

WYDZIAŁY POLITECHNICZNE KRAKÓW

BIBLIOTEKA GŁÓWNA



L. inw.

~~6045~~

ERRICHT AN
ERKSCHULEN

RAUSGEBER:
GIRNDT IN MAGDEBURG

- 2



M. GIRNDT

BAUTECHNISCHE CHEMIE



VERLAG VON B. G. TEUBNER IN LEIPZIG UND BERLIN

G. 15
56

216
58

2000

Biblioteka Politechniki Krakowskiej



10000299252

x
1.340

LEITFADEN DER BAUTECHNISCHEN CHEMIE

ZUM GEBRAUCHE AN BAUTECHNISCHEN FACHSCHULEN

VERFASZT VON

PROF. M. GIRNDT

OBERLEHRER A. D. KGL. BAUGEWERKSCHULE
ZU MAGDEBURG

ZWEITE AUFLAGE

MIT 35 FIGUREN IM TEXT



LEIPZIG UND BERLIN
DRUCK UND VERLAG VON B. G. TEUBNER

1909



I- 351724



~~II 6045~~

Vorwort.

In dem vorliegenden Leitfaden hat der Verfasser den Versuch gemacht, die chemischen Forderungen des bautechnischen Unterrichts, soweit sie den mittleren Techniker betreffen, in einem methodisch-systematischen Leitfaden schulgemäß zu behandeln.

Die schnell notwendig gewordene Herausgabe einer zweiten Auflage beweist, daß der Verfasser in der Zielsetzung, der Begrenzung und Behandlung des Stoffes das Richtige getroffen hat.¹⁾ In kurzer Zusammenfassung sind die wichtigsten Grundsätze, die bei der Abfassung maßgebend waren, folgende:

1. Die Aufgabe des chemischen Unterrichts an B.-G.-S. ist, diejenigen Kenntnisse zu übermitteln, die zu einer zweckmäßigen Ausübung der modernen Bau-
praxis nötig sind.

2. Außerdem bei der Herstellung der Baustoffe, deren Verwendung und Aufbewahrung und deren Konservierung in Betracht kommenden chemischen Vorgängen sind auch die wichtigsten chemischen (und biologischen) Tatsachen des täglichen Lebens mit besonderer Berücksichtigung der Bauhygiene heranzuziehen.

3. Von der chemischen Theorie ist nur das zu geben, was zum chemischen Verständnis und zu einer vernünftigen und modernen Methodik des Unterrichts nötig ist. Das aber ist sorgfältigst zu behandeln und dem geistigen Standpunkte der Schüler anzupassen.

4. Der Gang des Leitfadens kann mit Rücksicht auf die noch völlig unentwickelten und vielfach unzureichenden Verhältnisse im wesentlichen nur der methodische sein. Es ergibt sich daher im methodisch-empirischen Teile die naturgemäße Folge: Versuch, Anschauung, Erfahrung, Schluß. Eine systematische Anordnung tritt erst nach völliger Klärung der chemischen Grundbegriffe ein.

5. Der Leitfaden soll, entsprechend dem geistigen Bildungsstande unserer Schüler, ein getreues Spiegelbild des induktiven Arbeitsganges während des Unterrichts sein. Daher ist zur Stütze des Gedächtnisses auch in ihm der Versuch an die Spitze gestellt und die Versuchsanordnung durch zahlreiche Figuren angedeutet.

Da sich diese Grundsätze in dem von dem Unterzeichneten seit einem Jahrzehnte in dem angegebenen Umfange und der angedeuteten Weise erteilten Unterrichte gut bewährt haben, da ferner auch von anderer Seite gegenteilige Bedenken nicht vorgebracht worden sind, so lag kein Grund vor, bei der Neubearbeitung erhebliche Änderungen vorzunehmen. Sie ist daher ein fast unveränderter Abdruck der ersten. Neu ist eine Versuchsanordnung von Dr. Loé, München, zur Demonstration des schnellen Abbindens des Kalksandmörtels. Verschiedene Irrtümer und Inkorrektheiten der ersten Auflage wurden beseitigt. Insonderheit ist Verfasser in dieser Beziehung den Herren Professor Dr. Bornemann in Chemnitz und Professor Himmel in Stettin für freundliche Mitwirkung dankbar.

Zum Schlusse ist noch darauf hinzuweisen, daß die im Leitfaden als „gefährlich“ bezeichneten Versuche im Interesse des experimentierenden Schülers als solche bezeichnet sind. Es wird als selbstverständlich vorausgesetzt, daß der chemische Unterricht nur einem Lehrer anvertraut wird, der sich zuvor mit der experimental-technischen Seite des Unterrichts ausreichend und sorgfältig bekannt gemacht hat. Für diesen entbehren jene Versuche der Gefahr.

Magdeburg, im März 1909.

M. Girndt.

1) Näheres ergibt sich aus dem „Begleitworte“ zur ersten Auflage des Buches, das der Verlag den Herren Fachlehrern auf besonderen Wunsch zur Verfügung stellt.

Inhaltsverzeichnis.

	Seite
Einleitung	1
I. Physikalische und chemische Veränderungen der Körper	1
II. Chemische Veränderungen des Phosphors und der Luft	2
III. Gemenge und chemische Verbindung. — Chemische Zersetzung. — Elemente. Übersicht über die wichtigsten Elemente	4
IV. Moleküle. Atome. — Chemische Formeln. Chemische Gleichungen	6
V. Der Sauerstoff O. — Verbrennungen in Luft und Sauerstoff. — Oxyde. — Ozon.	7
VI. Der Schwefel und seine Verbindungen mit O und H	10
VII. Der Wasserstoff. Das Knallgas.	11
VIII. Der Stickstoff N. — Die Stickstoffsäuren. — Das Ammoniak	13
IX. Das Chlor. — Die Salzsäure	15
X. Salzbildung. — Wertigkeit	17
A. Durch Säuren und Metalle	17
B. Salzbildung aus Säure und Basis.	17
C. Salzbildung aus Metalloxyden oder Hydraten und Säuren	19
D. Salzbildung aus Salz und Säure	19
XI. Die Kristallbildung aus wässrigen Lösungen	20
XII. Der Kohlenstoff. — Das Kohlendioxyd. — Das Kohlenoxyd	21
Der Kohlenstoff C	21
Das Kohlendioxyd (die Kohlensäure)	22
Das Kohlenoxyd CO	24
XIII. Die Kohlenwasserstoffe	25
Weitere Kohlenwasserstoffe	25
XIV. Das Silicium. — Das Siliciumdioxyd. (Die Kieselsäure.) — Kieselsäure-Mineralien	26
XV. Das Fluor. — Die Flußsäure. — Kieselfluorwasserstoff-Säure und Kieselfluorsalze (Fluate)	27
XVI. Die wichtigsten Verbindungen der Alkalimetalle: Kalium und Natrium. — Ammoniaksalze	28
1. Die Verbindungen des Kaliums	29
2. Die Verbindungen des Natriums Na	29
3. Die Ammoniakverbindungen	30
XVII. Die Verbindungen der Metalle der alkalischen Erden: Calcium, Magnesium und Aluminium	31
1. Die Verbindungen des Calciums	31
2. Die Verbindungen des Magnesiums	35
3. Die Verbindungen des Aluminiums	36
XVIII. Die Ausblühungen der Steine und der Mörtel	37
XIX. Das Eisen, Fe (Ferrum)	40
Die Gewinnung des Roheisens. (Der Hochofenprozeß)	41
XX. Das Zink, Zn	46
XXI. Das Kupfer, Cu (Cuprum)	47
XXII. Das Blei, Pb (Plumbum)	49
XXIII. Die wichtigsten organischen Verbindungen	50
Die Eiweißstoffe	52
Die pflanzlichen und tierischen Öle und Fette	52
XXIV. Der Kreislauf des Kohlenstoffs in der lebenden Natur	53
XXV. Die trockene Destillation und die Verkohlung organischer Stoffe	54
Die Leuchtgasfabrikation.	55
XXVI. Die Fäulnis, Verwesung und Vermoderung	55
Sachverzeichnis	58

Einleitung.

Die bei der Ausführung von Bauten verwendeten Stoffe und ihre Rohstoffe entstammen fast ausnahmslos dem Mineralreiche (Steine, Eisen, Zink) oder dem Pflanzenreiche (Holz, Kork). Nur wenige sind unter Mitwirkung von Tieren entstanden (Kieselgur, Kreide, Muschelkalk). Die natürlichen Rohstoffe müssen aber, bevor sie Verwendung finden, noch gewissen Veränderungen unterzogen werden, die entweder reine Veränderungen der Form (Holz, natürliche Steine, Asphalt), oder solche stofflicher Art sind (Eisenerz — Walzeisen, Kalkstein — Kalkmörtel, Kalkmergel — Zement, Imprägnieren des Holzes, Fluatieren der Steine).

Aber auch während und namentlich nach der Verwendung beim Bauen sind die Baustoffe infolge der fortwährenden Angriffe des Regens, der Luft- und Grundfeuchtigkeit, sowie der in der Luft und in dem Wasser enthaltenen Stoffe und Keime vielen Veränderungen ausgesetzt: Das Eisen rostet, es dehnt sich durch die Hitze aus (T-Träger und Eisenbahnschienen), es wird in starker Hitze, z. B. bei Bränden, weich; die Steine verwittern; der Beton, der Kalkmörtel binden ab, blühen auch öfter aus; die Mörtel werden hart, bröckeln auch oft ab oder bleiben weich; die Grundmauern werden naß; das Holz verfault oder vermodert; Wasserleitungsrohre werden in der Kälte gesprengt. Das sind Veränderungen, die für die Dauerhaftigkeit eines Gebäudes von größter Wichtigkeit sind. Ihr Studium ist daher für den Bautechniker von lebhaftem Interesse. Alle diese Veränderungen sind teils physikalischer, teils chemischer Natur.

I. Physikalische und chemische Veränderungen der Körper.

V. Ein Stück Glas wird unter dem Einflusse der Wärme zunächst rotglühend, dann teigig und weich, schließlich tropfbarflüssig. Es verändert seinen Zustand, es bleibt aber Glas. Dasselbe gilt für das Eisen.

V. Eine Menge in einen Glaskolben eingeschlossenen Wassers dehnt sich durch Wärme in dem aufgesetzten Steigrohre aus (Fig. 1).

Man führe den Versuch in einem zur Hälfte gefüllten, unverkorkten Stehkolben aus: Das Wasser verwandelt sich in ein Gas, den unsichtbaren Wasserdampf. Durch Abkühlung wird dieser wieder zu Wasser verdichtet (Kondenswasser in Wasserleitungsrohren, an kalten Steinwänden, Fensterscheiben; destilliertes Wasser). Das Wasser bleibt Wasser.



Fig. 1.

V. Schließt man eine Menge Luft in einen Glaskolben ein, so dehnt die Wärme die Luft aus. Die Luft bleibt aber Luft. (Fig. 2.)

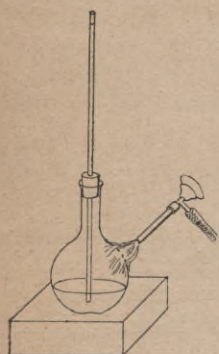


Fig. 2.

Glas, Wasser und Luft verändern unter dem Einflusse der Wärme ihren Zustand. Das Glas bleibt aber Glas, das Wasser bleibt Wasser, die Luft bleibt Luft: Physikalische Vorgänge.

Physikalische Vorgänge sind solche, bei denen die Körper ihren Zustand, aber nicht ihren Stoff ändern.

V. Etwas Streuzucker (weiß, süß, in Wasser löslich) wird vorsichtig über der Flamme in einem Porzellantiegel erhitzt: Er schmilzt, wird bräunlich: ist jetzt noch Zucker (Geschmacksprobe); fängt dann an zu kochen, bläht sich auf, entsendet brennbare Gase. Es bleibt ein glänzend schwarzer, schaumiger, in Wasser unlöslicher Körper, der wie Kohle aussieht, zurück. Es ist kein Zucker mehr.

Aus dem Zucker bildet sich durch Erhitzen ein neuer, kohleartiger Stoff: Stoffliche Veränderung.

V. Ein Stückchen Kreide oder Kalkstein wird gewogen, mit Wasser befeuchtet, wieder getrocknet und gewogen: keine Temperaturerhöhung; geringe Aufnahme von Wasser, nach dem Trocknen keine Gewichtszunahme: in Wasser unlöslich.

V. Ein zweites Stückchen (ca 10 g) wird mehrere Stunden in Weißglut erhalten und dann gewogen. Man stellt einen erheblichen Gewichtsverlust, also den Verlust eines Stoffes X^1) fest. Der gebrannte Kalkstein nimmt jetzt ziemlich viel Wasser gierig auf, und zwar unter starker Temperaturerhöhung (Verdampfen von Wasser). Der gebrannte Kalk treibt und zerfällt. Der entstehende Kalkstaub ist in Wasser löslich: Kalkwasser, das durch Filtrieren geklärt wird. Beim Einblasen von Lungenluft trübt sich das Kalkwasser.

Durch das Brennen wird Kalkstein in einen anderen, leichteren Stoff mit ganz anderen stofflichen Eigenschaften verwandelt: Gebrannter Kalk.

Chemische Vorgänge sind solche, durch die ein Stoff in einen anderen Stoff übergeführt wird.

Das Verkohlen des Zuckers und das Brennen des Kalkes sind chemische Vorgänge.

Was für Vorgänge sind: das Rosten des Eisens, das Ausdehnen und Weichwerden des Eisens durch Hitze, das Faulen des Holzes, das Platzen der Wasserleitungsrohre durch Frost, das Aufsteigen der Erdfeuchtigkeit in Mauern, das Sauerwerden des Bieres?

II. Chemische Veränderungen des Phosphors und der Luft.

Zur Untersuchung der Luft, die als Lebensluft für Menschen, Tiere und Pflanzen, sowie als das die meisten Bauteile umspülende Mittel von großer Wichtigkeit ist, bedient man sich des Phosphors, da dieser durch die Luft schnellen und starken Veränderungen unterworfen wird.

Der Phosphor ist ein wachsartiger, hellgelber, etwas spröder Körper, der unter Wasser aufbewahrt wird. Schon bei einer ganz geringen Er-

1) Vgl. Seite 23.

wärmung, z. B. einer geringen Reibung, ja sogar beim trocknen Liegen an der Luft verbrennt er.

Er ist außerordentlich giftig und beim Experimentieren sehr gefährlich, da er tödlich verlaufende Brandwunden verursacht. Dargestellt wird er aus Knochen. Verwendet wird er zum Vergiften von Mäusen und Ratten, seltener auch zu Zündhölzern.

V. Wir bringen ein Stückchen Phosphor in einen durch eine Glasglocke umschlossenen, durch Wasser abgesperrten Luftraum und entzünden es (Fig. 3). — Der Phosphor verbrennt mit leuchtender, gelber Flamme. Gleichzeitig füllt sich die Glocke mit einem hin- und herwogenden Schnee. Die Flamme erlischt. Das Schneegestöber verschwindet nach und nach. Das Wasser steigt in der Glocke ungefähr bis zu $\frac{1}{5}$ der Höhe. Taucht man in die zurückgebliebene Luft eine brennende Kerze, so wird die Flamme erstickt. Vom Phosphor ist noch ein roter Rest übrig geblieben.

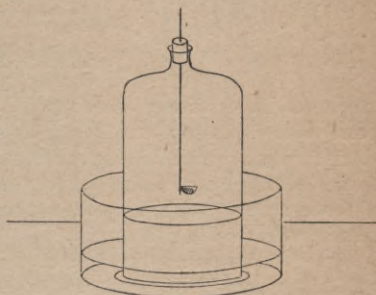


Fig. 3.

Aus dem Versuche ergibt sich:

1. Von der Luft ist etwa $\frac{1}{5}$ zur Verbrennung des im Überschusse vorhandenen Phosphors verbraucht worden.

2. Dieser Bruchteil der Luft gibt mit dem Phosphor zusammen einen weißen Schnee. (Chemischer Vorgang! Warum?)

Dieser ist in Wasser sehr leicht löslich. — Seine Lösung hat einen sauren Geschmack: Säure. Der erwähnte Bruchteil der Luft, der diesen sauren Stoff bilden hilft, heißt daher Sauerstoff.

3. Der Rest ($\frac{4}{5}$) der Luft, der die Kerze erstickt, heißt Stickstoff. —

V. Lackmuskintur wird mit Essigsäure, Salzsäure, Kohlensäure (Selterswasser) behandelt: Sie wird rot, am schwersten durch Kohlensäure.

Die Geschmacksprobe darauf, ob ein Körper eine Säure ist, ist bei geringen Mengen unzuverlässig, bei größeren oft gefährlich. Als Erkennungsmittel (Reagens) für sauer wirkende Stoffe auch in sehr kleinen Mengen eignen sich manche Farbstoffe, z. B. der im Blaukohl, besser aber der Lackmusfarbstoff (Lackmusflechte, Lackmuskintur, Lackmuspapier).

Sauer wirkende Stoffe erkennt man daran, daß sie den violetten Lackmusfarbstoff rot färben.

V. Prüfung der an den Wänden der Glasglocke sitzenden Flüssigkeitströpfchen und des Sperrwassers mit Lackmuspapier: Es wird rot: Phosphorsäure.

Durch die chemische Vereinigung des Phosphors mit dem Sauerstoff der Luft entsteht ein weißer Schnee: Dieser zieht gierig Wasser an: er ist hygroskopisch (wassergierig) und bildet dann mit Wasser die Phosphorsäure.

V. Tauche violettes Lackmuspapier in Kalkwasser: es wird rein blau. Tut man dasselbe mit rotem Lackmuspapier, so wird es ebenfalls blau.

V. Dasselbe erfolgt, wenn man Zigarren- oder Holzasche mit Wasser begießt und die in ihnen enthaltenen, löslichen Stoffe durch Auflösung von den unlöslichen trennt: Das Auslaugen der Asche. Durch Eindampfen erhält man die Pottasche.

Stoffe, die violettes oder rotes Lackmuspapier blau färben,

heißen laugenhaft oder basisch wirkende Stoffe. Wie erkennt man also, ob eine Flüssigkeit laugenhaft oder basisch wirkt?

V. Prüfe Wasser, Alkohol, Benzin, Schwefeläther mittels Lackmuspapier: Sie lassen den Farbstoff unverändert.

Körper, die den Lackmusfarbstoff nicht verändern, heißen neutrale Stoffe.

III. Gemenge und chemische Verbindung. — Chemische Zersetzung. — Elemente.

V. Man mische in einem Porzellanmörser 1 Teil grobe Eisenfeilspähne innig mit etwa der doppelten Menge Schwefelblumen. Es bildet sich ein graugelbes Pulver. Bringt man einen kräftigen Magneten in die Nähe, so kann man die beiden Stoffe wieder trennen. Man bringe die Mischung in ein Probierrohr und schüttele mit Wasser: Die beiden Stoffe trennen sich wieder, wie an der Schichtung des Bodensatzes zu erkennen ist.

V. Man mische in derselben Weise 1 Teil chemisch reines Eisenpulver mit etwa 2 Teilen Schwefelblumen und erhitze langsam: Die ganze Masse gerät in lebhaftes Glühen; es entsteht ein schwärzlicher, schlackiger Stoff. Wird dieser gepulvert, so sind die beiden Bestandteile Eisen und Schwefel weder durch einen Magneten noch durch Wasser wieder zu scheiden.

Beim ersten Versuche erhielt man ein mechanisches Gemenge. Beim zweiten entstand ein neuer Stoff mit neuen Eigenschaften. Es fand eine chemische Vereinigung von Eisen und Schwefel statt. Man erhält: Schwefeleisen. Schwefeleisen ist eine chemische Verbindung von Schwefel und Eisen.

Beim Verbrennungsversuche des Phosphors entstand aus diesem und dem Luftsauerstoffe ein neuer Stoff. Warum? Welcher?

V. Man setze zu frischem, gut gebranntem Weißkalk nach und nach etwa $\frac{1}{3}$ seines Gewichts an Wasser: Er erwärmt sich, entsendet Wasserdämpfe und zerfällt schließlich zu einem weißen Pulver, dem Staubkalk.

Staubkalk ist eine chemische Verbindung von gebranntem Kalk und Wasser. Warum eine chemische Verbindung und nicht ein Gemenge?

Die Verbindung eines Stoffes mit Wasser nennen wir ein Hydrat. Der Vorgang, durch den diese Verbindung zustande kommt, heißt Hydratisieren.

Gebrannter Kalk + Wasser = Kalk-Hydrat.

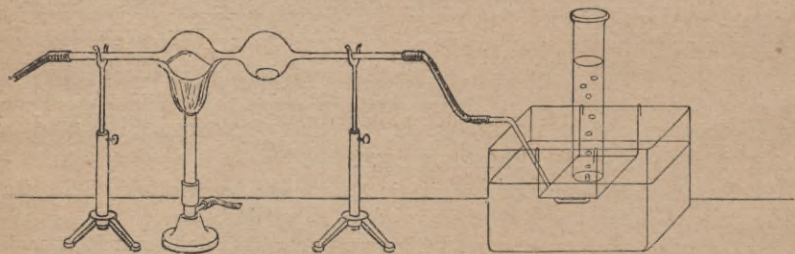


Fig. 4.

V. Erhitzt man ein rotes, mennigähnliches, giftiges Pulver, das früher rotes Präzipitat genannt wurde, in einem Kugelrohre (Fig. 4), so bildet sich ein silber-

helles, auch bei gewöhnlicher Temperatur flüssiges Metall und ein unsichtbares und geruchloses Gas. Das erstere kann nur Quecksilber sein, das letztere, welches einen glimmenden Holzspan in helle Weißglut und in Brand versetzt, selbst aber nicht brennt, ist Sauerstoff.

Rotes Präzipitat = Quecksilber + Sauerstoff.

Ein chemischer Vorgang, bei dem sich aus einem Stoffe zwei oder mehrere neue Stoffe bilden, heißt eine **chemische Zersetzung**.

V. Leitet man durch mittels Schwefelsäure angesäuertes Wasser den elektrischen Strom (Fig. 5), so findet man, daß sowohl an dem + - Pole, der Anode, als auch an dem - - Pole, der Kathode, eine Gasansammlung stattfindet. Das am + - Pole befindliche Gas ist der mittels eines glimmenden Holzspanes leicht zu erkennende Sauerstoff (V). An der Kathode dagegen sammelt sich doppelt so viel eines andern Gases an, das mit ganz schwacher, bläulicher Flamme verbrennt. Man nennt es Wasserstoff (Hydrogenium).

Durch den elektrischen Strom kann eine chemische Zersetzung hervorgerufen werden. Aus Schwefelsäure enthaltendem Wasser können im Verhältnisse 2 : 1 Wasserstoff und Sauerstoff hergestellt werden.

Lassen sich Quecksilber, Sauerstoff, Wasserstoff auf chemischem Wege noch weiter in noch einfachere Körper zerlegen? Nein, das ist bis jetzt der Wissenschaft nicht gelungen. Stoffe, die sich auf chemischem Wege bisher nicht haben in einfachere Stoffe zerlegen lassen, heißen **Elemente** oder **Grundstoffe**.

Überhaupt hat sich herausgestellt, daß alle bis jetzt bekannten Stoffe aus einer gewissen Anzahl von **Grundstoffen** (**Elementen**) bestehen. Von diesen sind bis jetzt 77 bekannt; doch sind nur verhältnismäßig wenige von ihnen an dem Aufbau der Erde erheblich beteiligt und für die Bautechnik von Wichtigkeit.

Die Elemente der Alten waren: Luft, Wasser, Feuer und Erde.

Ist die Luft ein Element? Warum nicht?

Luft ist ein Gemenge von 79% Stickstoff und 21% Sauerstoffgas, da die beiden Gemengteile ihre Eigenschaften beibehalten haben (Unterhaltung der Verbrennung, verlangsamt durch die erstickende Wirkung des Stickstoffs).

Die Frage, ob Wasser ein Element ist, wird später entschieden werden.

Von den bisher bekannt gewordenen Stoffen sind Elemente:

- Wasserstoff H (Hydrogenium)
- Sauerstoff O (Oxygenium)
- Stickstoff N (Nitrogenium)
- Phosphor P
- Kohlenstoff C (Carboneum)
- Quecksilber Hg (Hydrargyrum)

und alle übrigen Metalle.

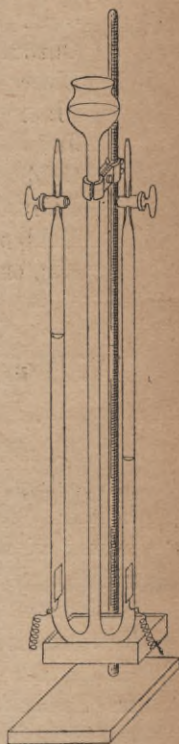


Fig. 5.

Übersicht über die wichtigsten Elemente.

Aluminium	Al	Magnesium	Mg
Antimon	Sb (Stibium)	Mangan	Mn
Arsen	As	Natrium	Na
Blei	Pb (Plumbum)	Nickel	Ni
Bor	B	Phosphor	P
Brom	Br	Platin	Pt
Calcium	Ca	Quecksilber	Hg (Hydrargyrum)
Chlor	Cl	Sauerstoff	O (Oxygenium)
Chrom	Cr	Schwefel	S (Sulfur)
Eisen	Fe (Ferrum)	Silber	Ag (Argentum)
Fluor	Fl	Silicium	Si
Jod	J	Stickstoff	N (Nitrogenium)
Gold	Au (Aurum)	Wasserstoff	H (Hydrogenium)
Kalium	K	Zink	Zn
Kohlenstoff	C (Carboneum)	Zinn	Sn (Stannum).
Kupfer	Cu (Cuprum)		

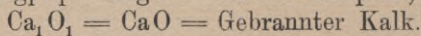
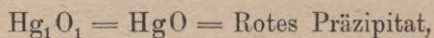
IV. Moleküle. Atome. — Chemische Formeln. Chemische Gleichungen.

Betrachtet man eine kleine Probe des roten Präzipitates durch das Mikroskop, so sieht man, daß es aus größeren und kleineren Körnchen besteht. Man kann sich nun diese Körnchen auf mechanischem Wege immer wieder zerkleinert denken, bis endlich eine mechanische Zerkleinerung nicht mehr eintreten kann und die geringste Größe, die die Massenteilchen des roten Präzipitates annehmen können, erreicht ist. Diese kleinsten Teilchen nennt man, wie aus der Physik bekannt ist, Moleküle. Die Größe der Moleküle ist für die verschiedenen Stoffe verschieden. Auf mechanischem Wege sind die Moleküle nicht mehr zu teilen, wohl aber auf chemischem. So kann man durch Wärme ein Präzipitatom in einen Sauerstoffteil und einen Quecksilberteil zerspalten. Diese kleinsten Teile nennt man **Atome**. Die Moleküle bestehen aus Atomen.

Genaue Untersuchungen haben gezeigt, daß in jedem Präzipitatom je 1 Quecksilberatom und 1 Sauerstoffatom enthalten sind. In jedem Moleküle des weißen Schnees auf Seite 3 sind 2 Phosphoratom und 5 Sauerstoffatome miteinander verbunden.

Um nun eine kurze, ins Auge fallende und leicht merkbare Bezeichnung für zusammengesetzte Körper zu besitzen, setzt man die chemischen Zeichen derjenigen Atome, aus denen sie zusammengesetzt sind, nebeneinander und fügt die Anzahl der Atome als Zeiger (unter die Linie zu stellen!) hinzu. Derartige Ausdrücke nennt man **chemische Formeln**.

So bedeutet



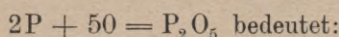
Dieser ist also kein Grundstoff, sondern er kann, wenn auch schwer, in die Grundstoffe Calcium, Ca, und Sauerstoff, O, zerlegt werden.

Wendet man dagegen das + -Zeichen an, so deutet dies darauf hin, daß die durch dieses Zeichen getrennten Stoffe chemisch unverbunden sind.

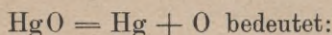
Eine chemische Formel ist eine kurze Bezeichnung für irgend ein Molekül. Die Bezeichnungen für die Atome sind die chemischen Zeichen.

Will man einen chemischen Vorgang (Prozeß), z. B. eine chemische Vereinigung, oder eine chemische, einfache Zersetzung kurz andeuten, so wählt man die Form einer Gleichung.

