerde. — Ohne diese merkwürdige Eigenschaft des Bodens, wodurch allein eine Ansammlung von passender Pflanzennahrung stattfinden kann, müßte das gesamte organische Leben in seiner Existenz auf Erden gefährdet erscheinen. — Die Kraft der Absorption ist am schwächsten im Kiesel- sandboden, am stärksten im Thonboden.

Das Naturgesetz der Bodenabsorption lautet mit des Entdeckers (Liebig) eigenen Worten: „An der äußern Kruste der Erde soll sich unter dem Einflusse der Sonne das organische Leben entwickeln, und so verlieh denn der große Baumeister den Trümmern dieser Kruste das Vermögen, alle diejenigen Elemente, welche zur Ernährung der Pflanzen und somit auch der Tiere dienen, anzuziehen und festzuhalten, wie der Magnet Eisenteile anzieht und festhält, so daß kein Teilchen davon verloren geht; in dieses Gesetz schloß der Schöpfer ein zweites ein, wodurch die pflanzentragende Erde ein ungeheurer Reinigungsapparat für das Wasser wird, aus der sie durch das nämliche Vermögen alle der Gesundheit der Menschen und Tiere schädliche Stoffe, alle Produkte der Fäulnis und Verwesung untergegangener Pflanzen- und Tiergenerationen entfernt.“

d. Mit jeder Ernte wird dem Boden eine größere Menge von Pflanzennahrungsmitteln entzogen, als er imstande ist, von selbst wieder zu sammeln. Wird dieselbe Pflanze längere Zeit auf demselben Ackerstück kultiviert, so wächst sie je länger, desto schlechter und verkümmert zuletzt ganz. Dann ist der Boden erschöpft.

e. Es ist darum für den Landwirt und Gärtner erforderlich, daß er Kenntnis von seinem Boden habe und zwar 1) seine physikalischen Eigenschaften und 2) seine chemischen Bestandteile beurteilen könne, um danach denselben mit einer bestimmten Pflanze zu bebauen oder ihn zu verbessern.

Ist der Boden zu thonhaltig, zu lehmig, so muß ihm Sand zugesetzt werden. Ist er zu sandig, so verbessert man ihn durch Lehm. Bauschutt ist ein vorzügliches Bodenverbesserungsmittel, aber durchaus nicht für jeden Boden. Bisweilen enthält der Humus eine Säure, welche nur gewisse Gräser gut gedeihen läßt. Diese Säure, Huminsäure, bildet sich in solchem Boden, welcher das Wasser zu fest hält, oder in solchem, wo dasselbe nicht abfließen kann; hier muß drainiert werden.

f. Die chemische Verbesserung des Bodens erfolgt zumeist durch die Düngung. Aber wiederum eignet sich nicht jeder Dünger für jeden Boden und jede Frucht. Die rechte Düngewahl ist ein ganz besonders wichtiges Erfordernis für rationelle Kultur.

Nach Stöckhardt teilen wir den Dünger nach seinen hauptsächlichsten Wirkungsstoffen in folgende sieben Klassen:

A. Stickstoffreiche Düngemittel (treibende): 1) Ammoniakhaltige Substanzen (sehr schnell treibende): Ammoniaksalze, Guano, gefaulter Harn, gefaulter Stalldünger, namentlich von Schafen und Pferden, Jauche zc.

2) Leicht zersetzbare, stickstoffhaltige Substanzen (ziemlich schnell treibende): Hornspäne, Leim, aufgeschlossenes Knochenmehl, Ölkuchen, Malzkeime, frischer Harn, ungebrauchter Stalldünger.

3) Schwer zersetzbare, stickstoffhaltige Substanzen (langsam treibende): Knochenmehl, wollene Lumpen, frischer Stalldünger.

4) Salpeterhaltige Substanzen (schnell treibende): Kalisalpeter, Chilisalpeter, alte Komposterde.

B. Kohlenstoffreiche Dungmittel (humusbildende): Stallmist, Waldstreu, Gründüngung, Torf, erdige Braunkohle, Sägespäne, Lohc 2c.

C. Kalihaltige Dungmittel (stark treibende): Pottasche, Kalisalpeter, Malzkeime, Holzasche, Harn der Zugtiere, Bauschutt, Wollabgänge, Straßenkot, Kompost 2c. Stäpffurter Abraumfalze.

D. Natronhaltige Dungmittel (weniger sichtlich wirkende): Kochsalz, Chilisalpeter, Seifensiederlauge 2c.

E. Phosphorsäurereiche Dungmittel (samenbildende): Gebrannte Knochenkohle, Knochenkohle, Phosphorit, Superphosphate, Kaprolithen, Knochenmehl, Guano, tierische Substanzen aller Art, besonders der Kot von Körnerfressern.

F. Schwefelsäurehaltige Dungmittel (teils direkt wirkend, teils Dungstoff konservierend): Gips, Schwefelsäure, Eisenvitriol, Steinkohlen-, Braunkohlen- und Torfasche.

G. Kalkreiche, an Kieselsäure reiche, bodenausschließende Dung- und Bodenverbesserungsmittel: Gips, Kalk, Mergel, Bauschutt 2c.

E. Elementare Boden-Analyse.

Ohne umständliche und äußerst sorgfältige Arbeit ist es nicht möglich, die Bestandteile des Ackerbaues quantitativ und qualitativ genau zu bestimmen. Für den praktischen Gebrauch, wo es auf solche genaue Ermittlung der Zusammensetzung des Bodens nicht ankommt, ist es in den meisten Fällen ausreichend, zu erfahren, ob derselbe 1) sauren Humus, 2) wie viel Humus, 3) wie viel Kalk, 4) Sand und 5) Thon enthalte.

a. Eine kleine Menge des Bodens (etwa 1 Löffel voll) kocht man mit etwas Wasser in einem Porzellanschälchen einige Zeit und reibt dann den Brei in einem Mörser so lange, bis derselbe ganz gleichartig ist. Wird hineingehaltenes blaues Lackmuspapier gerötet, so ist dies ein Zeichen, daß der Boden zu viel Huminsäure enthält; der Boden verlangt Drainage oder Kalk.

b. In einer Porzellanschale befreie man eine größere Menge Ackererde durch längeres Trocknen (im Trof-

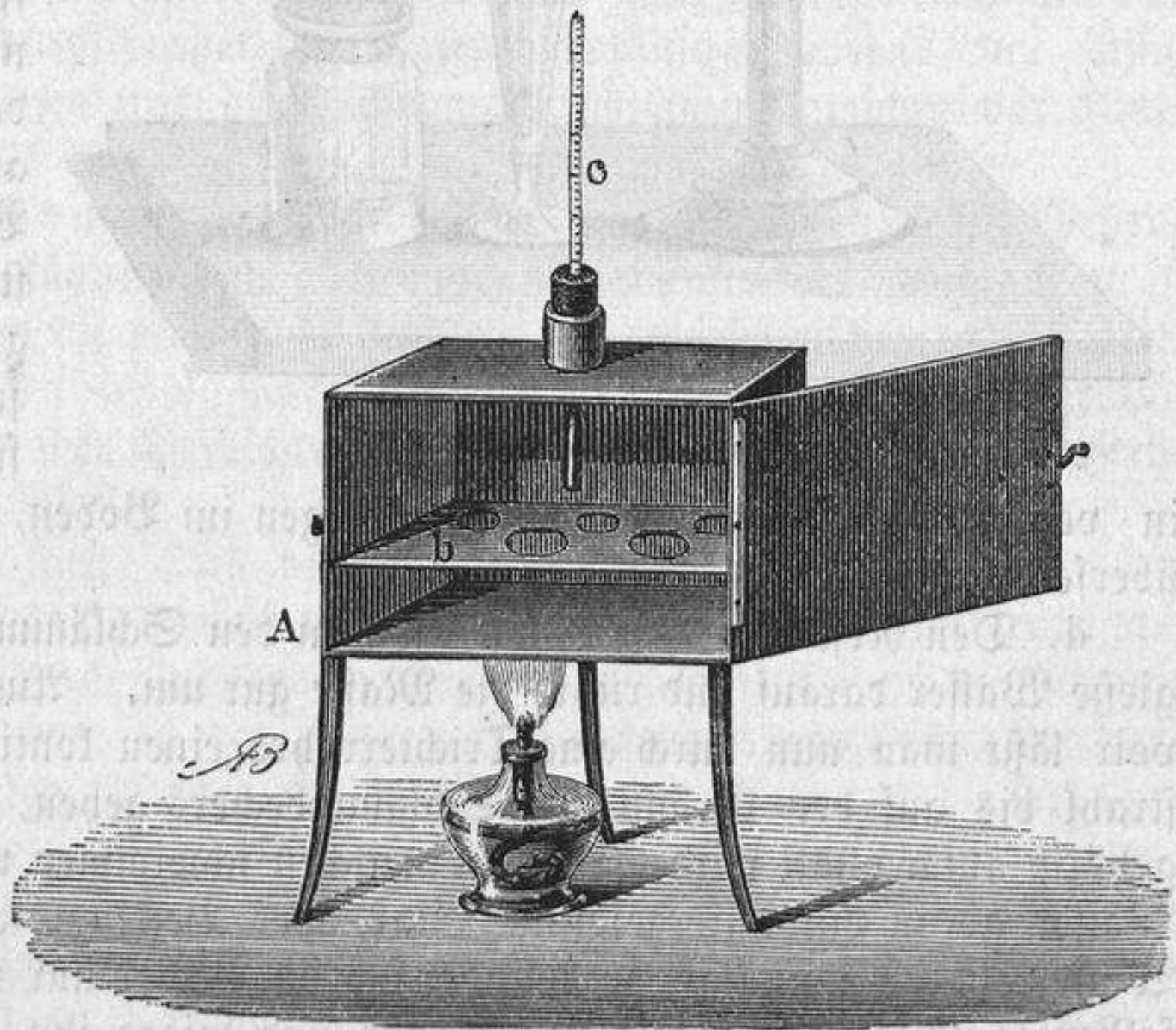


Fig. 124.

fenapparat [Fig. 124] oder der Ofenröhre) bei etwa 80° C. von allem Wasser. Hierauf erhitze man genau 100 g des getrockneten Bodens in einer Silberschale (bei Vorsicht genügt auch ein Schmelztiegel) so lange,

bis der ganze Inhalt glüht. Es verbrennen alle organischen Stoffe, also der Humus. Unter fleißigem Umrühren macht man die Verbrennung vollständig, läßt erkalten und wiegt den Inhalt. Soviel Gramm derselbe weniger wiegt, soviel Prozent Humus enthält der Boden.

c. Man nehme 50 g des ausgeglühten, vom Humus befreiten Bodens, schütte denselben auf eine Porzellschale, übergieße ihn mit Salzsäure und koche den Inhalt einige Minuten bei schwacher Flamme. Färbt die Flüssigkeit rotes Lackmuspapier blau, so gieße man noch etwas Säure zu. Den Inhalt der Porzellschale filtriere man darauf sorgfältig, nachdem man sich das Gewicht des Filtrierpapiers genau merkte. Um alle gelösten Stoffe durch das Filtrum zu schaffen, gießt man so lange aqua dest. nach, bis die Flüssigkeit klar abläuft. Das Filtrum mit dem Inhalte trocknet man im Trockenapparat bei 100° so lange, bis sein Gewicht konstant ist. — Würde dasselbe (nach Abzug des Gewichts des Papiers) 45 g betragen, so sind

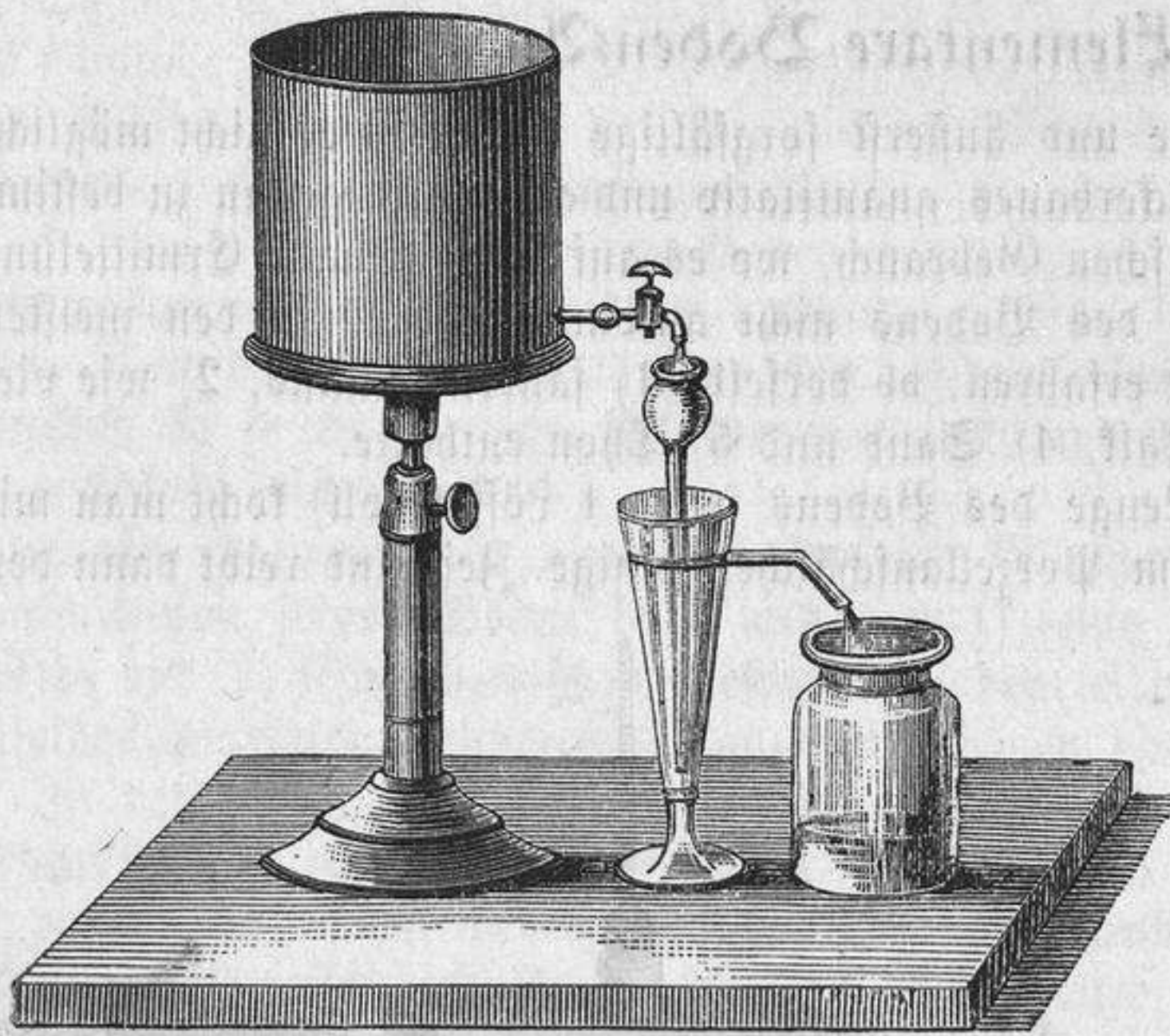


Fig. 125.

