

6
8,5

Chemie für Hausfrauen

sowie zum

Gebrauch an Haushaltungsschulen

bearbeitet von

Dr. Gustav Luff

K. Reallehrer in München

✻ Mit 129 Abbildungen ✻

Stuttgart :: Fr. Grub Verlag

1909

Vorwort.

Das vorliegende Büchlein ist aus Vorträgen entstanden, die der Verfasser seit Oktober 1907 vor den Praktikantinnen und Seminaristinnen der Koch- und Haushaltungsschule des Frauenvereins „Arbeiterinnenheim“ zu halten die Ehre hatte. Es will in gedrängter Form die Bedeutung der Chemie in der Haushaltung schildern. Dabei mußten in einigen Kapiteln die Grenzgebiete der Chemie, in anderen auch die einschlägige Technik zu Worte kommen.

Da das Büchlein sowohl der Hausfrau, als auch der Haushaltungslehrerin dienen will, so mußte auch die chemische Zeichensprache Anwendung finden. Jene Leserinnen, welche für diese theoretischen Kapitel keine Neigung verspüren, mögen die betreffenden Stellen einfach übergehen. Von der Beigabe einer Nahrungsmitteltafel und von der Ausführung anschließender Berechnungen des täglichen Kostmaßes, sowie des Nähr- und Geldwertes der Nahrungsmittel wurde abgesehen, da diese Gegenstände in anderen einschlägigen Büchern eingehend behandelt sind und im praktischen Haushalte fast keine Anwendung finden.

Durch dankenswertes Entgegenkommen vieler Firmen und durch Cyfermiltigkeit des Verlages konnte das Büchlein mit sehr vielen Abbildungen ausgestattet werden. Möchte es sich viele Freundinnen erwerben.

München, im Januar 1909.

Der Verfasser.

Inhalt.

	Seite
Vorwort	III
Inhalt	V
Einleitung	1
Tabelle der wichtigeren Elemente	3

A. Anorganische Chemie.

a) Nichtmetalle.

1. Sauerstoff	5
Ozon	7
Chemische Zeichensprache	8
Säuren, Basen, Salze	8
2. Wasserstoff	11
Wasser	13
Wasserstoffsuperoxyd	17
Luft	18
3. Stickstoff	21
Salpetersäure	21
Ammoniak	22
Kreislauf des Stickstoffes	24
Ammoniumsalze	25
4. Kohlenstoff	26
Steinöl	26
5. Brom	28
6. Jod	28
Salzsäure	28
7. Schwefel	29
Verbindungen des Schwefels	29
8. Silizium	31
Wasserglas	32
9. Phosphor	33
Phosphorsäure	34

b) Metalle.

Seite

I. Leichtmetalle.

1. Natrium	35
2. Natrium	36
3. Ammonium	39
4. Calcium	40
Glas	41
5. Magnesium	44
6. Aluminium	44
Keramit	46
Zement	47

II. Schwermetalle.

7. Eisen	47
8. Mangan	48
9. Kobalt	48
10. Nickel	48
11. Zink	49
12. Blei	49
13. Zinn	49
14. Kupfer	50
15. Quecksilber	51
16. Silber	51
17. Gold	52
18. Platin	53

B. Organische Chemie.

1. Kohlenstoff.

Diamant	54
Graphit	55
Kohlen	56
Petroleum	56
Leuchtgas	58

2. Verbindungen des Kohlenstoffes.

1. Dwyde: Kohlenoxyd, Kohlenbioxyd	60
2. Kohlenwasserstoffe: a) Petroleum, b) Benzin, Paraffin, Baselin, c) Naphthalin, d) Azethylen	64
Beleuchtung	65
Beleuchtungsarten: Leuchtgas, Petroleum, Petroleumglühlicht, Elek- trisches Licht, Azethylenlicht, Spiritusglühlicht	67

Seite

Beheizung	73
Heizen: a) Kachelöfen, b) Eisene Öfen, c) Gasheizöfen, d) Spiritus- heizöfen, e) Zentralheizung	75
Kochen: a) Feuerherde, b) Gasherde, c) Spiritusherde	92

3. Verbindungen von Kohlenstoff mit Wasserstoff
und Sauerstoff.

a) Kohlenhydrate	100
Stärke	100
Müllerei	103
Flachsbereitung	106
Zuckerarten	109
b) Alkohole	110
Gärungsgewerbe	111
c) Säuren	112
Konservierung	114
Besondere Konservierungsmethoden	118
d) Fette	119
Seifengewinnung	119

4. Verbindungen von Kohlenstoff mit Wasserstoff,
Sauerstoff und Stickstoff.

a) Leimsubstanzen	120
b) Alkaloide	121

5. Verbindungen von Kohlenstoff mit H, O,
N und S.

Eiweißkörper	121
Verdauungsvorgänge	123
Alphabetisches Sachregister	125

Einleitung.

Mit der Natur und den Naturkörpern beschäftigen sich mehrere Wissenschaften. In die lebenden Naturkörper teilen sich hauptsächlich **Botanik** und **Zoologie**, in die leblosen vorwiegend **Physik** und **Chemie**. Die ersteren beschreiben die Tiere und Pflanzen, die letzteren

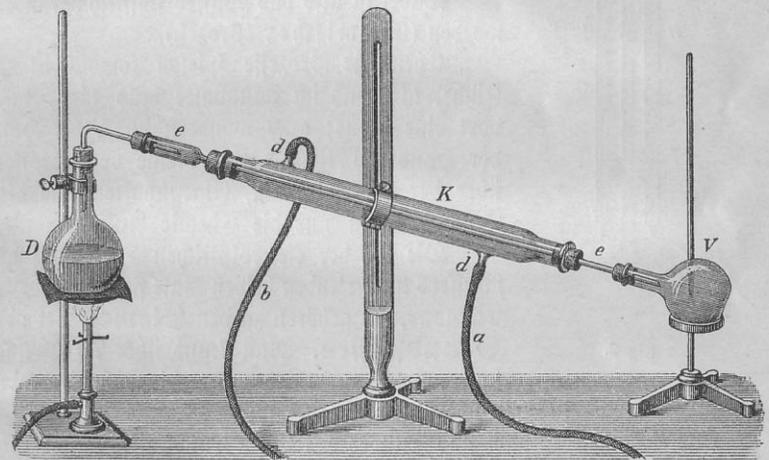


Fig. 1.

setzen die Naturkörper Einwirkungen und Kräften aus, unter deren Einflüssen sie entweder nur andere Zustände annehmen: Zustand der Ruhe, der Bewegung, elektrischer, magnetischer Zustand (Physik), oder auch stofflich verändert werden (Chemie).

Versuch a. Wasser wird in D erwärmt (Fig. 1).

Seine Temperatur nimmt zu und bleibt bei 100° C konstant. Bei dieser Temperatur siedet das Wasser und geht in Dampf über; durch Abkühlung wird der Dampf wieder zu flüssigem Wasser, welches bei e in den Kolben v tropft.

Dabei hat das Wasser nur Zustandsänderungen erlitten (Physikalischer Prozeß).

Versuch b. Schwach angesäuertes Wasser wird in bestehendem Apparate (Fig. 2) der Einwirkung des elektrischen Stromes unterworfen.

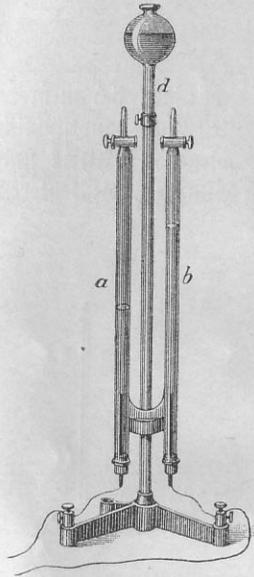


Fig. 2.

Dabei zerfällt es in zwei farblose Gase. Das eine, in doppelter Menge entstandene, brennt mit bläulicher Flamme: **Wasserstoff**. Das andere brennt selbst nicht, bringt aber einen glimmenden Span zum Entflammen: **Sauerstoff**.

Dabei ist also das Wasser stofflich verändert worden (Chemischer Prozeß).

Chemische Prozesse spielen sowohl in der Küche, als auch im Haushalte bald hier, bald dort eine Rolle; auch wandern durch die Hand der Hausfrau täglich eine Reihe von Stoffen, über deren Gewinnung, Eigenschaften und Anwendung eben nur die Chemie Aufschluß gibt.

Die bei der elektrolytischen Zersetzung des Wassers auftretenden beiden Gase sind nicht weiter zerlegbar, sie gehören zu den **Elementen** oder **Grundstoffen**. Man kennt über 70 Grundstoffe, von denen aber nur die nebenstehenden

für den Haushalt in Betracht kommen (s. Tabelle S. 3).

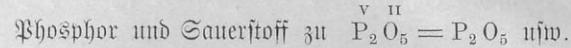
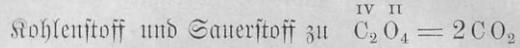
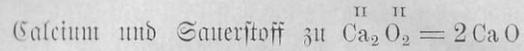
Alle irdischen Stoffe sind entweder selbst Grundstoffe, z. B. das Eisen, oder sind aus mehreren Grundstoffen zusammengesetzt, z. B. das Wasser aus Wasserstoff und Sauerstoff. (Chemische Verbindungen.) Der Chemiker bezeichnet jeden Grundstoff durch sein **Symbol** und drückt die Zusammensetzung der chemischen Verbindungen durch Nebeneinanderschreiben der Symbole der Bestandteile aus, z. B. NaCl Chlor-natrium oder Kochsalz. Das Symbol bedeutet zugleich ein kleinstes Teilchen oder ein Atom des betreffenden Grundstoffes. Die Grundstoffe verbinden sich aber nicht immer im Verhältnis 1 : 1 (ein Atom des einen

mit einem Atom des anderen Grundstoffes). Aufschluß über die Zahl der sich verbindenden Atome gibt die Wertigkeit der Grundstoffe, die man mit römischen Ziffern über die Symbole schreibt, z. B. Na^I, Cl^I,

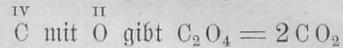
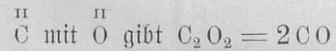
Tabelle der wichtigeren Elemente.

Name	Symbol	Name	Symbol
Aluminium	Al ^{III}	Natrium	Na ^I
Blei	Pb ^{II}	Nickel	Ni ^{II}
Brom	Br ^I	Phosphor	P ^{III, V}
Calcium	Ca ^{II}	Platin	Pt ^{IV}
Chlor	Cl ^I	Quecksilber	Hg ^{II}
Eisen	Fe ^{II, III}	Sauerstoff	O ^{II}
Gold	Au ^{III}	Schwefel	S ^{II, IV, VI}
Jod	J ^I	Silber	Ag ^I
Kalium	K ^I	Silizium	Si ^{IV}
Kobalt	Co ^{II}	Stickstoff	N ^{III, V}
Kohlenstoff	C ^{II, IV}	Wasserstoff	H ^I
Kupfer	Cu ^{II}	Zink	Zn ^{II}
Magnesium	Mg ^{II}	Zinn	Sn ^{IV}
Mangan	Mn ^{II}		

H^I, O^{II}, Ca^{II}. Wertigkeit ist die Zahl der Anziehungskräfte, mit denen ein Atom eines Elementes ausgerüstet ist. Will man z. B. die Zusammensetzung (chemische Formel) des Wassers ausdrücken, so schreibt man die Symbole der beiden Bestandteile samt ihrer Wertigkeit nebeneinander und vertauscht die Wertigkeiten: H^I und O^{II} geben die Formel H₂O^{I II}. Dergleichen ergibt sich die Zusammensetzung einer Verbindung zwischen:



Da einige Elemente eine wechselnde Wertigkeit besitzen (s. Tabelle: Fe, C, P, S, N), so können sie mit einem anderen Grundstoffe mehr als eine Verbindung bilden; z. B.:



Unsere Aufgabe wird sein, die wichtigsten für den Haushalt in Betracht kommenden Grundstoffe samt ihren hauptsächlichsten Verbindungen kennen zu lernen und zwar werden wir in der unorganischen Chemie erst die nicht metallischen, dann die metallischen Elemente betrachten, während wir in der organischen Chemie nur vom Elemente Kohlenstoff und seinen wichtigen Verbindungen hören werden.

A. Unorganische Chemie.

a) Nichtmetalle.