Z. B.



2 Atome Phosphor verbinden sich mit 5 Sauerstoffatomen zu einem Molekül eines neuen Stoffes, des weißen Schnees (s. Seite 3).



Rotes Präzipitat zerfällt in Quecksilber und Sauerstoff.

Eine chemische Gleichung ist der kurze Ausdruck für einen chemischen Vorgang.

V. Der Sauerstoff O. — Verbrennungen in Luft und Sauerstoff. — Oxyde. — Ozon.

1. Der Sauerstoff, O, ist ein farbloses, geruchloses, nicht brennbares Gas (V), das in der die Erde umgebenden Lufthülle in ungeheuren Mengen enthalten ist. Aus dieser kann er zu billigem Preise durch Verflüssigung der Luft gewonnen werden. Er wird dann in zusammengedrücktem Zustande (150 Atm.) in Stahlzylindern versandt. Bei 50 Atm. Druck und -119° wird er flüssig.

O bildet einen Hauptbestandteil des Wassers und der meisten Gesteine. Etwa die Hälfte des ganzen Gewichtes der Erde kommt auf O.

Im Wasser löst er sich fast gar nicht auf. Die „Sauerstoffwasser“ genannten Tafelwässer sind daher nicht besser wie die anderen.

2. V. Man lösche einen brennenden Holzspan aus: Es zeigt sich schwach glimmende Holzkohle. — Man blase mit einem Blasebalg auf ihn: Das Glimmen wird sehr verstärkt. — Man leite einen Sauerstoffstrom auf ihn: Er gerät in helle Weißglut und verbrennt sehr schnell.

Schluß: Die Verbrennung des Holzes erfolgt im Luftzuge rascher wie an der ruhigen Luft. Grund? Ebenso in reinem Sauerstoffe rascher wie in Luft. Grund?

V. V. Man bringe ein Stückchen glühend gemachte, vorher gut ausgeglühte Holzkohle in einen Strom von trockenem Sauerstoffgase (Fig. 6): Sie verbrennt mit heller Glut, und es bleibt nur etwas Asche zurück. Die farblosen und geruchlosen Verbrennungsgase leitet man durch Lackmüstinktur: Sie wird langsam schwachrot gefärbt. Man lasse die Verbrennungsgase durch Kalkwasser streichen: Dieses trübt sich stark (Niederschlag).

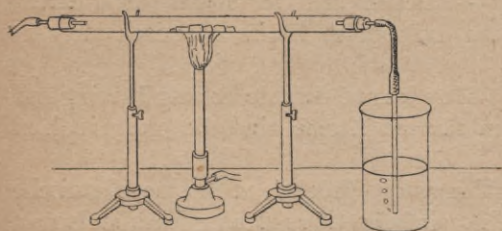
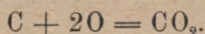


Fig. 6.

Durch die chemische Verbindung des Kohlenstoffs (C, Carboneum), der den Hauptbestandteil der Holzkohle bildet, mit Sauerstoff entsteht ein Gas:



Die wäßrige Lösung des CO_2 : die Kohlensäure, ist eine schwache Säure (warum?). In dem Kalkwasser haben wir ein gutes Erkennungsmittel (Reagens) für Kohlensäure.

V. Eine Uhrfeder, an die man ein kleines Stückchen Feuerschwamm befestigt hat, wird nach dessen Entzündung in reinen, trockenem O gebracht (Fig. 7). Der Zunder verbrennt lebhaft, versetzt die Uhrfeder in Weißglut, und nun verbrennt auch diese unter einer schönen, glänzenden Lichterscheinung. Das Verbrennungsprodukt ist ein rötliches Pulver. Violette Lackmüstinktur wird nicht rot gefärbt. Die zu Boden fallenden Stücke sind blaugrau.

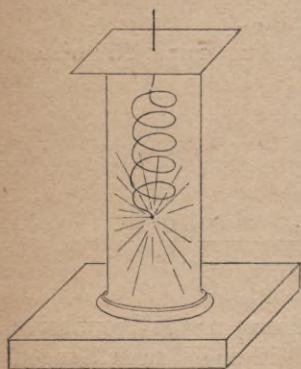
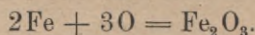


Fig. 7.

Schluß: Eisen (Ferrum, Fe) verbindet sich mit ausreichendem Sauerstoff zu einem roten Pulver, dem Eisenmennig, Fe_2O_3 .



Den Vorgang der chemischen Verbindung mit O nennt man eine Oxydation. Man sagt z. B., der Phosphor oxydiert sich an der Luft, d. h. er verbindet sich chemisch mit dem O der Luft.

Ist die Oxydation von einer Wärme- und Lichterscheinung (Feuererscheinung) begleitet, so führt sie den Namen Verbrennung.

3. Die Sauerstoffverbindungen der Elemente bezeichnet man ganz allgemein mit dem Namen Oxyde.

P_2O_5 = Phosphorpentoxyd,

HgO = Quecksilberoxyd = Rotes Präzipitat,

CO_2 = Kohlendioxyd¹⁾,

Fe_2O_3 = Eisenoxyd = Eisenmennig, Polierrot.

Eisenmennig dient als Ersatz für Bleimennig bei Ölfarbenanstrichen des Eisens. (S. 45.)

1) Die Bezeichnung Kohlendioxyd ist im täglichen und technischen Leben wenig bekannt. Man sagt statt dessen gewöhnlich, wenn auch fälschlich, Kohlensäure.

Polierrot dient zum Polieren von Glas und Metallen.

Das Eisen Fe hat aber noch eine zweite Sauerstoffverbindung. Es verbindet sich nämlich auch noch in der Weise mit O, daß 1 Eisenatom sich nur mit 1 Sauerstoffatom vereinigt. Diese Verbindung nennt man Eisenoxydul, FeO . Es ist blaugrau (vgl. den letzten Versuch).

Oxydule enthalten also weniger O als die Oxyde. Verbindungen, die mehr O enthalten als diese, heißen Superoxyde. $\text{PbO} = \text{Bleioxyd} = \text{Bleiglätte}$; $\text{PbO}_2 = \text{Bleisuperoxyd}$; $\text{MnO}_2 = \text{Braunstein}$, Mangan-superoxyd. Die Superoxyde geben leicht einen Teil ihres Sauerstoffs ab und werden daher vielfach als kräftige Oxydationsmittel benutzt.

4. V. Man lasse elektrische Entladungen, am besten dunkle, längere Zeit durch die Luft sich entladen (Ozonröhre). (Fig. 8.)

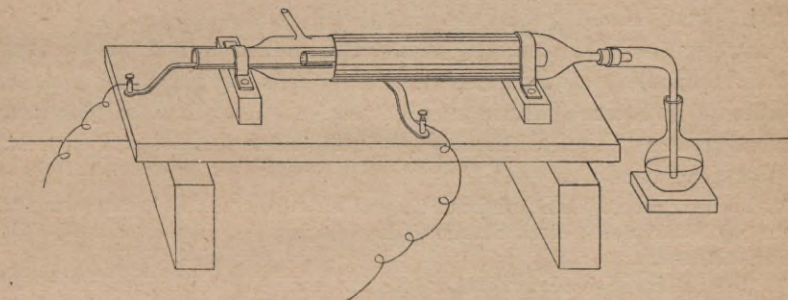


Fig. 8.

Man empfindet einen eigentümlichen, höchst durchdringenden, an P erinnernden Geruch. Jodstärkelösung wird blau gefärbt (Reagens). Vorsicht beim Einatmen!

V. Man bringe eine blanke Silbermünze in den ozonhaltigen Sauerstoffstrom: Es bildet sich ein grauschwarzer Überzug von Silbersuperoxyd.

V. Leitet man den ozonhaltigen Sauerstoffstrom in faulig riechendes Wasser, so verschwindet der Fäulnisgeruch nach einiger Zeit.

Durch die elektrische Energie wird der Sauerstoff in eine andere Form, das **OZON**, übergeführt. Der chemische Unterschied besteht darin, daß beim gewöhnlichen Sauerstoff 2 Atome zu einem Molekül vereinigt sind, während das Ozon deren 3 enthält. Eins von diesen 3 Atomen läßt sich leicht wieder abspalten, so daß also Ozon unter Abgabe von sog. aktivem Sauerstoff wieder in den gewöhnlichen O übergeht. Das Ozon wirkt daher stark oxydierend. Man benutzt diesen Umstand zur Vernichtung von Bakterien, z. B., um das für Wasserleitungen bestimmte Wasser keimfrei zu machen (Wiesbaden, Paderborn); ferner zur Bleicherei (Leinen und Tuche), zur Herstellung von reinem Dextrin und Gummi, zum künstlichen Altern von Holz, Weinen und Spirituosen.

Auch bei starken elektrischen Entladungen in der Luft (Gewitter, Influenz-Elektrismaschinen, Funken-Induktoren) erkennt man die Bildung von Ozon am Geruche. Wichtig als Bestandteil der Atmosphäre.

VI. Der Schwefel und seine Verbindungen mit O und H.

Der Schwefel S (Sulfur), bekannt durch seine gelbe Farbe, kommt gediegen, d. h. als Element, in der Natur vor (Schwefelgruben in Sizilien). Sehr viel häufiger ist sein Vorkommen in chemischer Verbindung mit Metallen, als Schwefelmetalle (Kiese, Glanze und Blenden). Eins der verbreitetsten Minerale ist der Schwefelkies, FeS_2 . Andere wichtige Schwefelmetalle sind der Kupferkies $\left\{ \begin{array}{l} \text{CuS} \\ \text{FeS} \end{array} \right.$ (Cu = Kupfer, cuprum), der Bleiglanz, PbS (Pb = Blei, Plumbum) und der Zinnober HgS .

S schmilzt bei 111° und verwandelt sich bei 420° in ein gelbbraunes Gas. Erkalte dieses Gas plötzlich, so bildet sich ein feines Pulver: die Schwefelblumen. Sonst kommt er auch in Stangen sowie als Schwefelfäden in den Handel.

Schwefel findet Verwendung zusammen mit Eisenoxyd oder Glaspulver oder Portlandzement als Eisenkitt. Ferner zum Vergießen eiserner Anker oder Ständer in Stein. Früher auch zur Anfertigung der Zündhölzer, deren Kopf mit gelbem Phosphor überzogen wurde, deren Anfertigung in Deutschland aber jetzt verboten ist.

V. Man verbrenne ein Stückchen Schwefel an der Luft: Die Verbrennung erfolgt langsam mit schwach-blauer Flamme. Es entwickelt sich ein stechender Geruch und eine Art Rauch.

V. Man verbrenne den S in einem mit trockenem O gefüllten, geräumigen Standzylinder; der S verbrennt schnell mit heller, blauer Flamme. Es entsteht ein weißlicher Nebel (ähnlich wie bei der P-Verbrennung). Auch der stechende Geruch wird wieder stark bemerkt. Nach einiger Zeit verschwindet der Nebel, und an den Wänden setzen sich kleine, stark saure Tröpfchen ab (Lackmusprobe). Gießt man in den Standzylinder Wasser, schließt ihn mit einem luftdicht anliegenden Deckel und schüttelt dann tüchtig, so verschwindet der Nebel auch, und der Deckel wird fest angepreßt. Die Flüssigkeit riecht stechend und reagiert stark sauer.

V. Man tauche eine brennende Kerze in einem mit SO_2 gefüllten Zylinder; sie erlischt sofort: Löschen von Schornsteinbränden durch Verbrennung von S.

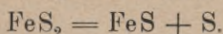
Durch Verbrennung des Schwefels im Sauerstoff entsteht der Hauptsache nach ein farbloses, stechend riechendes Gas, das nicht brennbare Schwefeldioxyd SO_2 ; außerdem aber Spuren des festen Schwefeltrioxyds SO_3 , das in reinem Zustande und in etwas größerer Menge eine asbestartige, seiden glänzende Masse bildet, die schon bei 15° schmilzt und sich sofort an der Luft unter Qualmbildung hydratisiert. Beide verbinden sich mit dem Wasser zu schwefliger Säure bzw. Schwefelsäure.

Die schweflige Säure ist ein gutes Bleichmittel. Man benutzt sie daher zum Bleichen von Stoffen, die durch die Chlorbleiche zu sehr angegriffen werden, z. B. Federn, Korb- und Strohwaren; Hopfen. —

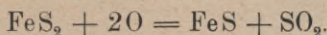
Sie ist ferner fäulniswidriges Mittel, indem sie die die Fäulnis und Gärung erregenden Bakterien tötet. Hierauf beruht die desinfizierende (keimtötende) Wirkung des Schwefels von Fässern und Konservgläsern. Das Ausschweifeln von Krankenzimmern nach ansteckenden Krankheiten ist für sich allein noch keine genügende Desinfektion. Eine Lösung von

schwefliger Säure in Wasser benutzt man zur Prüfung des Dachschiefers auf seine Wetterfestigkeit.

V. Man erhitzt Schwefelkies, FeS_2 , in einem schwer schmelzbaren Glasrohre oder in einem verdeckten Porzellantiegel: In dem kälteren Teile setzt sich Schwefel ab.



V. Man erhitzt Schwefelkies in einem offenen Tiegel. Er brennt mit schwach-blauer Flamme und entsendet SO_2 (Geruch!).



Man prüft auf diese Weise den Dachschiefer auf einen Gehalt an Schwefelkies (Geruchsprobe nach Hineinhalten eines Stückes Dachschiefer in eine Spiritus- oder Gasflamme).

Da sowohl die Steinkohle als auch die Braunkohle stets Schwefelkies und zwar meist in sehr fein verteilter und daher nicht oder nur schwer sichtbarer Form enthalten, so sind deren Verbrennungsgase stets SO_2 -haltig. Hiermit hängt die schnellere Verwitterung der Bausteine, das Rostigwerden der Metalle, das Absterben der Bäume in großen, industriereichen Bezirken und Städten zusammen. Auch die Rauchgase der Ringöfen sind SO_2 -haltig. Ebenso in geringerem Maße die Zimmerluft, da das Leuchtgas noch Spuren SO_2 enthält. SO_2 tritt auch häufig durch die Fugen der Öfen in das Zimmer.

Eiserne Dampfkessel werden durch den SO_2 -Gehalt der Feuergase stark angegriffen.

Durch Oxydation geht die schweflige Säure in Schwefelsäure über.

VII. Der Wasserstoff. Das Knallgas.

Man teilt die Elemente ein in Nichtmetalle und Metalle. Von den Nichtmetallen sind bisher bekannt geworden: H, O, N. — P, S, C.

Das leichteste Metall ist das Natrium Na, silberweiß.

V. Man schneidet ein kleines Stückchen Na ab und läßt es an der Luft liegen. Es läuft sofort an; es oxydiert sich. Es bildet sich Natriumoxyd, Na_2O .

Warum bewahrt man es, um es vor Oxydation zu schützen, nicht unter Wasser, sondern unter Petroleum auf?

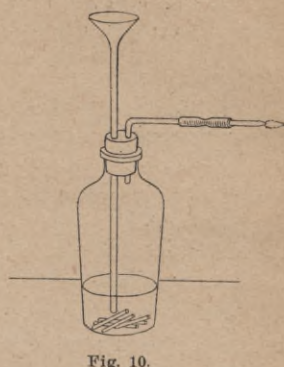
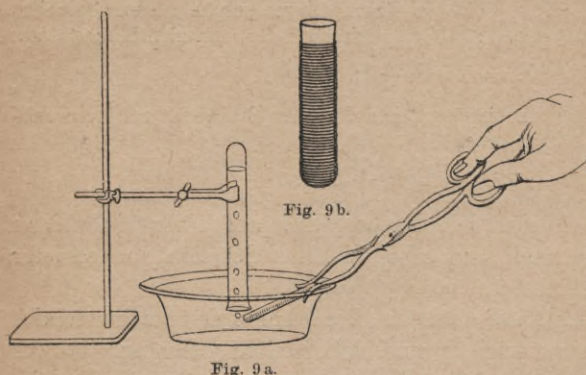
V. Man werfe ein Stückchen Na auf Wasser (hochwandiges Gefäß). Es schwimmt, schmilzt zu einer Kugel und zischt. Zuweilen folgt noch zum Schlusse eine kleine Explosion.

V. Man lege beim vorigen Versuche das Na auf ein Stückchen auf dem Wasser schwimmendes Filtrierpapier: Es entsteht eine gelbe Flamme.

Das Na ist leichter als Wasser (spez. G. = 0,97). — Es ist leicht schmelzbar (96°C). Die zum Schmelzen erforderliche Wärme wird durch einen chemischen Vorgang erzeugt: Das Na-Metall verbindet sich mit dem einen Bestandteile des Wassers. Der andere wird als brennbares Gas frei. Daher das Zischen.

V. Man bringe ein kleines Stück Na unter ein mit Wasser gefülltes, umgekehrtes, in Wasser tauchendes Probiervglas (Reagierzylinder) (Fig. 9): Es sammelt sich ein Glas an. Dieses brennt mit nicht-leuchtender Flamme: Es ist Wasserstoff, H.

Aus dem Wasser läßt sich durch dessen Zersetzung Wasserstoff gewinnen. Das Wasser ist also kein Element!



V. Um H bequemer und in größerer Menge zu gewinnen, übergieße man metallisches, chemisch reines Zink, Zn, mit verdünnter Salzsäure (Fig. 10). Es findet starke Gasentwicklung statt. Das aus dem geschlossenen Glaskolben durch ein Rohr entweichende, aus einer Metallspitze ausströmende Gas entzündet man (Vorsicht! Explosionsgefahr!) Es brennt mit nicht-leuchtender Flamme. Es ist farblos, geruchlos.¹⁾

Benutzt man zu diesem Versuche technisches Zink, so schwimmen auf der Flüssigkeit nach einiger Zeit schwarze Flocken von Kohlenstoff umher: Das technische Zink enthält Kohlenstoff.

V. Über die brennende H-Flamme stülpe man ein Glasgefäß: Es beschlägt. Der Beschlag ist farblos, geruch- und geschmacklos, wirkt auf Lackmuspapier neutral.

Er ist Wasser. Wasser ist eine Verbindung von Wasserstoff und Sauerstoff.

V. Man fülle einen Kollodium-Ballon mit H: Er steigt in die Luft. —

H ist wesentlich leichter als Luft.

V. Man werfe ein kleines Stückchen Kalium, K, auf ein wenig Wasser, das sich in einem hohen Gefäße befindet. (Vorsicht!) Der H verbrennt mit violetter Flamme (durch Kalium gefärbte Wasserstofflamme). Es spritzen brennende geschmolzene Kaliumstückchen umher. Das Wasser wirkt basisch.

Der Wasserstoff ist ein farbloses, geruchloses Gas, das, wenn es rein ist, mit nicht-leuchtender Flamme zu Wasser verbrennt. Durch Na wird die Flamme gelb gefärbt, durch K violett. Der Wasserstoff ist das leichteste aller Elemente; 1 l wiegt 0,09 g, 1 l Luft dagegen ca. 1 g. Daher dient sein Gewicht als Einheit für die Gewichte der übrigen Elemente. Man benutzt ihn zum Füllen der Luftballons. Durch starke Kälte und starken Druck läßt er sich verflüssigen. — Entflammbare Stoffe, die bei der Verbrennung Wasserdämpfe erzeugen, enthalten Wasserstoff (Leuchtgas, Stearin, Benzin, Petroleum).

V. Man leite etwas H in einen Löffel mit Seifenlösung und hierzu noch ungefähr die Hälfte O. Dann entzünde man die Seifenblasen aus möglichst großer Entfernung. (Vorsicht!) Man hört einen starken Knall.

V. Man mische in derselben Weise Leuchtgas mit etwa dem 2fachen an Sauerstoff. Auch hier findet ein scharfer Knall statt. Dasselbe geschieht, wenn man Leuchtgas mit etwa dem 7fachen an Luft mischt.

1) Die Flüssigkeit in der Flasche ist aufzubewahren! Das Zink sei im Überschusse vorhanden (V. 1 auf S. 17)!

H und O geben im Gemische 2 : 1 Knallgas. Leuchtgas gibt auch im Gemisch mit Luft ein Knallgas. Vorsicht bei dem Betreten von Räumen, die Gasgeruch zeigen, mit Flammen! Große Explosionsgefahr!

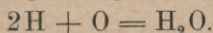
V. Man leite in eine Wasserstoff- oder Leuchtgasflamme Sauerstoff. Dies muß unbedingt in besonderen Brennern geschehen, da gewaltige Explosionen sonst unvermeidlich sind! Dieses Knallgasgebläse leite man gegen einen dünnen Platindraht; er wird schmelzen. Ferner gegen Kreide, besser gegen gebrannten Kalk: Sie strahlen ein blendend weißes Licht aus.

Mit dem Knallgasgebläse kann man außerordentlich hohe Temperaturen (2000° und darüber) erzielen. Auch benutzt man es zur Erzeugung des Kalklichtes in Projektionsapparaten.

Die Oxyde zweier sehr seltener, dem Calcium nahestehender Metalle, des Thorium Th und des Cerium Ce, das Thoroxyd ThO (99%) und das Ceroxyd CeO (1%) strahlen

dieses blendend helle Licht bereits bei bedeutend niedrigerer Temperatur aus. Sie bilden daher den Stoff für die sogenannten Glühstrümpfe.

V. Man leite einige ccm durch elektrische Zersetzung des schwefelsäurehaltigen Wassers erhaltenen Knallgases in ein Eudiometerrohr (Fig. 11) und entzünde es durch den Entladungsfunken eines elektrischen Induktionsapparates: Es bleibt bei richtigem Mischungsverhältnis nur ein Flüssigkeitströpfchen zurück: Es ist Wasser.



Wasser, H_2O , ist eine Verbindung von 2 Raumteilen Wasserstoff und einem Raumteil Sauerstoff (Wasserstoffoxyd):

Phosphorsäure	$\text{H}_2\text{P}_2\text{O}_6$ od. HPO_3
Schwefelsäure	H_2SO_4
Schweflige Säure	H_2SO_3
Kohlensäure ¹⁾	H_2CO_3
Kalk-Hydrat	CaO_2H_2 .

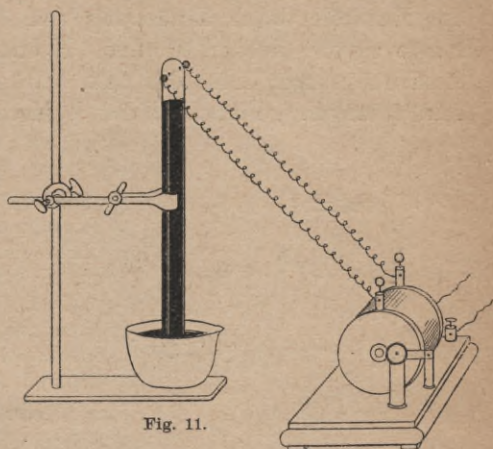


Fig. 11.

VIII. Der Stickstoff N. — Die Stickstoffsäuren. — Das Ammoniak.

Wie schon bekannt, ist N ein farbloses Gas, das, da es den Hauptbestandteil, nämlich 79% , der atmosphärischen Luft ausmacht, auch ungefähr ebenso schwer ist; 1 Liter wiegt ~ 1 g. Er ist in der Atmosphäre, die eine annähernde Dicke von $300 \text{ km} = \frac{1}{22}$ des Erddurchmessers besitzt,

1) Die schweflige Säure H_2SO_3 und Kohlensäure H_2CO_3 sind nur in Lösung im Wasser vorhanden. Sie zerfallen äußerst leicht wieder in H_2O und Schwefeldioxyd SO_2 , Kohlendioxyd CO_2 , welche man gewöhnlich, wenn auch nicht richtig, als schweflige Säure bzw. Kohlensäure bezeichnet.

mit O gemengt, aber nicht chemisch verbunden. Er ist hier frei. Er bildet einen wesentlichen Bestandteil der Tiere und Pflanzen und ist für deren Ernährung unentbehrlich.

Zwischen P und O besteht eine starke chemische Anziehungskraft. Zwischen S und O, C und O ist diese auch recht erheblich, aber nur wenn die Moleküle durch Zuführung von Wärmeenergie in ihrem Zusammenhange zuvor gelockert werden. N und O zeigen fast gar keine chemische Anziehungskraft. Nur den sehr starken und anhaltenden elektrischen Erschütterungen gelingt es, den Widerstand des N gegen die Verbindung mit O zu überwinden.

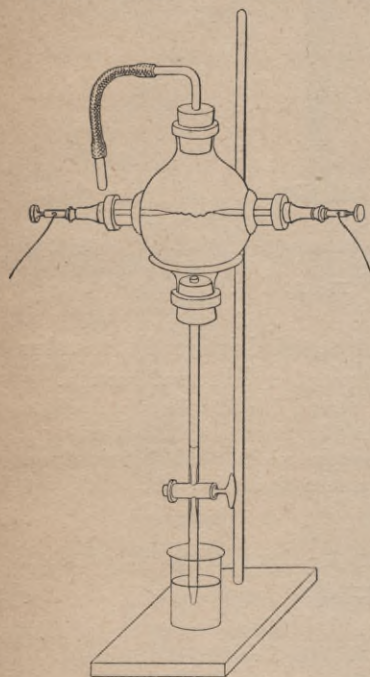


Fig. 12.

V. Durch eine Glaskugel (Fig. 12) läßt man anhaltend den elektrischen Entladungsschlag eines Funkeninduktors überschlagen. Nach einiger Zeit nimmt der Inhalt des Gefäßes eine gelbliche Farbe an. Es hat sich nämlich ein gelbliches Gas gebildet, das, wie der Geruch zeigt, mit den gelben Dämpfen übereinstimmt, die die rauchende Salpetersäure entwickelt (Vorsicht! giftig!): Das Stickstoffdioxid NO_2 .

Eine andere wichtige Verbindung des Stickstoffs mit dem Sauerstoff ist die aus dem Salpeter zu gewinnende Salpetersäure, HNO_3 . Sie ist eine sehr starke, kräftig oxydierende Säure. Sie findet Verwendung zum Ätzen von Metallen, von Zeichnungen (Lithographien) auf Stein, zur Herstellung von Sprengstoffen.

V. Man mische etwas Staubkalk (gelöschten Kalk) mit pulvrigem Salmiaksalze. Es entweicht ein unsichtbares, aber scharf riechendes Gas: das Ammoniak NH_3 . Es löst sich in großer Menge in Wasser. 1 l Wasser löst bei 15° ca. 750 l Ammoniakgas auf. Diese Auflösung des Ammoniakgases in Wasser nennt man Salmiakgeist.

V. Prüfe das Gas und die Flüssigkeit mit Lackmuspapier. Sie färben rotes Lackmuspapier blau.

Die wäßrige Lösung des Ammoniaks, der Salmiakgeist, ist eine starke Basis.

Das Ammoniak, NH_3 , bildet sich in der Natur bei der Verwesung und Fäulnis stickstoffhaltiger, pflanzlicher, namentlich aber tierischer Stoffe, so z. B. bei der Fäulnis der Auswurfstoffe (Exkreme) tierischer Körper. Hierauf beruht die animalische Düngung der Äcker.

Das so gebildete Ammoniak, NH_3 , zersetzt sich in Gegenwart von Basen, z. B. von Kalk, indem es sich oxydiert. Es bildet sich dann Salpetersäure, HNO_3 . Diese gibt dann Veranlassung zur Entstehung des echten Mauersalpeters, namentlich an und in Viehställen. (Siehe S. 34.)

Das Ammoniak NH_3 bildet sich auch als Nebenprodukt bei der Gasfabrikation. (Näheres siehe Seite 55.)

Ammoniaklösung dient als Heilmittel bei Insektenstichen.

IX. Das Chlor. — Die Salzsäure.

V. Man erwärme ein Gemisch von grob gestoßenem Braunstein, MnO_2 , Kochsalz und Schwefelsäure, H_2SO_4 , gelinde auf dem Wasserbade im Gasabzugsraume und leite das sich bildende Gas in eine geräumige Flasche (Fig 13): Das Gas ist grüngelb, sammelt sich zunächst am Boden, riecht höchst unangenehm-scharf. Es heißt Chlor (von chloros = gelbgrün), Cl.

V. V.: Man fülle eine Flasche mit Chlor und werfe etwas unechten Goldschaum (Cu und Zn) hinein: Er erglüht und entwickelt Dampf. Eine Silbermünze in Cl wird grau und glanzlos.