in verhältnismäßig unbedeutenden Mengen im Boden, so daß wir sie hier übersehen dürfen.

d. Den Rest von 45 g bringe man in den Schlammbecher (Fig. 125), gieße Wasser darauf und rühre die Masse gut um. Aus dem Wasserreservoir läßt man nun durch eine Trichterröhre einen kontinuierlichen Wasserstrahl bis auf den Grund des Schlammbeckers gehen, so daß der Boden gehörig aufgewühlt wird. Die Thonteilchen schwimmen und fließen mit dem Wasser ab in ein untergesetztes Glas oder Becken. Ist das abfließende Wasser endlich ganz klar, so befindet sich im Becher nur noch Sand. Denselben sammle man sorgfältig, trockne und wiege ihn. Gesezt, er wöge 15 g, so ergiebt sich ein Sandgehalt von 30% . Der Thongehalt ist 60% . Man kann auch das abgeflossene Schlammwasser filtrieren und den Inhalt des Filtrums wiegen; er muß in unserem Falle 30 g betragen.

durch die Salzsäure 5 g der Bodenbestandteile gelöst. Von 100 g gleichartigen Bodens würden 10 g gelöst sein: man kann demnach annehmen, daß der Boden 10% Kalk enthält.

Es ist dies Resultat allerdings nicht ganz fehlerfrei, denn es lösen sich auch durch diesen Versuch andere Bestandteile, als Magnesiumsalze, Kochsalz u. s. w. Doch sind diese gewöhnlich

Kurzer Abriss der Geschichte der Chemie.*)

(Vergleiche: Kopp, Geschichte der Chemie; Wagner, Geschichte der Chemie u. a.)

Die Chemie ist eine von den Wissenschaften, die aus der Kindheit des Menschengeschlechts stammen, aber erst in der neueren Zeit durch vereintes Wirken zahlreicher Kräfte zu einem hohen Grade der Ausbildung gediehen sind. Sie ist es, die im Verein mit der Mechanik und Physik der Industrie zu ihrem heutigen Glanze verholfen hat. Doch nur durch zahlreiche Irrtümer, bald als gepriesenste Wissenschaft der bedeutendsten Männer, bald als verachtete Beschäftigung; hier Mittel zur Befriedigung des krassesten Materialismus, dort Grundlage für mystische Lehren theosophischer Verrücktheit, ist es der Chemie gelungen, eine Macht zu werden, die den Menschen in ungeahnter Weise zum Herrn der Natur und ihrer Kräfte macht.

I. Die Chemie der Alten (bis 300 nach Chr.).

Die ältesten Kulturvölker, Ägypter, Israeliten, Phönizier, finden wir schon mit Gold, Silber, Kupfer, Eisen, Blei und Zinn bekannt, deren Gewinnung doch meist nur hüttenmännisch und auf chemischem Wege stattfinden konnte. Bis ins hohe Altertum reicht die Kenntnis und Gewinnung des Kochsalzes, der Soda, des Glases, der Ziegeln, mannigfacher Farben; die Ägypter stellten Salmiak aus Vitriol dar (nach Herodot), kannten das Verfahren, Seide durch vorheriges Beizen dauerhaft zu färben, Bier, Essig und Seife zu gewinnen und die Leichname durch Einbalsamieren vor Fäulnis zu bewahren.

Bei den Griechen tritt die aus der Erfahrung sich aufbauende Wissenschaft zurück hinter kühnen und geistreichen Spekulationen. Bei ihnen ist schon von Elementen die Rede, doch sind dies nicht die chemischen der Neuzeit.

Anaximenes (556 v. Chr.) leitete die Entstehung aller Körper aus einer Verdünnung oder Verdichtung der Luft ab, im ersten Falle entstehe Feuer, im anderen Wasser.

Aristoteles (gest. 322 v. Chr.) nahm Elementareigenschaften der Materie an: heiß, kalt, trocken und feucht und läßt die vier Elemente oder Elementarzustände durch Zusammentreten von je zwei derselben, die sich nicht ausschließen, entstehen, so das Feuer aus Trockenheit und Hitze, Luft aus Hitze und Feuchtigkeit, Wasser aus Feuchtigkeit und Kälte und die Erde aus Kälte und Trockenheit. (Diese Ansichten hielten sich bis ins 16. Jahrhundert.) Aristoteles nahm sogar noch ein geistiges fünftes Element (essentia) an, und die spätere Zeit hat sich viel vergebliche Mühe gegeben, diese quinta essentia (Quintessenz) der Dinge und damit deren eigentliches Wesen zu erforschen. (Weltäther. Vergl. Spiller, Urkraft des Weltalls.)

*) Über den Namen „Chemie“ vergleiche die ausführliche Abhandlung des Prof. Hoffmann aus Kiel in der Encyclopädie der Naturwissenschaften. Zweite Abteilung 23. Lief. (Breslau bei Trewendt.)

Dioskorides (50 n. Chr.) und seine Zeit kennen schon die Destillation, die Gewinnung des Quecksilbers, den Zinnober; man wendet schon Kalkwasser, Zinkoxyd, Kupfervitriol und Bleiweiß als Heilmittel an; man kennt die Bereitung der Bleipflaster, des Grünspanns, Schwefelarsens, Zuckers, der Stärke, die Darstellung der Lackfarben.

II. Zeitalter der Alchimie (bis 1525).

Die immerhin nicht unbedeutenden chemischen Kenntnisse der Alten, die sich wohl meistens durch Zufall oder auch durch Probieren Gewerbetreibender erweiterten, finden wir nicht in besonderen Schriften niedergelegt. Vom 4. oder 5. Jahrhundert unserer Zeitrechnung ab begegnen wir dagegen Schriften, die chemischen Operationen ausschließlich gewidmet sind; alchimistische Werke. Sie geben unter mannigfachen Zeichen und Formeln Anleitung, den Stein der Weisen zu finden, eine geheimnisvolle Substanz, die jedes Metall in Gold verwandeln könne.

Die Anfänge der Alchimie sind uns unbekannt. Die Alchimisten nannten einen fabelhaften ägyptischen König, *Hermes Trismegistos*, als Vater der Alchimie.

Doch geht aus den Schriften Platons (geb. zu Athen 430 v. Chr.) hervor, daß Hermes die personifizierte Idee einer Geisteskraft und identisch mit Thoth oder Theut der Phönizier sei. (Die Ausdrücke hermetisch, Hermeneutik erinnern heut noch an ihn.)

Durch die Umwälzungen, welche die Zeit der Völkerwanderung über Europa brachte, wurden naturwissenschaftliche Bestrebungen unterdrückt; doch in Ägypten fand auch jetzt die Chemie wiederum Schutz und Pflege. Alexandria war es, von wo die Alchimie ihren Ausgang nahm. In den Arabern fand sie Anhänger, und diese brachten sie nach Europa. Da war es besonders *Geber* in Sevilla (ums Jahr 800), der für sein Zeitalter als ein Chemiker von großen Verdiensten erscheint. Er kennt und beschreibt die Salpetersäure und das Königswasser, den Alaun, Salpeter, Salmiak und Vitriol, Soda und Pottasche, Quecksilberoxyd und -chlorid. Er läßt alle Metalle aus Schwefel und Quecksilber (Mercur) bestehen und glaubt aus diesen beiden Stoffen mittelst Salzen, Borax, Vitriol, Essig und Feuer alle Metalle nach Belieben zu „zeugen“. Er spricht auch von einem Stoffe, welcher zu erheitern und ewige Jugend zu bewahren imstande sei. (Seiner Beschreibung nach ist es Weingeist.)

Andere bedeutende Alchimisten sind: 1) *Albertus Magnus* (Albert von Bollstädt, Bischof von Regensburg, 1193—1280.) Er hatte den Ruf eines großen Gelehrten. Er entdeckte das metallische Arsen und beschreibt die Trennung des Silbers vom Golde durch Scheidewasser. 2) *Roger Baco* (1214—1292) lebte zu Oxford. 3) *Raymundus Lullus* (geb. 1235). 4) Der bedeutendste Alchimist war *Basilius Valentinus*. Er soll ein Erfurter Mönch gewesen sein und im Anfange des 15. Jahrhunderts dort gelebt haben. Er beschrieb die Zink- und Antimonverbindungen, arsenige Säuren, essigsäures Kupferoxyd, Salzsäure, Knallgold, Bereitung des Aethers, der Schwefelsäure und giebt schon ein Verfahren für qualitative Analyse der Metalle.

Hört mit Basil auch das eigentliche Zeitalter der Alchimie auf, so spukt die Entdeckung des Steines der Weisen noch jahrhundertlang in den Köpfen einzelner, gegen die genannten unbedeutender Männer. Die meisten Goldmacher dieser späteren Zeit sind Charlatane und Betrüger, die gewöhnlich an den Höfen geld- und goldbedürftiger Fürsten eine Zeitlang ihr Wesen trieben. Merkwürdig ist Böttcher, der 1709 Erfinder des Porzellans wurde.

III. Zeitalter der Chemiatrik oder der medizinischen Chemie (bis 1650).

Im Jahre 1525 wurde Paracelsus Professor der Arzneikunde zu Basel. Er sagte: „Der wahre Zweck der Chemie ist nicht Gold zu machen, sondern Arznei zu bereiten“. Mit diesem Ausspruch ist das ganze Zeitalter charakterisiert. Er bereitete mancherlei Medikamente aus organischen und unorganischen Stoffen. Den Menschen betrachtete er ebenfalls als eine chemische Verbindung; eine Krankheit war ihm eine Änderung dieser. Das Heilmittel hatte den Zweck, diese Änderung zu beseitigen. Durch ihn und seine Ansichten, denen er durch viele Schriften auch bei den Ärzten Geltung zu verschaffen wußte, wurden besonders Ärzte und Apotheker auf diese neue Wissenschaft hingewiesen und halfen zu ihrem Fortschritt.

Neben Paracelsus verdient Agricola (1494—1555) als Beförderer der Scheidekunst Erwähnung. Er gab zuerst eine klare Anleitung zur Gewinnung vieler Metalle, beschrieb das Zubereiten der Erze, den Röstprozeß, die Gewinnung des Schwefels beim Rösten u. s. w.

Ferner: Van Helmont (in Brüssel um 1600) kennt die Kohlensäure, die sich bei der Gärung und aus dem Kalk entwickelt; er bereitete schon Wasserglas.

Glauber (um 1600) gab dem Glaubersalz den Namen.

Tachenius (um 1650) gab zuerst eine rationelle Definition des Begriffs „Salz“ und schließt auf eine verborgene Säure im Öl oder Fett, die sich bei der Verseifung mit dem Alkali verbindet; er weist die Gewichtszunahme der Metalle bei der Oxydation und den Säurecharakter der Kiesel-erde nach.

Unterdes hatten auf dem so nahe verwandten Gebiete der Physik Männer wie Galilei, Kepler, Toricelli, Guericke großes geleistet, weil sie den Grundsatz des unsterblichen Franz Baco von Verulam beherzigten, daß der Mensch, um sich zum Gebieter der Natur zu machen, sich ihr erst unterordnen müsse.

Und nur auf dem Wege durch gesammelte Thatsachen, d. h. der Natur nachgeahmte Operationen und Experimente, wurde auch in der Folgezeit die Chemie zum Dolmetscher der Natur. So finden wir denn von der zweiten Hälfte des 17. Jahrhunderts an die Chemie nicht mehr als dienende Magd goldsuchender Alchimisten oder des neue Heilmittel suchenden Arztes, sondern sie tritt von nun an als um ihrer selbst willen zu treibende Wissenschaft auf.

IV. Zeitalter der phlogistischen Chemie (bis 1775).

Vorzugsweise war es die Verbrennung, mit der sich die Chemiker dieser Periode beschäftigten. Allen verbrennlichen Körpern schrieb man einen

größeren oder geringeren Gehalt an einem eigentümlichen Stoffe, Phlogiston genannt, zu und gründete darauf die phlogistische Theorie, welche besonders von Stahl (1660—1734) in Berlin aufgebaut wurde. Nach der Stahl'schen Theorie sind alle brennbaren Körper zusammengesetzt mit Phlogiston, das beim Verbrennen entweicht, die Ursache der Verbrennung ist und einen Kalk, eine Erde oder Säure hinterläßt. War die Luft nicht mehr imstande, die Verbrennung zu unterhalten, so hieß sie mit Phlogiston gesättigt oder phlogistifiziert; den verbrannten Körper nannte man dephlogistifiziert. Die Thatsache, daß beim Glühen der Metalle diese an Gewicht zunehmen, suchte er sich dadurch zu erklären, daß das sehr leichte Phlogiston entweiche und nun nicht mehr imstande sei, den Körper zu heben. Er ließ dasselbe also etwa die Rolle eines Luftballons ausführen. Als später von Cavendish das Wasserstoffgas entdeckt war, glaubte man in ihm das wunderbare Phlogiston gefunden zu haben.

Stahl hat das Verdienst, die Chemie durch einige praktische Entdeckungen bereichert zu haben. Andere bedeutende Männer dieser Zeit sind: Boyle (1626—1691). Er vermutete eine größere Anzahl von Grundstoffen, als bis dahin angenommen wurden, unterschied Alkalien und Säuren, lehrte Eisen vergolden, Galläpfeltinte bereiten u. s. w.