1. Sauerstoff $\overset{\text{II}}{\text{O}}$.

Der Sauerstoff findet sich im freien Zustande in der Luft. 1 l Luft enthält $\frac{1}{5}$ l Sauerstoff und $\frac{4}{5}$ l Stickstoff. Außerdem ist $\overset{\text{II}}{\text{O}}$ chemisch gebunden im Wasser enthalten und da das Wasser $\frac{3}{4}$ des Erdballes be-

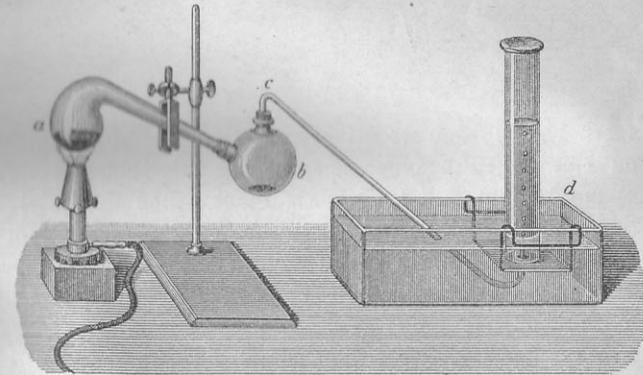


Fig. 3.

deckt, so erscheint es begreiflich, daß der Sauerstoff der verbreitetste aller Grundstoffe ist.

Man erhitzt im beistehenden Apparate 6 g chlorsaures Kalium mit der gleichen Menge Braunstein vermischt und fängt das sich entwickelnde Gas in $\frac{1}{4}$ l fassenden Zylindern unter Wasser auf (Fig. 3).

Man wird leicht 5 Zylinder mit dem Gase füllen können.

In den ersten Zylinder bringt man einen glimmenden Span: er entzündet sich.

In den zweiten Zylinder bringt man ein brennendes Licht: es brennt mit hellerem Glanze.

In den dritten Zylinder führt man ein kleines eisernes gestieltes Pfännchen mit brennendem Schwefel ein (Fig. 4). Der Schwefel verbrennt mit milchem blauen Licht zu einem erstickend riechenden Gase, welches, wie die Säuren, blaues Lackmuspapier rötet.

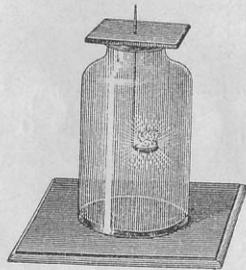


Fig. 4.

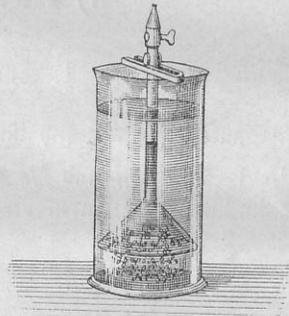


Fig. 5.

In den vierten Zylinder bringt man ein Stückchen glühende Holzkohle, an einem eisernen Haken hängend und mit Zunder versehen: sie verbrennt mit weißem, hell leuchtendem Lichte. Das sich dabei bildende Gas (Kohlensäure) rötet Lackmus nur schwach und gibt mit filtriertem Kalkwasser eine Trübung von kohlensaurem Kalk. Dieselbe Trübung entsteht, wenn man die Atmungsluft in das klare Kalkwasser bläst: wir atmen Kohlensäure aus.

In den fünften Zylinder führen wir ein Stückchen Natrium ein, das in einem eisernen, mit Stiel versehenen Pfännchen vorher tüchtig erhitzt worden war: es verbrennt mit gelbem Lichte zu einem weißen, das Pfännchen erfüllenden Körper, der feuchtes Lackmuspapier blau färbt.

Endlich hat man einige Tage vorher einen Zylinder mit Wasser gefüllt, einige grüne Wasserpflanzen hineingebracht, einen Trichter zu deren Bedeckung eingesenkt, dessen Rohranfang in einem Hahne endigt und das Ganze an die Sonne gestellt (Fig. 5). Das im Trichter angesammelte Gas bringt einen glimmenden Span zur Entzündung, ist also Sauerstoff.

Daraus schließen wir folgendes:

Sauerstoff ist ein farbloses Gas, welches selbst nicht brennt, aber die Verbrennung anderer Körper bewirkt und unterhält. In der Luft, dem Stickstoff beigemischt, veranlaßt er die Verbrennung und ermöglicht die Atmung des Menschen und der Tiere. Jede Verbrennung ist eine Verbindung des brennenden Körpers mit Sauerstoff zu einem Oxide. Die meisten Metalle, ausgenommen die Edelmetalle, oxydieren sich an der Luft. Die Tiere (auch der Mensch) atmen Sauerstoff ein und Kohlensäure aus. Dadurch würde der Sauerstoff der Luft allmählich verbraucht und dafür an seine Stelle die ungesunde, selbst giftige Kohlensäure gesetzt, wenn nicht die Pflanzen die Kohlensäure ein- und dafür Sauerstoff ausatmen würden. Man hat dem Sauerstoff, dem Unterhalter von Atmung und Verbrennung, irrtümlich auch noch andere Wirkungen zugeschrieben, die sich jetzt als Pilz- und Bakterienwirkungen herausgestellt haben (Selbstentzündung von feuchten organischen Gegenständen, Ranzigwerden der Butter, Verderbnis und Fäulnis von Nahrungsmitteln etc.; siehe darüber bei Gärung, Säuerung, Konservierung).

Ozon O₃.

Bei gewissen Einwirkungen nimmt der in der Luft enthaltene Sauerstoff etwas andere Eigenschaften an und geht in Ozon über.

Ozon entsteht:

1. Wenn der Blitz durch die Luft schlägt: bei Gewittern und bei Entladungen der Elektrifiziermaschine.

2. Bei der allmählichen Verdampfung des Wassers (Salinen, Rasenbleiche, Seeluft). Da alle Pflanzen durch ihre Spaltöffnungen mausgesetzt Wasser verdunsten, so ist die Luft in waldbreichen Gegenden besonders ozonreich.

Das Ozon ist eine Modifikation des Sauerstoffes und steht zum Sauerstoffe in dem gleichen Verhältnisse, wie der Graphit zum Diamanten, oder wie der giftige gelbe Phosphor zum ungiftigen roten. Das Ozon besitzt einen durchdringenden Geruch, oxydiert viel stärker als Sauerstoff, tötet Pilze und Bakterien und wirkt bleichend.

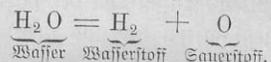
Ozon dient zum Bleichen der Wäsche und des Garns (die auf dem Rasen gebleichte Wäsche zeigt deutlich den phosphorartigen Geruch des Ozons) und zum Keimfreimachen (Ozonisieren) des Trinkwassers.

Chemische Zeichensprache.

Bereits früher wurde die Bedeutung der Symbole und der Wertigkeit berührt und gezeigt, wie die letztere dazu dienen kann, die Formel einer aus 2 Elementen bestehenden chemischen Verbindung zu ermitteln. Das dort geschilderte Verfahren der Vertauschung der Wertigkeiten entspricht ganz und gar dem Gleichnamigmachen von Brüchen, wovon wir beim Rechnen Gebrauch machen. Es ist darin begründet, daß sich bei der Verbindung zweier Elemente auch die Wertigkeitskräfte gegenseitig binden. Das setzt voraus, daß dieselben in gleicher Zahl vorhanden sind und das ist z. B. bei der Verbindung von Al mit O eben nur dann der Fall, wenn zwei Aluminiumatome mit ihren 6 Wertigkeiten den 6 Wertigkeiten von drei Sauerstoffatomen gegenüberstehen:

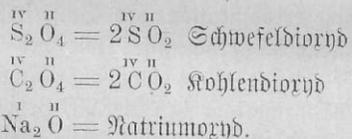


Für jeden Prozeß stellt der Chemiker eine chemische Gleichung auf. Diese enthält auf der linken Seite die angewendeten oder aufeinander wirkenden, auf der rechten Seite die neu entstandenen Stoffe und zwar immer in Gestalt ihrer Symbole oder Formeln. Die elektrische Wasserzerlegung wird daher durch folgende einfache Gleichung ausgedrückt:



Säuren, Basen, Salze.

Wir erinnern uns, daß wir früher einige Elemente in Sauerstoff verbrannt haben. Es entstanden dabei die Sauerstoffverbindungen (Oxyde) der betr. Grundstoffe, nämlich



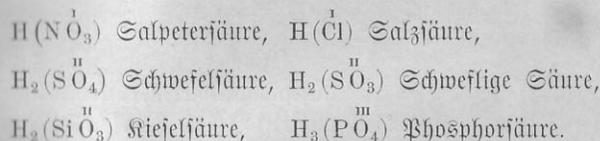
Bei Gegenwart von Wasser lösen sich diese Oxyde ganz oder zum Teil auf und diese Lösungen, welche chemische Verbindungen des Oxydes mit dem Wasser vorstellen, färben das Lackmuspapier rot bezw. blau. Rot färben die Säuren, blau die Basen. Kohlenstoff und Schwefel liefern also beim Verbrennen und nachherigen Auflösen in Wasser Säuren,

Natrium liefert ebenso behandelt eine Basis. Wir wollen nun diese Prozesse erst beim Kohlenstoff und dann beim Natrium genauer verfolgen:

C gibt beim Verbrennen in dem O . . . $\overset{\text{IV}}{\text{C}} \overset{\text{II}}{\text{O}}_2$ Kohlendioxyd.



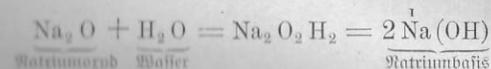
Andere Säuren sind:



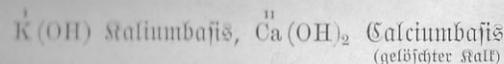
Aus diesen Säureformeln folgt:

Säuren sind chemische Verbindungen von Wasserstoff mit einem verschieden zusammengesetzten Säurerest, der soviel wertig ist, als H-Atome damit verbunden sind. Sie schmecken im verdünnten Zustande sauer wie Essig und ihre wässerigen Lösungen färben Lackmus rot.

Natrium Na liefert beim Verbrennen in O das Natriumoxyd $\overset{\text{I}}{\text{Na}}_2 \overset{\text{II}}{\text{O}}$; dieses löst sich in Wasser zu einer Basis:



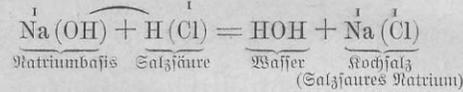
Andere Basen sind:



Daraus folgt: Basen sind chemische Verbindungen von Metall mit so vielen (OH oder) Hydroxylgruppen, als das Metall wertig ist.

Nun lassen wir eine Säure (Salzsäure) und eine Basis (NaOH) aufeinanderwirken, indem wir uns des umstehenden Apparates bedienen (Fig. 6). Wir lassen die Flüssigkeiten in eine Porzellschale fließen und rühren den mit etwas Lackmulslösung gefärbten Inhalt der Schale mit dem Glasstabe fleißig durch. Überwiegt die Salzsäure, so ist der Schaleninhalt rot, überwiegt die Natriumbasis, so ist er blau gefärbt. Haben wir es durch tropfenweisen Zusatz der Säure bezw. der Basis dahin gebracht, daß die Flüssigkeit ein neutrales Violett zeigt und ein Tropfen Säure roten, ein Tropfen Basis blauen Farbenmischlag bewirkt, so

filtrieren wir die Lösung in eine andere Schale und dampfen sie auf dem Wasserbade ein. Wir erhalten dann als Rückstand eine weiße Salzmasse (Kochsalz), die genau wie Kochsalz schmeckt, in Wasser löslich ist und Lackmus nicht verfärbt. Dieses Salz hat sich aus der Salzsäure und der Natriumbasis auf folgende Weise gebildet:



Zunmer, wenn Säuren und Basen aufeinanderwirken, entstehen unter Wasserantritt Salze. Salze sind chemische Verbindungen von Metall mit Säurerest unter Berücksichtigung der Wertigkeiten der beiden Bestandteile. Dieser Zusammensetzung entsprechend ist auch der Name der Salze aus dem Namen der Säure und dem Metalle der Basis gebildet. Will man die Formel eines Salzes feststellen, so schreibt man das Metall und den Säurerest samt den zugehörigen Wertigkeiten nebeneinander und vertauscht die Wertigkeiten, z. B.:

- | | |
|--|---|
| $\overset{1}{\text{Na}}\overset{1}{\text{Cl}}$ | Salzsaures Natrium
(Kochsalz) |
| $\overset{2}{\text{Ca}}(\overset{1}{\text{NO}_3})_2$ | Salpetersaures Calcium
(Mauerfalpete) |
| $\overset{1}{\text{Na}}(\overset{1}{\text{NO}_3})$ | Salpetersaures Natrium
(Salpete) |
| $\overset{2}{\text{Na}_2}(\overset{2}{\text{SO}_4})$ | Schwefelsaures Natrium
(Glaubersalz) |
| $\overset{2}{\text{Ca}}(\overset{2}{\text{SO}_4})$ | Schwefelsaures Calcium
(Gips) |
| $\overset{2}{\text{Na}_2}(\overset{2}{\text{CO}_3})$ | Kohlensaures Natrium
(Soda) |
| $\overset{2}{\text{Ca}}(\overset{2}{\text{CO}_3})$ | Kohlensaures Calcium
(Kalkstein, Marmor) |
| $\overset{2}{\text{Na}_2}(\overset{2}{\text{SiO}_3})$ | Kieselsaures Natrium
(Wasserglas) |
| $\overset{3}{\text{Na}_3}(\overset{3}{\text{PO}_4})$ | Phosphorsaures Natrium |
| $\overset{3}{\text{Ca}_3}(\overset{3}{\text{PO}_4})_2$ | Phosphorsaures Calcium. |

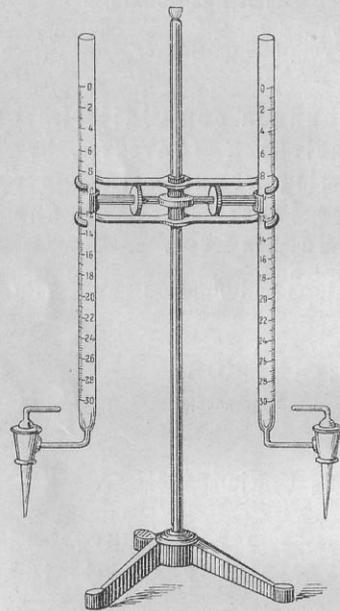


Fig. 6.