Das Cl verbindet sich leicht unmittelbar mit den Metallen. Diese Verbindungen heißen Chloride: Silberchlorid = Chlorsilber. Das Quecksilberchlorid, Sublimat, $HgCl$ ist, wie alle Quecksilberverbindungen, äußerst giftig. Es wirkt daher stark keimtötend und wird u. a. zum Imprägnieren des Holzes gegen Fäulnis benutzt.

V. Man fülle eine Flasche mit Chlor, füge etwa $\frac{1}{2}$ Wasser hinzu, setze den Stopfen luftdicht auf und schüttle: Der Stopfen wird durch den äußeren Luftdruck festgepreßt.

Das Wasser hat von dem Cl aufgelöst, es entstand Chlorwasser: Geruch, Farbe!

V. In das Chlorwasser werfe man etwas echtes Blattgold: Es löst sich auf. Man gieße etwas Lackmustinktur hinein: Sie wird entfärbt. Desgleichen Blumen.

Das Chlor, Cl, ist ein hellgrünes, unangenehm riechendes, giftiges Gas, das die Schleimhäute der Lunge stark angreift. Es läßt sich (bei -34°) in eine gelbgrüne Flüssigkeit und bei sehr tiefen Temperaturen in einen blaßgrünen, festen Körper verwandeln. Es verbindet sich sehr leicht mit vielen anderen Elementen, namentlich den Metallen; aber auch mit dem H. Es wirkt daher auf die meisten tierischen und pflanzlichen Stoffe zersetzend und zerstörend ein, indem es diesen den H entzieht und sich mit ihm verbindet. Das Chlor wird daher zum Bleichen von Baumwolle und Leinwand benutzt (Fixbleiche); doch greift es die Pflanzenfaser leicht an. Chlorhaltige Stoffe mit freiem Cl sollten daher nicht zum Waschen gebraucht werden. Seide und Wolle werden durch Cl gelb, daher mit SO_2 gebleicht.

Chlorkalk (nicht zu verwechseln mit dem Chlorcalcium!), hergestellt aus gelöschtem Kalk und Chlorgas, ist ein Desinfektionsmittel, d. h. er vernichtet die die Fäulnis und Ansteckungskrankheiten bewirkenden Bakterien (Spaltpilze). Wird daher zum Geruchlosmachen von Räumen, Aborten u. a. m. benutzt. Zuweilen auch noch zur Desinfektion von Wohnräumen. Schüsseln mit Chlorkalk werden, nachdem man diesen mit verdünnter Salzsäure begossen hat, sowohl auf den Boden des Zimmers gestellt als auch in größerer Höhe angebracht; die Fenster und Türen

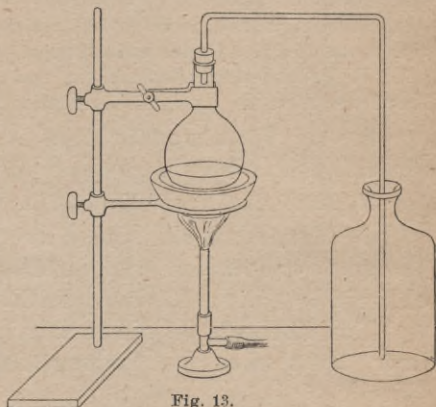


Fig. 13.

werden geschlossen gehalten. Es muß aber ausdrücklich bemerkt werden, daß das Cl für sich allein zum Desinfizieren von Wohnungen nicht ausreichend ist (S. 57.)

Die Salzsäure.

Wie der Versuch 1 S. 15 zeigt, kann das dort entwickelte Cl-Gas nur aus dem Kochsalz durch dessen Zersetzung entstanden sein. Das Kochsalz ist also ein Chlorid. Was ist aber der andere Bestandteil des Kochsalzes?

V. Man bringe ein ganz kleines Stückchen Natrium in die nichtleuchtende Gasflamme des Bunsenbrenners oder in eine Spiritusflamme: Sie leuchtet hellorange-gelb auf.

V. Man macht dasselbe mit einem Stückchen Kalium. Die Flamme leuchtet violett auf (ev. Kobaltglas anzuwenden.)

V. V. Andere Stoffe leuchten rot (Lithionsalz) oder grün (Thalliumsalsz, Kupfersalz) auf. (Bengalische Flammen.)

In der Flammenfärbung haben wir ein gutes Erkennungsmittel für das Vorhandensein gewisser Elemente.

V. Man bringe etwas Kochsalz in die Flamme: Natriumfärbung!

In dem Kochsalz sind Natrium und Chlor miteinander verbunden. Warum verbunden und nicht gemengt? Kochsalz ist Natriumchlorid = Chlornatrium, NaCl.

Das Kochsalz ist ein vorzügliches Beispiel dafür, daß die Stoffe bei ihrer chemischen Verbindung ihre stofflichen Eigenschaften ändern. Wieso?

V. Man erwärme ein Gemisch von Schwefelsäure und grobem Kochsalz (Fig. 14): Es entweicht ein farbloses, sauer riechendes Gas, das an der Luft raucht.

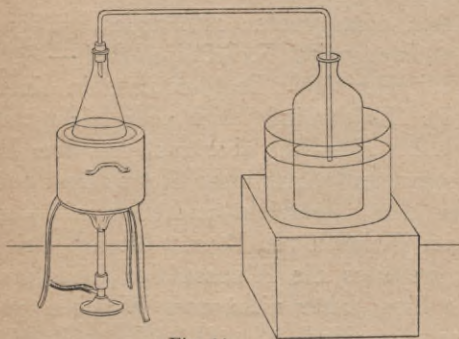


Fig. 14.

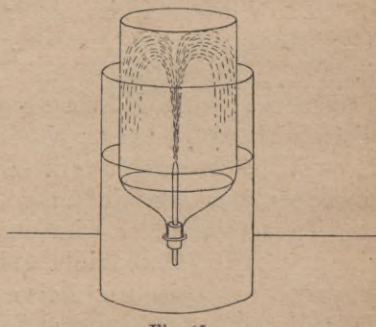


Fig. 15.

V. Man fülle eine Flasche mit diesem Gase (Fig. 15), verschließe sie und öffne die umgestülpte Flasche mit dem Finger unter Wasser. Das Wasser dringt mit Macht hinein. Schluß?

Lackmustinktur wird gerötet. Es ist also eine Säure.

V. Man sättige etwas Wasser mit dem Gase und bringe etwas Zink hinein: Es entwickelt sich H. (Daher Vorsicht beim Entzünden!) — Die Säure enthält Wasserstoff H.

V. Man übergieße in einem Probierröhrchen etwas Braunstein, MnO_2 , mit der Säure: Es entwickelt sich Cl (Geruch.) — Die Säure enthält auch Chlor. Weshalb?

Man nennt daher dieses Säuregas Chlorwasserstoffgas, oder, da es aus dem gewöhnlichen Salz hergestellt wird, Salzsäure. Ihre Formel ist HCl . Sie ist keine Sauerstoffsäure, sondern eine Wasserstoffsäure.

Die Salzsäure ist eine sehr starke Säure. Die reine Salzsäure ist farblos, die gewöhnlich im Handel vorkommende Salzsäure dagegen infolge von Beimengungen gelblich-grün: rohe Salzsäure. Sie findet vielfach Verwendung, und zwar mit Wasser verdünnt oder in Putzseifen zum Reinigen von Metallen wie Eisen (nasse Reinigung), Zink, Kupfer, Messing; ferner zum Absäuern von Fassaden (1 : 10 bis 1 : 20); doch muß in allen diesen Fällen gründlich mit Wasser nachgespült oder mit Kreide nachgerieben werden.

X. Salzbildung. — Wertigkeit.

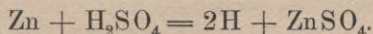
A. Durch Säuren und Metalle.

Wo ist in Versuch S. 12, Fig. 10 ein Teil des Zinkes hingekommen?

V. Man gieße die über dem übriggebliebenen Zink stehende Flüssigkeit ab, filtriere sie und dampfe sie ein: Beim Erkalten bilden sich kleine, glänzende Kristallnadeln.

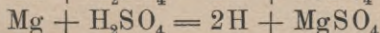
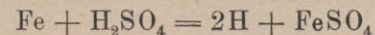
V. Man trockne diese an der Luft auf Filterpapier und übergieße sie mit Wasser: Sie lösen sich wieder auf. — Wir nennen den Körper: Zinkvitriol.

Aus Zink und Schwefelsäure bildet sich unter Entwicklung von Wasserstoff ein salzartig aussehender Körper, der Zinkvitriol.



Die Bildung des Zinkvitriols ist also in der Weise zu erklären, daß das Zn den Wasserstoff aus der Schwefelsäure verdrängt und sich mit dem Säurerest SO_4 verbunden hat.

V. V. Man mache dieselben Versuche mit Eisen Fe und Magnesium Mg: Immer entweicht H (Vorsicht mit Entzünden, da Explosionsgefahr!). In der Lösung sind Salze enthalten: Der blaugrüne Eisenvitriol¹⁾ und das weiße Bittersalz (Geschmack!).



Die vorstehenden Salze entstanden dadurch, daß ein Metall an die Stelle des Wasserstoffs der Schwefelsäure trat.

Die Salze der Schwefelsäure heißen Sulfate: Zinksulfat, Eisensulfat, Magnesiumsulfat.

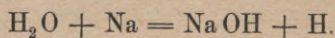
B. Salzbildung aus Säure und Basis.

V. Man wiederhole den V. 4 S. 11 mit etwa 8—10 erbsengroßen Natriumstücken (nacheinander!): Sie verschwinden und die Flüssigkeit wird basisch (Lackmusreaktion).

V. Man filtriere die Flüssigkeit und vertreibe das Wasser durch Abdampfen: Es bleibt ein weißlicher, stark laugenhafter, die Haut ätzender Körper, das Ätznatron, zurück.

1) Eisenvitriollösung dient zum Geruchlosmachen von Abortgruben (1 kg auf 2 Eimer Wasser). (S. 57.)

Durch das Na wird, wie bekannt, das Wasser zersetzt. Es entsteht Natriumhydroxyd = Ätznatron, NaOH.



V. Man löse 25 g käufliches, reines Ätznatron in 250 ccm Wasser auf: Die entstehende Flüssigkeit heißt Natronlauge. Von dieser Lösung lasse man aus einer Bürette (Fig. 16) etwa 10 cm in ein Becherglas fließen und setze Lackmустinktur hinzu: Die Flüssigkeit ist blau.

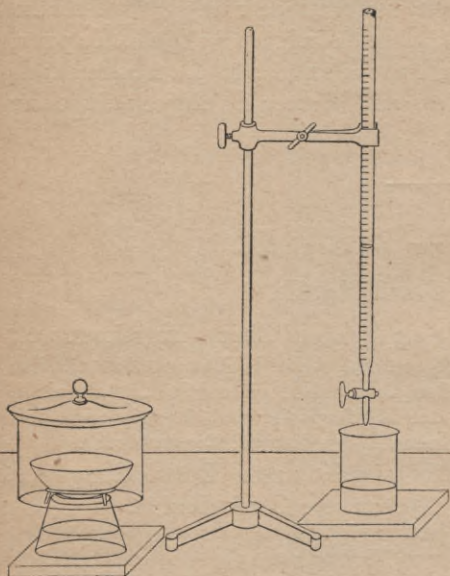
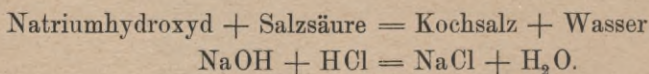


Fig. 16.

Man bereite ferner eine verdünnte Salzsäure, indem man die käufliche rohe Salzsäure mit 10 Teilen Wasser verdünnt (Lösung 1:10). Von dieser verdünnten Salzsäure läßt man nun aus einer zweiten Bürette einige Kubikzentimeter in die blaugefärbte Natronlauge einfließen: Der Lackmusfarbstoff bleibt unverändert! Die Flüssigkeit erwärmt sich stark. Man lasse mehr von der Säure einfließen (ca. 27 ccm), zuletzt tropfenweise. Es tritt einmal der Augenblick ein, in dem die ursprüngliche violette Farbe der Lackmустinktur wiedererscheint. Ein Tropfen Säure macht dann die Flüssigkeit rot, ein Tropfen Basis blau. Man sagt: Basis und Säure haben sich neutralisiert.

Zum Neutralisieren von 1 g obiger Natronlauge sind 3 g verdünnte HCl nötig. (Aufbewahren!)

V. Wir filtrieren die Lösung, um sie zu entfärben, mehrere Male durch pulverisierte Knochenkohle und dampfe die Flüssigkeit zuletzt auf dem Wasserbade ein: Wir erhalten ein Salz, das wie Kochsalz schmeckt.



Die entwickelte Wärme ist auch hier eine Begleiterscheinung der chemischen Verbindung. Da sie regelmäßig bei chemischen Verbindungen frei wird, ist sie als ein Erkennungszeichen für sie anzusehen. Einlöschen des gebrannten Kalks. Verbrennungswärme.

Das Ätznatron ist ein stark laugenhaft ätzender Körper. Die Salzsäure ist eine der stärksten und gefährlichsten Säuren: Ihre chemische Verbindung, das Kochsalz, ist ein unentbehrliches Genußmittel. Dies ist wieder ein schönes Beispiel für die bereits erwähnte Tatsache, daß durch chemische Veränderung die Körper ihre stofflichen Eigenschaften ändern.

Die Salzbildung geht auch hier in der Weise vor sich, daß an Stelle des Wasserstoffs der Säure das Metall (Natrium) tritt. (S. obige Gleichung.)

Die Salze der Salzsäure sind Chloride (vgl. S. 15).

Zum Neutralisieren von 10 ccm verdünnter Salzsäure brauchten wir etwa 30 ccm Natronlauge = 3 g Ätznatron, auf 1 g Ätznatron also 3 g rohe Salzsäure.

V. Wir nehmen jetzt 22,5 ccm derselben verdünnten Salzsäure. Wir neutralisieren wieder und brauchen hierzu 7,5 ccm Natronlauge = 0,75 g Ätznatron; also für 1 g Ätznatron 30 ccm verdünnte HCl = 3 g rohe Salzsäure.

Die Verbindung der Salzsäure mit dem Ätznatron geht nicht nach beliebigen Gewichtsmengen, sondern nach ganz bestimmten Gewichtsverhältnissen vor sich.

Zahllose Untersuchungen anderer chemischer Prozesse haben die allgemeine Gültigkeit dieses chemischen Grundsatzes ergeben.

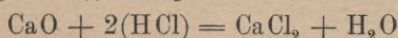
Wenn also zwei Stoffe sich chemisch verbinden, so ist folgendes zu merken:

1. Es wird Wärme frei.
2. Der neu entstehende Körper hat andre stoffliche Eigenschaften wie diejenigen Stoffe, aus denen er entstanden ist. Er ist ein neuer Stoff.
3. Die chemische Verbindung geht stets nach ganz bestimmten Gewichtsverhältnissen vor sich.

C. Salzbildung aus Metalloxyden oder Hydraten und Säuren.

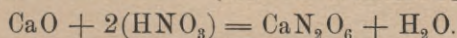
V. Wir neutralisieren eine gewisse Menge (200 ccm) verdünnte Salzsäure (1 : 2) mit gebranntem Kalk, Calciumoxyd, CaO, indem wir diesem im Überschuß zusetzen, filtrieren dann und dampfen zuletzt auf dem Sandbade ein. Wir hören hiermit auf, wenn das Wasser noch nicht ganz vertrieben ist, und bringen die Flüssigkeit in Trockenzylinder (Exsikkator, Fig. 16). Es bilden sich farblose Kristalle.

Diese Kristalle sind Calciumchlorid = Chlorcalcium (fälschlich „Mauersalpeter“ genannt), CaCl₂:



V. Man verwende statt der Salzsäure Salpetersäure. Man erhält auch hier ein hygroskopisches Salz,

das salpetersaure Calcium = (echten Mauersalpeter), CaN₂O₆:



Die Salze der Salpetersäure heißen Nitrate (von Nitrum, der Salpeter); salpetersaures Calcium = Calcium-Nitrat.

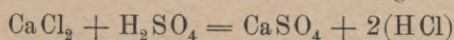
Auch hier ist die Salzbildung so zu erklären, daß das Metall Calcium, Ca, an die Stelle des in der Säure befindlichen Wasserstoffs tritt.

V. Man neutralisiere etwas Salpetersäure durch ganz frisch bereitetes Kalkhydrat (Staubkalk): Wir erhalten nach dem Filtrieren und Eindampfen und nach Mitwirkung des Exsikkators ebenfalls Calcium-Nitrat.

CaO₂H₂ + 2(HCl) = CaCl₂ + 2(H₂O) Absäuern von Fassaden bei frischem Mörtel. Erklärung der Salzbildung wie oben.

D. Salzbildung aus Salz und Säure.

V. Man versetze vorsichtig eine ziemlich konzentrierte Lösung von Calciumchlorid mit Schwefelsäure. Es bildet sich ein weißer Niederschlag.



V. Man übergieße etwas abgebandenen Kalksandmörtel mit verdünnter Salzsäure. Es findet ein starkes Aufbrausen statt. Wird das sich entwickelnde Gas in

Kalkwasser geleitet, so wird dieses getrübt: Das Gas ist CO_2 : Im abgebundenen Mörtel ist kohlenensaures Calcium vorhanden. — Am Boden setzt sich der Sand ab: Sand ist in Salzsäure unlöslich. Filtriert man und dampft man das Filtrat stark ein, bringt man es dann in den Exsikkator, so erhält man ein hygroskopisches Salz, das Chlorcalcium, CaCl_2 .

Hierauf beruht die Befreiung der Fassaden von bereits abgebundenen Mörtelresten durch Absäuern. Weshalb muß nach dem Absäuern sorgfältig nachgewaschen werden?

Der weiße Niederschlag ist schwefelsaures Calcium oder Gipsstein = Calciumsulfat. Bei obigem Versuche tritt ebenfalls das Metall Calcium Ca an die Stelle des Wasserstoffs der Säure. Man kann also allgemein sagen:

Säuren sind Stoffe, deren Wasserstoff durch ein Metall ersetzt werden kann.

Salze entstehen, wenn an die Stelle des Wasserstoffs einer Säure ein Metall tritt.

E. Wertigkeit.

Bei dem Versuche auf S. 18 ist an Stelle eines Atoms Wasserstoff ein Atom Na getreten. Bei den Versuchen auf S. 19 dagegen wurden zwei Atome H durch ein Atom Ca ersetzt. Wasserstoff wird niemals durch mehrere, sondern höchstens durch ein Atom eines anderen Elementes vertreten. Man sagt daher, er ist einwertig.

Wertigkeit eines Elementes ist diejenige Zahl, die angibt, wie viele Atome Wasserstoff durch das betreffende Element ersetzt werden können.

Von den wichtigeren Elementen sind:

1. Nichtmetalle:

H Wasserstoff	} einwertig.
Cl Chlor	
O Sauerstoff	} zweiwertig.
S Schwefel	
N Stickstoff	} dreiwertig.
P Phosphor	
C Kohlenstoff	} vierwertig.
Si Silicium	

2. Metalle:

K Kalium	} einwertig.
Na Natrium	
Ca Calcium	} zweiwertig.
Mg Magnesium	
Zn Zink	
Cu Kupfer	
Pb Blei	
Fe Eisen	} zwei- und dreiwertig.
Mn Mangan	

XI. Die Kristallbildung aus wässerigen Lösungen.

V. Man bringe in etwa 50 g kalten Wassers so viel in einem Porzellanmörser zerstoßenen Salpeter (NaNO_3 = Natriumnitrat), als sich noch löst. Beim weiteren Zusatz von Salpeter fällt dieser ungelöst zu Boden: Die Flüssigkeit ist kalt gesättigt. Erhitzen wir die Lösung bis zum Sieden und tragen während dessen immer neues Salz ein, so werden sich noch große Mengen des Salzes, im ganzen über 100 g, lösen. Doch wird auch die kochende Flüssigkeit schließlich nichts mehr aufnehmen; sie ist heiß gesättigt. — Läßt man die heiß gesättigte Lösung stehen, so scheidet sich der größte Teil des Salpeters wieder aus, diesmal aber in Form von schönen, glattflächigen, regelmäßig geformten Säulen, Kristallen.

Wiederhole diesen Versuch mit Alaun.

V. Die nach dem Erkalten im vorigen Versuche zurückbleibende Flüssigkeit (Mutterlauge) gieße man ab und dampfe sie ein, bis sich ein feines Salzhütchen zeigt. Läßt man dann erkalten, so erhält man aufs neue Kristalle. Dampft man aber immer weiter ein, so erhält man den Salpeter als ein gröberes oder feineres Mehl, das aus zahllosen zerbrochenen Kristallen besteht: Unterbrochene Kristallisation.

Auf diese Weise entsteht in den Sudhäusern der Salinen entweder grobkristallisiertes oder feinkörniges Speisesalz.

V. Man lasse kristallisiertes Chlorcalcium einige Zeit in einem offenen Schälchen stehen. Es zerfließt nach und nach.

Das Chlorcalcium (CaCl_2), ebenso das Calcium-Nitrat, CaN_2O_6 , sind äußerst wassergierige (hygroskopische) Salze, die sich daher auch in Wasser äußerst leicht lösen.

So ist es zu erklären, daß derjenige Kalksandmörtel, dessen Kalkbestandteil sich ganz oder teilweise in diese Salze verwandelt hat, den Zusammenhang verlieren und abbröckeln muß: Falscher und echter Mauersalpeter (Mauerfraß).

V. Man lasse einige Stücke (ca. 30 g) frische, glashelle Soda an einem warmen Orte liegen. Sie zerfallen (verwittern) und werden ungefähr um die Hälfte leichter. Der Substanzverlust ist Wasser.

Sowohl Soda wie auch viele andere Salze bedürfen zum Kristallisieren Wasser, das sogenannte Kristallwasser. Dieses ist chemisch gebunden, genau wie das Hydratwasser. Beim Liegen an der Luft oder beim Erhitzen geben viele Salze das Kristallwasser unter Zerfall ihrer Kristallform ab. Das findet auch bei den Ausblühungen oder Auswitterungen statt (S. 8).

Kristalle wachsen in Lösungen durch Anlagern neuen Salzes von außen. Dieses Wachsen geht mit großer Kraft vor sich (Sprengwirkung der Auswitterungen in Ziegelsteinen, Abdrücken des Verputzmörtels).

XII. Der Kohlenstoff. — Das Kohlendioxyd. — Das Kohlenoxyd.

Der Kohlenstoff, C.

Er kommt in der Natur in reinem Zustande nur als Diamant vor, weniger rein als Graphit.

Der Graphit ist ein Mineral von dunkelgrauer Farbe, glänzend; fühlt sich fettig an. Guter Elektrizitätsleiter. Er ist meist mit anderen Mineralstoffen verunreinigt, deren Gehalt von 0,3—30% schwankt. Der beste Graphit kommt im Ural und auf Ceylon vor. Weniger gute Graphite kommen aus Bayern (Passau), Böhmen und Norwegen. Künstlicher Graphit findet sich im grauen Roheisen (vgl. S. 43), in den Retorten der Gasanstalten (Retortengraphit). (Vgl. S. 55.)

Der Graphit findet vielfache Verwendung. Zunächst in der Bleistiftfabrikation. Der sorgfältig durch Schlämmen von den härteren Beimengungen befreite Graphit wird mit ebenso sorgsam geschlämmtem Ton gemischt und die Mischung durch eine Platte mit Löchern gepreßt. Die so entstehenden Graphitfäden werden unter Luftabschluß gebrannt, und zwar je nach der gewünschten Härte stärker oder schwächer. Die Fassung der Graphitstäbchen geschieht mit dem Holze der virginischen Zeder, bei minderen Sorten mit der westindischen Zeder, bei ganz

billigen Sorten (Zimmermannsbleistiften) mit einheimischem, weichem Holze. — Tintenstifte werden aus Graphit, Ton und einem Farbstoff hergestellt.

Graphit verwendet man ferner zur Herstellung von Schmelztiegeln, zum Anstreichen von Eisen.

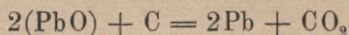
Retortengraphit entsteht an den Wänden der Retorten der Leuchtgasfabriken. Er findet namentlich in der Elektrotechnik Verwendung, so z. B. bei der Herstellung von galvanischen Elementen, Stiften für Bogenlampen. Ziemlich reiner Kohlenstoff sind auch Ruß, Holzkohle und Koks.

Eigenschaften des Kohlenstoffs.

V. Man übergieße Holzkohle oder Koks mit einer starken Säure: Sie werden nicht angegriffen.

V. Man gieße Lackmustinktur, stinkendes Wasser wiederholt durch ein Filter mit fein gepulverter Holz- oder Knochenkohle: Die Flüssigkeiten werden farblos und geruchlos.

V. Man mische etwas Bleioxyd (Bleiglätte), PbO, mit gepulverter Holzkohle und erhize mit dem Lötrohr: Es bildet sich geschmolzenes Blei. Der Bleiglätte wird durch den Kohlenstoff C in der Hitze der Sauerstoff entzogen.



Man nennt diesen Vorgang eine **Reduktion**.

Durch eine Reduktion werden

- a) Metalloxyde oder Metallchloride in Metalle
- b) höhere Oxydationsstufen in niedere übergeführt.

Der Kohlenstoff ist also unlöslich in allen Flüssigkeiten und nur in der größten Hitze schmelzbar. An der Luft, im Wasser usw. ist er bei gewöhnlichen Temperaturen unveränderlich. Erst in der Hitze zeigt er eine, dann allerdings sehr starke, chemische Vereinigungskraft zum O. Daher wirkt er als kräftiges Reduktionsmittel namentlich auf Oxyde.

Verwendung: als Holzkohle: zum Konservieren des Holzes (Ankohlen von Pfählen); zum Genießbarmachen von schlechtem Wasser: durch Filtrieren; zur Erzeugung starker Hitze, wo Rauch und Flammen vermieden werden sollen (Lötofen der Klempner); zur Erzeugung von Schießpulver.

Als Koks: zum Reduzieren der Erze zu Metallen (Eisen, Zink, Kupfer, Blei). Als Feuerungsmittel. Nicht als Füllstoff bei Zwischendecken, weil er durch das Ablöschen bei der Gewinnung wasserhaltig ist. (Vgl. S. 56.)

Als Ruß: zu schwarzen Tuschen, Lacken, Druckerschwärze, Schuhwische.

Das Kohlendioxyd (die Kohlensäure).

Das Vorkommen: a) In der Luft.

V. Man leite reine, atmosphärische Luft durch Kalkwasser (Auflösung des Kalkhydrats in Wasser): Es wird erst nach längerem Hindurchleiten schwach getrübt. Schluß?

V. Man mache dasselbe mit der Luft des Hörsaales, dessen Fenster geschlossen waren: Die Trübung erfolgt rascher. Schluß?

V. Man leite die Verbrennungsluft einer Kerze oder einer kleinen Gasflamme in Kalkwasser: Es trübt sich schnell. Schluß?

V. Man blase mittels eines Glasrohres Luft aus den Lungen durch Kalkwasser: Die Trübung zeigt sich sofort. Schluß?

Das Kohlendioxyd kommt in geringen Mengen in der freien Luft vor (ca. 0,03%). Doch kann unter Umständen eine starke Anreicherung in bewohnten Räumen durch das Atmen der Menschen und durch das Brennen von Lampen stattfinden (Wolperts Luftprüfer). Luft mit 0,125% CO_2 ist bereits schädlich, solche mit 2% noch nicht tödlich!

Kohle: Holzkohle, Braunkohle, Steinkohle. — Holzkohle entsteht durch unvollständige Verbrennung (trockne Destillation) von Holz, z. B. in Meilern. — Steinkohle, Anthrazit und Braunkohle sind in früheren Zeiten der Erdentwicklung ebenfalls aus dem Holze von Bäumen einer untergegangenen Pflanzenwelt entstanden, indem diese unter gleichzeitigem Luftabschlusse einen langsamen Verkohlungsprozeß erfuhr. Fette Kohlen (C-reich) dienen zur Leuchtgas- und Koksgewinnung, die mageren Kohlen zur Heizung.

b) Im Wasser und anderen Flüssigkeiten.