Brandt und Kunkel entdeckten, jeder selbständig, den Phosphor. An Hoffmann erinnern heute noch die Hoffmannstropfen. Pott entdeckte die Bernsteinsäure.

Marggraf hat seinen Namen nicht nur durch die Entdeckung des Kunkelrübenzuckers, wobei er auch als erster Benützer des Mikroskopes erscheint, verewigt, sondern auch durch die Darstellung der Phosphor- und Ameisensäure.

Endlich müssen noch erwähnt werden: Cavendish, Priestley und Scheele.

Cavendish, der reiche Engländer, stellte 1766 den Wasserstoff frei dar und nannte ihn inflammable air (brennbare Luft); er glaubte das Phlogiston gefunden zu haben. Er wies nach, daß Wasser aus Sauerstoff und Wasserstoff, und die atmosphärische Luft aus Sauerstoff und Stickstoff bestehe. Salpetersäure stellte er auf synthetischem Wege dar, indem er in ein Gemenge von Sauerstoff und Stickstoff anhaltend einen elektrischen Funken schlagen ließ.

Priestley, der Prediger, entdeckte die meisten wichtigen Gasarten, Sauerstoff (1774), Stickstoffoxydgas, schwefelige Säuren, Fluorsilicium, Chlorwasserstoffgas, Ammoniakgas, Kohlenoxydgas u. a.

Scheele, der arme Apotheker in Upsala, leistete das Nennenswerteste mit dürftigen Apparaten. Den Sauerstoff entdeckte er selbständig und gleichzeitig mit Priestley, ferner Mangan, Chlor, Weinsäure, Milchsäure, Citronensäure, Gallussäure, Blausäure, Mangansäure und Arsensäure, Glycerin, mehrere Ätherverbindungen und noch vieles Andere.

Er starb schon im 44. Lebensjahre.

V. Zeitalter der quantitativen Chemie

(von 1775 bis heute).

Besonders Scheele war es, der durch seine großartigen Entdeckungen die phlogistische Theorie, wenn er auch selbst ihr huldigte, umstürzen mußte.

Alles das Neue paßte nicht mehr in die alten Formen, und gerade der Sauerstoff war es, dessen Entdeckung hinführen mußte zu einer anderen Verbrennungstheorie.

Lavoisier, sechs Monate nach Scheele 1743 geboren, Generalpächter und Millionär, wurde trotz seiner Verdienste um die Wissenschaft, trotz seiner Sorge für die Arbeiter, 1794 guillotiniert. Er ist der Gründer der anti-phlogistischen Theorie. Er wies nach, daß jeder Körper, trotz aller Formveränderungen, wenn nichts zu- oder hinwegkomme, sein ursprüngliches Gewicht behalte; daß jede Gewichtsvermehrung daher Folge einer Verbindung desselben mit einem anderen, jede Gewichtsverminderung Folge eines Ausscheidens von Stoffen aus Verbindungen sei. Er führte die Chemie in das Zeichen der Wage ein und gab ihr als Devise: »In hoc signo vinces«.

Mit der Wage in der Hand wies er nach, daß Sauerstoff die Ursache aller Verbrennung, ebenso der Verkalkung (Vererzung — Oxidation) der Metalle sei, daß er mit anderen Stoffen Säuren liefere u. s. f.

Verteidiger seines Systems waren besonders Berthollet und Fourcroy. Ersterer (1748—1822 in Paris) führte durch ausgezeichnete experimentelle Untersuchungen Lavoisiers Theorie weiter. Die chemische Technologie hat er durch die Anwendung des Chlors als Bleichmittel, Salpeterfabrikation und Knallsilber bereichert.

Fourcroy (1755—1809) ist der eifrigste Anhänger der neuen Theorie und machte sich außerdem durch chemische Untersuchungen gesunder und kranker Tierstoffe einen Namen.

In Deutschland hielt sich die alte Theorie länger. Erst Klaproth (1743—1817), Professor der Chemie in Berlin, bürgerte sie seit 1792 auch hier ein. Er entdeckte das Uran, die Zirkonerde und bestätigte Entdeckungen anderer durch seine sorgfältigen Experimente.

Seit Anfang dieses Jahrhunderts etwa erscheint nun die Chemie als ganz selbständige Wissenschaft, die mit der Physik (durch spez. Gewicht, Wärme, Siedepunkt, Elektrizität), später auch mit Mineralogie, Physiologie der Pflanzen und Tiere und der Arzneikunde in innigsten Zusammenhang tritt. Die Gewerbe verdanken von jetzt an nicht mehr dem Zufall, sondern der Anwendung wissenschaftlicher Grundsätze ihre besten Entdeckungen. Man vergegenwärtige sich nur die Fabrikation der künstlichen Soda, der englischen Schwefelsäure, des Runkelrübenzuckers, das Bleichen, das Färben (Teerfarben!), die Seifenbereitung, Leuchtgas, Aluminium.

Die Chemie befördert das Wohlfsein der Menschen (Desinfektion; Darstellung von Nahrungsmitteln).

Es ist eine lange Reihe glänzender Namen von Männern, die am Ausbau unserer Wissenschaft gearbeitet haben; nur die epochemachendsten können wir erwähnen.

Richter, Bergsekretär in Breslau, wurde der Begründer der Stöchiometrie (1792).

Proust (1755—1826) hat das Verdienst, durch zahlreiche Untersuchungen nachgewiesen zu haben, daß in jeder Verbindung die Bestandteile nach einem bestimmten Gewichtsverhältnis vorhanden sind.

Dalton (1766—1844) ist der Begründer der atomistischen

Theorie, nach welcher die Körper aus unteilbaren Atomen bestehen, die aber bei verschiedenen verschieden schwer sind. Verbinden sich zwei Körper mit einander, so legen sich die Atome des einen an die des andern, und hieraus erklärt man sich die konstanten Gewichtsverhältnisse und multiplen Gewichte in den Verbindungen.

Gay-Lussac (1788—1850) begründete mit Alexander von Humboldt die Volumen-Theorie, wonach ein oder mehrere Raumteile eines Gases sich stets mit einer bestimmten Menge gleicher Raumteile eines anderen Gases verbinden, z. B. 1 Volumen O mit 2 Vol. H zu Wasser. Durch seine Untersuchungen organischer Körper hat er sich die größten Verdienste erworben. Sehr wichtig war seine Arbeit über das Cyan und dessen Verbindungen. Er lehrte den Begriff „zusammengesetztes Radical“ kennen, und die Analyse verdankt ihm zum Teil ihre Ausbildung.

Davy (1778—1828) gelangte (1812) durch seine mit Erfolg gekrönten elektrolytischen Arbeiten zu der Ansicht, daß Körper, zwischen denen chemische Verwandtschaft bestehe, sich in entgegengesetzten elektrischen Zuständen befänden. Der eine sei elektropositiv, der andere elektronegativ.

(Elektrochemische Theorie.) Mittels mächtiger galvanischer Batterien zer setzte er eine Reihe bis dahin nicht zer setzbarer Stoffe; es waren dies die Alkalien und alkalischen Erden, aus denen er die Metalle: Kalium, Natrium, Baryum, Strontium, Calcium und Magnesium abschied. Über die Säuren stellte er eine neue Theorie auf. Seit Lavoisier war Sauerstoff der Säurebildner, und ein Salz wurde immer als die Verbindung einer Säure mit einer Base angesehen. Davy wies nach, daß Wasserstoff das Element sei, welches die Säure charakterisiere; seine Untersuchungen über die Haloidsalze ließen das Wesen derselben erst verstehen.

Berzelius (1779—1842) hat eine Wirksamkeit auf diesem Gebiete entfaltet, wie nur noch einer nach ihm. Die Atomgewichte suchte er festzustellen; die heut übliche Zeichensprache rührt von ihm her. Er ist der Begründer der dualistischen oder Binär-Theorie. Gleich Davy sieht er die Verwandtschaft als Folge des elektrischen Zustandes der Körper an. Jedes Atom habe zwei Pole. Jenachdem die eine oder andere Elektrizität vorherrsche, unterscheide man elektropositive und elektronegative Körper. Durch Ausgleichung der Elektrizitäten entstehen Licht- und Wärme-Erscheinungen. Ein Salz entsteht aus einer elektronegativen Säure und einer elektropositiven Base.

Von seinen Entdeckungen seien angeführt: die des Thor, Cer, Selen, Silicium, Zirkon und Tantal. Er stellte ein chemisches Mineralsystem auf.

Er ist der Lehrer der ausgezeichnetsten Chemiker der jüngst verflossenen Zeit: Mitscherlich, Christian Smelin, H. und G. Rose, Wöhler, Magnus; auch der Mineralog Naumann war sein Schüler.

Nennen wir ferner Faraday, der auch auf physikalischem Gebiete groß dasteht, ferner Dulong und Petit, die 1819 das merkwürdige Gesetz fanden, daß die Zahlen, welche die spezifische Wärme der einfachen Stoffe ausdrücken, sich umgekehrt verhalten wie die Äquivalentzahlen; Mitscherlich, den Entdecker des Isomorphismus und Dimorphismus; Dumas, den Begründer der Typentheorie, und endlich noch den Großmeister der Wissenschaft:

Justus Freiherr von Liebig (1803—1874). Um einen Überblick über sein reiches und nutzbringendes Wirken zu gewinnen, erwähnen wir einige seiner wichtigsten Schriften: „Handwörterbuch der Chemie“, „Tierchemie oder organische Chemie in ihrer Anwendung auf Physiologie und Pathologie“, „die organische Chemie in ihrer Anwendung auf Agrikultur“, seine „chemischen Briefe“ u. a. m. 1830 erfand er den nach ihm benannten Kugel- oder Kalkiapparat zur Ausführung der Elementaranalyse. Knallsäure. Fleischextrakt. Liebig war der Reformator der medizinischen Chemie und brachte durch seine Arbeiten die organische Chemie auf die Stufe, wohin die unorganische durch Berzelius gelangt war. Was andere seit Liebig auf dem Gebiete der organischen Chemie geleistet haben, ist nur weiterer Ausbau des Gebäudes, zu dem er den Grund legte.

Dasselbe gilt von der Agrikulturchemie. Auf letzterem Gebiet ist besonders J. A. Stöckhardt („chemische Feldpredigten“) weiter mit bedeutendem Erfolge thätig gewesen.

Wöhler hat die unorganische Chemie durch seine klassischen Untersuchungen wahrhaft bereichert; er stellte zuerst Aluminium, Beryllium, Yttrium dar. (Harnstoff.)

M. Berthelot ist der Schöpfer einer Reihe von Reaktionen, mittelst welcher die einfachsten Kohlenwasserstoffe in immer höhere und kohlenstoffreichere Kohlenwasserstoffe übergeführt und endlich Alkohole, Säuren zc. erhalten werden, z. B. die künstliche Darstellung des Benzols.

A. W. Hofmann (Berlin) endlich ist es, der der modernen Auffassung der chemischen Verbindungen, wie sie auch vorliegendes Lehrbuch enthält, in den weitesten Kreisen Anhänger verschafft hat, besonders durch seine „Einleitung in die moderne Chemie“.

Bunsen und Kirchhoff haben durch Einführung der Spektralanalyse auf dem Gebiet der analytischen Chemie bedeutende Erfolge aufzuweisen.

Die wissenschaftlichen Ziele der Chemie gehen heut nicht sowohl auf Entdeckung neuer Elemente und Verbindungen, sondern haben keine geringere Aufgabe als neben und mit den andern Naturwissenschaften die Erkenntnis des Wesens der Materie und des ursächlichen Zusammenhangs aller Erscheinungen anzubahnen. (Vgl. A. Kekulé, Die wissenschaftlichen Ziele und Leistungen der Chemie. Bonn.)

Das Arbeitsfeld ist ein weites; aber es wirken auf demselben gegenwärtig eine Anzahl der vorzüglichsten Kräfte. Niemand kann sich heut dem Einflusse der Chemie entziehen. Berthollet übertrieb die hohe Wichtigkeit dieser Wissenschaft nicht, als er sagte: „Es existiert keine menschliche Beschäftigung, die sie nicht mit ihrem Lichte erleuchtet.“ Chemie zu treiben im gewöhnlichen Sinne des Wortes ist nicht für jeden; aber Ignorant auf diesem Gebiete zu bleiben, ist eines gebildeten Mannes unwürdig.

Tabelle I.