2. Wasserstoff $\overset{1}{\text{H}}$.

Im freien Zustande kommt der $\overset{1}{\text{H}}$ nicht in der Natur vor. Chemisch verbunden findet er sich im Wasser ($\overset{1}{\text{H}_2}\overset{1}{\text{O}}$) und in solchen zusammengesetzten Körpern, die mit einer Flamme verbrennen.

Außer durch Elektrolyse des Wassers wird $\overset{1}{\text{H}}$ noch durch Einwirkung von verdünnter Schwefelsäure auf Zink gewonnen (s. Fig. 7; diese stammt aus Riidorff-Lüpfke, Chemie; Verlag von G. W. Müller, Berlin).

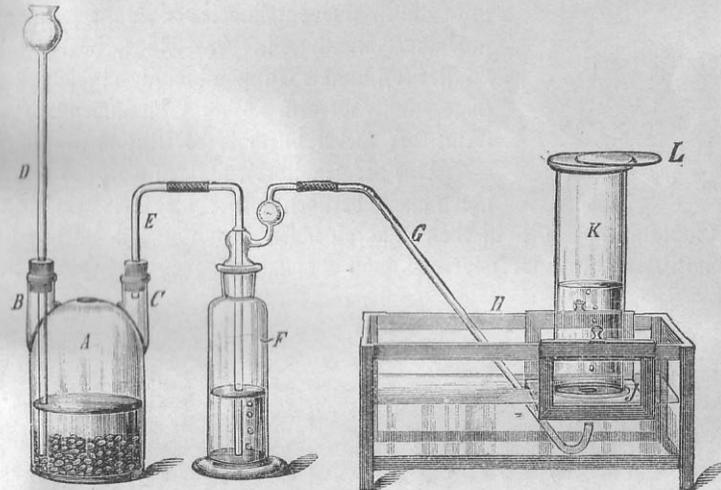
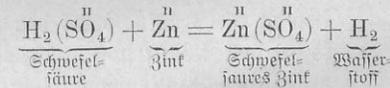


Fig. 7.

In der Wulffischen Flasche A befindet sich Zink in kleinen Stücken. Durch das Trichterrohr D gießt man die erkaltete Mischung von 1 Volumteil englischer Schwefelsäure und 10 Volumteilen Wasser ein. Der sich entwickelnde Wasserstoff kann in der Flasche F (die aber nicht unbedingt notwendig ist) gewaschen und in der Wanne H unter Wasser aufgefangen werden.

Der Wasserstoff ist ein farbloses, nicht atembares Gas, welches mit bläulicher Flamme zu Wasser verbrennt. Mit Luft oder Sauerstoff

gemischt und an die Flamme gebracht explodiert er heftig (Knallgas). Er darf daher erst dann entzündet werden, wenn er in einem kleinen Gläschen aufgefangen und der Flamme genähert fast ohne Geräusch ruhig verbrennt. Er entzündet sich ebenso wie Leuchtgas von selbst, wenn man ihn auf fein verteiltes Platin (Platinschwamm) strömen läßt. Hierauf beruht das Feuerzeug von Döbereiner, welches, 1823 entdeckt, vor Erfindung der Zündhölzer im Gebrauche war (Fig. 8). Drückt man den schwach gebogenen Hebel am Deckel zur Seite, so strömt Wasserstoff aus einer feinen Düse gegen den Platinschwamm Pt. Dieser kommt ins Glühen und entzündet den Wasserstoff unter schwachem Knall. An der kleinen, horizontalen Wasserstoffflamme kann alsdann ein Span zc. angebraunt werden. Das Flämmchen erlischt, wenn der Hebel durch Federkraft zurückschnellt.

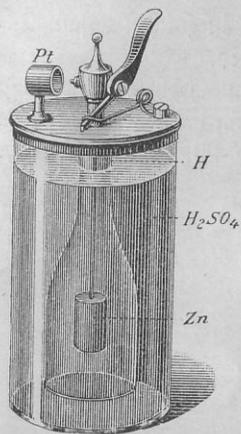


Fig. 8.

Auf der geschilderten Eigenschaft des Platinschwammes beruhen ferner die Selbstzünder für die Gaslampen. Die in den nachfolgenden Abbildungen dargestellten automatischen Anzündler werden von der chem. Fabrik „Zündnelke“



Fig. 9.

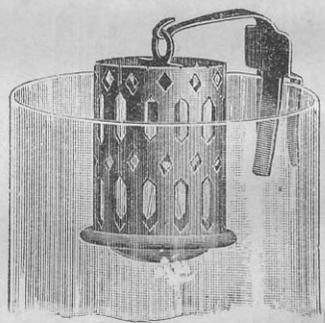


Fig. 10.

Berlin hergestellt und sind entweder zum Aufsetzen auf den Zylinder eingerichtet und bleiben dann dauernd an diesem Platze (Fig. 9 und 10) oder sie haben einen aufklappbaren Deckel (Fig. 11), der beim Anzünden in die Höhe schnellt. Auch an längeren Sträben befestigte Anzündler

sind im Gebrauche (Fig. 12), ja es gibt sogar selbstzündende Glühstrümpfe (Fig. 13) und selbstzündende Zylinder.

Der Wasserstoff ist das leichteste aller Gase. Hat man daher unter Wasser zwei gleiche Zylinder mit ihm gefüllt und hält den einen mit der Mündung nach oben, den andern mit der Öffnung nach unten, so ist schon nach einigen Sekunden der Wasserstoff aus dem ersten Zylinder entwichen, während er im zweiten noch ziemlich lange nachweisbar ist. Aus demselben Grunde steigen mit H gefüllte Ballons in die Höhe. Er findet hauptsächlich Anwendung zum Füllen der Luftballons.

Von den Wasserstoffverbindungen ist am wichtigsten

Das Wasser H_2O .

Dasselbe findet sich fest, flüchtig und gasförmig in der Natur. Festes Wasser (Eis) tritt uns in der winterlichen Eisdede, ferner als Hagel, Schnee, Gletschereis, Eisberg entgegen. Flüssiges Wasser bildet als Oberflächenwasser Bäche,

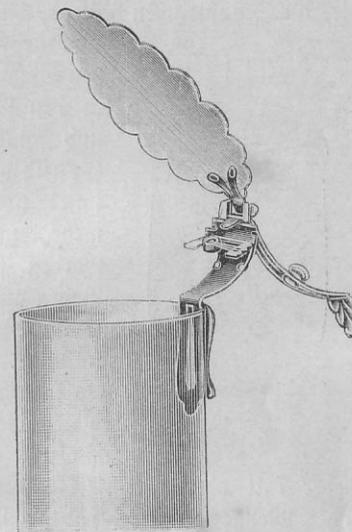


Fig. 11.



Fig. 12.

Flüsse, Seen und Meere. Solches Oberflächenwasser ist unrein, enthält Salze gelöst, ist nach Stürmen, Regengüssen, Schneeschmelzen durch Tonchlamm lehmig getrübt und reichlich mit Pilzen, besonders Bakterien, beladen. Es verdampft an seiner Oberfläche und bildet

Wolken, die als Regen wieder zu Boden fallen. Regenwasser ist chemisch rein (destilliert), enthält aber zahlreiche Pilze und Bakterien, die, an Staubteilchen haftend, durch den Regen zu Boden gerissen wurden.

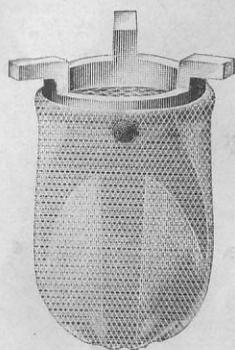


Fig. 13.

Der größte Teil des Regenwassers fließt wieder den Bächen und Flüssen zu, ein kleiner Teil sickert in den Boden ein, wird durch denselben filtriert und sammelt sich in einer gewissen Tiefe als Grundwasser an. Grundwasser enthält daher unter normalen Verhältnissen keine Organismen mehr, weil diese vom Erdbreich zurückgehalten worden sind. Es hat aber Salze aus dem Boden aufgelöst, namentlich kohlensaures Calcium und schwefelsaures Calcium. Ist der Boden sehr kalkreich, so wird auch das Grundwasser viel Kalk enthalten, also sehr hart sein.

Ein besonderes Vorkommen des flüssigen Wassers bilden die Mineralwässer, die entweder kalt oder warm (Thermen) sind und bestimmte Stoffe in ziemlicher Menge aufgelöst haben: Bitterwässer enthalten schwefelsaures Magnesium (Bittersalz), Sauerlinge sind reich an gelöster Kohlensäure, Stahlwässer an kohlensaurem Eisen.

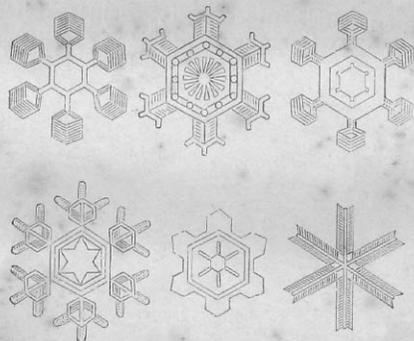


Fig. 14. Schneekristalle.

Chemisch reines Wasser, welches jedoch nur in den Apotheken und chemischen Laboratorien Verwendung findet, kann durch Destillation gewonnen werden. Trink- und Gebrauchswasser für den Haushalt

wird aus Grund- oder Quellwasser* und, wo dieses nicht zur Verfügung steht, aus Oberflächenwasser gewonnen.

a) Die Wasserversorgung aus Grundwasser geschieht durch Aoffung einer Quelle oder Anlage eines Brunnens. Man unterscheidet gegrabene und geschlagene oder Röhren- bezw. abessynische Brunnen. Bei den letzteren werden Eisenrohre in den Boden getrieben und oben eine Pumpvorrichtung angebracht, welche zwar wenig, aber in der Regel gutes Brunnenwasser liefert. Die in Fig. 15 dargestellte Abbildung eines Röhrenbrunnens stammt aus dem „Gesundheitsbüchlein“, Verlag von Jul. Springer, Berlin. Auch der gewöhnliche oder gegrabene Brunnen wird ge-
sundes Wasser geben, wenn durch richtige Anlage und Wartung die nachträgliche Verunreinigung des an und für sich keimfreien Grundwassers vermieden wird. Dies geschieht, wenn die Brunnenanlage folgenden Anforderungen entspricht:

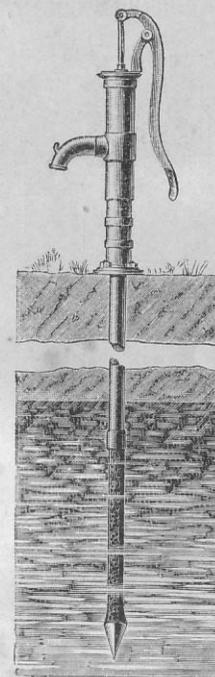


Fig. 15.