Das Kohlendioxyd verbindet sich mit Wasser zu Kohlensäure, H_2CO_3 , die aber sehr leicht wieder in $\text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2$ zerfällt (Entweichen von CO_2 aus Selterswasser, Bier u. a. m.) Da bei der Verwesung organischer Stoffe CO_2 erzeugt wird, so kommt die Kohlensäure H_2CO_3 , überall im Humus und dem übrigen Erdreiche und damit in allem Quell- und Brunnenwasser vor und verleiht diesen den erfrischenben Geschmack. Unter besonderen Umständen ist das Quellwasser sehr kohlenensäurereich; dann nennt man es einen Kohlensäuerling (Nieder-Selters, Harzer Sauerbrunnen, Fachingen u. a. m.). Erquickendes Getränk.

Künstliche Kohlensäuerlinge werden hergestellt durch Einpressen von CO_2 -Gas in gewöhnliches Wasser (Selterswasser). Sie gehen mit der Zeit in Fäulnis über. Besser verwendet man destilliertes Wasser. Gärende Getränke (Wein-, Bierbereitung) entwickeln viel CO_2 . Daher sammelt sich das CO_2 in den Gärkellern an. Vorsicht beim Betreten! Auch in den Brunnenschächten sammelt sich aus dem Brunnenwasser und aus der Erde Kohlendioxyd an, das sich, da es bedeutend schwerer ist als Luft, nicht in dieser verteilt.

Da nun das Kohlendioxyd für die Atmung untauglich ist und daher, wenn auch nicht direkt giftig, so doch erstickend, weil luftabschließend wirkt, so kommen beim Einsteigen in Brunnenschächte sehr oft Unglücksfälle vor. Das Vorhandensein von CO_2 kann man daran erkennen, daß ein in den Schacht eingetauchtes Licht oder ein eingeworfener brennender Strohwisch erlischt oder schwächer brennt. Um nun das CO_2 aus dem Brunnen zu entfernen, wird ein flacher Korb mit Sägespänen gefüllt und mit frischer Kalkmilch begossen. Man bewegt den Korb dann mehrfach und langsam auf und nieder und läßt dann die Kalkmilch einige Stunden auf das CO_2 einwirken. In Kellern, in denen Obstweine gären, ist für gute Ventilation zu sorgen.

c) In festen Körpern.

V. Man übergieße je ein Stück Kalkstein, Kreide, Marmor, Dolomit, Magnesit, Soda, Pottasche mit verdünnter Salzsäure: Es entweicht stets ein Gas, das als CO_2 zu erkennen ist. Der feste Stoff wird dabei aufgelöst (Salzbildung X, D, S. 19 u. 20).

1. Kalkstein, Kreide, Marmor, Dolomit, Magnesit, Soda, Pottasche enthalten CO_2 .

Der beim Brennen des Kalksteins in Versuch 4, S. 2 entwichene Stoff X war Kohlendioxyd. Durch das Brennen des Kalksteins und des Marmors in den

Kalköfen wird das Kohlendioxyd ausgetrieben. Kreide, Marmor und Kalkstein sind kohlen-saurer Kalk.

2. Die Salzsäure ist ein gutes Erkennungsmittel für kohlen-säurehaltige Stoffe, namentlich Kalksteine.

3. Die Salze der Kohlensäure heißen **Karbonate** (von Carboneum, Kohlenstoff). Kalkstein, Kreide, Marmor sind also Calciumkarbonat.

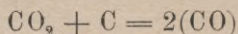
Gewinnung und Verwendung: Das Kohlendioxyd wird jetzt an den Stellen gewonnen, wo es in der Natur in großen Mengen vorkommt, das ist namentlich da, wo es mit den Kohlensäuerlingen zusammen aus der Erde sprudelt. Das frei werdende Gas wird aufgefangen, unter großem Druck in stählerne Flaschen (Bomben) gepreßt, wobei es sich teilweise verflüssigt. Läßt man flüssiges Kohlendioxyd rasch verdampfen, so erstarrt es infolge der starken Verdunstungskälte teilweise zu einem festen Schnee (-80°), festes CO_2 .

Das Kohlendioxyd findet Verwendung zu Bierdruckapparaten, zur Herstellung des künstlichen Selterswassers, sowie im Feuerlöschwesen zum Löschen von Bränden (Grund?).

Das Kohlenoxyd, CO.

V. Man öffne die Feuertür eines Ofens, in dem sich lebhaft glühender Koks befindet: Man beobachtet, namentlich im Dunkeln, an der Oberfläche blaue Flammen. Diese Flammen sind verbrennendes Kohlenoxyd, CO.

Überall wo Kohlenstoff verbrennt, entsteht Kohlendioxyd. Streicht dies aber über glühenden Kohlenstoff, so wird es zu Kohlenoxyd reduziert.



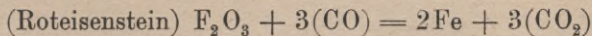
Kohlenoxyd ist ein farbloses und geruchloses Gas, das fast dasselbe spez. Gewicht hat wie die Luft und sich daher in dieser leicht verteilt. Es ist äußerst giftig und sein Einatmen führt zum Tode.

Es bildet sich nach Obigem stets bei der Verbrennung in den Öfen, geht aber für gewöhnlich mit den übrigen Feuergasen in den Schornstein. Bei denjenigen Öfen jedoch, die mit Klappen und Schiebern hinter der Feuerung versehen sind, was namentlich noch öfters bei Küchenöfen zur Zugregelung der Fall ist, ferner bei zu frühem Schließen der Ofentür auch bei gewöhnlichen eisernen und sehr dicht schließenden Öfen kann es unter Umständen heraustreten und Gefahr bringen. Alljährlich findet auf diese Weise eine große Zahl von Menschen den Tod. Treten also die meist riechenden Feuergase (Kohlendunst) in den Wohnraum, so ist die allergrößte Vorsicht geboten (sofort lüften!). In großer Menge entsteht es auch bei dem Verglühen von Koks in Kokskörben. Daher Vorsicht bei der Verwendung von Kokskörben zum Trocknen von Neubauten. Giftigkeit der Brenngase der Ziegelring- und Feldbrandöfen.

CO kommt auch im Leuchtgas vor (ca. 8%) und trägt zu seiner Giftigkeit bei. Leuchtgasvergiftungen sind leider nichts Seltenes!

CO bildet sich durch die Verbrennung von Koks bei vielen metallurgischen Vorgängen, d. h. bei der Gewinnung von Metallen (Fe, Cu, Zn,

Pb) aus ihren Erzen. Es wirkt dann, wie der Kohlenstoff selbst, reduzierend, d. h. es entzieht den Erzen den Sauerstoff und oxydiert sich selbst zu CO_2 .



Hierauf beruht im wesentlichen die Gewinnung des Roheisens aus den Erzen.

XIII. Die Kohlenwasserstoffe.

V. In eine Kerze oder leuchtende Leuchtgasflamme bringe man einen Porzellanteller: Er beruht. — Das Leuchtgas enthält C.

V. Über eine Kerzen- oder Leuchtgasflamme bringe man ein umgestülptes Becherglas: Es beschlägt. Der Beschlag reagiert neutral: Er ist Wasser. — Das Leuchtgas enthält Wasserstoff: Es ist ein Kohlenwasserstoff: Das Sumpfgas, CH_4 , leichter Kohlenwasserstoff.

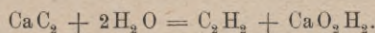
Mit O gibt das Sumpfgas ein stark, mit Luft in gewissen Verhältnissen gemischt ein schwächer explodierendes Gemenge. Es ist ein farbloses und geruchloses Gas. Bildet einen Hauptbestandteil des Leuchtgases. Das Sumpfgas entsteht durch die Zersetzung oder Fäulnis pflanzlicher Stoffe. Es findet sich daher in Sümpfen und Bergwerken (schlagende Wetter).

Das schwere Kohlenwasserstoffgas, C_2H_4 .

Dieses Gas verursacht die Leuchtkraft des Leuchtgases.

Das Acetylen, C_2H_2 .

V. Man übergießt Calciumkarbid, CaC_2 , mit Wasser (Figur 10). Es entwickelt sich ein Gas, das mit leuchtender, rußender Flamme brennt (Explosionsgefahr!): Das Acetylen C_2H_2 .



Dieses Gas hat unrein einen widerlichen Geruch, kommt im Leuchtgas in geringer Menge vor und verleiht diesem den eigentümlichen Leuchtgasgeruch. Reines Acetylen ist geruchlos.

Das Acetylen wird jetzt vielfach zur Beleuchtung einzeln stehender Gebäude, die keinen Anschluß an eine Beleuchtungszentrale haben, angewandt. Auch zu Laternen. Es gibt mit Luft in bestimmtem Verhältnis ein explosibles Gemenge.

Weitere Kohlenwasserstoffe.

Außer den vorgenannten Kohlenwasserstoffen gibt es noch eine sehr große Anzahl von anderen, die sowohl für die Technik und Industrie als auch für das tägliche Leben von größter Wichtigkeit sind. So gibt es eine ganze Reihe, deren chemische Zusammensetzung aus der des Sumpfgases, CH_4 , hervorgeht, indem immer CH_2 hinzukommt, also: CH_4 , C_2H_6 , C_3H_8 , D_4H_{10} , C_5H_{12} u.s.f. Diese werden also auch verhältnismäßig immer reicher an C. — Sie kommen namentlich im rohen Steinöl vor. Dieses ist wahrscheinlich ein Zersetzungsprodukt ungeheurer Mengen von Leibern ehemaliger Seetiere. Es wird aus tieferen Schichten der Erde gewonnen, namentlich in Amerika (Pennsylvanien), im Kaukasus (Baku) und neuerdings auch in der Provinz Hannover. Dieses Steinöl ist ein Gemisch von fast allen Kohlenwasserstoffen obiger Reihe. Man kann sie wegen ihrer verschiedenen Flüchtigkeit durch unterbrochene Destillation bei ständig steigender Temperatur trennen. Die ersten 4 Kohlenwasserstoffe sind Gase. Die nächsten (von C_5H_{12} bis C_8H_{18}) sind leichtflüchtige Flüssigkeiten (Gasolin, Benzin, Ligroin). Die nächsten über C_8H_{18} liegenden bilden das Petroleum.

Dann kommen eine Anzahl von ölig er Beschaffenheit, die als Schmieröle oder Mineralöle Verwendung finden; dann folgen solche, die halbfest sind: Ihr Gemisch heißt Vaseline. Den Beschluß machen solche, die fest sind; sie bilden das Paraffin (Kerzenbereitung).

Goudron ist eine Mischung von Asphalt und solchen Destillationsresten.

Um aus dem rohen Steinöl das Brennpetroleum zu erhalten, muß es von den sehr flüchtigen Bestandteilen, der Explosionsgefahr wegen, sowie von den festeren, der besseren Leuchtkraft wegen, getrennt werden (das Raffinieren d.P.). Man verwendet daher als Petroleum nur die Bestandteile, die sich zwischen 150 und 300° verflüchtigen. In Deutschland darf der Explosionsgefahr wegen kein Petroleum zum Verkauf gelangen, dessen Siedepunkt niedriger als 170° ist. Solaröl ist ein Petroleum, das einen hohen Siedepunkt hat.

Das gewöhnliche Benzin, Benzol, gehört der obigen Reihe nicht an. Es ist allerdings auch ein Kohlenwasserstoff, aber es ist zusammengesetzt C_6H_6 und wird aus dem Steinkohlenteer bei der Gasfabrikation gewonnen. Es dient als Ausgangspunkt für die sogenannten Anilin- oder Teerfarbstoffe. Das Benzol löst ebenso wie das Benzin Fette auf und wird daher zur Fleckenreinigung benutzt. Mit Luft geben Benzindämpfe ein explosives Gemenge, das man zum Treiben von Kraftmaschinen (Benzinmotoren) benutzt.

Die Petroleum-Schmieröle sind Kohlenwasserstoffe. Sie sind ganz anders zusammengesetzt wie die weiter unten erwähnten tierischen und pflanzlichen Öle (S. 52). Sie sind nicht wie diese imstande, mit Metallen chemische Verbindungen einzugehen und sind daher vorzügliche Maschinenöle. Um sie dickflüssiger zu machen, setzt man ihnen feingepulverte Mineralien, z. B. Ton oder Schwerspat, zu. Sie werden oft zur Fälschung der teureren tierischen und pflanzlichen Öle benutzt.

Asphalt (Erdpech) gehört ebenfalls zu den Kohlenwasserstoffen. Seine natürliche Entstehung in der Erde erfolgte wohl ähnlich wie die des Petroleums. Er kommt an einigen Stellen der Erde rein vor, so in großen Mengen auf der Insel Trinidad (Asphaltsee auf Tr., kleine Antillen.) Mit Kalksteintrümmern zusammen in der Provinz Hannover bei Limmer und Vorwohlen als Asphaltstein. Wird dieser mäßig erhitzt, so zerbröckelt er und zerfällt zu Pulver. Dieses heißt Stampfasphalt.

XIV. Das Silicium. — Das Siliciumdioxyd. (Die Kieselsäure.) — Kieselsäure-Mineralien.

Der Kohlenstoff ist im Bereiche der organischen Natur das wichtigste Element. In der anorganischen Natur sind es der Sauerstoff und das Silicium Si. Die bei weitem größte Mehrzahl der Gesteinsarten sind Verbindungen des Siliciums mit anderen Elementen.

Das Element Silicium Si ist nicht leicht darzustellen. Ähnlich wie der Kohlenstoff kommt es in verschiedenen, hier zweierlei, Formen vor, als grauglänzender, metallähnlicher Stoff und als braunes Pulver. Technisch ist es als Element ohne Bedeutung. Wichtig als Bestandteil der verschiedenen Eisensorten.

Wichtiger aber und in der Natur sehr verbreitet ist das Oxyd des Si, das Siliciumdioxyd, SiO_2 .¹⁾ Als Mineral kommt dieses, mehr oder

1) Gewöhnlich aber nicht korrekt: Kieselsäure genannt.

weniger rein, vor als Bergkristall, Quarz, Amethyst, Opal, Feuerstein, Achat usw.

Der Quarz bildet einen wesentlichen mineralischen Gemengteil vieler Gesteine, z. B. des Granits, Gneises, Tonschiefers, Quarzits und Kieselschiefers. Durch die Verwitterung bildete sich aus deren Quarze der Quarzsand. Dieser ist also chemisch Siliciumdioxid, SiO_2 . Das Siliciumdioxid ist außerordentlich schwer schmelzbar und löst sich im Gegensatz zu den früher besprochenen Anhydriden nicht in Basen und Säuren (mit Ausnahme der Flußsäure) auf. Daher ist Quarzsand als Gemengteil des Mörtels zu verwenden. Er dient dann dazu, dessen Schwinden zu verhindern.

Kieselgur ist ebenfalls Kieselsäure. Er wird gebildet durch die kieseligen Gehäuse mikroskopisch kleiner Tiere. (Zu Dynamit, Isolierungen, Feuerschutz des Eisens!)

V. Wenn man zu einer Wasserglaslösung (kieselsaurem Natron) eine Säure z. B.: Kohlensäure, setzt, so scheidet sich eine dicke Gallerte aus: dies ist die Kieselsäure, H_2SiO_3 . Die Zersetzung des Wasserglases erfolgt auch bereits bei längerem Stehen an der Luft.

Die Salze der Kieselsäure heißen Silikate.

V. Man prüfe eine verdünnte Wasserglaslösung mit Lackmuspapier: Es wird gebläut. Dann setze man vorsichtig Salzsäure bis zur Neutralisation. Die Lösung bleibt flüssig. Nach einiger Zeit wird sie zu Gallerte. Setzt man zuviel Säure zu, so bleibt die Lösung klar.

Wasserglas wird durch Kohlensäure, ja sogar schon durch die Verdünnung zersetzt. Es bildet sich Kieselsäure. Diese ist unter gewissen Umständen, namentlich in stark verdünntem Zustande löslich. Auf diesem Wege gelangt die Kieselsäure in das Wasser und aus diesem in die Körper mancher Tiere (Diatomeen, Kieselgur) und durch die Wurzeln in die Pflanzen. Reich an Kieselsäure sind namentlich die Gras- und Getreidearten, die Schachtelhalme.

Natürliche und künstliche Steine werden mit einer Wasserglaslösung bestrichen, um sie vor Verwitterung zu schützen; Holz, um es gegen Feuer zu sichern. Hierbei wird durch die Einflüsse der atmosphärischen Luft (CO_2 , H_2O , SO_2) die Kieselsäure ausgeschieden, die den Körper in einen schützenden Mantel einhüllt. Doch wird dieser nach längerer Zeit rissig. (Das Silikatisieren von Steinen und Holz.)

XV. Das Fluor. — Die Flußsäure. — Kieselfluorwasserstoffsäure und Kieselfluorsalze (Fluate).

Das Fluor Fl ist für sich allein sehr schwer darzustellen, da es sich sehr energisch mit fast allen Elementen verbindet. Daher zersetzt es die meisten Stoffe. Es ist ein farbloses Gas.

V. Pulvert man das Mineral Flußspat, CaFl_2 , Fluorcalcium, übergießt man es dann (im Bleigefäße) mit konzentrierter Schwefelsäure (Fig. 17) und erwärmt dann, so erhält man ein farbloses, außerordentlich ätzendes Gas, die Flußsäure oder Fluorwasserstoffsäure, HFl. (Große Vorsicht!) Bedecken des Bleigefäßes mit einer Glasplatte, die mit Wachs überzogen ist, in das Figuren eingekratzt sind: Nach dem Ätzen und Entfernen des Wachses erscheinen die Figuren matt und vertieft auf klarem Grunde.

Die Flußsäure oder Fluorwasserstoffsäure HFl löst sich gut in Wasser auf: wäßrige Flußsäure. Sie findet Verwendung zum Ätzen von Glas (Graduierung von Glasröhren, Einätzen von Mustern auf Glaswaren, z. B. Lampenglocken). Aufbewahrt wird sie in Guttaperchaflaschen.

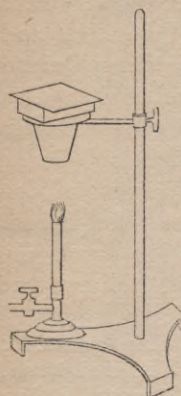


Fig. 17.

Mit Kieselsäure und Wasser zusammengebracht, gibt die Fluorwasserstoffsäure eine Verbindung, die Kieselfluorwasserstoffsäure, H_2SiFl_6 . Diese bildet Salze, von denen nur wenige Kieselfluormetalle in Wasser löslich sind (z. B. Kieselfluorzink, Kieselfluormagnesium). Dies sind die Keblerschen Fluat¹⁾. Bringt man die Lösungen dieser Salze zusammen mit Calcium oder Aluminium-Verbindungen (Ton), so bilden sich die unlöslichen Verbindungen Kieselfluor-Calcium und Kieselfluor-Aluminium. Hierauf beruht das Fluatieren der Kalk-, Gips- und Zementmörtel, des Betons, der natürlichen und der künstlichen Steine.

Man unterscheidet Magnesia-, Doppel-, Zink-, Aluminium-, Blei-, Ton-, Putz-, Bau-, Gips-Fluat. Sie dienen dazu, um weiche, poröse und dichte Steine gegen Verwitterung zu schützen, um sie sowie die verschiedenen Mörtelflächen hart und wetterfest zu machen, um Zement gegen organische Säuren und kohlenstoffhaltiges Wasser zu schützen, zum Keimtöten und als Schutz gegen Schwamm- und Pilzwucherungen, zum Härten von Gips, zum Beizen von Zementflächen vor Anbringung des Ölfarbanstriches. Auch Fluat zum Färben gibt es: Eisen-, Kupfer-, Mangan-Fluat.

Das wichtigste unter den Fluaten ist das Baufluat; dieses dient zum Härten der Steine und Mörtel, wo es auf eine ungleichmäßige gelbliche Färbung nicht ankommt, zum Grundieren von Zement behufs Ölfarbanstrichs, zur Vernichtung von Schwamm- und Schimmelwucherungen in Ställen und Gärkellern, zum Imprägnieren von Bauholz u. a. m.

Vorbedingung für den Erfolg ist die Auswahl der richtigen Fluatsorte. Näheres siehe in der Schrift: Die Keblerschen Fluat von M. Hauenschild.

XVI. Die wichtigsten Verbindungen der Alkalimetalle: Kalium und Natrium. — Ammoniaksalze.

Die Metalle, die sich durch einen eigenartigen Glanz zum Teil auch durch erhebliches spezifisches Gewicht auszeichnen, kommen nur selten als solche (gediegen) in der Natur vor (Kupfer, Gold, Platin); meist in Verbindung mit Sauerstoff (Salze) oder Schwefel (Kiese, Blenden, Glanze). Aus ihnen werden durch eine ungeheure Industrie die Metalle selbst gewonnen. Man teilt sie nach ihrem spez. Gewicht ein in Leichtmetalle (Kalium, Natrium, Calcium, Magnesium, Aluminium) und Schwermetalle (Eisen, Zink, Kupfer, Blei, Silber, Gold, Platin usw.).

1) Die Keblerschen Fluat, benannt nach ihrem Erfinder Keßler, sind durch Prof. Hauenschild, Tonindustriezeitung, Berlin NW. 21, Dreysestr. 4, zu beziehen. Es sind entweder Salze oder Lösungen.

1. Die Verbindungen des Kaliums.

a) Ätzkali = Kaliumoxydhydrat, KOH. Starke Basis. Gibt in Wasser gelöst Kalilauge. Verseift Öle und Fette (s. u.).

b) Pottasche = kohlen-saures Kalium = Kaliumkarbonat, K_2CO_3 , ist ein weißes, wassergieriges Salz.

V. Eine größere Menge Holz-asche wird ausgelaugt, die Lauge filtriert und eingedampft: man erhält ein schmutzig-weißes oder bräunliches Salz, das, geglüht, sich weiß brennt: Pottasche. Prüfung durch Lackmus: Diese Lösung reagiert basisch.

Wird aus der Asche der Laubhölzer, auch aus der Schlempe-Kohle der Zuckersiedereien erhalten. Verwendung zur Glasfabrikation (Kristallglas). Verseift ebenfalls Fette und Öle (Schmierseife).

c) Schwefelsaures Kalium = Kaliumsulfat, K_2SO_4 , ist ein schwer in Wasser lösliches, kristallisierendes Salz. Kommt in sehr vielen Ausblühungen vor, daher bautechnisch wichtig.

d) Kalisalpeter = salpetersaures Kalium = Kaliumnitrat, KNO_3 . Weißes Salz. Gibt wie alle Verbindungen der Salpetersäure und diese selbst leicht Sauerstoff ab. Wird daher zur Fabrikation des schwarzen Schießpulvers benutzt (Kalisalpeter, Holzkohle und Schwefel).

e) Kaliwasserglas = kieselsaures Kalium = Kaliumsilikat. Schematisch: K_2SiO_3 .

V. Man schmelze im Schmelzofen in einem Platintiegel 10 G.-Tl. Pottasche, 1 G.-Tl. gepulverte Holzkohle und 45 G.-Tl. reinen Quarzsand mittels der Bunsenflamme: Der Satz schäumt auf (CO_2), und es entsteht ein glasiger Schmelz, der sich bei anhaltendem Kochen in Wasser löst: Kali-Wasserglas.

Schematisch: $K_2CO_3 + SiO_2 = K_2SiO_3 + CO_2$.

Das Kaliwasserglas kommt als dickliche Lösung von 33 bzw. 66° Bé in den Handel.

Kaliwasserglas dient neben und mit dem Natronwasserglas zum Feuerfestmachen von Pappe, Zeugstoffen und Holz, zum Wetterschutz der Steine (nicht sehr zu empfehlen! siehe S. 27), mit Kreide und Zinkweiß zur Herstellung von Steinkitten: ferner zur Fabrikation von Kunststeinen.

Zum Schutze von Holz, Leinwand usw. gegen Feuer wird verdünnte Wasserglaslösung mit schwer schmelzbaren Stoffen (Ton, Kreide, Glaspulver) versetzt. Hiermit gibt man mehrere Anstriche, die man jedesmal gut trocknen läßt (mindestens 24 Std.). Schließlich gibt man mehrere Anstriche mit einer Mischung von 33grädigem Wasserglas und (Regen-)Wasser zu gleichen Teilen. Leinwand, Holz, Papier verkohlen dann nur. Der Überzug wird mit der Zeit rissig S. 27).

2. Die Verbindungen des Natriums, Na.

a) Ätznatron, Natriumoxydhydrat, NaOH. Seine Lösung ist wie die des Ätzkalis eine sehr starke Lauge. Verseift ebenfalls Öle und Fette.

V. Man stellt a) aus 6 g Ätznatron und 45 g Wasser, b) aus 6 g Ätznatron und 90 g Wasser eine schwache Lauge her. Die schwache Lauge kocht man mit ca. 60 g Rindstalg (Kokosöl, Palmöl) [großes Gefäß!] ca. $\frac{1}{2}$ Std. und fügt dann allmählich unter stetigem Rühren und Kochen die starke Lauge hinzu. Es entsteht der Seifenleim. Dieser wird durch 22 g Kochsalz ausgesalzen: es entsteht harte Natronseife.

(Rindstalg)

(harte Seife)

Fettsaures Glycerin + Ätznatron = Fettsaures Natron + Glycerin.

Verwendet man an Stelle der Natronlauge Kalilauge, so erhält man die nicht erhärtende Schmierseife.

b) Soda = kohlen-saures Natrium = Natriumkarbonat, Na_2CO_3 . Durchsichtige Kristalle, die an der Luft zerfallen (S. 21). Reagiert basisch. Verseift ebenfalls Öle und Fette (harte Seife). Wird daher der Wäsche zugesetzt. Macht hartes Wasser weich (S. 33 u. 34). Findet ferner technische Verwendung zur Herstellung von Glas und Natronwasserglas.

c) Chilisalpeter = salpetersaures Natrium = Natriumnitrat, NaNO_3 . — Weißes Salz.

Kommt hauptsächlich aus Chile und Peru und ist das wichtigste Mittel für die Stickstoffdüngung der Äcker.

d) Das Natronwasserglas = kieselsaures Natrium = Natriumsilikat: Schematisch: Na_2SiO_3 .

Wird erhalten durch Zusammenschmelzen von Soda und Quarzsand. Sonst wie 1 e. Das käufliche Wasserglas ist meist Kaliumsilikat + Natriumsilikat (Doppel-Wasserglas).

e) Das Kochsalz = Chlornatrium = Natriumchlorid, NaCl . Kommt in ungeheuren Lagern in der Erde vor (Steinsalz: Staßfurt, Salzkammergut).

Das Steinsalz wird unterirdisch aufgelöst: Sole. Diese enthält noch andre Salze: Gips, Magnesiasalze. Früher wurde die Sole über Gradierwerke geleitet. Jetzt direkt eingesotten, dann auskristallisiert und auf Trockenböden oder durch Zentrifugen getrocknet: Speisesalz. Mit Fe_2O_3 und Wermut denaturiert: Viehsalz. Kommt in kleinen Mengen in vielen Erdbodenarten, in manchen Flüssen, in größeren Mengen im Meerwasser vor. Gibt Veranlassung zur Bildung der einen Sorte des Mauerfraßes (S. 35). Meerwasser, überhaupt salzhaltiges Wasser ist zum Einlöschen des Kalkes sowie als Mörtelwasser völlig ungeeignet.

3. Ammoniakverbindungen.

a) Salmiakgeist, eine Auflösung des Ammoniakgases, NH_3 , in Wasser (S. 14). Ammoniak bildet sich auch bei der trocknen Destillation organischer Stoffe (Kohle, Holz, Horn, Leder).

V. Eine kleine Menge von geschnittenem Horn oder Leder wird mit überschüssigem Natronkalk in einer schwer schmelzbaren Röhre stark erhitzt: Es entweicht Ammoniak (Probe mit Glasstab in HCl). Ammoniak entsteht auch bei der Fäulnis tierischer, stickstoffhaltiger Stoffe, z. B. der Fäkalien.

In Gegenwart von Kalk (Kalkmörtel) oxydiert sich das Ammoniak durch die Wirkung von Bakterien (Salpeter- oder Nitrobakterien, Fig. 30 S. 52) zu Salpetersäure, HNO_3 .

b) Das schwefelsaure Ammonium (Ammoniumsulfat), das als Nebenprodukt bei der Gasbereitung (S. 55) aus dem Ammoniakwasser hergestellt wird, und das phosphorsaure Ammonium sind zwei Ammoniaksalze, die man mit Vorteil zum Imprägnieren des Holzes gegen Feuer verwendet.

c) Salmiak, Chlorammon, ist das Lötsalz der Klempner; dient zur Füllung galvanischer Elemente, auch als Hustenmittel.