Nr.	Name.	Sym- bol.	Elek- trisches Ver- halten.	Wer- tig- keit.	Atom- gewicht.	Volumgewicht		Schmelz- punkt in C°.	Entdeckt von
						H B. G. g.	Luft B. G. g.		
						H ₂ O B. G. B.			
1.	Wasserstoff	H	+	I	1	0,069	—	—	Gavendish u. Watt 1766.
2.	Aluminium	Al	+	III	27,5	—	2,56	1300	Wöhler 1827.
3.	Antimon	Sb	—	III	122	—	6,71	425	im 15. Jahrhundert.
4.	Arſen	As	—	III	75	10,338	5,53	—	Brandt 1733.
5.	Baryum	Ba	+	II	137	—	4	—	Davy 1808.
6.	Beryllium	Be	+	II	9,3	—	2,10	—	Bauquelin 1798.
7.	Blei	Pb	+	II	207	—	11,35	332	—
8.	Bor	B	—	III	11	—	2,68	—	Davy 1807.
9.	Brom	Br	—	I	80	5,528	3,19	—22	Balard 1826.
10.	Cadmium	Cd	+	II	56	3,94	8,60	355	Hermann u. Stromeyer 1818.
11.	Cäſium	Cs	+	I	133	—	2,5	—	Bunsen u. Kirchhoff 1800.
12.	Calcium	Ca	+	II	40	—	1,56	—	Davy 1807.
13.	Cer	Ce	+	II	92	—	5,50	—	Klaproth 1803.
14.	Chlor	Cl	—	I	35,5	2,450	1,33	—	Scheele 1774.
15.	Chrom	Cr	—	II	52,2	—	6,80	1700	Bauquelin 1797.
16.	Devium	De	+	—	—	—	9,38	—	Kohn 1877.
17.	Didym	Di	+	II	93	—	—	—	Mosander 1839.
18.	Eiſen	Fe	+	II	56	—	7,84	1600	—
19.	Erbium	E	+	II	112,6	—	—	—	Wöhler 1828.
20.	Fluor	Fl	—	I	19	1,313	—	—	Wöhler ?
21.	Gallium	Ga	+	III	—	—	—	30	Recoq de Boisbaudran 1875.
22.	Gold	Au	+	III	197	—	5,93	1097	—
23.	Indium	In	+	II	113,4	—	19,50	176	Reich u. Richter 1863.
24.	Jod	J	—	I	127	8,766	7,36	107	Courtois 1811.
25.	Jridium	Ir	+	IV	198	—	4,95	2700	Lennant 1804.
26.	Kalium	K	+	I	39	—	21,15	62,5	Davy 1807.
27.	Kieſel	Si	—	IV	28	—	0,86	—	Berzelius 1823.
28.	Kobalt	Co	+	II	58,8	—	2,49	1400	Brandt 1753.
29.	Kohlenſtoff	C	—	IV	12	0,832	3,52	—	—

30.	Kupfer	Cu	+	II	63,5	63,5	—	8,80	1090	—	Berzelius 1803.
31.	Lanthan.	La	+	II	90,2	90,2	—	—	—	—	Arfvedson 1817.
32.	Lithium	Li	+	I	7	7	—	0,59	180	—	Davy 1808.
33.	Magnesium	Mg	+	II	24	24	—	1,74	400	—	Bott 1740.
34.	Mangan	Mn	+	II	55	55	—	7,14	1600	—	Scheele 1778.
35.	Molybdän	Mo	+	VI	96	96	—	8,60	1600	—	Davy 1807.
36.	Natrium	Na	+	I	23	23	—	0,97	95,6	—	Kronstedt u. Bergmann 1751.
37.	Nickel	Ni	+	II	58	58	—	8,28	1600	—	Rose 1844.
38.	Niob	Nb	—	V	94	94	—	6,27	—	—	Lennant 1804.
39.	Osmium	Os	+	IV	192,2	192,2	—	21,30	—	—	Wollaston 1803.
40.	Palladium	Pd	+	II	106,6	106,6	—	11,40	1370	—	Brandt u. Kunkel 1669.
41.	Phosphor	P	+	III	31	62	4,281	1,82	44	—	Wollaston u. Scheffel 1752.
42.	Platin	Pf	+	IV	197,4	197,4	—	21,40	1480	—	Nach Wollaston u. Scheffel 1752.
43.	Quecksilber	Hg	+	II	200	100	6,976	13,54	—	—	Brandt u. Kunkel 1669.
44.	Rhodium	Rh	+	II	104,4	104,4	—	12,10	—	—	Wollaston 1804.
45.	Rubidium	Rb	+	I	85,4	85,4	—	1,52	38,5	—	Klaus 1845.
46.	Ruthenium	Ru	+	IV	104,4	104,4	—	11	—	—	Scheele 1776. Priestley 1774.
47.	Sauerstoff	O	—	II	16	16	1,106	—	—	—	Berzelius 1817.
48.	Schwefel	S	—	II	32	32	—	2,05	111	—	Rutherford 1772.
49.	Selen	Se	—	II	79,4	79,4	5,680	4,28	217	—	Davy 1808.
50.	Silber	Ag	+	I	108	108	—	10,50	1000	—	Rose 1844.
51.	Stickstoff	N	—	III	14	14	0,969	—	—	—	Klaproth 1782.
52.	Strontium	Sr	+	II	87,5	87,5	—	2,50	—	—	Crookes u. Lamy 1862.
53.	Tantal	Ta	—	V	182	182	—	10,78	—	—	Berzelius 1845.
54.	Tellur	Te	—	II	128	128	—	6,18	400	—	Gregor 1790.
55.	Thallium	Tl	+	I	204	204	9,080	11,86	290	—	Klaproth 1789.
56.	Thor	Th	—	IV	231,5	231,5	—	7,73	—	—	Sessröm 1830.
57.	Titan	Ti	—	IV	50	50	—	—	—	—	Agricola.
58.	Uran	U	—	II	120	120	—	18,40	1600	—	Scheele 1781.
59.	Vanadin	V	—	III	51,3	51,3	—	5,5	246	—	Wöhler 1828.
60.	Wismut	Bi	—	III	210	210	—	9,80	—	—	—
61.	Wolfram	W	—	IV	184	184	—	16,54	1700	—	—
62.	Yttrium	Y	+	II	61,7	61,7	—	—	—	—	—
63.	Zinn	Zn	+	II	65,2	32,6	—	6,86	412	—	—
64.	Zinn	Sa	—	IV	118	118	—	7,30	235	—	—
65.	Zirkon	Zr	—	IV	89,6	89,6	—	4,15	—	—	Klaproth 1798.

Dazu noch die im Jahre 1879 entdeckten: Oterbium, Scandium, Thulium, Holmium u. Norvegium.

Tabelle II.

Volumgewichte.*)

a. Feste Körper.

Achat	2,59	Glas	2,5—3,78
Alaun (Kalithonerde)	1,72	Hainbuchenholz } frisch	0,94
Alabaster	1,87	} trocken	0,77
Ahornholz } frisch	0,90	Kampfer	0,99
} trocken	0,65	Kautschuk	0,93
Anthracit	1,81	Knochen	1,60
Asbest	2,50	Kochsalz	2,16
Asphalt	1,10	Kreide	2,50
Bernstein	1,08	Kork	0,24
Bleioryd	9,36	Lindenholz } frisch	0,82
Bleizucker	2,39	} trocken	0,44
Blutlaugensalz	1,83	Messing	8,40
Bleiglanz	7,76	Mahagoniholz	1,06
Buchenholz } frisch	0,98	Marmor	2,84
} trocken	0,59	Rußbaumholz	0,68
Burbaum	1,33	Paraffin	0,87
Cellulose	1,52	Porzellan	2,30
Chlorsilber	5,55	Pappelholz	0,38
Cedernholz	0,56	Rohrzucker	1,60
Cypressenholz	0,60	Salmiak	1,53
Eisen } gegossen	7,21	Schwerspat	4,43
} geschmiedet	7,79	Salpetersaures Kali	2,08
Stahl	7,82	" Natron	2,26
Elfenbein	1,92	" Bleioryd	4,50
Ebenholz	1,23	" Silberoryd	4,35
Eichenholz	1,17	Schwefelsaures Kupferoryd	2,30
Edeltanne } frisch	0,89	Stärke-mehl	1,53
} trocken	0,45	Thon	1,8—2,60
Erlenholz } frisch	0,90	Wachs (weißes)	0,97
} trocken	0,64	Walrat	0,94
Gips	2,33		

*) Die Volumgewichte der Elemente siehe Tabelle I.

b. Flüssige Körper.

Wasser	1,00	Salpetersäure bei 15°	1,54
Aceton	0,81	= 90 ^o / _o	1,49
Äther	0,73	= 80 ^o / _o	1,46
Alkohol (abs.)	0,79	= 70 ^o / _o	1,42
Ammoniak bei 14°		= 60 ^o / _o	1,37
= komprimiert	0,73	= 50 ^o / _o	1,32
= 36 ^o / _o	0,88	= 40 ^o / _o	1,25
= 33 ^o / _o	0,89	= 30 ^o / _o	1,18
= 29 ^o / _o	0,90	= 20 ^o / _o	1,12
= 25 ^o / _o	0,91	= 10 ^o / _o	1,06
= 18 ^o / _o	0,93	Schwefelkohlenstoff	1,27
= 12 ^o / _o	0,95	Schwefelige Säure (komprimiert)	1,49
= 7 ^o / _o	0,97	Schwefelsäure (englische)	1,84
= 2 ^o / _o	0,99	= bei 15° und 90 ^o / _o	1,82
Anilin	1,03	= 80 ^o / _o	1,73
Baumöl	0,91	= 70 ^o / _o	1,61
Benzol	0,85	= 60 ^o / _o	1,50
Chlor (komprimiert)	1,33	= 50 ^o / _o	1,34
Chloroform	1,48	= 40 ^o / _o	1,30
Essigäther	0,88	= 30 ^o / _o	1,22
Essigsäure	1,08	= 20 ^o / _o	1,14
Glycerin	1,26	= 10 ^o / _o	1,07
Kohlensäure (komprimiert)	0,83	Terpentinöl	0,87
Leinöl	0,94	Salzsäure bei 15° und 43 ^o / _o	1,21
Milch	1,03	= 40 ^o / _o	1,20
Mohnöl	0,93	= 35 ^o / _o	1,18
Meerwasser	1,03	= 30 ^o / _o	1,15
Malagawein	1,02	= 25 ^o / _o	1,12
Olivenöl	0,91	= 20 ^o / _o	1,10
Orangen (Citronen) öl	0,85	= 15 ^o / _o	1,075
Rüböl	0,91	= 10 ^o / _o	1,05

c. Gase (bei 0° C. und 760 mm Barometerstand).

	H = 1	Luft = 1.		H = 1	Luft = 1
Äther	37	2,56	Kohlensäure	22	1,529
Alkohol	23	1,59	Sumpfgas	8	4,43
Ammoniak	8,5	0,59	Phosphorwasserstoff	17	1,185
Chlorwasserstoff	18,2	1,262	Schwefelige Säure	32	2,211
Cyan	26	1,800	Schwefelwasserstoff	17	1,191
Cyanwasserstoff	13,5	0,935	Schwefelkohlenstoff	19	2,64
Essigsäure	30	2,076	Wasserdampf	9	0,623
Kohlenoxydgas	14	0,967			

1 Liter Luft wiegt 1,29318 g — 1 Liter Wasserstoff 0,08957 g.

Stöchiometrisches.

Unter Stöchiometrie (von stoicheion = Grundstoff und metrein = messen) verstehen wir 1) die Kenntnis der Gesetze, nach welchen sich chemische Verbindungen bilden, und 2) die Anwendung dieser Gesetze zu chemischen Berechnungen.

Zu Aufgabe 1) $\text{Hg} = 200$; $\text{O} = 16$; $\text{HgO} = 216$.

a. $216 : 16 = 48 : x$

O also = 3,55 g

b. $216 : 200 = 48 : x$

Hg also = 44,44 g.

2) $\text{HgO} : \text{O} = 100 : x$

$216 : 16 = 100 : x$

O hat also 7,41 Gewichtsteile. Hg hat 92,59 Gewichtsteile.

3) **92,59% Hg und 7,41% O.**

4) $\text{K} = 39$; $\text{Cl} = 35,5$; $\text{O}_3 = 48$; $\text{KClO}_3 (= 39 + 35,5 + 48) = 122,5$.

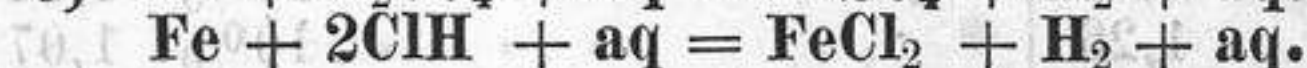
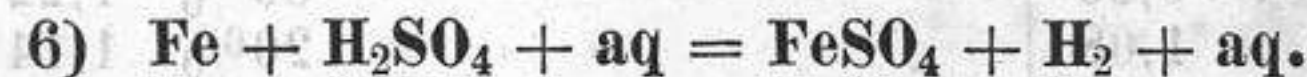
$122,5 : 39 = 100 : x$ $122,5 : 35,5 = 100 : x$ $122,5 : 48 = 100 : x$

$x = 31,84$

$x = 28,98$

$x = 39,18$.

5) In 30 g KClO_3 sind 11,755 g O enthalten $= \frac{11,755}{1,4} = 8,4$ Liter.



7) $\text{Zn} = 65,2$; $\text{S} = 32$; $\text{O}_4 = 64$; $\text{ZnSO}_4 = 161,2$.

$\text{H}_2 = 2$; $\text{S} = 32$; $\text{O}_4 = 64$; $\text{H}_2\text{SO}_4 = 98$.

Aus je 98 Gewichtst. H_2SO_4 entstehen durch Substitution 161,2 Gewichtst. Zinksulfat. $\text{Zn} : \text{H}_2 = 65,2 : 2 = 32,6 : 1$. Wenn aber 32,6 Gewichtst. = 15 g sind, dann ist 1 Gewichtst. = $15 : 32,6 = 0,46$ g. Es werden also 0,46 g H gewonnen. 1 Liter = 0,089 g; 0,46 g mithin = **5,17 Liter.**

8) $\text{Fe} = 56$; $\text{FeO} = 72$; $56 : 6 = 72 : x$

$x = 7,7$.

Mithin beträgt die Gewichtszunahme $7,7 \text{ g} - 6 \text{ g} = 1,7 \text{ g}$.

Oder: $56 : 16 = 6 : x$; $x = 1,7$.

9) a. **67,5 g H_2O .** b. **60 g O.**

10) **467 g.**

11) **611 g.**

12) **8,64 g H_2O .**

13) a. **82,35% N und 17,65% H.**

b. **26,17% N; 7,48% H und 66,35% Cl.**

14) 1 Liter Wasser nimmt bei 0° 1050 Liter NH_3 auf. 1 Liter H wiegt aber 0,089 g. NH_3 ist 8,5mal so schwer. 1050 Liter wiegen demnach $1050 \cdot 0,089 \cdot 8,5 = 794,325 \text{ g}$.

15) $\text{N}_2\text{O} = 63,63\% \text{ N}; 36,36\% \text{ O}$.

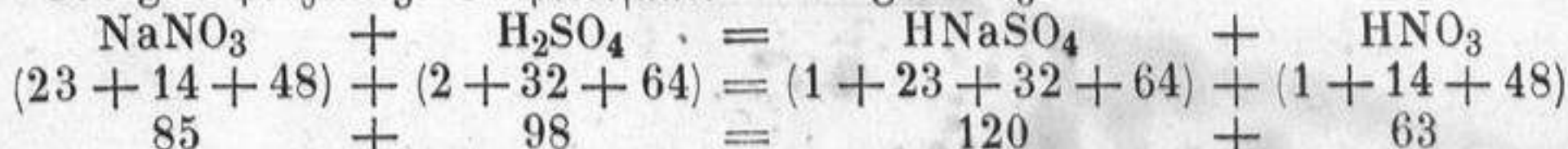
$\text{NO} = 46,6\% \text{ N}; 53,3\% \text{ O}$.