1. Die Brunnenanlage geschehe am höchsten Orte des Anwesens, damit das Gefälle vom Brunnen wegführt.
2. Der Brunnenbranz sei etwas über das Terrain erhöht und oben staubdicht abgedeckt, ebenso das Brunnenhaus.
3. Der Brunnenschacht sei bis auf den Wasserspiegel mit Zement aufgemauert, der gegen von außen eindringendes Schmutzwasser undurchlässig ist.
4. Das Abflußrohr soll nicht durch den Schacht geführt, Abort- und Dungstätten sollen nur in großer Entfernung vom Brunnen angelegt und geduldet werden.

b) Bei Wasserversorgung aus Oberflächenwasser muß letzteres filtriert werden. Hierzu eignen sich nur solche Filter, welche das unreine Wasser nicht mit Gewalt durch das Filter pressen, sondern es

* Quellwasser ist in den Boden eingedrungenes Regenwasser, welches an einer tiefer gelegenen Stelle von selbst zutage tritt. Es entspricht in seiner Reinheit und allen übrigen Eigenschaften dem Grundwasser.

von selbst hindurchsickern lassen, und den im Erdboden vor sich gehenden Prozeß der natürlichen Filtration möglichst nachahmen. Das sind besonders die Sandfilter, welche 1—2 m hohe Erdschichten darstellen, oben feinsten Sand, dann Kies und unten grobe Steine enthalten. Man läßt das unreine Wasser ca. 1/2 m über dem Filter stehen und gewinnt so genügende Mengen eines zwar nicht ganz, aber genügend reinen Trinkwassers (Berlin, Hamburg). Die aus Ton, Kieselgur, Asbest zc. bestehenden Kleinfilter, die an die Wasserleitungen geschraubt werden können

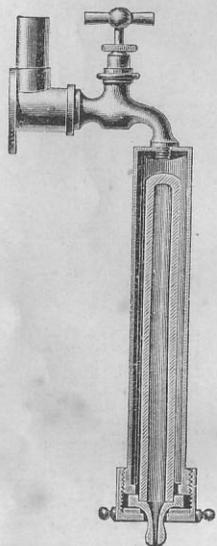


Fig. 16.

und unter Druck filtrieren müssen, liefern nur kurze Zeit ganz keimfreies Wasser. Dann wachsen die Bakterien durch die Substanz des Filters oder werden vom Wasserdruck hindurchgepreßt, was zur Folge hat, daß das filtrierte Wasser bakterienreicher ist, als das unfiltrierte.

Fig. 16 stellt das Kieselgurfilter von Berkefeld dar. Auch diese Abbildung ist dem „Gesundheitsbüchlein“ im Verlage von Jul. Springer-Verein entnommen. Das eigentliche Filter hat die Gestalt eines unten offenen Hohlzylinders, der in einen allseitig geschlossenen, oben an den Auslaufhahn geschraubten Metallzylinder eingelassen ist. Beim Öffnen des Hahnes erfüllt das Wasser den Zwischenraum zwischen Filter und Metallgehäuse, passiert die Filterwand infolge des Wasserdruckes und kommt am unteren Auslaufe filtriert zum Vorschein.

Das Kochen des Wassers in Zeiten von Epidemien vernichtet die Bakterien am sichersten.

Das Wasser löst Salze, um so mehr, je heißer es ist; manche Salze und viele andere Körper sind in Wasser unlöslich. Enthält das Wasser gerade so viel von einer Substanz, als es davon aufnehmen kann, so nennt man die Lösung gesättigt. Gesättigte Lösungen scheiden beim Verdunsten oder Abkühlen einen entsprechenden Teil des gelösten Körpers in Form von Kristallen aus. Kristalle sind von ebenen Flächen gesetzmäßig begrenzte Körper. Wird die Lösung beim Kristallisieren bewegt, so erhält man Kristallmehl; im andern Falle kann man größere Kristalle erzielen, die bei weiterem Verbleiben in der Lösung (bei fortgesetzter Verdunstung) immer größer werden. Solche große Kristalle

schließen sich auch an Fäden an, die man in die Lösung hineinhängt (Randsüßer). Manche Kristalle schließen beim Kristallisieren eine stets gleiche Menge Wasser ein (Kristallwasser). So ist Kristallsoda $\text{Na}_2(\text{C}\overset{\text{O}}{\text{O}}_3) + 10\text{H}_2\overset{\text{O}}{\text{O}}$, kalzinierte oder getrocknete Soda (ein Pulver)

dagegen $\text{Na}_2(\text{C}\overset{\text{O}}{\text{O}}_3)$. Umgekehrt verlieren manche Kristalle an der Luft das Kristallwasser und zerfallen allmählich zu einem Pulver. Endlich gibt es Substanzen, kristallisierte und nicht kristallisierende, welche, wie das Chlorcalcium, aus der Luft Wasser anziehen und zerfließen.

Da das Gebrauchswasser vielfach mit dem Erdboden in Berührung war, so hat es aus diesem auch Stoffe aufgenommen, namentlich Calciumsalze. Es wird dadurch hart, um so härter, je mehr es solche Salze gelöst enthält. Es handelt sich hier hauptsächlich um das kohlen-säure Calcium und um das schwefelsäure Calcium. Ersteres wäre an und für sich in Wasser unlöslich; es löst sich aber auf, wenn das Wasser Kohlen-säure enthält, was bei natürlichem Wasser fast immer der Fall ist. Da die Kohlen-säure in der Hitze wieder entweicht, so wird sich der kohlen-säure Kalk beim Kochen eines derartigen harten Wassers wieder ausscheiden (Wasser- oder Kesselstein). Wird das Wasser weiter eingekocht, so kann sich auch der schwer lösliche Gips ausscheiden, der den Kesselstein erst recht hart, gegen Hitze undurchlässig und deshalb (für Dampfessel) sehr gefährlich macht. Wärmeflaschen füllt man daher besser mit destilliertem, als mit natürlichem Wasser. Eigentümlich ist das Verhalten harten Wassers zur Seife. Wenn man nacheinander destilliertes Wasser, Brunnenwasser und Gipslösung mit einer klaren Auflösung von Seife in Alkohol oder Seifenspiritus versetzt, so bekommt man im ersten Falle keine, im zweiten eine schwache Trübung, im dritten einen starken weißen Niederschlag. Die Kalkverbindung des Wassers schlägt nämlich die Seife nieder und bildet damit eine in Wasser unlösliche Kalkseife, welche sich auf der Wäsche niederschlägt, deren weitere Reinigung behindert und einen größeren Seifenverbrauch bewirkt. Hieraus erklärt sich die Vorliebe der Hausfrau für das ganz weiche, kalkfreie Regenwasser bei der Wäsche.

Eine andere Wasserstoffverbindung ist

Wasserstoffsuperoxyd H_2O_2 .

Dieser Körper kommt als wässrige 3%ige Lösung in den Handel und dient besonders zum Bleichen von Haaren, Seide, Federn und zum Restaurieren

alter Ölgemälde. Die letzteren werden zu dem Zwecke einfach mit einem in H_2O_2 getauchten Schwamme abgewaschen und erhalten dann die ursprüngliche Farbenpracht wieder.

Luft.

Die Luft umgibt den Erdball als eine nach oben zu immer dünner werdende Hülle. Die Abnahme der Luftdichtigkeit nach oben macht sich durch Sinken des Barometers, durch Erniedrigung der Siedetemperatur des Wassers, sowie auf hohen Berggipfeln durch die Bergkrankheit bemerkbar. Diese Lufthülle macht die tägliche Bewegung der Erde mit und besteht der Hauptsache nach aus $\frac{1}{5}$ Raumteilen Sauerstoff und $\frac{4}{5}$ Raumteilen Stickstoff. Diese beiden Hauptbestandteile der Luft sind nicht chemisch miteinander verbunden, sondern bilden ein mechanisches Gemenge. Außerdem sind stets geringe Mengen von Wasserdampf in der Luft enthalten, sowie Spuren von Kohlensäure, Ozon etc. Auch Staubteilchen fehlen nicht und spielen wegen der anhaftenden Bakterien bei der Konservierung und Wundbehandlung eine



Fig. 17.

Rolle. Vom Staub und damit von den Bakterien kann man die Luft befreien, wenn man sie durch Tücher oder Watte hindurchpreßt oder -saugt

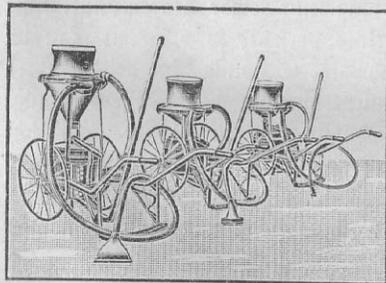


Fig. 18.

(Luftfilter). In staubigen Gewerben (Getreideputzereien, Mühlen etc.) wird der Staub durch Staubsammler entfernt. Auch für den Haushalt, wo Staubansammlung und Staubbildung ganz besonders vermieden werden sollte, sind Staubsauger im Gebrauche für Hand- und Maschinenbetrieb, mit welchen Teppiche, Möbel etc. ohne jegliche

Staubbelästigung an Ort und Stelle entstaubt werden können. Von diesen ist der Staubsauger „Pipette“ (Fig. 17 Nau-München, Schüsselbazar) am einfachsten konstruiert. Außerdem gibt es größere, fahrbare

Apparate, von denen der Entstauber „Rapid“ der Maschinenfabrik Holber-Mekingen in Württemberg genannt sei (Fig. 18). Der Antrieb erfolgt hier durch einen langen Hebel, der auf zwei, im unteren zylindrischen Teil angebrachte Blasebälge so wirkt, daß der eine die Luft anjaugt, während der andere sie gleichzeitig hinausdrückt. Die an-

gelaugte Luft muß vorher den oberen konischen Teil des Apparates passieren, in welchem ein Luftfilter den Staub zurückhält, so daß er an der unteren Spitze des Konus entfernt werden kann. Eine Feder im blasebalgförmigen oberen Teile des Apparates tritt dann in Funktion, wenn beide Bälge auf dem toten Punkte angekommen sind und einen Augenblick die Saugwirkung aufhört. Diese Feder drückt dann den Deckel des Blasebalges über dem Luftfilter in die Höhe, so daß dieser die Saugwirkung übernimmt, bis die eigentlichen Bälge des Unterteiles wieder arbeiten. Der Apparat „Rapid“ saugt also ununterbrochen. Ähnlich, aber mit Kurbelantrieb versehen, ist der Apparat „Atom“ von Edmund Kuhl-Dresden (Fig. 19). Die über das Möbelstück etc. zu bewegendende Saugdüse nimmt den Staub auf, führt ihn durch ein Schauglas, an welchem man das Ende der Entstaubung wahrnehmen kann, in die Staubkammer, wo der Staub von dem Filter zurückgehalten wird. Erst die entstaubte Luft passiert dann das Luftpumpenabteil.

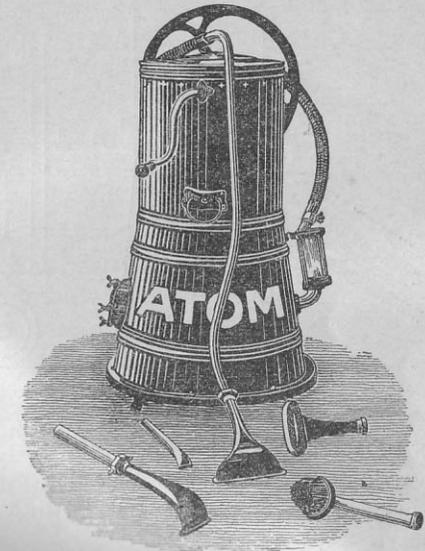


Fig. 19.

Für größere Verhältnisse bestimmt und mit Motorantrieb versehen (Elektromotor oder Benzin- bzw. Gasmotor) ist der Vacuumreiniger der Vacuum-Reinigungs-Gesellschaft München (s. Fig. 20 aus Archiv für Hygiene Bd. LIII, Verlag von R. Oldenbourg in München). Luftpumpe und Filter sind hier nicht über, sondern nebeneinander angeordnet. Die genannte Gesellschaft übernimmt auch die Entstaubung von Privatwohnungen. Der sehr gründlich arbeitende Apparat wird dann in das betreffende Haus gefahren, im Hof etc. aufgestellt und die Düsen durch lange Schläuche bis in die zu reinigenden Zimmer geleitet.

Am wenigsten Staubteilchen enthält Berg- und Seeluft. Zur Lösung der in die Wunde gelangten Pilze muß dieselbe mit einer verdünnten Lösung von Karbol etc. ausgewaschen und verbunden werden (Antiseptischer Verband).