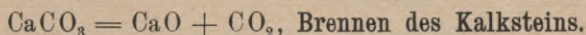
XVII. Die Verbindungen der Metalle der alkalischen Erden: Calcium, Magnesium und Aluminium.

1. Die Verbindungen des Calciums, Ca.

Das weiße Metall Calcium ist schwer darzustellen. Ohne technische Bedeutung. Desto wichtiger sind seine Verbindungen.

a) Der gebrannte Kalk = Calciumoxyd, CaO.

Er wird erhalten durch Brennen von Kalkstein, Marmor, Kreide.



Er verbindet sich leicht mit Wasser (Hydratisieren), muß daher in gut geschlossenen Räumen aufbewahrt werden. Verbindet sich aber nicht unmittelbar mit dem Kohlendioxyd der Luft.

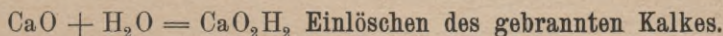
V. Man lasse frischen, gebrannten und abgewogenen Kalk längere Zeit an der Luft liegen: Er zerfällt in Staub und wird schwerer.

CaO zerfällt an der Luft, indem er allmählich $\frac{1}{3}$ seines Gewichtes an Wasser bindet: Er löscht langsam ein.

V. Man fülle einen kleinen, etwa 150 ccm fassenden Kolben (Fig. 18) mit CO_2 und bringe dann 10—15 ccm Kalksandmörtel, der dünnbreiig ist, hinein. Verteilt man den Mörtel durch Schütteln über die Gefäßwand, so wird das Quecksilber im Steigerrohr steigen; gleichzeitig haftet der Mörtel an der Wandung: Der Mörtel bindet rasch unter Aufnahme und chemischer Bindung von CO_2 ab.

V. Man übergieße etwas von dem abgebundenen Mörtel mit Salzsäure: Der Mörtel braust auf (vgl. S. 19/20). Grund?

b) Staubkalk = gelöschter Kalk = Ätzkalk = Calciumoxydhydrat, CaO_2H_2 . Dieses kann man auch unmittelbar durch Zusatz von $\frac{1}{3}$ G.T. Wasser zu CaO erhalten (Besprengen mit der Gießkanne, Eintauchen mittels Körben).



In Wirklichkeit wird beim Einlöschen des CaO Wasser nach und nach im Überschusse zugesetzt. Dabei löst sich ein kleiner Teil des Kalkhydrates in Wasser zu Kalkwasser (1:750). Je nach der Menge des zugesetzten Wassers erhält man entweder Kalkbrei, der gewöhnlich in Gruben „ingesumpft“ wird, damit er besser durchlöscht und damit die aus der Asche der Brennstoffe und aus den Brenngasen in den gebrannten Kalk gelangten Alkalisalze in dem Boden versickern, oder Kalkmilch, zum Tünchen.

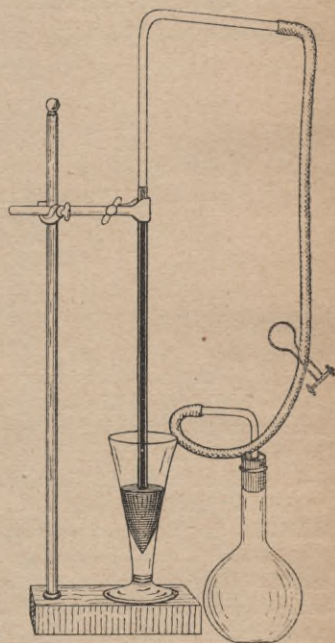


Fig. 18.

Gebannter bzw. gelöschter Kalk findet in der Bautechnik die ausgedehnteste Verwendung: Kalkmörtel, Schlacken-Zemente, hydraulische Kalke, Kalksandziegel, Hydrosandsteine.

c) Der kohlensaure Kalk = Calciumcarbonat, CaCO_3 . — Vorkommen: 1. Als Mineral und Gestein: Kalkspat, edler und dichter Marmor, Kalkstein, Wasserkalk, Kalktuff, Kreide u. a. m. — 2. Im Tierreiche: Schalen der Muscheln und Vogeleier, Schneckengehäuse, Knochen (Nachweis durch HCl-Probe!).

Der kohlensaure Kalk ist in reinem Wasser unlöslich (V).

Verwendung: Als Bau- und Schmuckstein, zum Kalkbrennen, zur Glas- und Zementfabrikation, zu Tafel- und Schlemmkreide, als Zuschlag bei der Gewinnung des Fe aus den Erzen.

Die Erkennung des Calciumcarbonates in Gesteinen, Mergeln, Tonen erfolgt durch Übergießen mit HCl; doch brausen auch andre Karbonate mit dieser auf (S. 23).

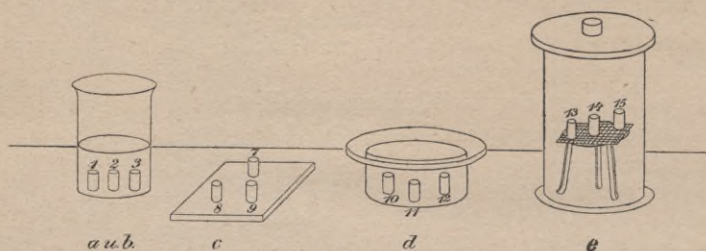


Fig. 19.

V. Man stelle aus frisch gelöschtem Kalke und gutem, mittelkörnigem Quarzsande durch gutes Mischen einen gleichmäßigen Kalksandmörtel her. Aus ihm forme man etwa 20 zylindrische Probekörper ($d = 1,5 \text{ cm}$, $h = 2 \text{ cm}$). Nr. 1—3 bringe man in gewöhnliches Wasser (a), 4—6 in künstliches, öfters erneutes Selterswasser (b), 7—9 stelle man frei in die Zimmerluft (c), 10—12 bringe man in eine lose verschlossene, wiederholt gelüftete Glasschale (d), 13—15 in einen geräumigen, mit trockenem CO_2 erfüllten Standzylinder (e, Fig. 19).

5 und 6 wird nach etwa 8 Tagen an die Luft gebracht; 5 wird nicht mehr benetzt, 6 täglich etwas angefeuchtet, 7 wird gar nicht, 8 14 Tage lang, 9 4 Wochen lang täglich angefeuchtet. 10 bleibt in Ruhe, 11 und 12 werden ab und zu benetzt; 13 bleibt in Ruhe, 14 und 15 werden ab und zu benetzt.

Ergebnis nach 4 Wochen: 1—3 noch weich, 4 ebenso; 5 ein wenig hart, ohne Festigkeit, zerstäubt bei gelindem Fingerdrucke, 6 hart, fest, 7 etwas hart, ohne Festigkeit (wie 5), 8 härter und fester wie 7, 9 hart und fest, 10 trocken ohne Festigkeit, 14 und 12 weich, 13 ein wenig hart, 14 und 15 weich.

Hieraus ergeben sich folgende wichtige Schlüsse:

1. Der Kalksandmörtel ist kein Wasser-, sondern ein Luftmörtel (1—4).

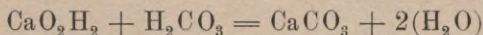
2. Der Kalksandmörtel erhält beim schnellen Austrocknen eine geringe Härte, aber keine ausreichende Festigkeit (er zieht an) (5, 7). Je schneller der Kalksandmörtel austrocknet, desto weniger fest ist er (7, 8, 9).

3. Das Vorhandensein von Kohlendioxyd allein bewirkt das Abbinden nicht (4—6, 13—15).

4. Zum gehörigen Abbinden ist die längere Einwirkung einer geringen Feuchtigkeitsmenge nötig (Bildung von Kohlensäure, H_2CO_3 , Löslichhalten des Kalkhydrats). Dabei allmähliches Trocknen (Ausscheiden der Kristalle des Calciumkarbonats) (7—9).

Daraus erklärt es sich, daß durch die Aufstellung von Kokskörben in Neubauten wohl ein schnelleres Trocknen und damit auch ein schnelleres Abbinden des Kalksandmörtels erfolgt, aber auf Kosten der Festigkeit des Mörtels.

Der Kalkmörtel ist ein Gemisch von gelöschtem Kalk (Calciumoxydhydrat) und Quarzsand. Der chemische Vorgang beim Abbinden des Kalkmörtels beim Mauern und Verputzen ist im wesentlichen folgender: Das in der Luft enthaltene Kohlendioxyd bildet mit dem Mörtelwasser Kohlensäure, H_2CO_3 , in die das Calcium an Stelle des Wasserstoffs eintritt und darum Calciumkarbonat bildet. Dies scheidet sich langsam in kleinen Kristallen aus, wodurch gewissermaßen wieder eine Steinbildung (Kalkstein) stattfindet. Dabei entweicht das Hydratwasser.



Hierzu ist zu bemerken:

1. Das Hydratwasser entweicht allmählich, denn der Abbindeprozeß entwickelt sich auch allmählich. Neue Wohnungen werden also immer noch so lange feucht sein, bis das Hydratwasser gänzlich entwichen ist, was längere Zeit dauert.

2. Da der Mensch CO_2 ausatmet, so wird durch das Bewohnen von Neubauten der Abbindevorgang beschleunigt (Trockenwohner!).

3. Da sich beim Abbinden auch, wie es scheint, Kristallisationsvorgänge abspielen, durch die der Mörtel erst die richtige Härte erhält, so ist zum Abbinden sowohl Zeit als auch etwas Feuchtigkeit nötig. Man darf daher den Mörtel nicht allzu rasch trocknen.

4. Die Kieselsäure des Quarzes gibt im wesentlichen das Skelett des Mörtels her; doch scheint auch eine Silikatbildung neben der Karbonatbildung herzugehen.

5. Bei starkem Frost kann der Kalksandmörtel nicht abbinden, da das Kohlenoxyd kein flüssiges Wasser zur Kohlensäurebildung vorfindet, somit auch keine Karbonatbildung erfolgen kann.

d) Der doppeltkohlensaure Kalk = Calciumbikarbonat.

V. Man schütte etwas Selterswasser in Kalkwasser: Es wird trüb. Weshalb? Man setze Selterswasser im Überschusse zu: der Niederschlag löst sich in einem Überschusse von kohlenensäurehaltigem Wasser auf: es bildet sich der in Wasser lösliche doppeltkohlensaure Kalk.

Das weiche Regenwasser löst aus der Luft und bei seinem Durchsickern durch Humusschichten reichlich CO_2 auf; dadurch vermag es einfachkohlen-sauren Kalk zu lösen (Entstehung der Höhlen in den Kalkgebirgen: Hermannshöhle im Harz). Der entstehende doppeltkohlensaure Kalk ist (neben Gips) ein wesentlicher Bestandteil des harten Wassers (S. 34).

An der Luft und beim Erhitzen wird der doppeltkohlensaure Kalk unter Zersetzung und unter Abspaltung von CO_2 wieder in einfachkohlen-sauren Kalk übergeführt.

Bildung von Tropfsteinen, Kalktuff, Kesselstein, wahrscheinlich auch von Kalkspat, Marmor u. a. m.

e) Der schwefelsaure Kalk, Calciumsulfat, Gipsstein,
 $\text{CaSO}_4 \cdot 2(\text{H}_2\text{O})$.

V. Man erhitzte Gipsstein in einer kleinen Retorte im Sandbade langsam und allmählich bis zu etwa 130° (Figur 20). Es entwickelt sich Wasserdampf, der sich in dem Retortenhalse zu Wasser verdichtet. Gipsstein enthält 2 Teile chemisch gebundenes Kristallwasser, das es beim Erhitzen bis ca. 150° größtenteils hergibt. Stukkateur- oder Bildhauergips.

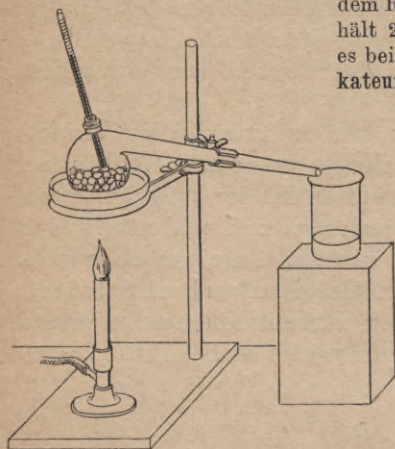


Fig. 20.

V. Man mische die fein pulverisierten Stücke aus vorigem Versuche mit Wasser zu einem weichen Brei. Er erhärtet nach kurzer Zeit.

V. Man erhitzte einige kleine Gipssteinstückchen längere Zeit bis über 200° , pulverisiere sie dann nicht zu fein und gebe etwas Wasser hinzu: Der Brei erhärtet nicht (totgebrannter Gips).

V. Man erhitzte totgebrannten Gips bis zur sanften Rotglut, pulverisiere nach dem Erkalten und mische die entsprechende Menge Wasser bei: Der Gips erhärtet sehr langsam, auch unter Wasser: Estrich- oder Bodengips.

Der Gipsstein, $\text{CaSO}_4 \cdot 2(\text{H}_2\text{O})$, ist ein Bihydrat. Durch Erhitzen bis auf ca. 130° verliert er $\frac{3}{4}$ seines Wassers; er wird zum Halbhydrat: Stuckgips. Dieser hat die Fähigkeit, sich durch chemische Bindung von Wasser wieder in Gipsstein (Bihydrat) zurückzuverwandeln. Wird Gipsstein bis ca. 180° erhitzt, so verliert er diese Fähigkeit, Wasser zu binden, fast ganz (totgebrannter Gips). Durch Glühen erhält er die Fähigkeit, Wasser zu binden, wieder: Estrichgips. Das Erhärten des gebrannten Gipses ist ein Lösungs- und Kristallisationsprozeß. (Näheres siehe Jessen-Girndt, Baustofflehre, 1907, S. 56.)

Er trägt auch dazu bei, das Wasser hart zu machen. Aus hartem Wasser fällt er daher neben dem einfachkohlen-sauren Kalke (siehe oben) beim Kochen aus und bildet mit ihm zusammen den Kesselstein.

Gipsstein ist außer in großen Gipssteinlagern, die ganze Gebirgszüge bilden, und die im Tagebau betrieben werden, auch sonst in der Natur sehr verbreitet. Namentlich kommt er zuweilen in außerordentlich großen Mengen von durchsichtigen Stücken (Marienglas) im Ziegelton vor. Hier ist er durch Verwitterung (Oxydation) des Schwefelkieses, FeS_2 , zu FeSO_4 (Eisensulfat = Eisenvitrol) und nachherige Umsetzung mit dem allenthalben verbreiteten CaCO_3 entstanden. Solche gipshaltigen Tone geben dann zu den unangenehmen Ausblühungen des Mauerwerkes Veranlassung (Auswintern, Aussommern). Der Gips vermag sogar nach dem Brennen der Steine infolge Treibens mit Wasser Stücke herauszuspren-gen.

f) Der Kalksalpeter, salpetersaurer Kalk, das Calciumnitrat, CaN_2O_6 .

Bildet sich bei der Fäulnis tierischer Substanzen, namentlich der Abfallstoffe (Urin, Fäkalien), durch Oxydation des Ammoniaks zu HNO_3

(vgl. S. 14). Dabei spielen Bakterien (Salpeter- oder Nitrobakterien) (Fig. 30. S. 52) eine große Rolle. Er ist der echte Mauersalpeter, der infolge seiner Zerfließlichkeit das Abbröckeln des Mörtels in der Nähe von Dünger- und Jauchegruben und in Stallungen namentlich um die Außenseite der Türen und Fenster veranlaßt. Mauerfraß.

g) Das Chlorcalcium, Calciumchlorid, CaCl_2 .

Ebenfalls wassergierig. Bildet sich im Mörtel an Gebäuden in der Nähe des Erdbodens, wenn dieser, was häufig der Fall ist, NaCl (Kochsalz), wenn auch nur in Spuren, enthält. Da es leicht zerfließlich ist, so bröckelt der Mörtel leicht ab. Es veranlaßt dadurch eine andere Art Mauerfraß.

Seine Lösung in Wasser gefriert sehr schwer. Frostsicheres Speisewasser für Warmwasserheizungen.

Das Absäuern der Fassaden erfolgt gewöhnlich mit verdünnter Salzsäure; entsprechend den auf S. 19 u. 20 geschilderten Versuchen bildet sich dabei das leichtlösliche CaCl_2 , Chlorcalcium. Der Zusammenhang des Mörtels wird auch hier zerstört. Die entstehende Chlorcalciumlösung ist durch mehrmaliges Abwaschen mit reinem Wasser zu entfernen!

h) Der kieselsaure Kalk, das Calcium-Silikat: CaSiO_3 .

V. Man schmelze in Gebläse oder in einem Schmelzofen gepulverte Kreide und reinen Quarzsand. Es entweicht Kohlendioxyd und es entsteht eine glasige Schmelze. Diese ist aber in Wasser fast unlöslich. (S. S. 29.)

Schematisch: $\text{CaCO}_3 + \text{SiO}^2 = \text{CaSiO}_3 + \text{CO}_2$.

Es bildet den Hauptbestandteil des gewöhnlichen Glases und der Hochofenschlacke. Bildet sich beim Sintern der Klinkersteine und Zementklinker. Das Sintern ist hier der Beginn der Bildung des glasigen Calciumsilikates; dadurch schließen sich die Poren: der poröse Körper wird dicht. Ferner beim Schmelzen der gewöhnlichen Ziegelsteine. Entsteht auch im Kalkbrennofen beim Brennen tonhaltiger Magerkalke (siehe Jessen-Girndt, Baustofflehre, 1907, S. 66). Ferner bei der Herstellung des Zements (Zementklinker).

Glas ist ein Gemenge verschiedener Silikate: Der Hauptsache nach ist es Calciumsilikat, daneben Kalium-, Natrium-, Bleisilikat. Das gewöhnliche Glas ist meist Natronkalkglas; die grünliche Farbe rührt von einem Gehalte an FeO (Eisenoxydul) her. Bleigläser dienen optischen Zwecken (Spiegelglas, Luxferprismenglas).

In sehr heißem Wasser oder in alkalischem Wasser löst sich Glas mit der Zeit auf: Zerfressen der Wasserstandsrohren in den Hahnköpfen (Jenenser Duraxglas), namentlich bei Zusatz von Soda zum Kesselwasser behufs Verhinderung der Kesselsteinbildung. Auch an der Luft: Erblinden des Fensterglases in Viehställen (NH_3). Irisieren sehr alten Glases.

2. Die Verbindungen des Magnesiums.

a) Das Magnesium Mg ist ein leichtes, silberhelles Metall. Verbrennt mit blendend weißem Lichte (Magnesiumfackeln, Magnesiumblitzlicht).

V. Man verbrenne ein Stückchen Magnesiumband; blendendes, weißes Licht. Gleichzeitig entsteht dicker, weißer Rauch; dieser ist

b) gebrannte Magnesia, Magnesiumoxyd, MgO .

Ist ein überaus leichtes, hochfeuerfestes Pulver. Kann auch (ähnlich wie der gebrannte Kalk) durch Brennen des kohlen-sauren Magnesiums (Magnesits) erhalten werden.

Findet zur Herstellung von Magnesiabausteinen, Magnesiaplatten, mit Kalk zu feuerfesten Steinen, zu künstlichem Marmor, mit Chlormagnesium, $MgCl_2$, und Sand zu Magnesiaementen und Steinkitten, ferner zur Herstellung weißer und farbiger Tafelkreiden, zur Beseitigung von Fettflecken in Papier (mit Benzin) sowie als Heilmittel zur Abstumpfung der Magensäure Verwendung.

c) Die kohlen-saure Magnesia, Magnesiumkarbonat, $MgCO_3$.
Natürliches Vorkommen (Euböa): Als Magnesit.

Verwendung: Zu Magnesiabausteinen und Magnesiaplatten. Mit kohlen-saurem Kalk zusammen bildet kohlen-saure Magnesia den Dolomit, $(MgCO_3, CaCO_3)$. Dolomit verliert beim Brennen die Kohlensäure. Manche Kalksteine werden durch $MgCO_3$ mager: dolomitische Kalke.

d) Das Bittersalz, schwefelsaure Magnesia, Magnesiumsulfat, $MgSO_4 \cdot 7H_2O$.

Bestandteil vieler Ausblühungen und des Steinsalzes. Abführmittel (Bitterwasser).

e) Das Chlormagnesium, Magnesiumchlorid findet Verwendung zur Herstellung von fugenlosen Fußböden.

f) Kieselsaures Magnesium, Magnesiumsilikat. Natürliches Vorkommen als Serpentin, Asbest, Speckstein, Meerschäum. Diese sind sämtlich schlechte Wärmeleiter.

3. Die Verbindungen des Aluminiums.

a) Das Aluminium ist ebenfalls ein silberweißes, leichtes, zähes Metall, das beim Bearbeiten die Werkzeuge verschmiert. Wird daher lieber in Legierungen verwendet (Magnalium, Aluminiumbronze). Man fertigt aus ihm Schlüssel, mancherlei Gebrauchs- und Luxusgegenstände, Eß-, Trink- und Kochgeschirre.

b) Die Tonerde, Aluminiumoxyd, Al_2O_3 , kommt in der Natur unrein als Schmirgel (Smirgel) vor. Schmirgel ist nächst dem Diamanten der härteste natürliche Körper. Wird daher zu Schmirgelpapier, Schmirgelleinwand, Wetzsteinen, Schmirgelscheiben und als Schleifmittel benutzt.

Mit der Tonerde, Al_2O_3 , ist nicht zu verwechseln

c) der Ton, kieselsaure Tonerde, Aluminiumsilikat.

Der Ton ist in chemisch reinem Zustande nur in der allergrößten Hitze (elektr. Flammenbogen, 3—4000°C) schmelzbar, also technisch feuerfest. Er besitzt die Fähigkeit, Wasser aufzusaugen und es festzuhalten, ist aber in wassersattem Zustande wasserabweisend (undurchlässige Tonschichten). In feuchtem Zustande ist er bildsam, plastisch und nimmt jede gewünschte Form an (Ziegelsteine, Verblendsteine, Formsteine, Terrakotten u. a. m.). Beim Austrocknen verringert er sein Volumen: er schwindet (Luft-

schwinden). Lufttrockener Ton enthält noch chemisch-gebundenes Wasser (Hydratwasser). Dieses wird bei schwachem Glühen abgespalten und vertrieben. Hierbei und bei noch stärkerem Glühen schwindet der Ton nochmals (Schwindmaß: linear $\frac{1}{7}$ — $\frac{1}{10}$ für die gewöhnlichen Tone).

In starker Weißglut sintert¹⁾ auch der reine Ton, d. h. die Masse ist nicht mehr wasserdurchlässig, also porös, sondern porenlos und undurchlässig. Wesentlich für die Ton- oder keramische Industrie ist, daß das aus Ton geformte Gebilde durchaus gleichmäßig schwindet!

Der Ton ist in der Natur entstanden durch die Verwitterung feldspathaltiger Gesteine (siehe weiter unten). Da er hierbei oft auf weite Strecken fortgeschwemmt wird, ist er stets mehr oder weniger verunreinigt. (Über die Art der Verunreinigungen und deren Einfluß auf die fertige Ware siehe Jessen-Girndt, Baustofflehre, 1907, S. 40ff.) Nach dem Grade der Verunreinigung kann man unterscheiden: Porzellanerde, feuerfesten Ton (Chamotte-Ton), Pfeifenton, Töpferton, Ziegelton, Lehm.

Tonmergel ist ein etwa 25% kohleisuren Kalk enthaltender Ton.
d) Doppelsilikate der kieselsauren Tonerde.

Diese Doppelsilikate spielen in der Natur als gesteinsbildende Mineralien eine hervorragende Rolle. Es seien hier nur die allerwichtigsten erwähnt.

1. Die Feldspate sind Doppelsilikate, deren einer Bestandteil stets die kieselsaure Tonerde ist. Der andere Bestandteil ist entweder Kaliumsilikat oder Natrium- oder Calciumsilikat oder mehrere von ihnen. Die Feldspate sind Mineralien, die unter dem Einflusse der Atmosphärien, namentlich der Kohlensäure, sehr leicht verwittern. Hierbei werden die Kalium-, Natrium-, Calcium-Silikate durch die Kohlensäure zersetzt und in Karbonate verwandelt, diese dann ausgelaugt und in Lösung fortgeführt; schließlich bleibt Ton = Aluminiumsilikat übrig. Die aufgelösten und ausgelaugten Silikate werden dann oft von den Wurzeln der Pflanzen aufgenommen, was in den Gras- und Schilfarten zu einer starken Anhäufung der Kieselsäure führt (Steifheit der Halme des Getreides, des Rohres (Bambus)). Da sehr viele Gesteinsarten feldspathaltig sind, so sind im Verlaufe langer Zeiträume viele und zahlreiche Tonlager zusammengeschwemmt worden.

2. Von sonstigen gesteinsbildenden Mineralien, die ebenfalls Doppelsilikate sind, sind zu erwähnen der Glimmer und die Hornblende.

XVIII. Die Ausblühungen der Steine und der Mörtel.

1. Was sind Ausblühungen?

Ziegelsteine, auch natürliche Gesteine, Kalksandmörtel, sehr häufig auch Zementmörtel und Beton zeigen zuweilen einen weißen, fast mehlartigen Ausschlag, der von dem bautechnischen Laien als Mauersalpeter oder Salpeter bezeichnet wird, der aber mit diesem nicht das Geringste

1) Allgemein genommen bedeutet also das Sintern den Übergang eines porösen Stoffes in einen porenlosen durch Hitze.

zu tun hat. Es sind die Ausblühungen oder die Auswitterungen der Steine, der Mörtel.

2. Die stoffliche Beschaffenheit der Ausblühungen.

Genauere Untersuchungen haben ergeben, daß sie hauptsächlich aus Sulfaten und Karbonaten bestehen. Besonders häufig sind die Sulfate des Calciums (CaSO_4 , Gips) und des Magnesiums (MgSO_4 , Bittersalz), des Kaliums und des Natriums. Auch die Karbonate dieser Metalle sind häufig. Es sind also in Wasser mehr oder minder lösliche Salze.

3. Die Ursachen der Ausblühungen.

Die Ausblühungen entstammen entweder den Ziegelsteinen oder den natürlichen Steinen oder dem verwendeten Mörtel oder der Hinterfüllung.

a) Die Ziegelsteine sind an sich meist frei von Salzen. Sie enthalten namentlich dann lösliche Salze, wenn der Ziegelton nicht oder ungenügend „ausgewintert“ bzw. „ausgesommert“ wurde. Auch können sich beim Brennen im Ziegelofen die Aschensalze der Flugasche während des Schwitzens der Steine ansammeln, ein Übelstand, dem durch das Vorschmauchen vorgebeugt wird. Poröse Steine, deren Poren die Asche der verwendeten, brennbaren Stoffe (Sägemehl, Torfstreu, Steinkohlengrus) enthalten, können unter Mitwirkung von Feuchtigkeit die Salze auswittern. Auch der Lagerplatz der Ziegel, namentlich auf den Ziegeleien, kann dann die Veranlassung sein, wenn die Steine auf den Aufschüttungen von Asche, Schlacke aufgestapelt werden, da diese ebenfalls Aschensalze enthalten.

Da durch hohes Brennen die oben genannten Salze zersetzt werden, so ist es empfehlenswert, die Ziegelsteine so hoch wie nur möglich zu brennen.

Man darf aber durchaus nicht sagen, daß die Steine immer oder meist die Schuld an den Ausblühungen tragen, wenn sich diese auch meist an ihnen zeigen. Sie können auch ebensogut vom Mörtel herrühren.

b) Der Kalksandmörtel. Bereits im gebrannten Kalk können die Salze enthalten sein, in den sie beim Brennen im Kalkofen aus der Asche der Brennstoffe und durch deren Entwicklung von SO_2 gelangen. Es sind daher meist Sulfate, so namentlich Gips, dessen Vorhandensein im Zement zu dem sehr unangenehmen „Treiben des Zementes“ Veranlassung gibt. Ihre schädliche Wirkung im Kalksandmörtel kann dadurch verhindert werden, daß man den gelöschten Kalk in frisch aufgeworfenen, nicht ausgemauerten Gruben einsumpft, da alsdann die Salze mit dem überschüssigen Löschwasser in die Erde einsickern.