$\text{N}_2\text{O}_3 = 36,84\% \text{ N}; 63,16\% \text{ O}$.

$\text{NO}_2 = 30,43\% \text{ N}; 69,56\% \text{ O}$.

$\text{N}_2\text{O}_5 = 25,92\% \text{ N}; 74,08\% \text{ O}$.

16) 100 g 50 prozentige Salpetersäure = 50 g HNO_3 .



a. $63 : 50 = 85 : x$

$x = 67,46$

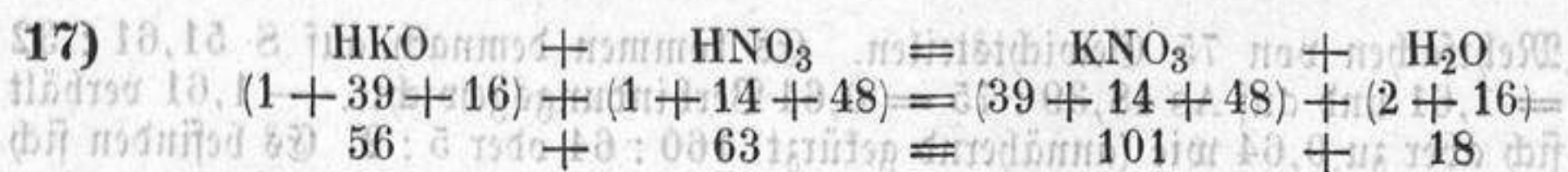
b. $63 : 50 = 98 : x$

$x = 77,77$

Also: **67,46 g NaNO_3**

und

77,77 g H_2SO_4 .



Um 1 Molekül HNO_3 zu neutralisieren, ist 1 Mol. HKO erforderlich, oder um 63 Gewichtsteile HNO_3 zu neutralisieren, sind 56 Gew. HKO erforderlich. (100 g Salpetersäure von 40% sind gleich 40 g HNO_3 .) $63 : 40 = 56 : x$; $x = 35,5$. Es würden demnach 35,5 g HKO nötig sein; da die Kalilauge aber 50 prozentig ist, also die Hälfte Wasser enthält, muß man $2 \cdot 35,5 = 71$ g Kalilauge zur Neutralisation haben.

18) $63 : 40 = 101 : x$; $x = 64,12$; also 64,12 g Salpeter.

19) 28558,75 Liter.

20) 40941,824 g.

21) $128\frac{2}{3}$ Stunden (d. h. so lange würde noch Sauerstoff vorhanden sein. Da aber — nach Müller — die Lebensthätigkeit schon aufhört, wenn die einzuatmende Luft nur 10% Kohlensäure enthält, so würden in obigem Raume schon nach viel weniger als 24 Stunden tierische Organismen nicht mehr funktionieren können).

22) 44 g CO_2 .

23) 1 Liter C = 12 mal so schwer als 1 Liter H, und 2 Liter O = 32 mal so schwer als 1 Liter H; 2 Liter $\text{CO}_2 = 12 + 32 = 44$ mal so schwer als 1 Liter H, mithin 1 Liter $\text{CO}_2 = 22$ mal so schwer als 1 Liter H. — 1 Liter H = 0,089 g (Aufg. 7). 1 Liter CO_2 also $0,089 \cdot 22 = 1,978$ g. (1 Liter Wasser = 1000 g. Das spez. Gew. der Kohlensäure also $1,978 : 1000 = 0,001978$.) 44 g CO_2 werden so viel Liter Raum einnehmen, als das Gewicht eines Liters in 44 enthalten ist = $44 : 1,978 = 22,24$ Liter.

24) 11 g kohlenfauren Kalk.

25) 82,35 g NaCl; 61,75 g MnO_2 ; 137,98 g H_2SO_4 .

26) a. 289,17 g MnO_2 ; 837,6 g H_2SO_4 .

b. 212,39 g Cl; 66,77 Liter Cl.

27) 218,376 g HCl; 424,78 g Na_2SO_4 .

28) a. Bei 0° absorbiert Wasser circa das 500fache Volumen Salzsäuregas, also $25 \cdot 500 = 12500$ Liter. (Die entstandene Salzsäure ist 45 prozentig.) Nach Tabelle II ist HCl 18,2 mal so schwer als H. 1 Liter HCl wiegt demnach $18,2 \cdot 0,089$ g, d. i. 1,62 g, 12500 Liter mithin 20,25 kg HCl.

b. $2\text{NaCl} + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{Na}_2\text{SO}_4 + 2\text{HCl}$

(117) + (98) = (142) + (73)

$73 : 20,25 = 117 : x$; $x = 32,45$ kg NaCl.

c. $73 : 20,25 = 98 : x$; $x = 27,19$ „ H_2SO_4 .

d. $73 : 20,25 = 142 : x$; $x = 39,11$ „ Na_2SO_4 .

29) a. Ca = 40.

b. $\text{Al}_2 = 55$.

$\text{Fl}_2 = 38$.

$\text{Na}_6 = 138$.

$\text{Fl}_{12} = 228$.

30) 386,36 g H_2S .

31) a. $\text{SO}_2 = 50\%$ S und 50% O.

b. $\text{H}_2\text{SO}_4 = 2,04\%$ H; $32,65\%$ S; $65,31\%$ O.

c. $\text{CS}_2 = 15,79\%$ C; $84,21\%$ S.

32) a. 29,76 g Cu; — b. 91,86 g H_2SO_4 ; — c. 116,95 g $\text{CuSO}_4 + 5 \text{ aq}$.

33) 751,3 Str. Schwefelsäure.

34) 21,32 Pfund P.

35) 66,662 g P und 90,371 g HKO.

35a) Wenn eine aus S und As bestehende Verbindung 51,61% S enthält, so befinden sich in derselben 48,39% As. — Schwefel verbindet sich aber stets mit 32 oder einem Mehrfachen von 32 Gewichtsteilen und Arsen mit 75 oder einem

Mehrfachen von 75 Gewichtsteilen. Es kommen demnach auf S 51,61 : 32 = 1,61 und auf As 48,39 : 75 = 0,64 Verbindungsgewichte. — 1,61 verhält sich aber zu 0,64 wie (annähernd gefürzt) 160 : 64 oder 5 : 2. Es befinden sich darum 5 Verbindungsgewichte S und 2 Verbindungsgewichte As in der untersuchten Verbindung, für welche sich demnach die Formel As_2S_5 (Arsensulfid) ergibt.

- 36) 6,48 g Borfäure.
- 37) 73,04 g HKO und 48,26 g H_2CaO_2 .
- 38) a. 45,65 g Salpetersäure. b. 6,37 g Kohlenensäure.
c. 29,27 g Salpeter.
- 39) 27,34 g $KClO_3$.
- 40) 67,46 Pfund.
- 41) a. 273,504 kg Schwefel.
b. 380,446 cbm Salzsäuregas.
c. 905,982 kg Soda.
- 42) $2NH_4Cl + H_2CaO_2 = CaCl_2 + 2H_2O + 2NH_3$.
107 34
1 Liter Wasser absorbiert 500 Liter NH_3 . — 1 Liter H wiegt 0,089 g. — NH_3 ist 8,5 mal so schwer, wiegt also 0,7565 g. — 500 Liter demnach = 378,25 g. — So viel NH_3 ist zu entwickeln. — Dazu sind aber 1191,319 g $AmCl$ erforderlich. —
 $34 : 378,25 = 107 : x$.
- 43) a. 661,76 g Salpetersäure von 70%. b. 558,235 g Salpeter.
- 44) a. 12,734 g $BaCl_2$. b. 14,265 g $BaSO_4$.
- 45) 56 Pfund.
- 46) a. 18,34% K_2SO_4 . b. 36,14% Al_2SO_4 . c. 45,52% aq.
- 47) Schwefelkies $FeS_2 = 46,66\%$; Graueisenkies $FeS_2 = 46,66\%$; Magnetkies $Fe_7S_8 = 65,3\%$; Kupferkies $CuFeS = 30,5\%$; Buntkupferkies $Cu_3FeS_3 = 16,35\%$; Arsenkies $FeSAs = 36,601\%$; Magnetisenerz $Fe_3O_4 = 72,41\%$; Roteisenerz $Fe_2O_3 = 70\%$; Brauneisenerz $2Fe_2O_3 + 3H_2O = 59,89\%$; Madeleisenerz $Fe_2O_3 + H_2O = 62,9\%$; Eisenvitriol $FeSO_4 + 7H_2O = 19,44\%$; Eisenspat $FeCO_3 = 48,27\%$ Eisen.
- 48) a. 0,32 g. b. 1,10 g. c. 1,88 g
- 49) a. 118,66 kg und b. 112,8 kg Bleiweiß.
- 50) Kupferglanz $Cu_2S = 79,87\%$; Kupfersilberglanz $CuAgS = 31,15\%$; Kupferkies $Cu_2S + Fe_2S_3 = 34,6\%$; Buntkupfererz $Cu_3FeS_3 = 55,62\%$; Rotkupfererz $Cu_2O = 88,11\%$; Kupfervitriol $CuSO_4 + 5aq = 24,43\%$; Malachit $CuCO_3 + H_2CuO_2 = 57,46\%$; Kupferlasur $2(CuCO_3) + H_2CuO_2 = 55\%$ Kupfer.
- 51) $70,5 : 13,50 = 134 : x = 22,29$ g $CuCl_2$.
- 52) 35,91 Pfund.

Register.

Abraumfälsze 66. 71.
 Acetaldehyd 141. 145.
 Acetate 147.
 Acethylsäure 146.
 Achat 59.
 Ackererde 89. 183.
 Adular 88.
 Affinität 3.
 Afonitin 168.
 Alaun 86. 122.
 Alaunschiefer 87.
 Albit 88.
 Albumin 173.
 Albuminoide 174.
 Aldehyd 141. 145.
 Aldehyd-Ammoniak 145.
 Arsenide 105. 106.
 Algarotpulver 57.
 Alizarin 159.
 Alizarintinte 161.
 Alkalien 66. 76.
 Alkalimetalle 66.
 Alkalische Erden 77.
 Alkaloide 166.
 Alkohol 141.
 Alkoholgärung 137.
 Alkoholradikale 125. 141.
 Aluminate 86. 123.
 Aluminium 85.
 Aluminiumverbindungen 86.
 Amalgam 109.
 Ameisensäure 125. 126. 127. 141.
 143.
 Amethyst 58.
 Amidon 132.
 Amine 125. 168.
 Ammon 75.
 Ammoniak 21.
 Ammonium 75.
 Ammoniumverbindungen 75. 150.
 Amphibolit 123.
 Amygdalin 163.
 Amylalkohol 126.
 Amyloid 130.
 Amylwasserstoff 125. 126.
 Amylum 132.
 Analeim 122.
 Analyse 116—121.
 Anhydride 60.
 Anhydrit 66. 82. 122. 123.
 Anilin 155.
 Anilinfarben 157.
 Anorganische Chemie 5.
 Anthracen 159.
 Anthracide 27. 122. 123.
 Anthracit 27. 122.
 Antichlor 74. 162.
 Antimon 56. 122.
 Antimonverbindungen 57.
 Antimonglanz 57. 65. 122.

Apatit 51. 80. 82. 122.
 Äpfelsäure 149.
 Arabin 133.
 Arachinsäure 126.
 Aragonit 82. 122.
 Araf 140.
 Argentan 105. 106.
 Argentum 110. 122.
 Argentum vivum 108.
 Aromatische Verbindungen 154.
 Arsen 54. 122.
 Arseniate 56. 122.
 Arsenik 55.
 Arsenikkies 55. 122.
 Arsenverbindungen 55.
 Aerugo nobilis 105.
 Asbest 88.
 Asphalt 122.
 Atmosphärische Luft 25.
 Atmungsprozess 25.
 Atom 13.
 Atomgewicht 194.
 Atropin 168.
 Äther 141. 143.
 Äther 125. 141. 144. 150.
 „ gemischte 141.
 Äthyl 125. 141.
 Äthylaldehyd 143. 145.
 Äthylmethylether 125.
 Äthylamin 125.
 Äthyläther 125. 141. 143. 144.
 Äthylalkohol 125. 127. 141. 143.
 Äthylen 30. 125. 143.
 Äthylschwefelsäure 145.
 Äthylwasserstoff 125. 143.
 Ätherische Öle 168.
 Ämmoniak 21. 75.
 Äsbaryt 77.
 Äskali 67.
 Äskalk 78.
 Ägnatron 71.
 Äpstein 67.
 Äpsublimat 110.
 Augit 88. 122. 123.
 Auripigment 55. 122.
 Aurum 114.
 Avanturin 59.
 Baldriansäure 150.
 Balsame 170.
 Baryum 77.
 Baryumverbindungen 77.
 Basalt 89. 123.
 Basen 60. 118.
 Baumwollenfaser 129.
 Baustoffe 178.

Behensäure 126.
 Beleuchtungsmaterialien 153.
 Bengalische Flammen 78.
 Benzin 155.
 Benzaldehyd 157.
 Benzoesäure 157.
 Benzol 155.
 Benzylalkohol 157.
 Bergblau 107.
 Bergzinner 103.
 Berlinerblau 128.
 Bernstein 27. 122. 172.
 Bernsteinsäure 149.
 Beryllium 90.
 Bessmerstahl 94.
 Bierbrauerei 138.
 Bimsstein 88. 122.
 Bismuthum 99. 122.
 Bittererde 84.
 Bittermandelöl 155. 157.
 Bittersalz 85. 122.
 Blattgrün 161.
 Blaue Farbstoffe 160.
 Blaueisenerz 51. 91. 122.
 Blausäure 127.
 Blei 102. 122.
 Bleiverbindungen 103.
 Bleicherei 16. 161.
 Bleiglanz 102. 122.
 Bleiglas 82.
 Bleiglätte 103.
 Bleipflaster 152.
 Bleispat 102.
 Bleiweiß 104.
 Bleizucker 104. 147.
 Blenden 108. 122.
 Blut 173.
 Blutlaugensalz, gelbes 127.
 „ rotes 128.
 Bolus 88. 122.
 Bor 58.
 Boracit 58. 66. 122.
 Borate 58. 122.
 Borax 58. 74. 122.
 Brantwein 140.
 Brauneisenstein 91. 122.
 Braunkohle 27. 122.
 Braunstein 96. 97. 122.
 Brausepulver 150.
 Breccie 89. 123.
 Brechweinstein 150.
 Brenze 27. 123.
 Britanniametall 57.
 Brom 41.
 Bronze 106.
 Brotbäckerei 140.
 Brucin 167.
 Bunsenbrenner 37.
 Buntkupferkies 106. 122.
 Butan 126. 141. 149.