In neuerer Zeit stellt Linde flüssige Luft her und bringt sie in offenen doppelwandigen Flaschen mit einer Temperatur von -191°C in

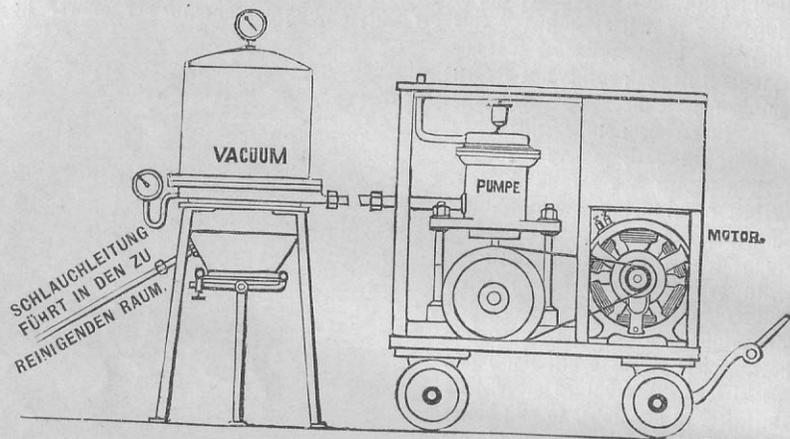


Fig. 20.

den Handel (Fig. 21 a, b). Fabrikant der in Fig. 21 a und b abgebildeten Apparate ist Burger & Co. = Berlin.

Taucht man gefärbte Gegenstände in flüssige Luft, so verlieren sie durch die ungeheure Kälte meist ihre Farbe; elastische Körper (Pflanzenstengel, Gummischläuche) werden darin so hart, daß man sie zu Pulver zer schlagen kann. Aus flüssiger Luft entweicht zuerst der Stickstoff. Wenn man daher in flüssige Luft getauchte Watte langsam an die Flamme bringt, so verbrennt sie wegen des darin befindlichen flüssigen Sauerstoffs explosionsartig. Ein neuer Sprengstoff (Dryliquid) beruht hierauf.

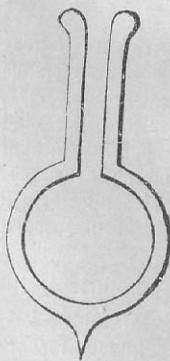


Fig. 21 a.

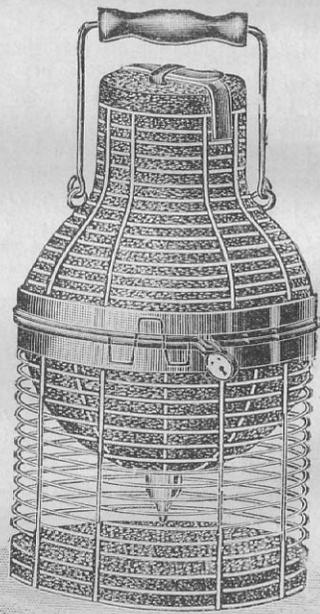


Fig. 21 b.

III. V 3. Stickstoff N.

Er kommt im freien Zustande in der Luft vor. Auch ist er in allen jenen Substanzen enthalten, die beim Verbrennen wie verbranntes Horn riechen. Man gewinnt ihn aus der Luft, indem man den Sauerstoff durch brennenden Schwefel (oder Phosphor) wegnimmt. In der zu $\frac{1}{3}$ mit Wasser gefüllten Glaswanne (Fig. 22) schwimmt eine zentimeterdicke ausgehöhlte Holz- oder Korkscheibe. In die Höhlung setzt man einen kleinen Porzellantiegel, in welchem sich etwas roter Phosphor befindet.

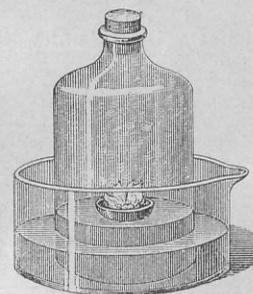


Fig. 22.

Darüber stülpt man eine zunächst noch offene Glasglocke, deren Hals man zuletzt mit einem Stöpsel verschließt. Bald erlischt der Phosphor, das Wasser steigt in der Glocke in die Höhe, indem es das Verbrennungsprodukt des Phosphors auflöst und den Raum des verschwundenen Sauerstoffes aufnimmt. Nach einiger Zeit bringt man durch Zugießen von Wasser die Wasserspiegel auf gleiches Niveau und senkt ein brennendes Licht in die Glocke ein: es erlischt.

Der Stickstoff ist ein farbloses Gas, welches die Verbrennung nicht unterhält und nicht atembar ist. Eine wichtige Verbindung des Stickstoffes ist die

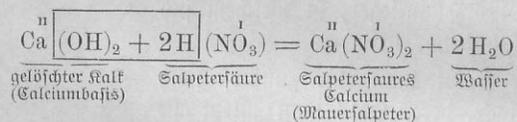
Salpetersäure $\text{H}(\overset{\text{I}}{\text{N}}\text{O}_3)$.

Sie findet sich nicht frei in der Natur, sondern in Form von salpetersauren Salzen

a) als **Chilialpeter** $\text{Na}(\overset{\text{I}}{\text{N}}\text{O}_3)$. Dieser bildet ausgedehnte aber bald erschöpfte Lager in Chile. Diese Lager bestanden ursprünglich aus Steinjalz, auf welches der Seewind von den Guanoinfeln Guanostaub ablagerte. Dieser stickstoffhaltige organische Körper wurde durch die nitrisierenden (Salpeter bildenden) Bakterien in Salpetersäure übergeführt, welche sich mit dem Steinjalz $\text{Na}\overset{\text{I}}{\text{Cl}}$ in $\text{Na}(\overset{\text{I}}{\text{N}}\text{O}_3)$ umsetzte.

b) als **Mauerjalpeter** $\overset{\text{II}}{\text{Ca}}(\overset{\text{I}}{\text{N}}\text{O}_3)_2$ oder $\overset{\text{II}}{\text{Mg}}(\overset{\text{I}}{\text{N}}\text{O}_3)_2$. Diese auch

Mauerfraß genannte Auswitterung bewirkt die Mauerfeuchtigkeit (so-
weit diese nicht von aufsteigendem Grundwasser herrührt und das Ab-
fallen des Verputzes. Gegenmittel: Antinommin — oder sonstige des-
infizierende Anstriche nach Entfernung des alten Verputzes. Der Mauer-
salpeter entsteht ebenfalls durch die Tätigkeit nitrifizierender Bakterien,
welche die, in das Mauerwerk gelangten N-haltigen organischen Körper
in Salpetersäure überführen, welche ihrerseits auf den Mörtel $Ca(OH)_2$
bezw. $Ca(CO_3)$ unter Bildung von Mauerjalspeter und Wasser wirkt



c) als $(NH_4)(NO_3)$ jalspetersaures Ammonium in sehr geringer
Menge in der Luft. Bei Gewittern entsteht nämlich durch den Blitz in der
feuchten Luft $H(NO_3)$, welche sich mit dem, durch Fäulnis entstandenen
(und in Spuren) in die Luft gelangten Ammoniak NH_3 zu $(NH_4)(NO_3)$
verbindet.

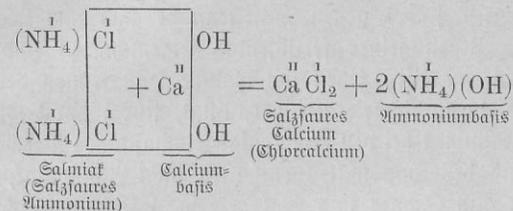
Die Salpetersäure wird durch Erhitzen von Natriumjalspeter mit
konzentrierter Schwefelsäure gewonnen. Sie bildet eine stark sauer
reagierende, sehr gefährliche Flüssigkeit, welche organische Stoffe in kon-
zentriertem Zustande zur Entzündung bringen kann. Sie greift alle
Metalle mit Ausnahme von Gold und Platin an und dient zur Schei-
dung von Gold und Silber (Scheidewasser), zum Metallbeizen und zum
Metallätzen (Kupferstecherei). Mit Vorsicht angewendet, kann sie auch
zur Entfernung von Warzen dienen.

Ammoniak NH_3 .

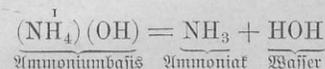
Dieses Gas findet sich in Spuren in der Luft [in der Regel als
 $(NH_4)(NO_3)$] und fehlt auch nie in den Viehställen. In beiden Fällen
bildet es sich durch Fäulnis stickstoffhaltiger organischer Körper.

Es wird dargestellt durch Erwärmen von Chlorammonium [Salmiat
 $(NH_4)Cl$] mit gelöschtem Kalk. Dazu kann man sich des Apparates
Fig. 23 bedienen, der bei a b eingespannt wird. Derselbe Apparat,

aber ohne Auffanggefäß und mit bei d e abgeschnittenem Rohre c, kann
auch zur Darstellung von Sauerstoff im kleinen dienen.



Die unbeständige Ammoniumbasis zerfällt aber in der Hitze in
Ammoniak und Wasser:



Das Ammoniak ist ein zu Husten und Tränen reizendes Gas, welches
leichter als Luft ist und sich in Wasser ungeheuer leicht zur Ammonium-
basis auflöst.

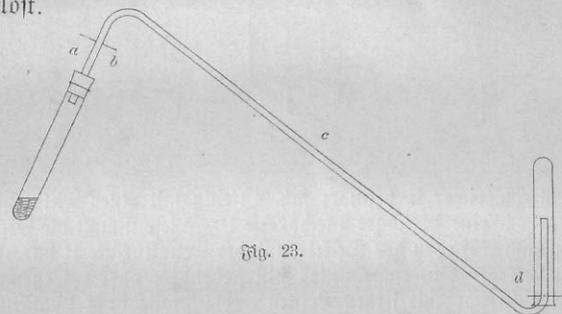
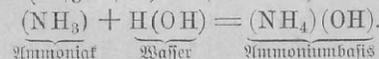


Fig. 23.

Um die Wasserlöslichkeit eines Gases zu zeigen, füllt man ein Probe-
gläschen damit an, verschließt es mit dem Daumen und bringt so die
verschlossene Öffnung unter Wasser. War das Gefäß völlig mit dem
Gase erfüllt, so wird das Wasser rasch in die Höhe steigen und das
ganze Probegläschen anfüllen; war die Füllung unvollständig, so kann
es vorkommen, daß das Wasser nicht oder nur langsam aufsteigt. Dann
verschließt man das Gläschen wieder mit dem Daumen, nachdem einige
Tropfen Wasser eingedrungen sind, schüttelt gut durch und öffnet wieder
unter Wasser; jetzt wird das Wasser rasch eindringen und den Raum
des verschwundenen (aufgelösten) Gases einnehmen.



Diese Lösung, in der wir die unbekannt Ammoniumbasis annehmen, färbt in der Tat Lackmus blau und führt den Namen **Salmiakgeist**. Der Salmiakgeist findet gegen Insektenflöhe und zur Kleiderreinigung Anwendung. Wegen seiner fettlösenden Eigenschaften und weil er die Zeugfaser nicht angreift, setzen ihn manche Hausfrauen der Wäsche zu. Ammoniakgas, durch starke Kälte verflüssigt, findet zur Eisbereitung und Kühlung von Räumen bei den Ammoniak-Eismaschinen Verwendung. Die „Eismaschinen“ des Haushaltes enthalten nicht Ammoniak, sondern eine Kältemischung aus Schnee und Salz. Fig. 24 stellt eine gebräuchliche deutsche Eismaschine dar (Alexanderwerke Remscheid).

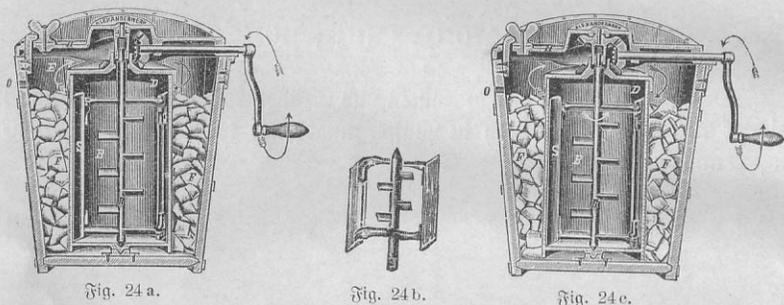


Fig. 24 a.

Fig. 24 b.

Fig. 24 c.

In einem Holzeimer E befindet sich, allseitig mit einer Mischung von Eis und Salz umgeben, eine drehbare Blechbüchse D. Diese nimmt die Fruchtsäfte zc. auf und wird nach Aufsetzen des Deckels und der Metallbrücke H durch die Kurbel in Umdrehung versetzt. Ein eingebautes still stehendes, oder entgegengesetzt drehbares Mührwerk streicht mit seinen Leisten S die Masse vom Büchsenmantel ab und mischt sie mit seinen Flügeln B. Die Überlauföffnung O verhindert, daß Schmelzwasser in die Büchse von oben her eindringt. Sobald sich die beginnende Eisbildung durch vergrößerten Widerstand beim Drehen anzeigt, wird das Mührwerk entfernt und die Büchse nach 1—2stündigem weiteren Stehen im Eisbehälter entleert. Es gibt auch Eismaschinen ohne Mührwerk, die langsam in die Kältemischung einsinken. Bei ihnen ist der Eisbehälter zweiteilig und enthält oben Salz, unten Eis.