Auch das Wasser kann, wenn es etwas salzhaltig ist (Sammelwasser in Tongruben), im Mörtel Ausblühungen hervorrufen.

Ebenso kann der Sand unter Umständen die bewirkende Ursache von Ausblühungen sein, wenn er nämlich selbst Gips oder leicht zersetzbare Mineralien, wie z. B. Feldspat, enthält.¹⁾ Vgl. S. 37 d 1.

1) Dr. H. Mäckler sagt in seinem Werkchen: Die Ausblühungen des Mauerwerks, Berlin, 1901, Verlag der Tonindustriezeitung, S. 16: „Es ist wiederholt beobachtet, daß Ziegel von Ziegeleien, welche unzweifelhaft salzfreie Steine liefern, Ausblühungen zeigten,

Ferner wäre darauf hinzuweisen, daß möglicherweise auch die Behandlung des Kalksandmörtels hierbei eine Rolle spielt. Mäckler hält es für angebracht, auf die Befolgung der alten Handwerksregel, den Kalkkasten vor Feierabend stets leer arbeiten zu lassen, wieder mehr Gewicht zu legen.

c) Die Ausblühungen aus dem Zementmörtel und Beton.

Die meisten Zemente enthalten lösliche Salze (siehe oben), die verschiedenen Sorten in verschiedener Menge. Es sind größtenteils Calciumsalze, aber auch Salze des Magnesiums und der Alkalien. Ihre Beseitigung bei der Fabrikation des Zementes ist aus finanziellen Gründen ausgeschlossen. Zum Verputze von Schaufflächen hat man daher salzarme Zemente zu verwenden.

Die Ursachen der bei Zement- und Betonarbeiten so häufig auftretenden Auswitterungen können auch außerhalb des Zementes liegen. In industriereichen Gegenden gibt die SO_2 -haltige Luft unter gleichzeitiger Mitwirkung von Feuchtigkeit Veranlassung zur Bildung von Sulfaten.

d) Die Prüfung der Ursachen der Ausblühungen.

Diese ist bei fertigem Mauerwerk unmöglich. Wohl aber kann man die Ziegelsteine und den verwendeten Kalkmörtel prüfen wie folgt:

Ziegelsteine: V. Man füllt eine weithalsige Flasche oder einen Glaszylinder mit destilliertem Wasser, legt den Stein auf die gefüllte Flasche und dreht das Ganze um, indem man den Stein an die Flasche festdrückt (Fig. 21). Man bemerkt bald das Aufsteigen der Luftblasen im Glasgefäße. Grund? Den Versuchstein legt man am besten auf ein Wasserglas, damit das Wasser, das den Stein durchdringt, möglichst rasch verdunstet. Ist der Stein gründlich durchfeuchtet, so nimmt man die Flasche fort: Sind Salze in ihm enthalten, so treten sie nach dem Trocknen als Ausblühungen an die Oberfläche.

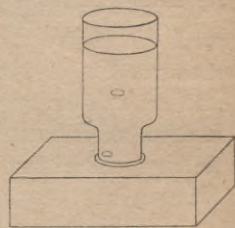


Fig. 21.

Mörtel: V. Der zu prüfende frische Mörtel wird ziemlich getrocknet und dann zerkrümelt. Alsdann sättigt man die krümelige Masse mit CO_2 , trocknet gänzlich und übergießt dann mit destilliertem Wasser. Die etwas trübe Flüssigkeit wird wie im vorigen Versuche behandelt. Salze im Kalkmörtel zeigen sich wie oben.

4. Die Entstehungsweise der Ausblühungen.

Am häufigsten entstehen die Ausblühungen an Neubauten während oder nach der Ausführung, wenn das in großen Mengen beim Bau verwandte Wasser verdunstet und Steine und Mörtel trocken werden. Diese Verdunstung erfolgt naturgemäß von der Außenfläche. Das in den Mauern befindliche, mit Salz beladene Wasser wird infolge der Haarröhrchenanziehung nach außen gezogen, und so findet eine Anreicherung der äußeren Partien mit Salzen statt, die dann schließlich nach dem Trocknen der Außenflächen auskristallisieren, ihr Kristallwasser abgeben und einen mehlartigen Überzug bilden.

Ausblühungen können sich auf die Dauer nur da halten, wo immer wieder neue Feuchtigkeit hinkommt, z. B. an Mauern vor

wenn dieselben nach gewissen Stadtteilen geliefert wurden und der zum Vermauern benutzte Mörtel verschiedener Herkunft war. Die Untersuchung zeigte, daß der Sandfeldspathaltig war.“

Hinterfüllungen (Kellermauern, Stützmauern, Futtermauern, Mauerwerk unter undichter Dachbekleidung).

An den Umfassungsmauern von Hochbauten mit verhältnismäßig dünnen Mauern treten solche Ausblühungen öfter auf. Der Regen wäscht sie ab; bei Trockenheit kristallisieren die Salze von neuem aus. Nach Jahren können sie ganz verschwinden.

5. Die schädlichen Wirkungen.

Die Ausblühungen sehen an unverputztem Mauerwerk sehr häßlich aus. Wenn sie immer und immer wieder auftreten, wirken sie aber auch direkt schädlich auf die Festigkeit des Mauerwerks ein. Dadurch, daß die sich namentlich in den äußeren Partien bildenden Kristalle fortwährend wachsen, üben sie, ähnlich wie die Kristallbildung beim Gefrieren des Wassers, eine gewaltige Sprengwirkung aus, die bald schneller, bald langsamer zum Zerbröckeln der Steine führen muß. Der Mörtelverputz wird abgedrückt.

6. Die Beseitigung der Ausblühungen und ihre Verhütung.

Die Ausblühungen an Ziegelmauerwerk werden am besten, wenn auch immer nur für eine gewisse Zeit, durch Abwaschen und Abbürsten mit reinem Wasser beseitigt. Ein Zusatz von Salzsäure, HCl, zum Wasser ist nicht zu empfehlen. In vorgeschrittenem Zustande stemmt man wohl auch die Steine und den Mörtel aus und ersetzt sie durch neue. An Kellermauern, Futter- und Stützmauern, Gewölben kann man sie oft durch gute Isolierungen gegen die Bodenfeuchtigkeit durch Goudron, Asphaltpappen u. a. m. vermeiden, wie auch ein guter Schutz der hervorragenden Mauertheile gegen Schnee und Regen durch geeignete Abdeckungen von großem Nutzen ist.

Bei Betonbauten ordnet man durchgehende, nach innen geneigte, wasser-dichte Schichten aus fast reinem Zement an, die die Sickerwässer von den Außenflächen ableiten sollen. Da aber der fette Zementmörtel leicht rissig wird, so ist das Mittel nicht zuverlässig. Das gründliche Streichen mit Fluaten ist wohl auch hier das beste Mittel. In Amerika verwendet man Aluminiumsalze und Schmierseife, die verhindern sollen, daß das mit Salzen beladene Wasser an die Oberfläche des Bauwerks gelangt.

XIX. Das Eisen, Fe (Ferrum).

Das Eisen ist für die moderne Kultur von der allergrößten Bedeutung. Die gesamte Technik wäre ohne dieses Metall undenkbar. Aber auch der Mensch, die Tiere und die Pflanzen bedürfen des Eisens zu ihrem Gedeihen.

Gediegen, d. h. als Element, kommt das Eisen in der Natur fast gar nicht vor (Meteoreisen in den Meteorsteinen). Um so häufiger und auf der Erde allgemein verbreitet ist es in seinen Verbindungen (Erzen). Es gibt kaum ein Gestein, einen Ton, einen Sand oder Kies, der nicht Eisenverbindungen enthielte. Sie sind nächst den Aluminiumverbindungen die verbreitetsten auf der Erde.

Die häufigste Eisenverbindung (Eisenerz) ist der Schwefelkies FeS_2 . Er ist für die Gewinnung des technischen Eisens nicht brauchbar, da sie viel zu umständlich wäre.

Die technisch wichtigen Eisenerze sind:

Namen	Formel	Chemische Bezeichnung	Gehalt an Fe
Roteisenstein	Fe_2O_3	Eisenoxyd	70%
Magneteisenstein	$\text{Fe}_3\text{O}_4 = \begin{pmatrix} \text{Fe}_2\text{O}_3 \\ \text{FeO} \end{pmatrix}$	Eisenoxydoxydul	74%
Brauneisenstein	$2(\text{Fe}_2\text{O}_3) \cdot 3(\text{H}_2\text{O})$	Eisenoxydhydrat	60%
Spateisenstein	FeCO_3	Kohlens. Eisenoxydul	50%

Das eisenreichste und auch das an Verunreinigungen ärmste Eisenerz ist der Magneteisenstein. Die Erze enthalten nämlich alle mehr oder weniger Verunreinigungen, die durch die Muttergesteine, aus denen sie gewonnen werden, sowie mit ihnen zusammen vorkommende Erze anderer Metalle veranlaßt sind. So enthalten sie in wechselnder Menge Silikate, Verbindungen des Mangans, Schwefels, Phosphors.

Bevor die Erze in den „Hochofen“ gebracht werden, werden sie, wenn nötig, zerkleinert und gewaschen. Zuweilen trennt man die magnetischen Eisenerze von den unmagnetischen Mangan- und Bleierzen und dem „tauben“ Gestein durch starke Elektromagnete.

Oft werden die Erze vorher stark erhitzt (geröstet), was beim Spateisenstein zur Vertreibung der Kohlensäure immer geschieht.

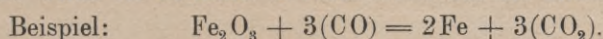
Die Gewinnung des Roheisens.

Der Hochofenprozeß.

a) Beschreibung. Der Hochofen (siehe Fig. 22) ist ein Schachtofen, dessen Höhe bis zu 30 m betragen kann, die jedoch gewöhnlich kaum die Hälfte beträgt. Seine Teile sind: Die Gicht (1), der eigentliche Schacht (2), der Kohlensack (3), die Rast (4), das Gestell (5). Die Beschickung des Hochofens erfolgt von der Gicht aus, die durch einen beweglichen, vom Gasfang (9) durchbrochenen Doppeltrichter behufs Weiterleitung der brennbaren Gichtgase geschlossen ist. Das Gut, das eingebracht wird, sind die Eisenerze, ferner Kohlen, Koks oder Holzkohlen als Reduktions- und Brennmittel und Kalkstein als Zuschlag.

b) Die Reduktion der Erze. Die wichtigsten, sich im Hochofen abspielenden Vorgänge, die sehr verwickelt sind, sind folgende:

Die durch ein kräftiges Gebläse bei 8 (Fig. 22) in 6—7 Düsen in den Ofen eingepreßte, vorher erhitzte, atmosphärische Luft verbrennt in der Rast 4 den Kohlenstoff der Koke und der Holzkohle zu Kohlenoxyd. Dieses wirkt im Schachte 2 reduzierend auf die Erze.



Es entsteht zunächst das reduzierte, schwammige reine Eisen, das dann Kohlenstoff aufnimmt und erst dann schmilzt. Man erhält so

flüssiges, metallisches Eisen, das Roheisen, das sich im Gestell ansammelt, durch eine Abstichöffnung (7) von Zeit zu Zeit abgelassen und in offene Sandformen gelassen wird, in denen es zu etwa armlangen Barren (Masseln) erstarrt.

Wie aus den Gleichungen zu ersehen ist, bestehen die Gichtgase vorwiegend aus Kohlendioxyd, CO_2 , und Kohlenoxyd, CO . Infolge des Gehaltes

der Erze an Schwefelkies (FeS_2), Bleiglanz (PbS) enthalten sie aber auch das Schwefeldioxyd, SO_2 .

c) Die Bildung und Verwendung der Hochofenschlacke. Mit den Erzen zusammen kommen große Mengen des Muttergesteins, aus dem die Erze gewonnen worden sind, in den Hochofen. Es sind dies meist Silikatgesteine. Der als Zuschlag beigefügte Kalkstein wird im Hochofen in CaO verwandelt, das in höherer Temperatur mit den Silikatgesteinen gläserne Calciumsilikate (Schlacke) bildet. Diese Hochofenschlacke sammelt sich über dem geschmolzenen Eisen im Gestell an und fließt

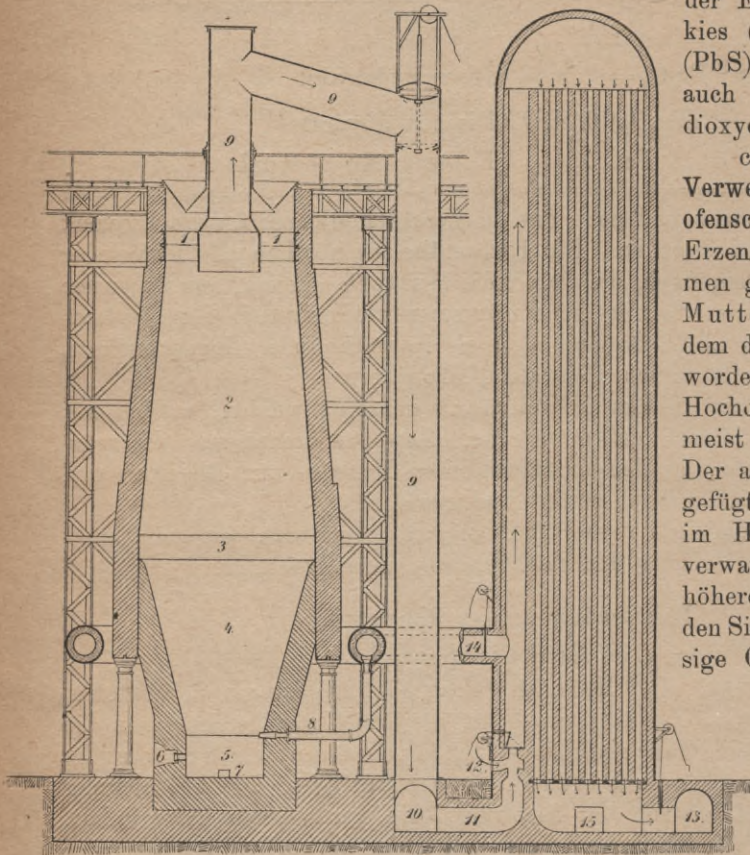


Fig. 22.

durch eine besondere Abstichöffnung (6) ununterbrochen ab. Sie schützt das darunter befindliche geschmolzene Eisen vor der oxydierenden Wirkung der Gebläseluft.

Die Hochofenschlacke, die beim Hochofenprozesse in etwa doppelt so großer Menge entsteht wie das Roheisen, bildete früher ein überaus lästiges Nebenprodukt. Heute wird sie zu manchen nicht unwichtigen bautechnischen Zwecken benutzt.

1. Zu Schlackensteinen. Reihensteine zu Straßenpflaster.
2. Zu Schlackenwolle. Isoliermittel für Wärme und Kälte.
3. Zu Schlackensand. Die Hochofenschlacke wird entweder trocken

oder naß — durch Zusammenleiten von kaltem Wasser auf die abfließende Hochofenschlacke — granuliert, d. h. gekörnt. Im letzteren Falle entsteht durch dieses Abschrecken ein scharfkantiger Sand: der Schlackensand. Er wird mit Kalkmilch zusammen zur Herstellung von Schlackenziegeln benutzt. Vorzügliches Material für Kalkmörtel und Zwischenfütterung von Decken.

4. Mit gepulvertem, gebranntem Kalk, CaO , mit Staubkalk, CaO_2H_2 , mit Zement oder mit Traß gemischt, bis zur Mehlfeinheit gemahlen, entstehen die sogenannten Misch- oder Schlackenzemente.¹⁾

d) Die Gichtgase gehen durch den Gasfang und Gaskanal (9) in den Erhitzer (Fig. 22), von denen stets mehrere zu einem Hochofen gehören. Er ist ein zylindrischer, mit feuerfesten Steinen ausgesetzter Turm, in dem die Gichtgase (CO) entzündet und zum starken Erhitzen der die Kanalmäntel bildenden Steine benutzt werden. Sind diese glühend geworden, so werden die Gichtgase in einen andern Erhitzer geleitet und durch den ersten atmosphärische Luft in umgekehrter Richtung gepreßt. Die so stark vorgewärmte Luft wird durch 14 nach dem Düsen-Ringkanale und von da aus durch die Düsen (8) dem Hochofen zugeführt.

e) Die Beimengungen des Roheisens.

Man übergieße ein Stückchen Gußeisen mit verdünnter Schwefelsäure. Es entwickelt sich Wasserstoff H. In der Salzlösung (Eisenvitriollösung) schwimmen schwarze Flocken von Fe umher. Das entwickelte Wasserstoffgas besitzt infolge von sich gleichzeitig bildenden Kohlenwasserstoffen und anderen Gasen einen unangenehmen Geruch.

Das Roheisen ist keineswegs chemisch reines Eisen. Vielmehr enthält es, von 2,5% an aufwärts, wechselnde Mengen von Kohlenstoff C, außerdem aber, aus anderen Erzen und taubem Gestein durch Reduktion entstanden, Mangan, Mn, Silicium, Si, Schwefel, S, und Phosphor P, ebenfalls in wechselnden Mengen.

In etwa halber Höhe des Schachtes wandert der Kohlenstoff in das schwammige reine Eisen und wird unter Bildung von Eisenkarbid entweder chemisch gebunden (weißes Roheisen), oder beim Erkalten in Schüppchen als Graphit wieder ausgeschieden (graues Roheisen). Je mehr Kohlenstoff ein Eisen enthält, desto spröder ist es, je weniger es enthält, desto weicher wird es. Chemisch-reines Eisen ist sehr weich und für die Zwecke der Technik und Industrie unbrauchbar.

Ein Gehalt an Schwefel und Phosphor macht das Eisen brüchig.

Das Roheisen ist der Ausgangspunkt für die Herstellung: 1. des Gußeisens, 2. des Schweißeisens, 3. des Flußeisens.

Das Gußeisen wird in Kupolöfen durch Zusammenschmelzen gewisser Roheisensorten unter gleichzeitigem Zusatz von etwas Kalkstein erhalten. Es ist ein kohlenstoffreiches Eisen; daher spröde. Näheres siehe: Jessen-Girndt, Baustofflehre, 1907, S. 89 ff.

Wird dem Roheisen Kohlenstoff entzogen, so entstehen die schmiedbaren Eisensorten. Die Entkohlung des Roheisens kann auf ver-

1) Vgl. Jessen-Girndt, Baustofflehre, 1907. S. 69 u. 70.

schiedene Weise durchgeführt werden. Immer aber beruht sie darauf, daß durch Erhitzen des Roheisens bis zum Schmelzen unter gleichzeitiger Zuführung von Luft der Kohlenstoff C zu Kohlenoxyd CO oxydiert wird und verbrennt. Von den verschiedenen Verfahren sollen hier nur das Puddeln und das Bessemeren genannt und beschrieben werden.

Das Puddeln. Fig. 23 und 24 stellen einen Puddelofen dar. a ist ein aus feuerfestem Materiale hergestellter flacher Herd, auf dem das Roh-

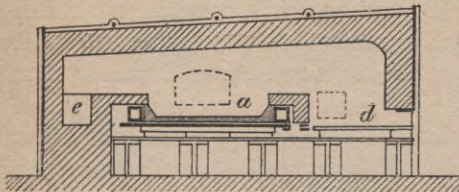


Fig. 23.

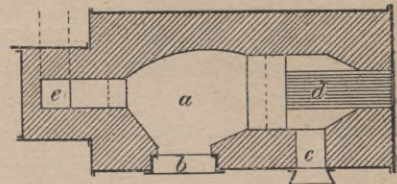


Fig. 24.

eisen durch die von der Feuerstelle d überschlagenden Flammen geschmolzen wird. Durch die darüber hinstreichende Luft wird der C des Roheisens zu CO verbrannt. Die Verbrennungsgase entweichen bei e. Bei b wird das Eisen durch einen außen stehenden Arbeiter umgerührt und möglichst allseitig mit der Luft in Berührung gebracht. Da das kohlenstoffarme Eisen einen höheren Schmelzpunkt hat wie das Roheisen, so wird es nach und nach teigig: Schweißisen. Es ballt sich zusammen und wird dann unter dem Dampfhammer von der noch in ihm enthaltenen, durch Kalkzusatz entstandenen Schlacke befreit. Aus der so entstandenen „Luppe“ werden Flacheisenstäbe geformt, diese zu Bündeln vereinigt und dann zu T-Trägern und anderen Façoneisen gewalzt.

Das Schweißisen entsteht also in teigigem, zähem Zustande. Wird die Entkohlung bis zu 0,5—1,5% C durchgeführt, so erhält man den Puddel-Stahl. Dieser ist also ein Schweißstahl (warum?). Entkohlt man bis zu 0,05—0,5% C, so erhält man das Puddelisen. Dieses ist ein Schweißisen.

Das Bessemeren. Mittels des Puddelns können immer nur geringe Mengen von Eisen entkohlt werden. Erheblich größere Mengen erhält man durch das Bessemerverfahren. In eine „Birne“ (Konverter) a (Fig. 25 u. 26), die um eine horizontale Achse b—b (Fig. 25) gedreht werden kann und die aus Eisenblech mit feuerfestem Chamottefutter besteht, wird bereits geschmolzenes Roheisen gebracht (10—16 t).

Der Boden ist doppelt, der eine, c, der ebenfalls aus feuerfestem Stoffe besteht, durch viele Kanäle durchbohrt. Zwischen ihnen mündet ein Gebläse b—e—c ein, das kurz vor dem Be-

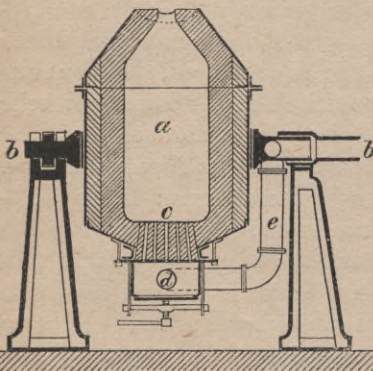


Fig. 25.

schicken der Birne mit dem flüssigen Roheisen angelassen wird. Die atmosphärische Luft steigt nun in vielen Blasen durch das geschmolzene Roheisen, oxydiert in kurzer Zeit den Kohlenstoff C sowie die anderen Beimengungen Si, S, Mn, wodurch die Temperatur innerhalb weniger Minuten um einige hundert Grad steigt und so das entkohlte Eisen im Flusse erhalten wird. Dann wird der Konverter (Birne) wieder in horizontale Lage gebracht, das Gebläse abgestellt und das entkohlte Eisen in flüssigem Zustande in große Tiegel f (Fig. 26) entleert, aus denen es dann in kleinere Formen gelangt. In diesen wird es dann allmählich und gleichmäßig bis zur hellen Rotglut abgekühlt und dann in den Walzwerken gewalzt. Flußeisen.

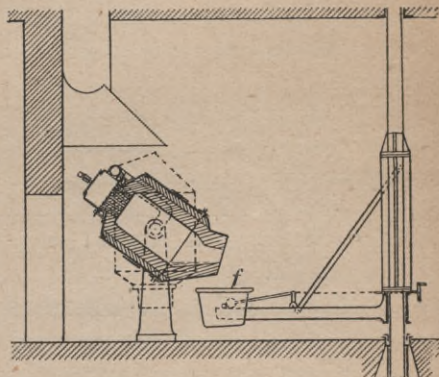


Fig. 26.

Das Flußeisen entsteht also in flüssigem Zustande. Wird die Entkohlung nur bis zu 0,5—1,5% C durchgeführt, so entsteht Flußstahl.

Das Bessemern erfolgt auch für gewisse Zwecke in kleineren Bessemerbirnen (Kleinbessemerie zur Gewinnung von Gußstahl).

Das verschiedene Verhalten von Stahl (Schweißstahl, Flußstahl) und Schmiedeeisen (Schweißisen, Flußeisen).

Stahl ist ein schmiedbares Eisen, das sich härten läßt. Dies geschieht, wenn man ihn in glühendem Zustande in eine Flüssigkeit, z. B. Wasser, Rinderblut, steckt. Er wird dadurch glashart und außerordentlich spröde. Erwärmt man solchen „abgeschreckten“ Stahl langsam und mäßig, so „läuft er an“, d. h. er zeigt bunte, auf der Bildung dünner Oxydschichten beruhende Farben gelb, violett, rot, braun, blau (Farben dünner Blättchen): gleichzeitig wird er weniger oder mehr elastisch (Stahlfedern, Uhrfedern, Säbelklingen). Seine ausgedehnte technische Verwendung beruht darauf, daß er in weichem Zustande beliebig geformt werden, darnach aber jeden beliebigen Härtegrad erhalten kann.

Schmiedeeisen ist ein schmiedbares Eisen, das sich nicht härten läßt. Es ist kohlenstoffärmer, daher geschmeidiger als der Stahl. —

Über die weitere Bearbeitung und Formgebung des Eisens siehe Jessen-Girndt, Baustofflehre, S. 89 ff.

Die bautechnisch wichtigen Verbindungen des Eisens.

1. FeSO_4 der Eisenvitriol, schwefelsaures Eisenoxydul (S. 17),
2. Fe_2O_3 Eisenoxyd, Eisenmennig, Polierrot. Bildet sich aus 4 durch starkes Erhitzen. Daher das Rotbrennen der Ziegeltonen beim Brennprozesse im Ziegelofen.

Eisenmennig wird als Ersatz des Bleimennigs zum Anstreichen des Eisens benutzt. Er darf dann aber nicht säurehaltig sein: Warum nicht?

Probe: Übergießen von Eisenmennig mit Wasser, Zusatz von Lackmustinktur, dann filtrieren.

3. $\text{Fe}_3\text{O}_4 = \begin{cases} \text{FeO} \\ \text{Fe}_2\text{O}_3 \end{cases}$ Eisenoxydoxydul, Magneteisen. Entsteht als

Hammerschlag oder Glühspahn beim Schmieden und Walzen des Eisens; verleiht dem Schwarzblech die blaugraue Farbe; bildet sich im Ziegelofen in „reduzierenden Feuer“ aus Fe_2O_3 ; Blaudämpfen der Dachziegel.

4. Eisenoxydhydrat, Brauneisenstein; Ocker ist tonhaltiger Brauneisenstein. Gewöhnlicher Ocker ist gelb; gebrannter Ocker dagegen rot (dunkler Ocker). Beide zu Anstrichfarben benutzt. — Eisenoxydhydrat ist in der Natur außerordentlich verbreitet: Es gibt dem Ton, vielen Sanden und Kiesen, manchen Sandsteinen, Gewässern und deren Schlamm die gelbe Farbe.

Das Verhalten des Eisens nach seiner technischen Verwendung.

Eisenrost ist Eisenoxydhydrat.

Eisen braucht zum Rosten kohlenensäurehaltige Luft und Wasser. An trockner Luft rostet es nicht, ebensowenig unter Wasser, das durch Auskochen luftfrei geworden ist. Beim Rosten bildet sich zunächst kohlen-saures Eisenoxydul. Dieses oxydiert sich zu Eisenoxyd unter gleichzeitiger Bindung von Wasser. CO_2 wird frei und greift nunmehr das tiefer liegende Eisen an. (Schutz außer Gebrauch gesetzter Dampfkessel durch im Innern aufgestellte Schüsseln mit CaCl_2 , oder durch Anfüllen mit abgekochtem, daher luftfreiem Wasser.)

Eisen rostet also an feuchter Luft und im natürlichen Wasser und muß hier durch einen schützenden Überzug geschützt werden. (Über den Rostschutz des Eisens siehe Jessen-Girndt, Baustofflehre, S. 93.) Gegen Kalkmörtel ist Eisen sehr empfindlich, da es, namentlich wenn er frisch ist, in ihm stark rostet.

In Gips oder Gipsmörtel rostet das Eisen weniger leicht.

Eigentümlich ist das Verhalten des Eisens gegen Zement und Zementmörtel bzw. Zementbeton. Soweit unsere Erfahrungen reichen, bleibt Eisen in diesen Mörteln blank, vorausgesetzt, daß der Zementmörtel lückenlos an das Eisen anschließt.

Eisenrost gibt in organischen Stoffen (z. B. Holz, Leinwand) mit der Zeit O ab. Dadurch werden diese chemisch verändert und verlieren dadurch an Festigkeit (eiserne Nägel oder Klammern in Holz).

Da mit dem Rosten des Eisens eine Volumenvergrößerung verbunden ist, so können in Stein versetzte Eisenklammern die steinernen Werkstücke sprengen.