Butter 173.
 Buttersäure 149.
 Buttersäureäther 150.
 Buttersäuregärung 149.
 Butyl 141. 149.
 Butylalkohol 126. 149.
 Butylen 126.
 Butylwasserstoff 125. 126. 149.

Cadmium 102.
 Cäsium 75.
 Calcium 78.
 Calciumverbindungen 78.
 Caprinsäure 126.
 Capronsäure 126.
 Caprylalkohol 126.
 Carbonicum 26.
 Cellulose 129.
 Cement 79.
 Cementstahl 92.
 Corium 90.
 Cerotinsäure 126.
 Cerylalkohol 126.
 Cethylalkohol 126.
 Chalcedon 59.
 Chamäleon 97.
 Chemie 4.

" anorganische 5.
 " organische 124.

Chemischer Prozeß 3.
 Chemische Zeichen 4.
 Chilisalpeter 74. 122.
 Chinin 167.
 Chitin 163.
 Chlor 37.
 Chloral 143. 146.
 Chloride 39. 122.
 Chlorit 85. 88. 122.
 Chlorokalk 81.
 Chlorkohlenstoff 124. 141.
 Chloroform 124. 141. 142.
 Chlorophyll 161.
 Chlorverbindungen 39.
 Chondrin 174.
 Chrom 98.
 Chromalaun 86. 98.
 Chromeisenerz 122.
 Chromverbindungen 98.
 Chrysoberyll 122.
 Chrysoptas 59.
 Chylus 181.
 Chymus 181.
 Cinnabarite 108. 122.
 Citrin 58.
 Citronensäure 151.
 Coaks 27. 28.
 Cobaltum 104.
 Cölestin 77. 78. 122.
 Cognak 140.
 Coniin 166.
 Cumol 158.
 Cuprum 105. 122.
 Curcuma 161.
 Cyan 127.
 Cyanverbindungen 127.
 Cymol 158.

Daguerreotypie 113.
 Davysche Glühlampe 116.
 " Sicherheitslampe 30.
 Degradationsstoffe 178.
 Defrepitationswasser 17.
 Desoxydation 15.
 Destillation 18. 27.
 Devium 116.
 Dextrin 133.
 Dextrose 133.

Diabas 123.
 Diamant 26. 122.
 Dianenbaum 113.
 Diastase 134. 173.
 Didym 90.
 Diffusion 32.
 Dimorphismus 44.
 Diorit 123.
 Döbereinersche Zündmaschine 7.
 115.
 Dolerit 123.
 Dolomit 82. 123.
 Doppelsalze 61. 86.
 Doppelspat 81.
 Drummonds Kalklicht 19.
 Dünger 22. 184.
 Duckstein 79.
 Dynamit 148.

Edelsteine 26. 58. 59. 87. 88.
 künstliche 84.

Edle Metalle 108.
 Eigentliche Erden 85.
 Ei 175.
 Eis 122. 123.
 Eisen 90. 122.
 Eisenchyanüranid 128.
 Eisenerze 91.
 Eisenpat 122. 123.
 Eisenverbindungen 95.
 Eisenvitriol 122.
 Eisessig 146.
 Eiweißkörper 172.
 Elektrolyse 1. 18. 22. 38. 60. 62.
 Clayl 143.
 Elemente 3. 122.
 " Übersicht 194.
 Emulsin 163.
 Endosmose 179.
 Engelrot 50.
 Erbium 90.
 Erdalkalimetalle 90.
 Erden 77. 85. 123.
 Erdöl 169.
 Erlangerblau 128.
 Ernährung der Pflanzen 177.
 " Tiere 181.

Essig 146.
 Essigäther 141. 147.
 Essigsäure 126. 127. 141. 143. 146.
 Essigsäureverbindungen 147.

Fahlerz 122.
 Färberei 162.
 Fäulnis 131.
 Farbige Feuer 78.
 Farbstoffe 157. 159—161.
 Fasergips 82.
 Faserkalk 81.
 Fayence 89.
 Feldspat 88. 122.
 Felsarten 89. 123.
 Felsit 123.
 Ferriverbindungen 95.
 Ferroverbindungen 95.
 Ferment 137.
 Ferrum 90. 122.
 Fette 151.
 Fette Ole 151.
 Fettsäuren 151.
 Feueropal 59.
 Fibrin 173.
 Filtrieren 17.
 Firnis 152.
 Fischthran 152.
 Flamme 36.
 Flammenofen 73.
 Fleischkonservierung 175.

Fliegenpapier 56.
 Fluor 41.
 Fluorcalcium 41.
 Fluorverbindungen 42.
 Fluoride 42. 122.
 Flußpat 41. 42. 122.
 Flüssige Fette 151.
 Formaldehyd 141. 143.
 Formeln 13.
 Formicvl 124.
 Formylverbindungen 143.
 Fossile Harze 172.
 Fruchtzucker 134.
 Fuchsin 151.

Gabbro 123.
 Gärung 136.
 Gärungspilze 137.
 Galenit 102.
 Galenoide 102. 122.
 Gallium 90.
 Gallusgerbsäure 164.
 Galmei 101.
 Gasanstalt 34.
 Gasfrug 32.
 Gasometer 7. 35.
 Gelatine 174.
 Gelbe Farbstoffe 161.
 Gelberde 88. 122.
 Geschichte der Chemie 187.
 Gerbsäure 164.
 Gerberei 165.
 Gesetze 14. 15.
 Gewichtsverhältnisse 15.
 Gips 80. 82. 122. 123.
 Glanze 122.
 Glanzkobalt 55. 122.
 Glas 82.
 Glasopal 59.
 Glaswarenfabrikation 82.
 Glasur 89. 100. 103.
 Glaubersalz 74. 122.
 Glimmer 88. 89. 122. 123.
 Glukoside 163.
 Glycerin 148.
 Glykose 133.
 Glykoside 163.
 Gneis 89. 123.
 Goethit 91.
 Gold 114. 122.
 Goldmünzen 115.
 Goldpurpur 115.
 Goldschwefel 57.
 Gradierwerk 72.
 Granat 88. 96. 122.
 Granit 89. 123.
 Granulit 123.
 Graphit 26. 122.
 Graueisenkies 91. 122.
 Grauspießglanz 57.
 Grauwacke 123.
 Grubengas 29.
 Grünspan 147.
 Grünstein 89.
 Grundstoffe 3. 194.
 Gummi 133.
 Gummilack 171.
 Gußstahl 94.
 Guttapercha 172.

Halbopal 59.
 Halogene 60.
 Haloide 122.
 Haloidsäuren 60.
 Haloidsalze 61.
 Hamburgerblau 128.
 Hammer Schlag 95.
 Harmonika, chemische 8.

Harnsäure 166.
 Harnstoff 168.
 Hartblei 57.
 Hartes Wasser 74. 80.
 Hartglas 84.
 Harze 170.
 Hämaglobin 174.
 Härtestala 26.
 Hausmannit 96.
 Hefe 137.
 Heizkraft 37.
 Heliotrop 59.
 Herylverbindungen 151.
 Herylwasserstoff 125. 126.
 Hippursäure 157.
 Hirschhornsalz 76.
 Hofmann 1. 193.
 Hoffmannstropfen 145.
 Hohofen 92.
 Holzalkohol 141.
 Holzohle 27.
 Holzessig 142.
 Höllenstein 113.
 Honig 134.
 Homologe Reihen 126.
 Hornblei 104.
 Hornblenden 88. 122. 123.
 Hornsilber 113.
 Humus 131.
 Humusboden 183. 185.
 Hyalith 59.
 Hyalogene 60.
 Hyalographie 84.
 Hydrargyrum 108.
 Hydrate 17. 60.
 Hydratwasser 17.
 Hydrogenium 3. 5.

 Indican 160.
 Indigo 160.
 Indigoblau 160.
 Indigweiß 160.
 Indium 108.
 Inflammabilien 27.
 Iridium 116.
 Irrlichter 54.
 Isomorphie 86.

 Jaspis 59.
 Jod 41.
 Jodkalium 67.
 Jodtinktur 41.

 Gadmium 102.
 Kaffein 166. 168.
 Kalinit 66. 122.
 Kalait 51. 87. 122.
 Kali 67.
 Kalifeldspat 88. 122.
 Kalipflanzen 66.
 Kalisalpeter 122.
 Kalium 66.
 Kaliumverbindungen 67.
 Kaliumeisencyanid 128.
 Kaliumeisencyanür 127.
 Kaliumalaun 86.
 Kalk 78.
 Kalkboden 183.
 Kalkfeldspat 88. 122.
 Kalksalpeter 69.
 Kalksalze 79.
 Kalkspat 81. 122. 123.
 Kalksteine 81. 89. 123.
 Kalktuff 81.
 Kalkwasser 79.
 Kalomel 109.
 Kampfer 170.
 Kandiszucker 136.

Kaolin 88. 122.
 Karamel 134.
 Karbolsäure 156.
 Karbonate 26. 122.
 Karnallit 66. 122.
 Karneol 59.
 Kasein 173.
 Kautschuk 171.
 Keramik 89.
 Kerolith 88.
 Kerzen 153.
 Kesselstein 80.
 Kienmayersches Amalgam 109.
 Kiese 91. 122.
 Kiesel 59.
 Kieselsäure 59.
 Kieselchiefer 59.
 Kieselzinter 59.
 Kieselzink 89. 101. 122.
 Kieserit 66. 85. 122.
 Kippischer Apparat 6.
 Kirschgummi 133.
 Kirschwasser 140.
 Kleber 173.
 Kleesäure 147.
 Kleesalz 147.
 Knallgas 8. 19.
 Knallquecksilber 110.
 Knallsilber 112.
 Kobalt 104.
 Kobaltblüte 55. 122.
 Kochsalz 71.
 Kohlenoxyd 33.
 Kohlenensäure 31.
 Kohlenstoff 26.
 Kohlenhydrate 128.
 Kohlenstoffverbindungen 29. 122.
 124. 140. 154.
 Kohlenwasserstoffe 29. 140.
 Kollodium 24. 130.
 Konglomerat 89. 123.
 Korund 87. 122.
 Königswasser 40.
 Krapp 159.
 Kreide 81. 123.
 Kreuzstein 122.
 Kryolith 41. 42. 122.
 Krystallographisches 62.
 Krystallquarz 58.
 Krystallwasser 16.
 Kumarin 158.
 Kupfer 105. 122.
 Kupfererze 106. 122.
 Kupferglanz 122.
 Kupferlasur 122.
 Kupferlegierungen 106.
 Kupfernichel 122.
 Kupferscheidemünze 106.
 Kupfersilberglanz 122.
 Kupferverbindungen 107. 147.
 Kupfervitriol 122.

 Labradorit 88. 123.
 Lackfarben 160. 471.
 Lackmus 160.
 Laktose 135.
 Landwirtschaftliches 22. 54. 59.
 66. 71. 76. 81. 85. 177. 183.
 Lanthan 90.
 Lasurstein 106. 122.
 Laurostearinsäure 126.
 Lava 89. 123.
 Lazulith 87. 122.
 Lävulose 134.
 Leder 165.
 Legumin 173.
 Lehm 88. 123.
 Lehm Boden 183.

Leichte Metalle 66.
 Leichtmetalloxyde 122.
 Leimfabrikation 174.
 Leinwandbereitung 129.
 Leinöl 152.
 Letternmetall 57.
 Leuchtgas 34.
 Leuchtkraft 37.
 Leucit 123.
 Liebig'scher Gasfrug 32.
 Liebig'scher Kühler 18.
 Lignin 129.
 Liqueure 140.
 Lithium 75.
 Löslichkeit 17. 61. 118.
 Lötrohr 37.
 Lötwasser 102.
 Luft, atmosphärische 25.
 Luftgas 22.

 Magenjaft 181.
 Magnesia 84.
 Magnesit 85.
 Magnesium 84.
 Magnesiumverbindungen 84.
 Magnet Eisenstein 91. 122.
 Magnetkies 91. 122.
 Majolika 90.
 Malachit 106. 107. 122.
 Mangan 96.
 Manganit 96.
 Manganspat 97.
 Manganverbindungen 96.
 Mannit 151.
 Margarinsäure 126.
 Marmor 81. 89.
 Marsh'sche Arsenikprobe 55.
 Meerschäum 85. 88. 122.
 Meiler 27.
 Melaphyr 123.
 Melissinsäure 126.
 Mennige 103.
 Mergel 81. 88. 123.
 Merkurverbindungen 108.
 Messing 106.
 Metalle 66. 90. 108. 122.
 Metalloide 5. 27. 59. 122.
 Metalloxyde 122.
 Metalloxyde 59. 122.
 Meteoreisen 91.
 Methan 126. 141.
 Methyl 124. 141.
 Methylalkohol 125. 127. 141. 142.
 Methyläther 141.
 Methylen 124.
 Methylenchlorid 124.
 Methylchlorid 124.
 Methylverbindungen 141.
 Methylwasserstoff 29. 126. 141.
 Milch 175.
 Milchopal 59.
 Milchquarz 59.
 Milchsäure 148.
 Milchsucker 135.
 Mineralblau 107. 128.
 Mineralgrün 107.
 Mineralogisches 26. 42. 44. 51.
 55. 57. 58. 59. 66. 71. 77. 78.
 81. 85. 87. 88. 89. 91. 96. 98.
 99. 101. 102. 105. 106. 108.
 110. 114. 121—123.
 Mischungsgewichte 15.
 Mitscherlich's Phosphorprobe 52.
 Mokkastein 59.
 Moleküle 13.
 Molken 173.
 Molybdän 101.
 Morion 58.