Kreislauf des Stickstoffes.

Zu den N-haltigen Körpern gehört auch das im Pflanzenreiche weit verbreitete Eiweiß, denn es liefert beim Erhitzen für sich oder mit gelöschem Kalk **Ammoniak**. (S. Fig. 25. Zum Ammoniaknachweis dient der Aufsatz, in dessen verengtem Teile bei c sich feuchtes rotes Lackmus-

papier befindet. Der Apparat wird bei a b in einem Reagensglashalter befestigt). Dieses pflanzliche Eiweiß wird von den pflanzenfressenden Tieren aufgenommen, teilweise zum Aufbau des Körpers verwendet und teilweise mit dem Harn und Kot wieder ausgeschieden. Diese Ausscheidungen gehen im Stall und auf der Düngerstätte in Fäulnis über, wobei sich Ammoniak bildet. Mit dem Dünger gelangt jenes in den Ackerboden und wird durch die nitrifizierenden Bakterien in Salpetersäure bezw. Salpeter verwandelt. Die Pflanzenwurzeln saugen den Salpeter auf, bilden daraus Eiweiß, worauf der Stickstoff seinen Kreislauf von neuem beginnt. Durch die jährliche Ernte wird der Ackerboden seines natürlichen Stickstoffgehaltes beraubt, weshalb immer wieder N in Form von Stalldünger, oder, da dieser meist nicht ausreicht, von Chilisalpeter zugeführt werden muß. Die Erschöpfung der Salpeterlager von Chile legte den Versuch nahe, den Stickstoff der Luft in Salpeter überzuführen. Wenn man den elektrischen Funken (Funkenstrecke 3 cm) durch ein abgeschlossenes Luftquantum schlagen läßt, so entstehen erst braune Dämpfe einer Verbindung von N und O, die mit Wasser Salpetersäure liefern. Aus dieser kann aber leicht der als Dünger verwendbare Kalksalpeter gewonnen werden. Der geschilderte Prozeß wird an mehreren Orten ausgeführt. In Bayern ist eine ähnliche Anlage geplant, welche unter Zuhilfenahme der Wasserkräfte der Alz (zur Karbidherstellung) auf billigerem Wege ein Düngemittel (Kalkstickstoff) aus dem N der Luft liefert. Zu dem Zwecke wird über glühendes Calciumkarbid Luft-Stickstoff geleitet. Das Karbid wird aus Kalk und Kohle im elektrischen Ofen erhalten.

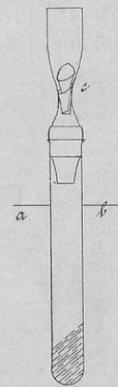


Fig. 25.

Ammoniumsalze.

Im Salmiakgeist, einer Basis von der Formel $(\text{NH}_4)(\text{OH})$ vertritt das einwertige Radikal (NH_4) genannt **Ammonium**, die Stelle eines Metalles. Von diesem Ammonium sind auch Salze bekannt, z. B.: $(\text{NH}_4)\text{Cl}$ salzsaures Ammonium, Chlor-Ammonium (Salmiak); $(\text{NH}_4)_2(\text{CO}_3)$ kohlen-saures Ammonium (Hirschhornsalz). Das letztere Salz zerfällt in der Hitze in lauter Gase, nämlich in

Ammoniak und Kohlenäure; daher findet es als Backpulver Verwendung. (Zum Auflockern des Teiges werden außerdem benötigt: Hefe, Sauerteig, sowie eine Mischung von doppeltkohlensaurem Natrium mit Weinstein.)

4. Chlor Cl.

Das Chlor findet sich nicht im freien Zustande in der Natur, sondern nur in Verbindung mit Metallen, namentlich als NaCl (Salzsaures Natrium, Chlornatrium, Stein Salz). (Die Metallverbindungen des Chlores kann man auch als Salze der Salzsäure betrachten.)

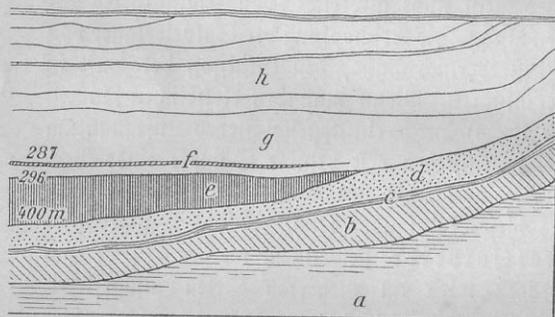
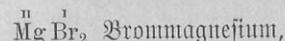
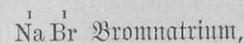


Fig. 26.

a = älteres Stein Salz, b = Braunsalze, c = Salzton, d = Gips, e = jüngeres Stein Salz, f = Salzton und Gips, g, h = überbedende, salzfreie Schichten.

Das **Stein Salz** NaCl findet sich zu 2—3% aufgelöst im Meerwasser und bildet in fester Form die Stein Salzlager (Berchtesgaden, Friedrichshall, Staßfurt). Diese sind durch wiederholte Überschwemmung und Verdunstung des Meerwassers in seichten Buchten entstanden. Das Meerwasser setzte zuerst den hereingetragenen Ton Schlamm ab, dann kristallisierte der Gips und bei fortschreitender Verdunstung das Stein Salz. Eine neue Überschwemmung brachte wieder Ton, dann Gips und Stein Salz, so daß die Stein Salzlager gewöhnlich aus den abwechselnden Schichten der genannten drei Mineralien bestehen (s. Fig. 26. Durchschnitt durch das Staßfurter Lager).

Die leichtest löslichen Salze des Meerwassers:



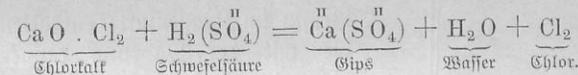
sowie die Kaliumsalze konnten sich erst ganz zuletzt ausscheiden.

Sie sind in den meisten Salzlagern wieder weggelöst worden; in Staßfurt sind sie noch erhalten, geschützt durch eine wasserundurchlässige Tonschicht (Salzton c) und werden Braunsalze genannt. Diese Braunsalze besitzen hohe wirtschaftliche Bedeutung, da sie das gesamte Brom, sowie die für die Landwirtschaft wichtigen Kaliumsalze liefern.

Das **Chlor** kann aus dem Chlorkalk durch Zusatz einer Säure, auch Essigsäure, gewonnen werden.

Es ist ein gelbgrünes, außerordentlich giftiges Gas, welches sich etwas in Wasser löst, alle Metalle angreift, Tinte sowie gefärbte Stoffe, nicht aber Druckerchwärze bleicht und Pilze und Bakterien tötet. Leitet man es über pulverförmigen gelöschten Kalk, so entsteht Chlorkalk, CaOCl_2 , der als eine Verbindung von Chlor mit Calciumoxyd aufgefaßt werden kann, der an der Luft allmählich, rascher auf Zusatz von Essig Chlor abgibt und alle Eigenschaften des Chlores in gemäßigter Weise zeigt.

Bringt man in einen Zylinder Chlorkalk, hängt feuchte Tuchstreifen, Blumen, Papierstreifen mit Schrift und Druck hinein, gibt Essigsäure hinzu und legt eine Glasplatte auf den Zylinder, so kann man die obengeschilderte Bleichwirkung des Chlores leicht nachweisen.



Beim Anmachen des Chlorkalks mit Wasser geht das bleichende Prinzip in die Lösung über.

Das Chlor wird hauptsächlich in Form von Chlorkalk zum Desinfizieren und Bleichen verwendet. Krankenzimmer desinfiziert man zuweilen durch Aufstellung von Chlorkalk in flachen Tellern. Feuchte und schimmelige Wände überstreicht man am besten mit Chlorkalkbrühe, oder mischt den Chlorkalk unter den zum Weissen benötigten Kalk. Wäsche leidet bei zu großem Chlorkalkzusatz, wenn man sie nicht sehr gut auswäscht, oder nachträglich mit Antichlor [unterschwefligsaures Natrium

$\text{Na}_2(\text{S}_2\text{O}_3)$, auch Fixiernatron genannt] behandelt, welches das Chlor beim tüchtigen Nachspülen mit Wasser unschädlich macht.

Verwandt mit dem Chlor sind die Elemente Brom und Jod.

5. Brom Br .

Daselbe stellt eine rotbraune, giftige Flüssigkeit vor; es wird aus den Abraumsalzen gewonnen und ist, an Metalle gebunden, in einigen Mineralwässern (Abelheidsquelle) enthalten. Seine Verbindung mit Natrium NaBr findet in der Medizin Verwendung.

6. Jod J .

Dieses Element findet sich im Meerwasser, von wo es in die Fischleber* und in die Tange übergeht, auch einige Mineralwasser (Abelheidsquelle) enthalten Jodnatrium oder Jodmagnesium aufgelöst.

Das Jod wird aus der Asche der Tange gewonnen und bildet einen metallisch glänzenden festen Körper, der in Alkohol mit brauner Farbe löslich ist (Jodtinktur) und der Stärke blau färbt. Das Jod findet in der Medizin Verwendung, äußerlich als Jodtinktur, innerlich als Jodnatrium oder Jodkalium.

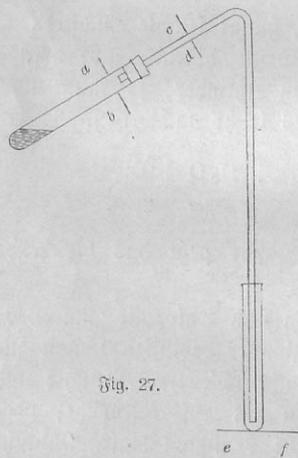


Fig. 27.

Eine wichtige Verbindung des Chlores ist die

Salzsäure $\text{H}(\text{Cl})$.

Sie ist in geringer Menge neben Pepsin im Magensaft enthalten, wo sie die mit der Nahrung aufgenommenen Bakterien tötet. Dargestellt wird sie durch Erwärmen von Kochsalz mit konzentrierter Schwefelsäure. (Fig. 27. Der Apparat wird bei a b oder c d eingespannt; das Auffanggefäß ruht auf der Unterlage e f.) Sie bildet so dargestellt ein stechend riechendes Gas (Chlorwasserstoff), welches schwerer als Luft ist und sich sehr

* Lebertran enthält daher etwas Jod und findet aus diesem Grunde medizinische Verwendung.

leicht in Wasser löst. Die Lösung, Salzsäure genannt, ist sehr giftig, greift die meisten Metalle an und ist mit größter Sorgfalt als Gift aufzubewahren und nur im verdünnten Zustande zu gebrauchen.

7. Schwefel S .

Der Schwefel kommt im freien Zustande namentlich auf Sizilien vor; mit Metallen verbunden findet er sich in verschiedenen Erzen. Er wird aus dem schwefelhaltigen Gestein erst ausgeschmolzen und dann aus eisernen Gefäßen destilliert.

Er ist ein fester, gelber, spröder Körper, der als Schwefelblumen oder Stangenschwefel in den Handel kommt und der an der Luft, sowie im Sauerstoff zu dem erstickend riechenden SO_2 (Schwefeldioxyd) verbrennt. Er verbindet sich leicht mit Metallen: Eisenspäne mit Schwefelblumen gemischt bilden beim

Erhitzen unter Erglügen Schwefeleisen FeS (Fig. 28). Daß sich silberne Löffel in Gierpeisen schwarz färben, rührt von dem Schwefelgehalt des Eiweißes her und von der leichten Vereinigung des Silbers mit dem Schwefel.

Der Schwefel diente früher zur Herstellung der Schwefelholzchen; außerdem verwendet man ihn zum Bestreuen der Reben gegen die Traubenkrankheit und zum Ausschweifen bzw. Desinfizieren von Fässern, Kellern etc.

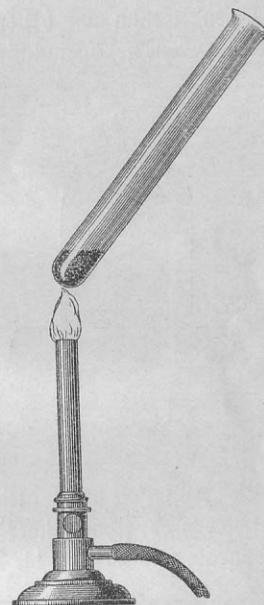
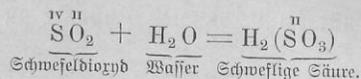


Fig. 28.