XX. Das Zink, Zn.

Vorkommen: Es kommt in der Natur häufig, aber niemals gediegen, sondern nur in seinen Verbindungen (Erzen) vor. Die wichtigsten sind der Galmei (Zinkkarbonat = ZnCO_3) und die Zinkblende (Schwefelzink = ZnS).

Gewinnung: a) aus Galmei = ZnCO_3 ; dieser wird geröstet: es entweicht CO_2 . Das zurückbleibende Zinkweiß = ZnO wird durch Kohlenstoff reduziert.

b) Aus Zinkblende, ZnS . Diese wird ebenfalls zunächst geröstet, wobei ähnlich wie beim Schwefelkies zunächst SO_2 entweicht. Dann wie bei a.

Eigenschaften: Das technische Zink ist, wie das technische Eisen, nie chemisch rein, sondern enthält stets C. An der Luft verwandelt es sich unter gleichzeitiger Bindung von Wasser zunächst in Zinkoxydhydrat, ZnO_2H_2 . Aus diesem entsteht, und das ist der wesentliche Unterschied vom Eisen, durch die Einwirkung der atmosphärischen Kohlensäure Zinkkarbonat = ZnCO_3 . Das ist ein weißer, fester, dichter Stoff, der beim Rosten das Zink überzieht, durch Staub usw. grau wird und das darunter befindliche Metall gegen das weitere Rosten schützt.

Das metallische Zink ist bläulich-weiß und von Natur aus spröde. Bei $120-150^0$ jedoch wird es geschmeidig. Es läßt sich dann zu Blech walzen, zu Draht ziehen, zwischen profilierten Platten oder Walzen aus Stahl pressen, durch sanfte Schläge mit hölzernen Hämmern formen (treiben). Auf diese Weise lassen sich allerlei ornamentale Gegenstände herstellen.

Beim Eintauchen von Eisen in geschmolzenes Zink bildet sich eine Zink-Eisenverbindung (Legierung). Diese schützt das darunter befindliche Eisen gegen das Rosten. Verzinken von Eisenblechen (galvanisiertes Wellblech), Eisendraht (verzinkte Eisen-Drahtseile), Nägeln. Durch Säuren und Salze wird es leicht angegriffen. Ebenso durch Kalkmörtel (isolierende Zwischenschicht von Asphaltpappe).

Verbindungen des Zinks. Diese sind giftig.

Zinkoxyd, ZnO = Zinkweiß ist ein weißes Pulver, das als Anstrichfarbe benutzt wird. Es bewährt sich im Inneren von Gebäuden gut, da es weder gelb noch schwarz wird. Außen ist es nicht brauchbar.

Chlorzink, ZnCl_2 = Zinkchlorid ist ein hygroskopisches Salz, das zum Imprägnieren des Holzes gegen Fäulnis, sowie mit Zinkweiß zusammen zu einem gutem Steinkitte dient. Auch in der Industrie zur Herstellung künstlicher Steine findet es Verwendung.

XXI. Das Kupfer, Cu (Cuprum).

Vorkommen: Das Kupfer Cu kommt sowohl gediegen als auch in Erzen vor. Das wichtigste ist der Kupferkies, CuFeS_2 .

Gewinnung: Die Erze werden geröstet und unter Zusatz von Zuschlägen geschmolzen. Das wiederholt sich mehrere Male, wobei das Eisen allmählich in die Schlacke übergeht. Schließlich wird mit C reduziert: Rohkupfer. Rein wird es dann durch elektrolytische Zersetzung aus seiner Auflösung in H_2SO_4 erhalten.

Eigenschaften: Das Cu ist ein schön rosafarbenes Metall, das sich beim Liegen an der Luft nach und nach zu dem braunen Cu_2O = Kupferoxydul, bzw. dem schwarzen CuO = Kupferoxyd oxydiert. Es läßt sich leicht walzen, hämmern, treiben, stanzen, aber nicht gießen, da es hierbei Luft aufnimmt und einen blasigen, technisch unbrauchbaren Guß ergibt.

Es ist ein vorzüglicher Elektrizitätsleiter (7mal so gut wie Eisen) und bildet mit anderen Metallen Legierungen (siehe unten).

An reiner Luft oxydiert sich das Kupfer langsam und wird braun bis schwarz (Cu_2O bzw. CuO): Kupfermünzen, Mäntel von Badeöfen. In der Luft der Städte geht es jedoch allmählich in ein hellgrünes Karbonat über: Edelrost oder Patina. Dasselbe tun kupferhaltige Legierungen.

Säuren und Salze zersetzt es leicht und gibt Verbindungen (Kupfersalze), die meist grün gefärbt sind (Grünspan) und äußerst giftig wirken (Nachreiben mit Kreide; Grund?) Dasselbe gilt für die Legierungen des Kupfers. Die Putzsalben und viele andre Putzmittel enthalten freie Säuren.

Verwendung: Zu Dacheindeckungen, Ummantelungen von Badeöfen, Luftleitungen von Blitzableitern¹⁾ und elektrischen Leitungen. Kupferrahmen und elektrolytische Fassung beim Luxferglase und Luxferprismenglase.

Das wichtigste Kupfersalz ist der Kupfervitriol, schwefels. Kupferoxyd, Kupfersulfat, CuSO_4 , ein schönes, dunkelblaues, in Wasser leicht lösliches Salz. Es ist, wie alle Salze des Kupfers, giftig, wirkt keimvernichtend (desinfizierend) und wird in der Bautechnik zum Imprägnieren des Holzes gegen Fäulnis benutzt. Sonst zur Füllung von elektrischen Elementen für die Telegraphie, zur Verkupferung und Galvanoplastik.

In Legierungen: Messing ist die Bezeichnung für eine Legierung aus Kupfer und Zink in wechselnden Mischungsverhältnissen. Das gewöhnliche Messing enthält 50—80% Kupfer. Rotguß enthält mehr Cu, Weißguß weniger.

Wenn das Messing nicht mehr als 40% Zink enthält, läßt es sich walzen und hämmern, ja bis zum feinsten Papier auswalzen. Wird bei Installationsarbeiten, zu Tür- und Fenstergriffen, zu Handleisten und Stäben an Treppen u. a. m. verwendet.

Bronzen sind Legierungen des Kupfers (Cu) und Zinns (Sn) mit irgendwelchen anderen Metallen. Statuenbronze, Geschützbronze, Glockenbronze, Aluminiumbronze (leicht), Phosphorbronze. Im Gebiete des Hoch- und Tiefbauwesens ohne sonderliche Anwendung.

1) Besser sind verzinkte Eisendrahtseile, da Kupfer gern gestohlen wird.

XXII. Das Blei, Pb (Plumbum).

Vorkommen: Das Blei kommt nicht gediegen, sondern nur in Verbindungen (Erzen) vor. Das wichtigste Erz ist der Bleiglanz, PbS , aus dem das Blei durch Rösten und Reduzieren erhalten wird.

Eigenschaften: Es ist ein weiches, daher leicht biegsames, glänzendes Metall von blauweißer Farbe. An der Luft oxydiert es sich rasch und wird grau. Es läßt sich leicht walzen, auch zu Draht ziehen.

V. Man übergieße Bleispäne in dem einen Glase mit destilliertem, in dem anderen mit Brunnen- oder Leitungswasser und schüttele öfters gut um (Luftzufuhr). Nach einiger Zeit wird der Inhalt des ersten Gefäßes trüb, der des zweiten nicht.

Mit destilliertem Wasser bildet das Pb Bleioxydhydrat, $PbO_2 \cdot H_2O$, das nicht auf dem Blei haftet, sondern mit dem Wasser fortgeführt wird und giftig ist. Im Brunnen- und Leitungswasser sind Sulfate, Chloride und Karbonate enthalten (welche?), die mit dem Blei einen Überzug von schwer löslichen und festhaftenden Bleisalzen ergeben. Man darf daher bleierne Rohre wohl zur Leitung von Trink- und Gebrauchswasser in Wasserleitungen benutzen, nicht aber für Regenwasser. Auch ist es nicht empfehlenswert, Wasser zu trinken, das über Nacht in den Rohren der Wasserleitung gestanden hat.

Manche Säuren, Schwefelsäure, Salzsäure, Flußsäure, sind gegen das Blei unwirksam, da sie mit ihm unlösliche Salze bilden. Ausfüttern von Säurebehältern mit Pb.

Von Kalk- und Zementmörtel wird es angegriffen.

Verwendung des Bleies. Zum Dachdecken, als Bleirohr zur Anlage von Wasser-, Telegraphen- und Gasleitungen, zum Isolieren von Fundamenten gegen aufsteigende Grundfeuchtigkeit (Siebels Asphalt-Blei-Isolierungen), zu Fensterfassungen, zum Dichten von Rohrleitungen, zu Akkumulatorenplatten, zum Befestigen von Eisenklammern in steinernen Werkstücken, zu Unterlagsplatten.

Die technisch wichtigen Verbindungen des Bleies. Sie sind sehr giftig. Auch die im Wasser unlöslichen gehen in die Blutbahn des Menschen über. Die meisten Vergiftungen werden durch Blei hervorgerufen.

Das Bleioxyd, die Bleiglätte, PbO . Fleischfarben, auch heller oder dunkler. Zusatz bei der Glasfabrikation zur Herstellung der stark lichtbrechenden Bleigläser (optischen Gläser, Luxfergläser); zu Akkumulatoren. Mit Leinöl gekocht gibt die Bleiglätte den rasch trocknenden Leinölfirnis. Durch längeres Erhitzen an der Luft entsteht aus Bleiglätte

Bleimennig, Pb_3O_4 . Schön zinnberrotes Pulver. Zusatz zum Glasätze. Ölfarbenastriche und Rostschutzmittel für Eisen; besser, aber auch teurer als Eisenmennig. Mit Leinölfirnis gibt Bleimennig den Ölkitt zum Dichten von Rohrverbindungen (Gas-, Wasser- und Dampfrohren). Als Gitterfüllung von Akkumulatorenplatten an Stelle der Bleiglätte. Wird nicht selten mit rotem Ton verfälscht. (Probe mit verdünnter HNO_3 und etwas Zucker.) Auch Eisenmennig wird zum Verfälschen benutzt (Probe mit gelbem Blutlaugensalz).

Bleisuperoxyd, PbO_2 , ein brauner Stoff. Bildet sich in den Akkulatoren durch Oxydation der Bleiglätte oder des Bleimennigs.

Gibt wie alle Superoxyde den O leicht ab.

Das Bleiweiß, Bleikarbonat, ist ein weißes Pulver. Ist als Anstrichfarbe von großer Deckkraft und gibt eine dauerhafte Schicht. Zinkweiß deckt nicht so gut. Aber das Bleiweiß ist giftig und wird in der Nähe von Abortgruben leicht schwarz. Es wird vielfach namentlich mit Ton oder Schwerspat verfälscht (Probe mit reiner HNO_3).

Chromgelb und Chromrot sind zwei unlösliche Salze der Chromsäure und des Bleies. Sie werden zur Herstellung von gelben, roten und, durch Mischung mit blauen Farbstoffen, von grünen Farben benutzt.

XXIII. Die wichtigsten organischen Verbindungen.

Die **Tiere** und **Pflanzen** sind befähigt, durch die Lebensvorgänge in ihrem Körper neue Stoffe zu bilden. Man nennt daher die Summe dieser Vorgänge den Stoffwechsel. Die chemischen Verbindungen, die durch den Stoffwechsel der Tiere und Pflanzen entstehen, nennt man organische Verbindungen oder organische Stoffe.

Genaue chemische Untersuchungen haben ergeben, daß die zahllosen, in dem Pflanzen- und Tierkörper entstehenden Stoffe fast ausnahmslos Verbindungen der Elemente Kohlenstoff, Wasserstoff und Sauerstoff sind (eine Anzahl von ihnen enthalten auch Stickstoff): $COH(N)$.

Ihre Zahl beträgt über 100 000. Ihre Kenntnis ist für das menschliche Leben, namentlich für die wichtige Frage der Ernährung, von der größten Bedeutung. Doch soll im folgenden nur das Allerwesentlichste gegeben werden.

1. **Cellulose** oder **Pflanzenfaser**, $C_6H_{10}O_5$, bildet den Hauptbestandteil des lufttrocknen Holzes. Leimfreies Papier und Baumwolle sind fast reine Cellulose. Aus ihr bestehen die Gespinste, Gewebe, das Papier (Holzstofffabriken), die Pappe. Wird auch verwendet zu Kunstholz und plastischen Holzornamenten, zu Kunstseide.

Die Papierfabrikation. Das Rohmaterial liefert hauptsächlich der in Holzstofffabriken hergestellte Holzschliff. Sonst noch Lumpen und Stroh. Ferner aus Holz künstlich hergestellte Cellulose.

Das beste Papier ist das aus Lumpen hergestellte. Die Lumpen werden mit Natronlauge gekocht, durch die sogenannten Holländer (mit Messern besetzte Walzen) in einen aus lauter Fasern bestehenden Brei zerschnitten. Dieser Brei wird mit Chlorkalk gebleicht. Die Masse wird dann entweder geleimt, d. h. mit Seife und Alaun versetzt, um sie undurchlässig zu machen und das Verlaufen der Schrift zu hindern, oder direkt, also ohne Leimzusatz, (Löschpapier) auf lange Siebe gebracht, über heiße Zylinder geführt und schließlich durch Walzen geglättet.

Die meisten Papiersorten werden aus Holzschliff hergestellt (Holzpapier). Sie sind dann wenig haltbar (z. B. Zeitungspapier), da sich die

Holzfasern wegen ihrer Kürze nicht genug verfilzen. Holzliffpapier wird am Licht gelb (Probe mit Sonnenlicht) und dadurch auch brüchig (Oxydation).

Auch durch Zerkochen von Stroh erhält man Papier (Strohpapier).

2. Stärkemehl und Dextrin, ebenfalls, $C_6H_{10}O_5$. Stärkemehl ist im Pflanzenreiche sehr verbreitet: in den Früchten der Hülsenfrüchte, der Getreidearten (Weizenstärke), der Kartoffeln (Kartoffelstärke, Fig. 27), aber auch sonst in vielen Pflanzenzellen. Durch Erhitzen bis 160° oder durch Säuren verwandelt sich das Stärkemehl in Dextrin. Dieses ist ein gummiähnlicher Stoff (Klebstoff).

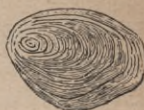


Fig. 27.
Stärkekorn aus
der Kartoffel.
Vergr. 1:270.

3. Die Zuckerarten. Der Traubenzucker, $C_6H_{12}O_6$, in den Früchten der Weintrauben, Kirschen, Pflaumen, im Honig.

Der Rohrzucker, $C_{12}H_{22}O_{11}$.

Weit verbreitet im Pflanzenreiche, namentlich aber im Saft des Zuckerrohrs, der Runkel- und Zuckerrübe.

Cellulose, Stärke und Zucker gehören zu der Gruppe der Kohlehydrate, da in ihnen, ebenso wie im Wasser, H und O stets im Verhältnis 2:1 vorkommen.

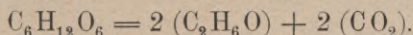
Der Alkohol, Weingeist, Spiritus, C_2H_6O .

V. Etwa 30 g reinen Bienenhonig löse man in 250 ccm Wasser und setze hierzu ein wenig Preßhefe (Fig. 29). Die Lösung bringe man in ein mit einem kleinen Gasfangfläschchen versehenes Gefäß (Fig. 28). Die Sperrflüssigkeit ist Kalkwasser. Das Ganze stelle man an einen mäßig warmen Ort: $18-24^\circ C$. Es entwickeln sich zahlreiche kleine Bläschen, die das Kalkwasser trüben: CO_2 . Die Flüssigkeit riecht nach ein paar Tagen alkoholisch. Der Zuckergeschmack verschwindet.

Die Zuckerarten werden durch die Einwirkung von mikroskopischen Pflanzenzellen, der Hefe (Fig. 28), zersetzt.



Fig. 28.



Hierauf beruht die Weinbereitung, die Bierbrauerei, die Branntweimbrennerei, die Bäckerei.

Auf denselben Vorgang ist der eigenartige, weingeistige Geruch in den Lagerschuppen des Holzes, namentlich des Laubholzes, zurückzuführen.

Alkohol ist kein Nahrungs- sondern ein Genußmittel, das, regelmäßig und in größeren Mengen genossen, die Gesundheit des Körpers und Geistes langsam aber sicher untergräbt. Kindern ist er unbedingt und in jeder Form zu versagen.

Da auf dem zu Genußzwecken gebrauchten Alkohol (Spiritus) eine hohe Steuer liegt, so wird der zu technischen Zwecken benutzte durch Zusatz von übelriechenden und schlechtschmeckenden Stoffen denaturiert. Spiritus wird hergestellt aus der Stärke der Kartoffel, die zunächst in



Fig. 29.
Bierhefe.
Vergr. 1:500.

Zucker übergeführt und dann vergoren wird. Der Spiritus wird dann von der Schlempe abdestilliert.

Durch Oxydation geht der Alkohol in Essig (Essigsäure) über.

Die Eiweißstoffe.

Die Eiweißstoffe sind stickstoff- und schwefelhaltig, sie bestehen also aus COHNS in wechselnden Atomverhältnissen. Die Pflanzen enthalten überwiegend Kohlehydrate, dagegen wenig Eiweißstoffe. Im Tierreiche dagegen bilden diese den Hauptbestandteil des Tierkörpers.

Sie werden, in feuchtem Zustand aufbewahrt, schnell zersetzt, sie faulen und liefern dann eine Menge meist sehr übelriechender Fäulnisprodukte. Die Fäulnis wird bewirkt durch gewisse Bakterienarten, die Fäulnisbakterien (Fig. 30). Die Verwandlung der Eiweißstoffe in NH_3 , dann in HNO_3 (vgl. S. 34 u. 35) erfolgt durch die Nitrobakterien (Fig. 31).

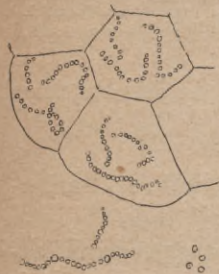


Fig. 30.
Fäulnisbakterien
(nach van Tieghem).
Vergr. 1 : 500.

Die pflanzlichen und tierischen Öle und Fette.

Die mineralischen Öle sind Kohlenwasserstoffe (S. 25). Die pflanzlichen und tierischen Öle sind dagegen Verbindungen der Fett- bzw. Ölsäuren mit dem Glycerin, also eine Art Salz. Durch Kochen mit Kali- oder Natronlauge oder mit der laugenhaft wirkenden Pottasche oder Soda entstehen die Schmier- (Kali-) Seifen bzw. harten (Natron-) Seifen (S. 29 u. 30) nach der Umsetzung

fettsaures Glycerin + Kali = fettsaures Kali (Kaliseife) + Glycerin.

Versetzt man eine Lösung einer reinen (medizinischen) Seife mit kalkhaltigen Lösungen, so bildet sich fettsaurer Kalk. Dieser ist unlöslich (Trübung). Prüfung des Wassers auf seine „Härte“ mittels klarer Seifenlösung.

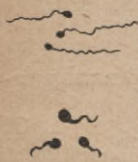


Fig. 31.
Salpeter- (Nitro-)
Bakterien nach
Winogradsky.
Vergr. 1 : 1000.

Bringt man Ölfarbe auf frischen Zementputz, so findet ebenfalls eine Verseifung des Öles statt. Daher kommt es, daß Ölfarbe auf frischem Zementverputz nicht haftet. Mittel dagegen: Absäuern mit stark verdünnter HCl (Binden des Alkalis im Zement durch die Salzsäure!) oder Fluatieren (Bindung des Alkalis durch Bildung eines unlöslichen Kiesel-fluormetall).

Bei der Anwendung des Testalins von Hartmann und Hauers findet ebenfalls eine Seifenbildung und damit Verstopfung in den Poren der äußeren Gesteinsschichten und dadurch ein Schutz gegen das Eindringen des Wassers statt. Testalin hat sich gut als Wetterschutzmittel bewährt.

Das in der Bautechnik wichtigste Öl ist das Leinöl.

Es wird erhalten aus dem Samen des Leines (Linum) durch Aus-

pressen. An der Luft oxydiert es sich und wird allmählich immer fester. Trocknen der Ölfarbenanstriche, Fabrikation von Linoleum.

Leinölfirnis ist entweder reines, gekochtes Leinöl oder Leinöl, das mit Bleiglätte zusammengekocht ist.

Sikkativ ist eingekochtes Leinöl mit Zusatz von Bleiglätte, Zinkvitriol und Braunstein.

Leinöl und Leinölfirnis werden zu Ölfarbenanstrichen und Ölkitten verwendet.

Glaserkitt erhält man durch Zusammenkneten von 2 Teilen Bleiweiß, 1 Teil Kreide und dem nötigen Leinölfirnis.

XXIV. Der Kreislauf des Kohlenstoffs in der lebenden Natur.

Menschen und Tiere atmen die atmosphärische Luft ein. Sie geht durch die feinen Wände der die kleinen Lungenbläschen umspülenden Blutäderchen hindurch; der O wird vom Blute aufgenommen und in der Blutbahn nach allen Teilen des Körpers geführt, wo er eine Oxydation der schlechten Blutbestandteile herbeiführt. Durch diese langsame Verbrennung wird fortwährend Wärme erzeugt. Normale Körpertemperatur 37° C. Das Oxydationsprodukt ist CO_2 , das von den Lungen ausgeatmet wird.

Luft von 18% CO_2 verhindert bereits das Brennen einer Kerze, solche von 2% ist eben noch atembar. Normale Luft soll nicht mehr als 0,02% CO_2 enthalten, wobei zu berücksichtigen ist, daß es weniger der CO_2 -Gehalt ist, der schädlich wirkt, als vielmehr die in einem gewissen Verhältnisse zu ihm stehenden Ausscheidungsprodukte der Hautatmung. Luft von 0,125% CO_2 ist bereits nachteilig für die Gesundheit (Wolperts Luftprüfer). Es ist daher beim Hausbau für eine zweckmäßige Ventilation Sorge zu tragen.

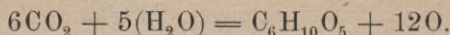
Da ein Mensch in 1 Stunde ca. 16 l CO_2 ausatmet, müßte sehr bald eine riesige Anreicherung der Atmosphäre mit CO_2 erfolgen. Diese Anreicherung der Luft an CO_2 wird u. a. durch die Pflanzen verhindert. Die grünen Pflanzenzellen, deren Farbe durch grüne Körnchen, das Blattgrün, Chlorophyll, hervorgerufen wird, nehmen durch die Spaltöffnungen (Fig. 32), die sich überwiegend auf der Unterseite der Blätter befinden, CO_2 auf. Durch den gleichzeitigen Einfluß der Blattgrünkörnchen, der Lichtstrahlen und des Zellsaftes wird die CO_2 zersetzt, der Kohlenstoff aufgenommen und mit dem durch die Wurzeln aufgenommenen Wasser zum Aufbau des Pflanzenkörpers (z. B. zu Kohlehydraten) benutzt. So entsteht z. B. auf diese Weise aus dem



Fig. 32.

Spaltöffnung mit Atemhöhle von der Unterseite eines Blattes (nach Strasburger). Vergr. 1:120.

Wasser und dem C der Luft in den Chlorophyllkörnern Stärke. Schematisch:



Der O wird ausgeschieden. Man nennt diesen Vorgang die Assimilation der Pflanzen.

Diejenigen Teile der Pflanzen, die kein Chlorophyll enthalten, liefern CO_2 (keimende Samen, Pilze), nachdem sie vorher O aufgenommen haben. Atmung der Pflanzen.

Die Ernährung der Pflanzen erfolgt sowohl durch die Blätter als auch durch die Wurzeln. Durch die letzteren werden Wasser sowie in diesem lösliche Salze (Kalium-, Natrium-, Calcium- und Magnesiumsalze, auch vielfach Siliciumsalze) aufgenommen.

XXV. Die trockene Destillation und die Verkohlung organischer Stoffe.

V. Holzspäne werden in einer Röhre aus schwer schmelzbarem Glase erhitzt. Die entweichenden Dämpfe werden in einer gekühlten Vorlage aufgefangen (Fig. 33).

Es setzen sich in der Vorlage zwei Flüssigkeiten ab, eine dickflüssige: der Holzteer, und eine dünnere: der Holzessig. (Prüfung der letzteren mit Lackmuspapier.)

V. In den Tubus der Vorlage steckt man ein in einen Korken eingepaßtes mit Spitze versehenes Rohr und entzündet das entweichende Gas. Es leuchtet: Leuchtgas.

In der Retorte bleibt Holzkohle zurück. (Verkohlung.)

Die im Holz enthaltenen Stoffe, Cellulose $\text{C}_6\text{H}_{10}\text{O}_5$ u. a. m., haben sich durch die unvollkommene Verbrennung zersetzt. C, O und H bildeten die noch

weiter brennbaren, neuen Stoffe Holzkohle, Holzteer, Holzessig, Leuchtgas. Trockene Destillation.

Die trockene Destillation des Holzes wird in großen Betrieben durchgeführt, nicht wegen des wenig brauchbaren Leuchtgases, sondern wegen der Gewinnung des Holzessigs und des Holzteers und der Holzkohle. Aus dem Holzteer erhält man durch nochmalige Destillation das Kreosot. Auch das Lysol wird aus ihm erhalten (sehr giftig!). Hierbei bleibt das Schusterpech zurück. Rückstand in den Retorten: Holzkohle. Holzteer, Kreosot, Lysol und Holzessig wirken stark fäulniswidrig: Räuchern der Fleischwaren, Imprägnieren von Holz und Tauen gegen Fäulnis, Desinfektion.

Aus dem Holzessig wird die Essigsäure (Essig) gewonnen.

In den Meilern findet ebenfalls eine trockne Destillation statt. Die flüchtigen Produkte entweichen, zurück bleibt die Holzkohle (siehe S. 22).

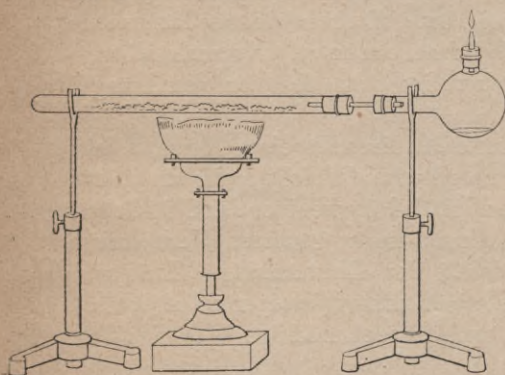


Fig. 33.

V. Man führe den obigen Versuch (Fig. 33) mit in Stückchen zerkleinerter Steinkohle durch.

In der etwas Wasser enthaltenden Vorlage sammelt sich der schwarze Steinkohlenteer und das Ammoniakwasser. Es entweicht Leuchtgas (Rohgas).

Die Leuchtgasfabrikation.

Die Destillation der Steinkohle findet in langen Retorten aus feuerfestem Ton bei starker Hitze und unter Luftabschluß statt. Die flüchtigen Bestandteile setzen zunächst Teer ab, werden durch Waschen von Ammoniak und Teerresten befreit, weiterhin noch von andren Beimengungen, wie Naphthalin, SO_2 . Schließlich gelangt das Leuchtgas in einen Behälter (Gasometer).

Das Leuchtgas besteht zu ca. 45% aus H, zu ca. 40% aus Kohlenwasserstoffgasen, zu etwa 10% aus Kohlenoxyd. Aus dieser Zusammensetzung ist sowohl seine Giftigkeit als auch seine Explosionsfähigkeit in Mischung mit Luft erklärlich. In den Retorten bleibt Koks zurück, der mit Wasser abgelöscht wird. An den Wänden setzt sich der Retortengraphit ab.

Der Steinkohlenteer ist kein einheitlicher Stoff, sondern ein Gemenge verschiedener Stoffe. Er ist der Ausgangspunkt für die Fabrikation von sehr vielen, zum Teil auch wichtigen Stoffen: der Teerfarbstoffe (z. B. der Anilinfarben), Karbolsäure, Karbolineum, einiger Fiebermittel (Antipyrin, Phenacetin u. a. m.), sowie des künstlichen Süßstoffes Saccharin.