- Morphinum 167.
 Mörtel 79.
 Multiple Proportionen 15.
 Mustergold 100.
 Murexid 166.
 Mutterlauge 17. 72.
 Münzmetall 106. 112. 115.
 Myrichalkohol 126.
 Myristinsäure 126.
- N**adeleisenerz 91. 122.
 Nahrung der Pflanzen 177.
 Nahrung der Tiere 181.
 Naphthalin 154. 158.
 Naphthalinfarben 159.
 Natrolith 122.
 Natrium 71.
 Natriumverbindungen 71.
 Natron 71.
 Natronfeldspat 88. 122.
 Natronglas 82.
 Natürliche Fette 151.
 Neusilber 105. 106.
 Neutralisation 25.
 Neuwieder Grün 107.
 Nichtmetalle 59. 122.
 Nichtmetalloxyde 122.
 Nickel 104.
 Nickelblüte 55. 122.
 Nickelglanz 105.
 Nickelmünzen 106.
 Nickelverbindungen 104.
 Nikotin 166.
 Niob 101.
 Nitrate 122.
 Nitrobenzol 155.
 Nitrocellulose 130.
 Nitrogenium 20.
 Nitroglycerin 148.
 Nitroprussidnatrium 128.
- O**bergärung 137.
 Oberhefe 137.
 Obsidian 88. 122.
 Oligoflas 71. 88. 123.
 Olivenöl 152.
 Olivin 88.
 Onyx 59.
 Dolith 81.
 Opal 59. 122.
 Opium 167.
 Organische Chemie 124.
 Organogene 60.
 Orseille 160.
 Orthoflas 66. 88. 123.
 Osmium 116.
 Oxalsäure 143.
 Oxydation 15.
 Oxydationsflamme 37.
 Oxyde 15. 122.
 Oxygenium 10.
 Oxy Säuren 60.
 Oxy Salze 61.
 Ojon 15.
 Ölbildendes Gas 143.
 Öle, ätherische 168.
 Öle, fette 151.
 Onanthalkohol 126.
 Onanthensäure 126.
 Ölsäure 147. 151.
 Ölsüß 148.
- P**alladium 116.
 Palmitinsäure 126. 141.
 Balmöl 152.
 Papaverin 167.
- Papiersfabrikation 130.
 Paraffin 27. 170.
 Pariserblau 128.
 Patina 105.
 Pech 171.
 Pechstein 122.
 Pektin 133.
 Pelargonensäure 126.
 Perlweiß 99. 104.
 Pergament 130.
 Permanentweiß 77.
 Petroleum 27. 122. 169.
 Pfeifenthon 88.
 Pflanzenfarbstoffe 159.
 Pflanzenschleim 133.
 Pflaster 152.
 Phenol 156.
 Phenolfarben 150.
 Phenylalkohol 156.
 Phenylsäure 156.
 Phlogiston 190.
 Phonolith 123.
 Phosphate 51. 122.
 Phosphor 51.
 Phosphorit 80.
 Phosphorsäure 54.
 Phosphorwasserstoff 53.
 Photographie 113.
 Pikrinsäure 156.
 Platin 115. 122.
 Platinmetalle 115. 116.
 Platinverbindungen 115.
 Plumbum 102.
 Pneumatische Wanne 6.
 Polyhalit 66. 122.
 Porphyr 89. 123.
 Porzellan 89.
 Pottasche 67.
 Prasem 59.
 Präcipitat 109.
 Proportionen, Gesetze der 15.
 Propan 126. 141. 148.
 Propionsäure 126.
 Propyl 141. 148.
 Propylalkohol 126. 127.
 Propylen 125.
 Propylverbindungen 148.
 Propylwasserstoff 126. 148.
 Proteinstoffe 174.
 Prozesse, chemische 3.
 Pyrit 91.
 Pyritoide 91. 122.
 Pyrogallussäure 156.
 Pyrogene 60.
 Pyrolust 96.
 Pyrop 88.
- Q**ualitative Analyse 116—121.
 Quarz 58. 59. 122.
 Quecksilber 108. 122.
 Quecksilberverbindungen 108.
 Quintan 126.
- R**adikale 43. 124. 141.
 Rapsöl 152.
 Raseneisenstein 91.
 Rattengift 53.
 Rauch 37.
 Rauchtropas 58.
 Reagens 24.
 Reaktion 24.
 Realgar 55. 122.
 Reduktion 15.
 Reduktionsflamme 37.
 Reibzündhölzchen 53.
 Reservestoffe 178.
 Rhodankalium 128.
 Rhodium 116.
- Roheisen 93. 94.
 Rohrzucker 135.
 Rohrzucker 134.
 Rosenquarz 59.
 Rosens Metall 99.
 Rost 13. 95.
 Roteisenerz 91. 122.
 Rotgültigerz 122.
 Rotkupfererz 106. 122.
 Rubellit 88.
 Rubidium 75.
 Ruberythrinensäure 159.
 Rubin 87.
 Ruß 27. 28.
 Ruthenium 116.
 Rübenzuckerfabrikation 135.
- S**accharose 134.
 Salicin 158.
 Salicylalkohol 158.
 Salicylsäure 158.
 Salmiak 75. 122.
 Salmiakgeist 21.
 Salpeter 68.
 Salpetersäure 23.
 Salpetrige Säure 23.
 Salze 61.
 Salzsäure 39. 42.
 Sandboden 183.
 Sandstein 89. 123.
 Santorin 79.
 Saphir 87.
 Sardonyx 59.
 Sauerstoff 2. 10.
 Sauerstoffsalze 122.
 Säuren 60. 119. 141.
 Scheelesches Grün 55.
 Scheidemünzen 106. 112.
 Scheidewasser 24.
 Scherbenkobalt 55. 122.
 Schieferthon 123.
 Schießbaumwolle 24. 130.
 Schießpulverfabrikation 69.
 Schillerquarz 59.
 Schlammapparat 186.
 Schlippesches Salz 57.
 Schmiedeeisen 93. 94.
 Schmierseisen 154.
 Schnelleisigfabrikation 146.
 Schönit 66. 122.
 Schörl 88. 123.
 Schriftez 114.
 Schrotfabrikation 103.
 Schwarzgültigerz 110.
 Schwefel 43. 122.
 Schwefeläther 144.
 Schwefelblumen 44.
 Schwefelcyankalium 128.
 Schwefelige Säure 47.
 Schwefelkies 91. 122.
 Schwefelkohlenstoff 50.
 Schwefelleber 67.
 Schwefelmetalle 122.
 Schwefelsäure 48.
 Schwefelverbindungen 45.
 Schwefelwasserstoff 45.
 Schweinsfurter Grün 55. 107.
 Schwere Metalle 90.
 Schwermetalloxyde 122.
 Schwerpat 77. 122.
 Seide 174.
 Seife 153.
 Seifenstein 73.
 Selen 51.
 Senföl 170.
 Serpentin 85. 88. 122. 123.
 Sextan 126.
 Sicherheitlampe 30.

- Siderolith 90.
 Silber 110. 122.
 Silberglanz 110. 122.
 Silbermünzen 112.
 Silberprobe 112.
 Silicium 58.
 Siliciumdioxid 59.
 Silikate 59. 87. 89. 122.
 Smalte 105.
 Smaragd 87. 122.
 Smirgel 87.
 Soda 73. 122.
 Solanin 163.
 Spateisenstein 65.
 Speckstein 85. 88.
 Speiskobalt 55. 122.
 Spießglanz 57.
 Spinell 87. 122.
 Spiritusfabrikation 139.
 Stabeisen 93.
 Stahl 94.
 Stalagmiten 80.
 Stalaktiten 80.
 Stanniol 84. 100.
 Stannum 99.
 Staßfurter Salze 66.
 Stärkægummi 133.
 Stärkemehl 132.
 Stärkezuçer 134.
 Staurolith 88.
 Stearin 153.
 Stearinsäure 126. 151.
 Steingut 90.
 Steinkohle 27. 122.
 Steinmark 88. 122.
 Steinöl 122. 169.
 Steinsalz 66. 71. 122. 123.
 Steinzeug 89. 90.
 Stibium 56.
 Stickoxyd 22.
 Stickoxydul 22.
 Stickstoff 20.
 Storaç 171.
 Stöchiometrisches 13. 198.
 Straß 84.
 Streichhölzchen 53.
 Strontianit 77. 78. 122.
 Strontium 77.
 Strontiumverbindungen 77.
 Strychnin 167.
 Sublimation 44.
 Substitution 6. 42.
 Sulfate 50. 122.
 Sulfide 122.
 Sulfojäuren 60.
 Sulfojalze 61.
 Sulfur 43.
 Sumpfgas 29. 124. 125. 131.
 Superphosphate 54. 81. 185.
 Syenit 89. 123.
 Sylvin 66. 122.
 Symbole 4.
- Tachhydrit 66. 122.
 Talbot 114.
 Talg 151.
 Talk 84. 85. 88. 122. 123.
 Tannin 164.
 Tantal 101.
 Teer 35. 142.
 Teerfarben 157. 158.
 Tellur 51.
 Terpentin 171.
 Terpentinöl 169.
 Terralith 90.
 Thallium 108.
 Thebain 167.
 Thein 166. 168.
 Theobromin 168.
 Theoretisches 13. 42. 60. 61. 76.
 85. 90. 96. 101. 108. 116.
 124—126. 141. 154.
 Thon 88. 89. 123.
 Thonboden 182.
 Thonerde 86.
 Thonschiefer 88. 123.
 Thonwaren 89.
 Thorium 90.
 Tierfette 151.
 Tierkohle 27. 28.
 Tinkal 74.
 Tinte, blaue 128.
 " rote 160.
 " schwarze 161. 164.
 Titan 101.
 Toluol 154. 156.
 Topas 87. 122.
 Torf 27. 122.
 Töpferthon 88.
 Trachyt 89. 123.
 Tragant 133.
 Traß 79.
 Traubenzuçer 133.
 Trockenapparat 185.
 Trümmergestein 89. 123.
 Tuffgesteine 123.
 Turmalin 87. 96. 122.
 Turnbulls Blau 128.
 Typen 42.
- Ultramarin 87.
 Uedle Metalle 90.
 Unorganische Chemie 5.
 Uran 101.
 Urkalk 89.
 Urthonschiefer 89.
- Valeriansäure 126.
 Vanadin 101.
 Verbindungsgeseze 14. 15.
 Verbindungen, aromatische 154.
 " chemische 3.
 " ungesättigte 42.
 Verbindungsgewichte 15.
- Verbrennung 36.
 Vergoldung 114.
 Versilberung 111.
 Verwandtschaft, chemische 3.
 Verwesung 131.
 Vitriol 96. 101. 107.
 Vivianit 51. 91.
 Vulkanisiertes Kautschuk 172.
- Wacharten 154.
 Wad 96.
 Wasser 16. 42. 74. 80.
 Wasserglas 59. 70. 74. 82.
 Wasserstoff 1. 5.
 Wasserzersezung 1. 18.
 Wein 137.
 Weingeist 139. 143.
 Weinsäure 149.
 Weißbleierz 102. 122.
 Wertigkeit 43.
 Widmannstättensche Figuren 91.
 Wiener Lack 87.
 Wismut 99. 122.
 Wismutglanz 99. 122.
 Witherit 65. 77. 78. 122.
 Wolfram 101.
 Wöhler 124. 193.
 Woods Metall 99. 102.
- Xanthophyll 61.
 Xylol 158.
- Yttrium 90.
- Zeichen, chemische 4.
 Zellstoff 127.
 Zeolithe 89. 122.
 Zeugdruck 163.
 Ziegeln 90.
 Zimtalkohol 158.
 Zink 101.
 Zinkblende 101. 122.
 Zinkcker 89.
 Zinkpat 101. 122.
 Zinkverbindungen 101.
 Zinkvitriol 122.
 Zinkweiß 101.
 Zinn 99.
 Zinnerz 99.
 Zinnober 108. 122.
 Zinnsalz 100.
 Zinnstein 99. 122.
 Zinnverbindungen 100.
 Zirkonium 90. 123.
 Zuckerfabrikation 135.
 Zündhölzchen 53.
 Zündhütchen 110.
 Zusammengesetzte Körper 3.
 " Radikale 43.
 124. 141.
 Zwillingkrystalle 64.

Die bekannte

Schulgeographie von G. v. Seydlitz

ist in drei, beziehentlich sechs Ausgaben erschienen und stehen zur Verfügung die

Ausgabe A: Grundzüge der Geographie (75 P.) und die

Ausgabe B: Kleine Schulgeographie (2 M)

in der **bisherigen neunzehnten Bearbeitung**
und in **zwanzigster, totaler Neubearbeitung.**

Die Ausgaben A und B weisen in der zwanzigsten Bearbeitung folgende Änderungen auf: 1. Sie sind befreit von allen überflüssigen Zahlen und manchem nicht für den geographischen Unterricht nötigen Beiwerk, wie der Aufzählung von Kuriositäten u. a. m. 2. Die aus früheren Zeiten noch etwas zu sehr vortretenden geschichtlichen Notizen sind auf das in geographischer Hinsicht Wichtigste zurückgeführt. 3. Dem physikalischen Element ist eingehendere Berücksichtigung, besonders auf Ursache und Wirkung zu teil geworden. 4. Die Kartenskizzen sind zum größten Teil in Farbendruck, aber in noch schulgemäßerer Ausführung gegeben, so daß jedwedes Kollidieren mit dem Atlas ausgeschlossen sein wird. Eine Zahl von Höhenprofilen ist in Ausgabe B hinzugetreten und einige teils verbesserte, teils neu geschaffene Spezialdarstellungen dürften Wert und Brauchbarkeit der beiden Ausgaben erhöhen. 5. Auch die Illustrations-Anhänge sind gesichtet und vermehrt worden; ich belasse die Anschauungsbilder im Anhang, so daß die von vielen Seiten befürchtete zerstreuende Wirkung der Bilder sich nicht einstellen dürfte.