Verbindungen des Schwefels.

a) Schwefeldioxyd SO_2 . (Darstellung durch Verbrennen von S j. unter Schwefel.) Dieser Körper bildet ein farbloses Gas, von erstickendem Geruch, welches schwerer ist als Luft und die Verbrennung

nicht unterhält; in Wasser löst es sich unter Bildung von schwefliger Säure



Das Schwefeldioxyd tötet Organismen und wirkt bleichend. Es dient zum Desinfizieren feuchter, moderiger Kellerräume, zum Bleichen von Stroh und zum Entfernen von Obst- und Weinflecken aus Tisch- tüchern zc.

Beim Auschwefeln muß der Schwefel hoch gestellt werden; dazu verwendet man am besten Schwefelschnitten, das sind in geschmolzenen Schwefel getauchte Holz- oder Pappdeckelspäne. Das Bleichen kann man so ausführen, daß man das angefeuchtete Tuch über brennenden Schwefel hält; nach dem Bleichen muß man es gut mit Wasser auswaschen. Speisen und Getränke halten sich sehr gut, wenn man sie in vorher geschwefelte Gefäße einfüllt. (Bleichen von Rosen und Veilchen im kleinen mit brennendem Schwefel s. Fig. 29.)



Fig. 29.

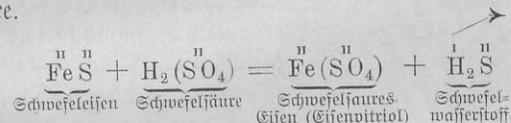
Leitet man schweflige Säure in die Calciumbasis, bis nichts mehr davon aufgelöst wird, so bekommt man eine nach SO_2 riechende Flüssigkeit, welche eine Lösung des doppeltschwefligsauren Kalkes darstellt.

Diese Flüssigkeit wirkt gleichfalls desinfizierend und kann zum Bestreichen feuchter und schimmlicher Wände dienen oder zur Desinfektion solcher Apparate und Gefäße, die der mechanischen Reinigung nicht zugänglich sind.

b) **Schwefelsäure** $\text{H}_2(\overset{\text{VI}}{\text{S}}\overset{\text{O}}{\text{O}}_4)$. Sie bildet eine ölige Flüssigkeit, die sich mit Wasser unter starker Erwärmung mischt, Holz verkohlt und auf Kleidern erst rote Flecke, dann Löcher bewirkt. Diese gefährliche und giftige Substanz kann im verdünnten Zustande (man gieße die Säure in Wasser, nicht umgekehrt) zum Reinigen (Beizen) von Metallen, namentlich Kupfer und Messing dienen; doch sei man sich dessen bewußt, daß sie als Gift aufzubewahren und zu behandeln ist. Überhaupt sollte im Haushalte die Säurereinigung wegen der damit verbundenen Gefahr der Verwechslung und des Mißbrauches möglichst vermieden und nur in solchen Fällen an-

gewendet werden, wo die allerdings mühsamere mechanische Reinigung mit Seife, Bürste, Putzpulver zc. nicht zum Ziele führt.

c) **Schwefelwasserstoff** $\overset{\text{II}}{\text{H}}_2\overset{\text{II}}{\text{S}}$. Dieses überliechende, giftige und explosive Gas entsteht immer (neben NH_3) bei der Fäulnis von Eiweiß, findet sich daher in faulen Eiern und sammelt sich in Abortgruben an. [Einfüllen von Eisenvitriol $\overset{\text{II}}{\text{Fe}}(\overset{\text{VI}}{\text{S}}\overset{\text{O}}{\text{O}}_4)$]. In Wasser gelöst findet sich der Schwefelwasserstoff in den heilkräftigen Schwefelwässern. Man gewinnt ihn durch Übergießen von Schwefeleisen mit verdünnter Salz- oder Schwefelsäure.



Sowohl das Gas, als seine Lösung in Wasser geben mit Metallsalzlösungen die charakteristisch gefärbten Schwefelverbindungen der Metalle. Schwefelblei und Schwefel Silber sind schwarz gefärbt, daher bemerkt man, daß in Schwefelwasserstoff haltiger Luft Bleiweißanstriche dunkeln und silberne Gegenstände anlaufen.

Übergießt man das oben hergestellte Schwefeleisen mit Salzsäure, stellt das Gläschen in einen gedeckten Zylinder und bringt mit Blei oder Silberlösung beschriebenes Papier, oder eine blanke Silbermünze hinein, so erscheinen alsbald die Schriftzüge bezw. die Münze schwarz gefärbt.

IV 8. Silizium Si.

Das Silizium kommt nicht frei in der Natur vor, sondern hauptsächlich als Siliziumdioxyd SiO_2 . Dieses tritt auf kristallisiert als Bergkristall und Amethyst, kristallinisch als Milchquarz und Rosenquarz, dicht als Heliotrop (grün mit roten Flecken), Achat, (blau, weiß, rot gestreift und durchsichtig) Onyx (schwarz und weiß gestreift), Lydit (Probierstein der Goldschmiede, schwarz und undurchsichtig), Katzenauge (grünliche Reflexe zeigend), Tigerauge (goldgelbe Reflexe zeigend).

Sand besteht aus losen, Sandstein aus verkitteten Quarzkörnern. Da der Quarz härter ist als Stahl, so greift der gewöhnliche Sand die Metalle beim Putzen an. Es gibt aber den sogen. Seesand, der durch die natürliche Bewegung bei Ebbe und Flut oder auf künstliche

Weise seine scharfen Spitzen und Kanten verloren hat. Dieser greift auch die weichsten Metalle (Silber, Gold, Platin) beim Putzen und Scheuern nicht an.

Aus Quarz bestehen ferner die Abfätze mancher heißen Quellen (Kieselfinter), sowie die Panzer der Kieselalgen oder Diatomeen, welche den Kieselgur und die Infusorienerde bilden. Daher versteht sich die Verwendung der letzteren zu Fuß- und Schleifsteinen. Auch die Getreidearten und Schachtelhalme enthalten Quarz, weshalb die letzteren im getrockneten Zustande (Zinnkraut) zum Reinigen von Zinn- u. Gefäßen dienen. Wasserhaltiger Quarz [eine Art

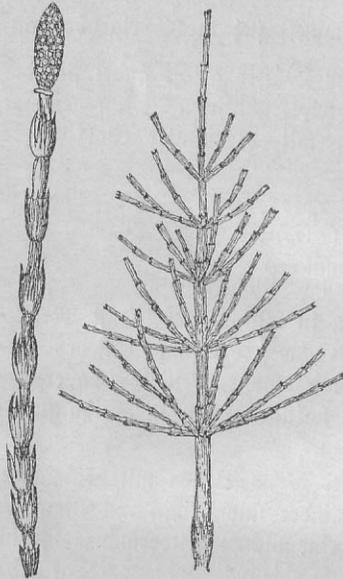


Fig. 30. Ackerhachtelhalme. (Zinnkraut.)
(Aus Weiß, Grundriß der Botanik; Verlag von R. Oldenbourg-München.)

von Kieselsäure $H_2(SiO_3)$ bildet endlich den Feuerstein, sowie den gemeinen und den als Edelstein hochgeschätzten Edelopal.

Der meiste Quarz ist aus dem **Granit** entstanden, einem Gestein, welches Quarz, Feldspat und Glimmer enthält. Die beiden letzteren verwittern und liefern den fruchtbaren, kalireichen Tonboden, den wir überall in der Nähe der Urgebirge finden, oder bilden Lager von Porzellanerde. Der

Quarz bleibt zurück, bildet entweder Sand bezw. Sandstein, oder wird von Wässern gelöst und als Bergkristall, Achat u. ausgeschieden.

Andere Verbindungen des Siliziums:

Wasserglas $Na_2(SiO_3)$.

Der außerordentlich harte und fast gegen alle Substanzen widerstandsfähige Quarz bildet beim Schmelzen mit Soda kieselsaures Natrium $Na_2(SiO_3)$, dessen wässrige Lösung das Wasserglas ist. Dieses dient zur Fixierung von Wandgemälden und zum Unverbrenlichmachen von Holz u., auch kann es als Kitt für Glas und, mit Kreide vermischt, für Porzellan verwendet werden.

Andere kieselsaure Salze, die in der Natur vorkommen, sind:
Asbest (unverbrennliche Asbestpappe, Christbaumschnee);
Speckstein (Gasbrenner);
Talk (gepulvert zum Einstreuen in Handschuhe und gegen schwitzende Hände);
Glimmer (Glimmerbrillen, Ofenfenster, Streusand); ferner
Feldspat, Ton, Granat und Smaragd.

III. V 9. Phosphor P.

Im freien Zustande kommt der Phosphor in der Natur nicht vor. Phosphorsaure Salze (namentlich phosphorsaures Calcium) finden sich im Ackerboden, in den Knochen (wo sie die Knochenerde bilden), in der Substanz der Nerven und des Gehirnes, in Samen und Gemüsen. Ist die Kindernahrung nicht reich an phosphorsaurem Calcium, so bleiben die Knochen wegen Mangel an Knochenerde weich und biegen sich unter der Last des Körpers (Englische Krankheit).

Der Knochen besteht aus Knochenerde und Knochenleim. Legt man einen Knochen in Salzsäure, so bleibt der Leim in der ursprünglichen Form des Knochens zurück, weil die Knochenerde ausgezogen wird. Legt man den Knochen ins Herdfeuer, so verbrennt die Leimsubstanz und die weiße Knochenerde bleibt als Asche meist in Form des Knochens zurück. Kocht man den ursprünglichen, oder den mit Salzsäure entfalteten Knochen mit Wasser, oder behandelt man ihn in der Technik mit überhitztem Wasserdampf (namentlich Kälberknochen), so geht die Leimsubstanz in Lösung und erstarrt in der Kälte als Gelatine.

In der Jugend enthält der Knochen vorwiegend Knochenleim, im Alter überwiegt die Knochenerde. Daher ist der Knochen bei jugendlichen Personen weich und elastisch, bei älteren morsch und brüchig; alte Leute können schon durch einen Fehltritt einen Knochenbruch erleiden.

Der Phosphor, welcher aus Knochenasche gewonnen wird, tritt in zwei Modifikationen auf:

a) **Gelber Phosphor** ist sehr giftig, entzündet sich schon beim Reiben und leuchtet im Dunkeln. Im fein verteilten Zustande, wie er durch Verdunstung seiner Lösung in Schwefelkohlenstoff zurückbleibt, entzündet er sich von selbst. Man muß ihn in dunkeln Gefäßen unter Wasser aufbewahren und — wenn man kleine Stücke haben will — auch unter Wasser schneiden. Seine Dämpfe verursachen eine gefähr-

liche Kieferkrankheit, brennende Stücke bewirken gefährliche, bis auf den Knochen gehende Brandwunden.

b) **Roter Phosphor** kann aus dem gelben durch Erhitzen unter Luftabluß gewonnen werden. Er ist nicht giftig und entzündet sich erst bei hoher Temperatur; doch kommt er sofort zum Brennen, wenn man ihn mit etwas chlorsaurem Kalium zusammenreibt.

Gelber Phosphor gilt als Ratten- und Mäusegift und diente früher auch zur Herstellung der Schwefelhölzchen, die sich an jeder Reibfläche entzündeten.

Roter Phosphor dient zu den Sicherheits- oder schwedischen Zündhölzchen, deren Köpfchen chlorsaures Kalium enthält, das sich mit Sicherheit nur an der beigegebenen Reibfläche von rotem Phosphor entzündet.

Feuermachen: Wilde Völker erzeugen Feuer noch heute durch Reibung gut ausgetrockneter Hölzer, indem sie z. B. einen länglichen Holzstab (Bohrer) rasch auf einer Holzunterlage drehen. Bei uns ist zum Teil noch Feuerstein, Stahl und Zunder im Gebrauche. Zu Beginn des 19. Jahrhunderts benützte man die Tunzhölzchen, deren Köpfchen, eine Mischung von chlorsaurem Kalium und Staubzucker, sich durch Eintauchen in konzentrierte Schwefelsäure entzündet. Dann kam das Döbereinersche Feuerzeug auf, welches 1832 von den jetzt verbotenen Schwefelhölzchen abgelöst wurde. Erst seit 1848 sind die Sicherheits- oder schwedischen Zündhölzchen im Gebrauche.

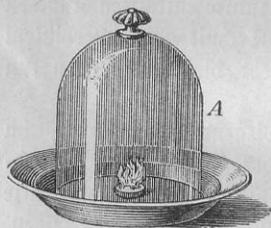


Fig. 31.

Von den Verbindungen des Phosphors ist die wichtigste die

Phosphorsäure $H_3(P^mO_4)$.

Verbrennt man Phosphor bei schwachem Luftzutritt unter der Glasglocke (Fig. 31) oder im trockenen Sauerstoff, so erhält man ein weißes zerfließliches Pulver, P_2O_5 oder Phosphorpentoxyd, das mit Wasser Phosphorsäure liefert.