Die Zusammensetzung des Karbolineums ist sehr verschieden. Bekannt ist die des Antinonninkarbolineums von Bayer & Co. in Elberfeld. Es bildet eine orangefarbene, fast geruchlose Schmiere, die zu einer gelblichen, 0,2—5% enthaltenden Flüssigkeit gelöst wird. (1 kg kostet etwa 5 Mark.) Es färbt die bestrichenen Gegenstände gelb, was aber meist nichts zu sagen hat. — Das Avenariuskarbolineum ist eine dunkelbraune, etwas dickliche Flüssigkeit, die aber stark riecht und daher in bewohnten Räumen nicht wohl zu verwenden ist. Beide Karbolineumarten sind vorzügliche Desinfektionsmittel.

Der Steinkohlenteer findet in der Bautechnik mannigfache Anwendung: Zum Anstreichen von Holz (nur bei trockenem Holze empfehlenswert), als Anstrichmittel für Eisen, zur Herstellung von Teerpappe. Er ist aber kein Ersatz für Asphalt.

XXVI. Die Fäulnis, Verwesung und Vermoderung.

Stirbt ein tierischer oder pflanzlicher Körper, so gehen die Spaltpilze, Bakterien, an ihr Werk. Sie existieren fast überall auf der Erde und in der Luft in ungeheuren Mengen und sehr vielen Arten. Sie können sich meist jedoch nur auf einem für jede Art besonderen und geeigneten, namentlich feuchten Nährboden entwickeln, wobei sie dann

meist sehr unangenehme und schädliche Gase entwickeln. Vorzügliche Nährböden sind nun namentlich abgestorbene Pflanzen und Tiere. Unter den



Fig. 34.

Krankheiten erregende Bakterien nach A. Fischer.

a) Diphtherie-B. b) Tuberkel-B. c) Typhus-B. d) Cholera-B.
Vergr. 1:1500.

Bakterien (Fig. 34) gibt es außer den bereits oben angeführten auch viele, die der Gesundheit des Menschen nachteilig sind (Krankheiten erregende Bakterien). (Fig. 34.)

Daraus folgt, daß aus den menschlichen Wohnungen alle tierischen und pflanzlichen Abfallstoffe sorgfältig zu beseitigen sind: Kanalisation, undurchlässige Senkgruben, Lüftung der Abortanlagen, Anbringen von Wasserverschlüssen (Siphons), fugenloser Fußboden.

Von größter Wichtigkeit ist die Zwischenfüllung von Decken. Vielfach verwendet man dazu alten Bauschutt, der seinerseits schon vorher im Laufe der Zeit durch allerlei Abfallstoffe des Haushaltes, später auf der Baustelle aber noch mehr verunreinigt worden ist. Durch den eingeschleppten Straßenschmutz, durch das Putzwasser, das durch die Fugen in die Zwischenfüllung eindringt, durch zufällig verschüttete Flüssigkeit, wie Urin, Suppe, Kaffee, Milch und andere organische Getränke, Waschwasser, gelangen noch weitere, und mit der Zeit, wie durch chemische Untersuchungen festgestellt worden ist, unglaublich große Mengen von organischen, der Fäulnis anheimfallenden Abfallstoffen in die Deckenfüllung, die für die ebenfalls eindringenden, nicht selten krankheitsregenden Bakterien den besten Nährboden bilden. „Es gibt in der ganzen Natur keinen Boden, selbst in unmittelbarer Berührung mit Dünger- und Jauchegruben nicht, der so stark mit den Zersetzungsprodukten organischer Substanzen verunreinigt wäre, wie in vielen Fällen die Füllerde unter dem Fußboden der menschlichen Wohnräume.“ Daher der schlechte Geruch in den Klassenzimmern und anderen ständig von vielen Menschen bewohnten und oft gewaschenen Räumen nach dem Waschen.

Durch die Tätigkeit der Bakterien wird aus dem organischen Nährboden CO_2 abgespalten. Der Kohlendioxidgehalt der Zimmerluft ist daher ein Maßstab für die Stärke der in der Füllung sich abspielenden Lebensvorgänge der Bakterien.

Forderungen: Zur Zwischenfüllung ist nur keimfreies Material zu verwenden: Ausgeglühter und dadurch sterilisierter, d. h. keimfrei gemachter Sand (Fig. 35), Mischung von Torfstreu, Kieselgur und Kalkmehl; Diatomeenerde. Zu vermeiden sind: Koks, Steinkohlenasche, Steinkohlenschlacken, da diese meist mit Wasser abgelöscht werden bzw. hygroskopische Aschensalze enthalten und dadurch den Bakterien, Schimmelpilzen, dem Hausschwamm geeigneten Nährboden

gewähren. Auch Schlackenwolle ist zu vermeiden (entwickelt das übelriechende Schwefelwasserstoffgas H_2S); dagegen ist Schlackensand sehr zu empfehlen. Das Eindringen von Flüssigkeiten verhindert man am besten durch einen fugenlosen Fußboden oder durch Zwischenfügen von Dachpappe zwischen Riemen- bzw. Bretterfußboden und Blindboden, auch durch Asphaltdeckung des Füllstoffes. Auch sind Zwischendecken aus Gipsdielen, Korkdielen, Zementdielen, Bimssteinzementdielen, Schlackenbeton zu empfehlen.

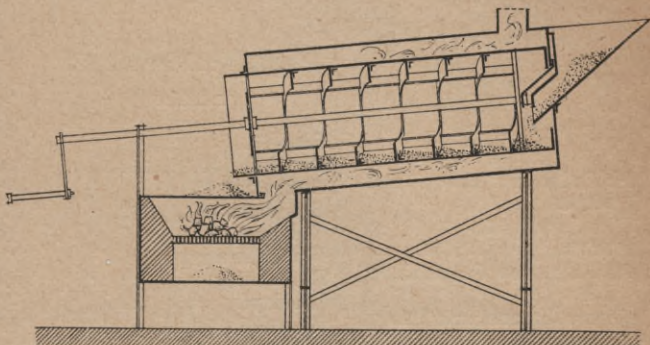


Fig. 35.

Rösttrommel zum Sterilisieren von Sand u. a. m.

Die Fäulnis des Holzes: Siehe Jessen-Girndt, Baustofflehre 1907, S. 5 ff.

Die Desinfektion. Die Desinfektion ist die Vernichtung aller derjenigen mikroskopisch kleinen Organismen (Bakterien, Spaltpilze), die wir als die Ursachen von Krankheiten annehmen müssen (Diphtherie, Schwindsucht, Cholera, Typhus, Scharlach u. a. m.). Diese Mikroorganismen finden in sich zersetzenden organischen Stoffen, also bei der Fäulnis, oft geeigneten Nährboden. Da Trockenheit, Licht und Luft die größten Feinde der Mikroorganismen sind, so hat man trockne und helle Wohnungen zu bauen und für deren reichliche und zweckmäßige Durchlüftung (Ventilation) zu sorgen. Üble Gerüche (vom Keller von Abfallrohren, Kloaken usw., kann man durch Anwendung von Eisenvitriol (S. 17) beseitigen, ohne daß dadurch aber die geringste Keimtötung stattfindet. Nach ansteckenden Krankheiten werden Wohnräume, Möbel, Betten und Bettzeug zu desinfizieren sein. Aus den Wohnungen wird das Mobiliar beseitigt, die Tapeten abgerissen und gründlich mit Chlor oder SO_2 geräuchert. Die Fußböden und Möbel werden mit verdünntem Lysol abgewaschen, Bett- und Leibwäsche, Matratzen usw. in besonderen Apparaten mit Wasserdampf keimfrei gemacht (sterilisiert). Eßgeschirr kann man bereits durch eine starke Sodalösung keimfrei machen. Das beste Mittel, um sich selbst gegen Infektion zu schützen, ist, sich immer der größten Reinlichkeit zu befleißigen und eine naturgemäße Lebensweise zu führen. Dadurch werden die Ansteckungskeime zwar nicht vernichtet, aber sie werden für den betreffenden Menschen deshalb unschädlich gemacht, weil ihnen dadurch die passenden Existenzbedingungen, unter denen sie sich vermehren können, fehlen.

Sachverzeichnis.

A.

Abbinden des Kalkmörtels 32, 33.
Abfallstoffe 56.
Abortanlagen 17, 57.
Absäuern von Fassaden 19, 35.
— von Zementputz 52.
Acetylen 25.
Achat 27.
Ätzkali 29.
Ätznatron 18, 29.
Akkumulatoren 49, 50.
Alaun 20.
Alkalimetalle 28.
Alkohol 51.
Aluminium 36.
Aluminiumbronze 36.
Amethyst 27.
Ammoniak 14, 30, 54.
Anilinfarbstoffe 25, 54.
Anode 5.
Antinonin-Karbolineum 55.
Asbest 36.
Asche 3, 38.
Aschensalze 3, 38, 56.
Asphalt 26.
Atmung 53.
Atome 6.
Ausblühungen 21, 34, 36, 37 ff.
Auslaugen 3, 29.
Auswintern 37.
Auswitterungen 21, 38 ff.
Avenarius-Karbolineum 55.

B.

Bakterien 55, 56, 57.
Basen 4.
Baufluat 28.
Bauschutt 56.
Benzin-Motoren 26.
Benzin-Petroleum 26.
Bergkristall 27.
Bessemern 44, 45.
Bildhauergips 34.
Bittersalz 17, 36, 37.
Blaudämpfen der Dachziegel 46.

Blei 49.
Bleichmittel 10, 15.
Bleiglatte 22, 49.
Bleiglanz 10, 42, 49.
Bleiglas 49.
Bleisolierungen 49.
Bleimennig 49.
Bleioxyd 9, 22, 49.
Bleistiftfabrikation 21.
Bleisuperoxyd 9, 49.
Bleiweiß 50.
Blenden 10.
Bodengips 34.
Brauneisenstein 40.
Braunstein 9, 15.
Brennen des Gipses 34.
— des Kalksteins 2, 31.
Brenngase 11, 12, 24.
Bronzen 48.

C.

Calcium 31.
Calciumchlorid 19, 35.
Calciumkarbid 25.
Calciumkarbonat 32, 38.
Calciumnitrat 19, 34.
Calciumoxyd 31.
Calciumsilikat 35.
Calciumsulfat 20, 34, 38.
Cedernholz 21.
Cellulose 50.
Chilialpeter 30.
Chlor 15.
Chlorcalcium 15, 19.
Chloride 15.
Chlorkalk 15.
Chlormagnesium 36.
Chlornatrium 16, 30.
Chlorophyll 53.
Chlorquecksilber 15.
Chlorsilber 15.
Chlorwasser 15.
Chlorwasserstoff 17.
Chlorzink 47.
Chromgelb 50.
Chromrot 50.

D.

Dachschiefer (Prüfung) 11.
Desinfektion 10, 15, 48, 54, 55, 57.

Destillation (trockne) 30, 54.
— (unterbrochene) 25.
Dextrin 51.
Diamant 21.
Dolomit 23, 36.
Dolomitischer Kalk 36.
Doppelt-kohlens. Kalk 33.
Doppel-Wasserglas 30.
Duraxglas 35.

E.

Einlöschen des Kalks 31.
Einsumpfen des gebrannten Kalks 31, 38.
Eisen 8, 40 ff.
Eisenfluat 28.
Eisenmennig 8, 45.
Eisenkitt 10.
Eisenoxyd 8, 9, 45.
Eisenoxydhydrat 46.
Eisenoxydoxydul 46.
Eisenvitriol 17, 45.
Eiweißstoffe 52.
Elemente 5.
Entkohlung des Eisens 43.
Essig 52.
Estrichgips 34.
Erze 28, 40, 46, 47, 49.
Explosionen des Acetylens 25.
— des Benzins 26.
— des Knallgases 13.
— des Leuchtgases 13.
Exsikkator 19.

F.

Fäulnis 14, 30, 52, 54, 55.
Fäulnisbakterien 52.
Feldspat 37.
Feuerfester Ton 37.
Feuerschutz von Holz und Leinwand 29.
Feuerstein 27.
Fixbleiche 15.
Flammenfärbung 16.
Fluate 27, 28.
Fluatieren von Stein und Mörtel 28, 40.
Fluor 27.
Fluorcalcium 27.

Flußbeisen 43, 45.
 Flußspat 27.
 Flußstahl 45.
 Formel, chemische 7.
 Füllstoff, Zwischendecken
 56.

G.

Galmei 46.
 Galvanisiertes Zinkblech 47.
 Gärung 51.
 Gebrannter Kalk 19, 31.
 Gemenge 4.
 Gesättigte Lösungen 20.
 Gichtgase 43.
 Gips 20, 34.
 Gipsfluat 28.
 Gipsstein 34.
 Glas 35.
 Glaserkitt 53.
 Gleichung, chemische 7.
 Glimmer 37.
 Glycerin 29.
 Gneis 27.
 Granit 27.
 Granulierte Hochofen-
 schlacke 43.
 Graphit 21.
 Grundstoffe 5.
 Grünspan 48.
 Gußeisen 43.

H.

Hammerschlag 46.
 Härten von Stahl 45.
 — von Stein und Mörtel
 27, 28.
 Härteprüfung des Wassers
 52.
 Hefe 51.
 Hochofen 42.
 Hochofenschlacke 42.
 Holzessig 54.
 Holzkohle 8, 22, 54.
 Holzpapier 50.
 Holzstoff 50.
 Holzteer 54.
 Hornblende 37.
 Hydrat 4.
 Hydratisieren 4.
 Hydrosandstein 32.

I.

Imprägnieren des Holzes 47,
 48, 54, 55.
 Isolierung gegen Feuchtig-
 keit 26, 40.

K.

Kalilauge 29.
 Kalisalpeter 29.

Kalium 12, 16.
 Kaliumoxydhydrat 29.
 Kaliwasserglas 29.
 Kalkbrei 31.
 Kalkhydrat 4, 13, 31.
 Kalklicht 13.
 Kalkmilch 31.
 Kalkmörtel 31, 32, 33.
 Kalksalpeter 34.
 Kalkspat 32.
 Kalktuff 32, 33.
 Kalkwasser 2, 8, 31.
 Karbolineum 55.
 Karbonate 24, 33.
 Kartoffelstärke 51.
 Keimvernichtung 10, 15, 48,
 54, 55, 56.
 Kiese 10.
 Kieselsäure 26, 27.
 Kieselfluormetalle 28.
 Kieselfluorwasserstoffsäure
 27.
 Kieselsaures Calcium 35.
 — Magnesium 36.
 Kieselgur 27, 56.
 Knallgas 13.
 Kochsalz 15, 16, 19, 30.
 Kohlehydrate 51, 53.
 Kohlendioxyd 8, 13, 22, 23,
 42.
 Kohlenoxyd 24, 42.
 Kohlensäuerlinge 23.
 Kohlensäure 8, 13, 22, 23.
 Kohlensaure Magnesia 36.
 Kohlensaurer Kalk 32.
 Kohlensaures Kali 29.
 Kohlenstoff 5, 21, 43.
 Kohlenwasserstoffe 25, 26.
 Kohlenwasserstoffgas, leich-
 tes 24.
 — schweres 25.
 Koks 22, 55, 56.
 Konservieren 10.
 Konverter 45.
 Kreide 23, 32.
 Kreosot 54.
 Kristalle 19.
 Kristallbildung 20, 21.
 Kristallwasser 21.
 Kupfer 47, 48.
 Kupferfluat 28.
 Kupferkies 47.
 Kupfersalze 48.
 Kupfervitriol 48.

L.

Lackmus 3.
 Laugen 3, 4.
 Lehm 37.
 Legierungen 48.
 Leichtmetalle 28.
 Leinöl 52.

Leinölfirnis 49, 52.
 Leuchtgas 11, 12, 25.
 — -Vergiftungen 24, 54.
 — -Explosionen 13.
 Löschpapier 50.
 Luft, Untersuchung 2, 3, 22.
 —, Zusammensetzung 5, 13,
 14.
 Lumpenpapier 50.
 Lumperglas 35.
 Lysol 54.

M.

Magnesia, gebrannte 36.
 Magnesiabausteine 36.
 Magnesiafluat 28.
 Magnesium 35.
 Magnesit 36.
 Magneteisenstein 41, 46.
 Mangan 43.
 Mangansuperoxyd 9.
 Marienglas 34.
 Marmor 23.
 Maschinenöle 26.
 Mauerfraß 19, 30, 35.
 Mauersalpeter 14, 19, 35, 37.
 Meerscham 36.
 Messing 48.
 Metalle 11, 28.
 Meteoreisen 40.
 Mineralöle 26.
 Moleküle 6.

N.

Naphthalin 55.
 Natrium 11, 16, 29.
 Natriumchlorid 16, 30.
 Natriumoxyd 11.
 Natronlauge 18, 29.
 Natronwasserglas 30.
 Neutralisieren 18.
 Neutrale Stoffe 4.
 Nitrate 19.
 Nitrobakterien 30, 52.

O.

Ocker 46.
 Öle 25, 26, 52.
 Ölfarbenanstrich 52, 53.
 Ölkitt 49.
 Opal 27.
 Organische Stoffe 50ff.
 Oxyde 8.
 Oxydation 8.
 Ozon 9.

P.

Papierfabrikation 50.
 Paraffin 26.

Patina 48.
 Pech 54.
 Petroleum 12, 26.
 Pfeifton 37,
 Pflanzefaser 50.
 Pflanzenöle 52.
 Phosphor 2, 3, 43.
 Phosphorbronze 48.
 Phosphorsäure 3, 13.
 Pilzvernichtung 28.
 Polierrot 8, 9.
 Porzellanerde 37.
 Pottasche 23, 29.
 Präzipitat 4.
 Puddelprozeß 43, 44.
 Putzfluat 28.

Q.

Quarz 27.
 Quarzit 27.
 Quarzsand 27.
 Quecksilber 5.
 Quecksilberchlorid 15.
 Quecksilberoxyd 8.

R.

Räuchern 54.
 Reduktion 22, 25, 41.
 Reinigen von Metallen 17.
 Retortengraphit 21, 55.
 Roheisen 25, 43.
 Rohrzucker 51.
 Rosten des Bleies 49.
 — des Eisens 46.
 — des Kupfers 48.
 — des Zinks 47.
 Rösten der Erze 41, 47, 49.
 — des Sandes 56.
 Roteisenstein 41.
 Rotguß 48.
 Ruß 22, 24.

S.

Salmiak 14, 30.
 Salmiakgeist 14, 30.
 Salpetersäure 14.
 Salpetersaure Salze 19, 29,
 30, 34.
 Salzbildung 17 ff.
 Salzsäure 16, 17, 18.
 Sand, Ausglühen 56.
 Sättigung von Salzlösungen
 20.
 Sauerstoff 3, 7 ff.
 Sauerstoffwasser 7.
 Säuren 3.
 Schießpulver 29.
 Schlackensand 42, 56.

Schlackensteine 42.
 Schlackenwolle 42, 56.
 Schlackenzement 43.
 Schlackenziegel 43.
 Schlagende Wetter 25.
 Schmirgel 36.
 Schmieröle 26.
 Schornsteinbrände 10.
 Schwammwucherungen 28.
 Schwarzblech 46.
 Schwefel 10, 43.
 Schwefelblumen 10.
 Schwefeldioxyd 10, 11, 39,
 42.
 Schwefelfäden 10.
 Schwefelkies 10, 11, 34, 41.
 Schwefelmetalle 10.
 Schwefels. Ammonium 30.
 — Calcium 34.
 — Kalium 29.
 Schwefelsäure 10, 13.
 Schwefeltrioxyd 10.
 Schwefelwasserstoff 56.
 Schweflige Säure 10, 13.
 Schweißbeisen 43, 44, 45.
 Schweißstahl 45.
 Schwinden des Tons 37.
 Selterswasser 23, 24.
 Serpentin 36.
 Sikkativ 53.
 Silikatisieren von Stein,
 Mörtel und Holz 27, 29.
 Silicium 26, 43.
 Siliciumdioxyd 26.
 Sintern 35, 37.
 Siphons 56.
 Soda 23, 30.
 Sole 30.
 Spaltpilze 55.
 Spateisenstein 41.
 Speckstein 36.
 Speisesalz 18, 30.
 Spiegelglas 35.
 Spiritus 51, 52.
 Stampfasphalt 26.
 Stangenschwefel 10.
 Stärkemehl 51.
 Staubbkalk 4.
 Steinkitt 10, 36, 47.
 Steinöl 25.
 Steinsalz 30.
 Stickstoff 3, 13.
 Stickstoffdioxyd 14.
 Stoffwechsel 50.
 Strohpapier 51.
 Stuckgips 34.
 Sublimat 15.
 Sulfate 17, 38.
 Sumpfgas 25.
 Superoxyde 9.

T.

Teer 54.
 Teerfarbstoffe 26, 54.
 Teerpappe 55.
 Testalin 52.
 Tierische Öle 52.
 Ton 36.
 Tonerde 36.
 Tonerdesilikat 36, 37.
 Tonfluat 28.
 Tonmergel 37.
 Tonschiefer 27.
 Totgebrannter Gips 34.
 Töpferton 37.
 Traubenzucker 51.

V.

Vaseline 26.
 Ventilation 53, 57.
 Verbindung, chemische 4.
 Verbrennung 7, 8.
 Verkohlung 54.
 Vermoderung 55.
 Verseifen von Fetten 29, 52.
 Verwitterung von Steinen
 37.
 Vihsalz 30.
 Verschmauchen von Ziegel-
 steinen 38.

W.

Wasser, hartes, weiches 13,
 29, 33, 34, 52.
 Wasserlag 27, 29, 30.
 Wasserstoff 5, 11, 12.
 Wasserverschlüsse 56.
 Weingeist 51.
 Weißguß 47.
 Wertigkeit 20.
 Wolperts Luftprüfer 23.
 Weizenstärke 51.

Z.

Zersetzung, chemische 5.
 Ziegelton 38.
 Zimmerluft 53.
 Zink 46, 47.
 Zinkchlorid 47.
 Zinkkarbonat 46, 47.
 Zinkvitriol 17.
 Zinkweiß 47.
 Zinnober 10.
 Zucker 51.
 Zuckergärung 51.
 Zuckerkohle 2.
 Zwischenfüllung von
 Decken 56, 57.



II-351724

Aus Natur und Geist

Jeder Band geheftet M. 1.—, in Leinwand geb. M. 1.25.

Das Eisenhüttenwesen. Von Geh. Bergrat Prof. Dr. H. Wedding. 3. Auflage. Mit 15 Figuren im Text.

Schildert in gemeinschaftlicher Weise, wie Eisen, das unentbehrlichste Metall, erzeugt und in seine Gebrauchsformen gebracht wird. Besonders wird der Hochofenprozess nach seinen chemischen, physikalischen und geologischen Grundlagen geschildert, die Erzeugung der verschiedenen Eisensorten und die dabei in Betracht kommenden Prozesse erörtert.

Die Metalle. Von Prof. Dr. K. Scheid. 2. Auflage. Mit 16 Abbildungen.

Behandelt die für Kulturleben und Industrie wichtigen Metalle, schildert die metamorphe Bildung der Erze, die Gewinnung der Metalle aus den Erzen, das Hüttenwesen mit seinen verschiedenen Systemen, die Fundorte der Metalle, ihre Eigenschaften und Verwendung unter Angabe historischer, kulturgeschichtlicher und statistischer Daten sowie die Verarbeitung der Metalle.

Hebezeuge. Das Heben fester, flüssiger und luftförmiger Körper. Von Professor R. Vater. Mit 67 Abbildungen im Text.

Will, ohne umfangreiche Kenntnisse auf dem Gebiet der Mechanik vorauszusetzen, an der Hand zahlreicher einfacher Skizzen das Verständnis für die Wirkung der Hebezeuge einem weiteren Kreise zugänglich machen. So werden die Hebe-Vorrichtungen fester, flüssiger und luftförmiger Körper nach dem neuesten Stand der Technik einer ausführlichen Betrachtung unterzogen, wobei wichtigere Abschnitte, wie: Hebel und schiefe Ebene, Druckwasserhebevorrichtung, Zentrifugalpumpen, Gebläse u.w. besonders eingehend behandelt sind.

Dampf und Dampfmaschine. Von Professor R. Vater. Mit 44 Abbildungen.

Schildert die inneren Vorgänge im Dampfzylinder und namentlich im Zylinder der Dampfmaschine, um so ein richtiges Verständnis des Wesens der Dampfmaschine und der in der Dampfmaschine sich abspielenden Vorgänge zu ermöglichen.

Neuere Fortschritte auf dem Gebiete der Wärmekraftmaschinen. Von Professor R. Vater. Mit 48 Abb.

Ohne den Streit, ob „Lokomobile oder Sauggasmaschine“, „Dampfturbine oder Großgasmaschine“, entscheiden zu wollen, behandelt Verfasser die einzelnen Maschinengattungen mit Rücksicht auf ihre Vorteile und Nachteile, wobei im zweiten Teil der Versuch unternommen ist, eine möglichst einfache und leichtverständliche Einführung in die Theorie und den Bau der Dampfturbine zu geben.

Grundlagen der Elektrotechnik. Von Dr. Rud. Blochmann. Mit 128 Abbildungen im Text.

Eine durch lehrreiche Abbildungen unterstützte Darstellung der elektrischen Erscheinungen, ihrer Grundgesetze und ihrer Beziehungen zum Magnetismus, sowie eine Einführung in das Verständnis der zahl-

reichen praktischen Anwendungen der Elektrizität in den Maschinen zur Kräfteerzeugung, wie in der elektrischen Beleuchtung und in der Chemie.

Die Beleuchtungsarten der Gegenwart. Von Dr. phil. Wilhelm Bräusch. Mit 155 Abbildungen im Text.

Gibt einen Überblick über ein gewaltiges Arbeitsfeld deutscher Technik und Wissenschaft, indem die technischen und wissenschaftlichen Bedingungen für die Herstellung einer wirtschaftlichen Lichtquelle und die Methoden für die Beurteilung ihres wirtlichen Wertes für den Verbraucher, die einzelnen Beleuchtungsarten sowohl hinsichtlich ihrer physikalischen und chemischen Grundlagen als auch ihrer Technik und Herstellung behandelt werden.

Die deutschen Volksstämme und Landschaften. Von Prof. Dr. O. Weise. 3. Auflage. Mit 29 Abbildungen.

Schildert, durch eine gute Auswahl von Städte-, Landschafts- und anderen Bildern unterstützt, die Eigenart der deutschen Gauen und Stämme, die charakteristischen Eigentümlichkeiten der Landschaft, den Einfluss auf das Temperament und die geistige Anlage der Menschen, die Leistungen hervorragender, Männer, Sitten und Gebräuche, Sagen und Märchen, Besonderheiten in der Sprache und Hauseinrichtung u. a. m.

Das deutsche Handwerk in seiner kulturgeschichtlichen Entwicklung. Von Direktor Dr. Ed. Otto. 3. Auflage. Mit 27 Abbildungen auf 8 Tafeln.

Eine Darstellung der Entwicklung des deutschen Handwerks bis in die neueste Zeit, der großen Umwälzung aller wirtschaftlichen Verhältnisse im Zeitalter der Eisenbahnen und Dampfmaschinen und der Handwerkerbewegungen des 19. Jahrhundert, wie des älteren Handwerkslebens, seiner Sitten, Bräuche und Dichtung.

Der deutsche Wald. Von Professor Dr. Hans Hausrath. Mit 15 Textabbildungen und 2 Karten.

Schildert unter Berücksichtigung der geschichtlichen Entwicklung die Lebensbedingungen und den Zustand unseres deutschen Waldes, die Verwendung seiner Erzeugnisse, sowie seine günstige Einwirkung auf Klima, Fruchtbarkeit, Sicherheit und Gesundheit des Landes und erörtert zum Schluß die Pflege des Waldes und die Aufgaben seiner Eigentümer, ein Büchlein also für jeden Waldfreund.

Grundzüge des Versicherungswesens. Von Professor Dr. A. Manes.

Behandelt sowohl die Stellung der Versicherung im Wirtschaftsleben, die Entwicklung der Versicherung, die Organisation ihrer Unternehmungsformen, den Geschäftsgang eines Versicherungsbetriebes, die Versicherungspolitik, das Versicherungsvertragsrecht und die Versicherungswissenschaft als auch die einzelnen Zweige der Versicherung, wie Lebens-, Unfall-, Haftpflicht-, Transport-, Feuer-, Hagel-, Diebstahlversicherung und die Rückversicherung.

Ausführlicher illustrierter

Biblioteka Politechniki Krakowskiej

vom Verlag.



10000299252