Es steht somit den Gönnern des Seydlitz frei zu wählen zwischen den beiden Formen, und wolle man die Schüler ausdrücklich anweisen, welche Bearbeitung anzuschaffen ist. — An die Ausgaben A und B reiht sich, auch für das Privatstudium empfehlenswert, die in 19. Bearbeitung erschienene

Ausgabe C: Größere Schulgeographie,

Mit 148 Kartenskizzen und erläuternden Holzschnitten. 3,75 M.

Ergänzungen zu G. v. Seydlitz' Geographie.

Paulitschke, Prof. Dr. Ph., Leitfaden der geographischen Verkehrslehre für Schulen und zum Selbststudium. Illustriert durch 10 Karten. 1,60 M.

Die Hauptformen der Erdoberfläche

nach der Darstellung in der G. v. Seydlitz'schen Geographie,
für den ersten geographischen Unterricht gezeichnet

unter wissenschaftlicher Revision mehrerer hervorragender Fachmänner.

In vielfachem Farbendruck auf feinstem starkem Karton-Papier ausgeführt (1 m breit, 0,77 m hoch).

In drei Ausgaben: A. Das Tableau mit Kiste 4 M. B. Dasselbe mit Leinwandbefassung u. Ösen inkl. Kiste 5,50 M. C. Dasselbe aufgezogen u. mit Stäben versehen mit Verpackung 8,50 M. Porto extra.

Veranschaulicht werden auf diesem Tableau folgende Begriffe:

Horizont. Beweis für die Rundung der Erde. — Insel. — Archipelagus. — Halbinsel. — Landzunge. — Landenge. — Klippen. — Flachinsel. — Flachküste. — Steilküste. — Dünen. — Mehrung. — Gaff. — Kap. — Hügel. — Hügel-land und Wasserscheide. — Berg. — Vulkan. — Bergkette (Seealpen). — Einsattelung und Paß. — Vorgebirge. — Boralpen. — Hochalpen mit Schneefeld. — Gletscher. — Ebene und Tiefland. — Tafelland (Hochebene). — Tafelberg. — Binnensee (Flußsee). — Gebirgssee. — Meer. — Meerbusen. — Bucht. — Meerenge. — Sund. — Hafendamm. — Leuchtturm. — Quelle und Quellgebiet. — Nebenfluß. — Zusammenfluß, rechtes, linkes Flußufer. — Unterlauf. — Mündung. — Delta. — Wasserfall. — Landstraße. — Eisenbahn. — Eisenbahnbrücke. — Tunnel. — Hafen. — Stadt. — Dorf. — Nadelwald. — Laubwald. — Federwolken. — Haufenwolken. — Schichtwolken. — Regenwolken.

Ferdinand Hirts Geographische Bildertafeln.

Für die Belebung des erdkundlichen Unterrichts und die Veranschaulichung der Hauptformen der Erdoberfläche, mit besonderer Berücksichtigung der wichtigeren Momente aus der Völkerkunde und Kulturgeschichte, herausgegeben von Dr. Alwin Doppel (Bremen) und Arnold Ludwig (Leipzig).

Teil I: Allgemeine Erdkunde.

Mit mehreren hundert Illustrationen auf 25 Tafeln.

Zweite, vermehrte und verbesserte Auflage.

Steif brosch. 3,60 M. Geb. 4,75 M. Einzelne Bogen 20 P. 20 Bogen gemischt 3 M. 20 Bogen einer Nummer 2,70 M. — Erläuternder Text (nicht f. d. Schule, sondern fürs Haus) 1 M.

Teil II: Typische Landschaften.

Mit einführendem Text und 28 Bogen Illustrationen, 172 Landschaftsbilder enthaltend.

Steif broschiert 4,40 M. Geb. 5,50 M.

Zugleich als erläuternder Text zu diesem Teile erschien:

Doppel, Dr. Alwin, Landschaftskunde. Brosch. 12 M. Geb. 14,50 M.

Als ein neues Lehrbuch der Geographie empfehle ich zu geneigter Beachtung:

Lehrbuch der Geographie

für höhere Lehranstalten von Dr. Hermann Jänicke.

In 3 Teilen beziehentlich 4 Abteilungen.

Erschienen sind:

Teil I. für Sexta, Quinta und Quarta, zugleich für die entsprechenden Klassen der höheren Mädchenschulen und der Mittelschulen. Mit 57 Illustrationen. 1,25 M. Geb. 1,50 M.

Teil II. für Tertia, Sekunda und Prima. Erste Abteilung: Europa. Mit einigen Karten im Text und einem Illustrationsanhang. 1 M. Geb. 1,25 M.

Teil II. Zweite Abteilung: Die außereuropäischen Erdteile. 1,25 M. Geb. 1,50 M.

Lehrbuch der Geschichte

in Umrissen und Ausführungen. Für Lehrer und Lehrerbildungsanstalten wie auch für das allgemeinere Bildungsbedürfnis herausgegeben von

G. Schurig, Rektor in Wernigerode.

Teil I. Altertum. 2. Auflage. 2,20 M.

Teil II. Mittelalter. 3,80 M.

Teil III. Die Neuzeit. 5 M.

Diesem schnell beliebt gewordenen Buche wird demnächst noch ein „Grundriß der Geschichte“ zur Seite treten.

Verlag von Ferdinand Hirt & Sohn in Leipzig.

Winkelmann, Dr. J. C. A., Lehrgang der englischen Sprache für Anfänger.

Dritte Auflage. Brosch. 1,50 M.

— Schulgrammatik der englischen Sprache. Dritte Auflage. Brosch. 3 M.

Stenographie. System Stolze.

Frei, Hans, Lehrbuch der deutschen Stenographie. 7. Auflage. 80 P.

— Übungsbuch der deutschen Stenographie. 4. Auflage. 80 P.

— Anleitung zum stenographischen Unterricht nach „Freis Lehrbuch“. 1,35 M.

— Anleitung zur einzeiligen Kurzschrift. 80 P.

Diese Schriften eignen sich insonderheit zum Selbstunterricht.

Für den mathematischen Unterricht.

Professor Dr. L. Kambly's Elementar-Mathematik.

Erster Teil: Arithmetik und Algebra.
27. u. 28. Auflage. 1,40 M.

Dritter Teil: Ebene u. sphärische Trigonometrie.
17. u. 18. Auflage. 1,25 M.

Zweiter Teil: Planimetrie.
69. bis 74. Auflage. 1,40 M.

Vierter Teil: Stereometrie.
17. u. 18. Auflage. 1,25 M.

In seinen vier Teilen in über 400 000 Exemplaren verbreitet, ist dieses Unternehmen in den verschiedenartigsten Unterrichts-Anstalten des In- u. Auslandes heimisch.

Dr. Max Simons Geometrie für höhere Bürgerschulen (Mittelschulen) und Lehrer-Seminarien. Ein methodischer Leitfaden in heuristischer Darstellung. Mit 97 in den Text gedruckten Abbildungen. Zweite verm. Auflage. 1 M.

Sackemann, Dr. C., Die Elemente der Geometrie. Ein Lehr- und Übungsbuch für den geometrischen Unterricht an höheren Bürgerschulen. Erster Teil: Planimetrie. 1 M. Zweiter Teil: Trigonometrie und Stereometrie. 60 P.

Weik, C., Kurze Anleitung zum Rechenunterrichte in der Volksschule. 1,25 M.

Kupfermann, W., Hauptturnlehrer in Liegnitz, Turnunterricht und Jugendspiele. Mit 71 erläuternden Abbildungen. Brosch. 1,25 M.

Kannegießer, C., Reg.- und Schulrat, Das Jubiläumsgeschenk Sr. Majestät des Kaisers Wilhelm I. für die evangelischen Volksschulen Preußens. Eine Anleitung für den Lehrer zur schulmäßigen Behandlung des Bildes von L. Sey: Dr. Martin Luther im Kreise seiner Mitarbeiter die heil. Schrift verdeutschend. 60 P.

Sprachstoffe für die Volksschule zur Übung im richtigen Sprechen und Schreiben von S. Nowak, Seminarlehrer. Ausgabe A. in einem Schülerheft 25 P. Ausgabe B. in drei Schülerheften und einem Lehrerheft. Heft I. 16 P. II. 20 P. III. 30 P. Lehrerheft 50 P.

Von den Schülerheften steht jedem Lehrer ein Exemplar gratis und franko zur Verfügung.

Von demselben Verfasser erschien früher:

Der Unterricht im Deutschen auf Grundlage des Lesebuches. Eine methodische Anweisung mit Lehrproben für die verschiedenen Zweige und Stufen des deutschen Unterrichts in der Volksschule. Drei Teile. 2. Aufl. I. Teil: Unterstufe, 1 M. II. Teil: Mittelstufe, 1 M. III. Teil: Oberstufe, 1,50 M.

Laut Erlaß des kgl. Preuß. Kultusministeriums U. IIIa Nr. 17560 II. für den fakultativen Unterricht an den Seminarien genehmigt.

Soeben erschien, ebenfalls von S. Nowak bearbeitet:

Wandtafel zur Übung im Lesen und Rechtschreiben. Eine Ergänzung zu allen Volksschul-Lesebüchern. 16 Tafeln Folio in Karton. Mit einer Beigabe über die Anlage und Benutzung der Wandtafeln. 3 M.

Schulgrammatik der deutschen Sprache von F. Martin, Seminardirektor. 2. Auflage. Brosch. 1,25 M., geb. 1,50 M.

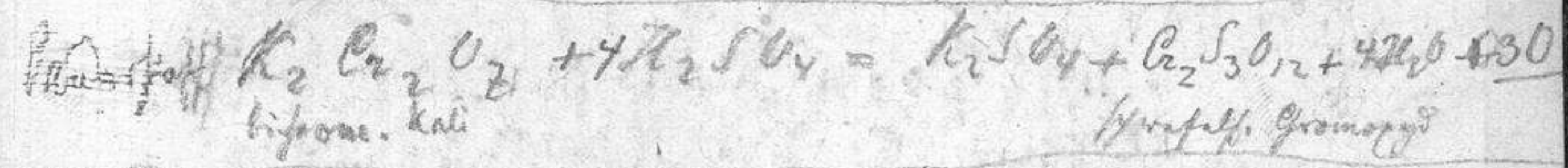
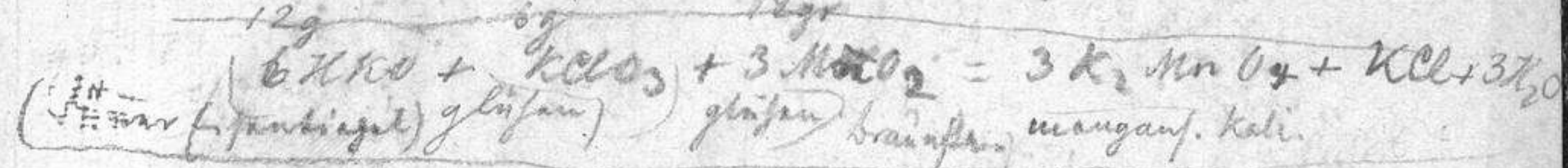
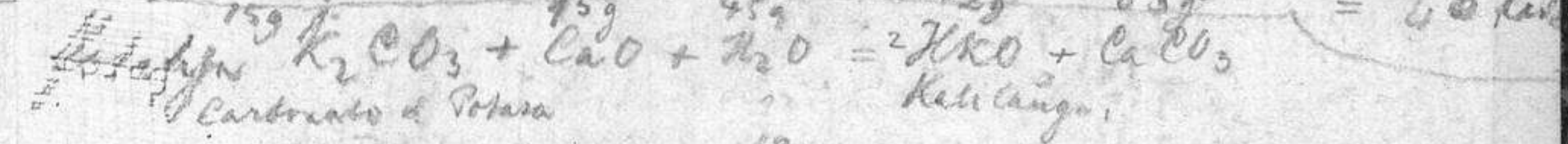
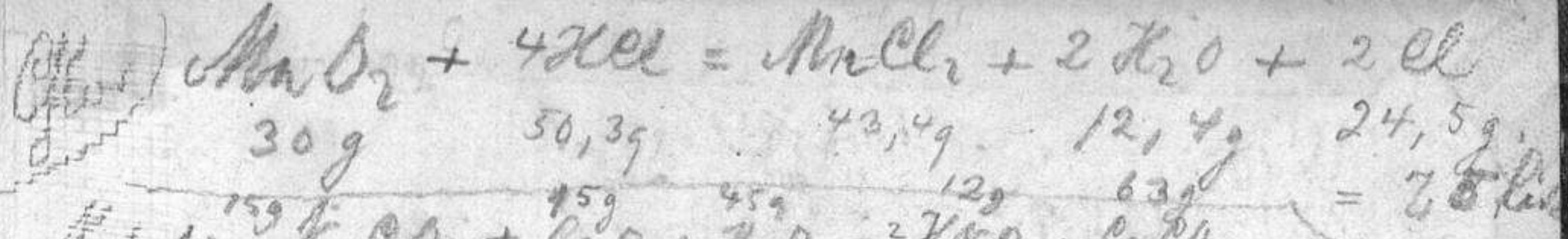
Hedemann, Ed., Seminarlehrer. Der Betrieb des Unterrichts in den Landschulen nebst Stoffverzeichnissen und Plänen. Geb. 1,50 M.

Zur gefälligen Beachtung empfohlen.

Bei Einführung des einen oder andern Lehrbuchs unserer Firmen stehen den hohen Behörden, den Herren Schulräten und Schul-Inspektoren, Direktoren und Lehrern auf direktes Begehren Dedikations-Exemplare zu Diensten.

Für unbemittelte Schüler, oder für die zu deren Gunsten bestehenden Schüler-Bibliotheken beteiligen wir uns bei Gelegenheit einer ersten Einführung unserer Unterrichtsmittel, je nach dem Umfange des Gesamt-Bedarfs, gern durch Gewährung einer entsprechenden Anzahl von Frei-Exemplaren, über welche uns eine unmittelbare Verständigung erwünscht bleibt.

J. H. Bon's Verlag in Königsberg in P. Ferdinand Hirt in Breslau. Ferdinand Hirt & Sohn in Leipzig.





THE
MUSEUM
OF
THE
CITY OF
NEW YORK
AND
THE
MUSEUM
OF
THE
CITY OF
BOSTON