Diese Säure bildet weiße Kristalle und ist im stark verdünnten Zustande, oder als Calciumsalz genossen, nicht giftig. Ihre Calciumsalze (Knochenmehl, Thomasmehl, Superphosphat) sind wichtige Düngemittel. —

Der Phosphor bildet auch mehrere Verbindungen mit Wasserstoff, von denen eine selbstentzündlich ist und vielleicht zu den Freilichtern in Beziehung steht.

b) Metalle.

Metalle sind Elemente mit weißem bis grauem Metallglanz; roten Glanz besitzt das Kupfer, gelben das Gold. Einige (Kalium, Natrium) sind leichter, die meisten schwerer als Wasser. Die Leichtmetalle haben ein spezifisches Gewicht unter 5, die Schwermetalle über 5 (Gold fast 20). Fast alle Metalle sind fest und schmelzen entweder schon unterhalb 100° (Kalium, Natrium) oder erst bei höherer Temperatur (Blei bei ca. 300° , Silber bei $900-1000^\circ$, Gold über 1000° , Platin bei $1800^\circ C$). Flüssig allein ist bei gewöhnlicher Temperatur das Quecksilber.

Mit Ausnahme der Edelmetalle (Platin, Gold, Silber, allenfalls auch Quecksilber) oxydieren sich alle Metalle mehr oder weniger leicht an der Luft. Die Oxide bilden in der Regel Basen, nur vom Mangan und Chrom leiten sich auch Säuren ab. (Übermangansäure, Chromsäure.)

I. Leichtmetalle.

1. Kalium K

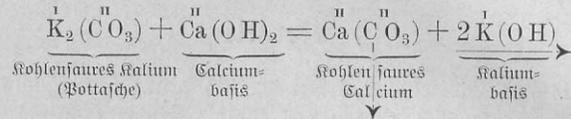
oxydiert sich sofort bei Gegenwart von Wasser oder Luft und muß unter dem sauerstofffreien Petroleum aufbewahrt werden.

Seine Salze sind wichtige Pflanzennährstoffe und finden sich daher im Ackerboden und in allen Landpflanzen. Der natürliche Kaliumgehalt des Bodens rührt vom Kaliumfeldspat, einem Bestandteile des Granites her. (Vergl. Silizium.)

Die Kaliumsalze sind Herzgifte, welche durch angemessenes Salzen unschädlich gemacht werden können.

$K(OH)$ die Kaliumbasis (Seifenstein, Alkali) ist ein weißer, fester Körper, der sich begierig in Wasser löst, die Haut schlüpfrig macht und namentlich unter den Fingernägeln stark angreift.

Die Kaliumbasis dient zur Herstellung der weichen Schmierseife; ihre wässrige Lösung wird durch Kochen von Pottaschelösung (oder einer Lösung von Holzasche) mit Kalkmilch und Abgießen der Lösung von dem ausgeschiedenen kohlen sauren Calcium gewonnen.



$\overset{I}{K}\overset{I}{Cl}$ Chlorkalium ist der wirksame Bestandteil des als kainit bezeichneten Kunstdüngers, welcher aus den Abraumsalzen gewonnen wird.

$\overset{I}{K}\overset{I}{J}$ Jodkalium wird in der Medizin verwendet.

$\overset{I}{K}_2(\overset{II}{C}\overset{II}{O}_3)$ Kohlen-saures Kalium, Pottasche s. oben.

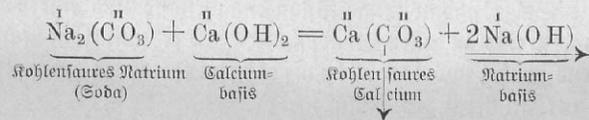
$\overset{I}{K}(\overset{I}{N}\overset{I}{O}_3)$ Salpeter-saures Kalium, Salpeter dient zum Ein-pökeln des Fleisches, weil er dessen Farbe konserviert; es wirkt in zu großer Menge giftig.

$\overset{I}{K}(\overset{I}{Cl}\overset{I}{O}_3)$ Chlor-saures Kalium diente früher zu den Tint-hölzchen und ist ein Bestandteil der Köpfchen der Sicherheitszündhölzer; es liefert beim Erhitzen Sauerstoff.

2. Natrium $\overset{I}{Na}$

ist als Metall und in seinen Verbindungen dem Kalium ganz ähnlich.

$\overset{I}{Na}(\overset{I}{O}H)$ Natrium-basis (Ägnatron, Seifenstein) ist ein fester Körper von gleichen Eigenschaften wie $\overset{I}{K}(\overset{I}{O}H)$. Eine wässrige Lösung erhält man durch Kochen von Sodablösung mit Kalkmilch:



Die Lösung der Natriumbasis dient zur Herstellung der harten Seifen.

$\overset{I}{Na}\overset{I}{Cl}$ Chlor-natrium (Salz-saures Natrium, Kochsalz) findet sich zu 2—3% aufgelöst im Meerwasser und bildet in fester Form die Steinsalzlager (s. bei Chlor). Als Steinsalz bildet es farblose bis verschieden gefärbte (auch blaue) Kristallmassen (oft Würfel), als Koch-salz ist es weiß, fein oder grobkörnig, als Viehsalz erscheint es durch beigemengtes Eisenoryd rot gefärbt und ist mit Heuabfällen zc. vermischt.

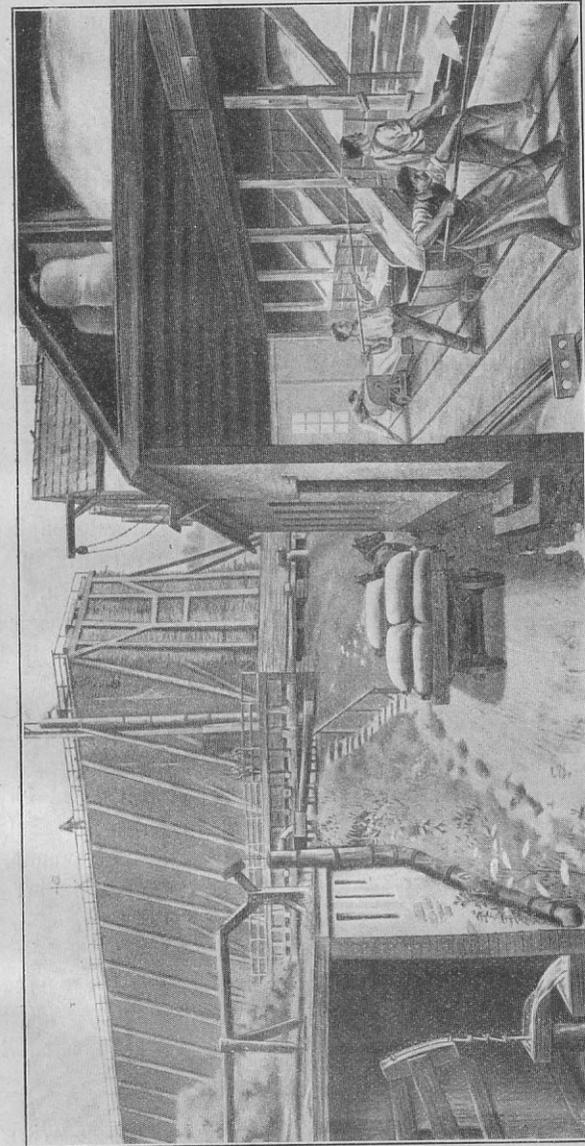


Fig. 32. Kochsalzgewinnung.
(Dieses Blatt ist als große farbige Wandtafel im Verlage von F. C. Wagnsmuth, Leipzig, erschienen.)

Das Kochsalz wird entweder aus Steinsalz, oder aus natürlichen Salzlösungen (Solon), endlich aus dem Meerwasser gewonnen.

a) Das Steinsalz* wird aus dem Gestein ausgelaugt und diese künstliche Sole in flachen Pfannen eingedampft.

Fig. 32 stellt eine verkleinerte Wiedergabe der Tafel Kochsalzgewinnung vor. Im Siedehause rechts sehen wir zwei Männer an einer Pfanne beschäftigt. Der vorderste zieht das kristallisierende Salz mit einer Krücke an den vorderen Rand der nach rückwärts geneigten Pfanne, der andere schaufelt es von da in geneigte Kästen, welche über den Pfannen liegen. Das dort ziemlich abgetrocknete Salz wird von einem dritten Manne in einen Kippwagen gebracht, zur Trockenpfanne im Hintergrunde des Siedehauses gefahren, und von einem vierten in die Trockenpfanne entleert. Das völlig trockene Salz wird auf den Speicher gebracht und in Säcken verkauft. Die Pfannenlauge, welche die Verunreinigungen enthält, wird entfernt oder zu Bädern verwendet.

b) Natürliche Solen müssen vor dem Sieden häufig gradiert werden, indem man sie über ein mit Dornenreisig gefülltes Holzgerüste (Gradierwerk) fließen läßt (Fig. 32, Hintergrund links). Dabei verdunstet viel Wasser und die Verunreinigungen scheiden sich als Dornenstein aus. Die gradierte und genügend salzreiche Sole wird alsdann versotten.

c) Leitet man Meerwasser in flache Bassins, Salzgärten, so scheiden sich zuerst die schwebenden Bestandteile aus, dann kristallisiert bei fortschreitender Verdunstung das Kochsalz. Dieses Kochsalz — Seesalz genannt — besitzt wegen seines Gehaltes an $\overset{1}{K}\overset{1}{Cl}$ und $\overset{1}{Mg}\overset{1}{Cl}_2$ einen schärferen Geschmack und zieht Feuchtigkeit an.

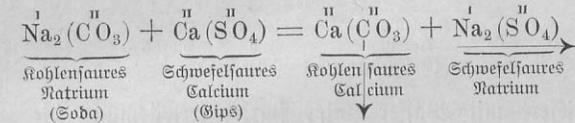
Das Kochsalz ist für uns unentbehrlich: es bildet einen Bestandteil des Blutes und der Gewebe, aus ihm entsteht ferner die Salzsäure des Magensaftes. Der Mensch genießt täglich 20—30 g Kochsalz, teils vom natürlichen Salzgehalt der Speisen, teils vom Salzen in der Krücke herriührend.

Das Kochsalz dient als Decksalz und Viehsalz für Wiederkäuer, zum Glasieren des Steinzeuges und ganz besonders als Konservierungsmittel (Einpökeln des Fleisches und der Heringe, Salzen der Butter). Es sollte nie in Metallgefäßen oder Gefäßen mit Metalldeckeln aufbewahrt werden.

* Ganz reines Steinsalz kann nach dem Pulverisieren ohne weiteres als Küchensalz verwendet werden.

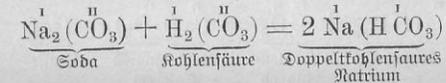
Das Salz unterliegt einer Steuer; denaturiertes Salz (für Kältemischungen, Viehsalz etc.) ist steuerfrei.

$\overset{1}{Na}_2(\overset{1}{CO}_3)$ Soda (Kohlensaures Natrium) wird nach verschiedenen Verfahren aus dem Steinsalz gewonnen und kommt in großen Kristallen als Kristallsoda [$\overset{1}{Na}_2(\overset{1}{CO}_3) + 10H_2O$] oder pulverförmig als wasserfreie Soda [$\overset{1}{Na}_2(\overset{1}{CO}_3)$] in den Handel. Sie macht das Wasser weich, weil sie dessen Kalksalze ausscheidet:



Sodazusatz zur Wäsche spart die Seife, weil Soda außerdem die basischen Eigenschaften des $\overset{1}{Na}(OH)$ im abgeschwächten Maße besitzt. Unzugängliche Metallapparate, Rohrleitungen, Gummischläuche werden in den Nahrungsmittelgewerben zur Entfernung angesammelten Schlammes und behufs Tötung eingestrichelter Pilze periodisch mit heißer 10% iger Sodablösung behandelt.

$\overset{1}{Na}(H\overset{1}{CO}_3)$ doppelkohlensaures Natrium entsteht durch Einwirkung von Kohlensäure auf verwitterte Kristallsoda:



Es dient als Zusatz zu Gemüsen, damit sie sich rascher weich kochen, sowie zu Brause- und Backpulver, letztere enthalten außerdem noch Weinstein oder Weinsäure.

$\overset{1}{Na}(\overset{1}{NO}_3)$ Salpetersaures Natrium (Chilispeter)
f. Salpetersäure.

$\overset{1}{Na}_2(\overset{11}{SiO}_3)$ Kieselsaures Natrium (Wasserglas)
f. Silizium.

Bor-saures Natrium (Borax), dient als Kosmetikum, zum Weichmachen des Wassers, zum Glanzbügeln.

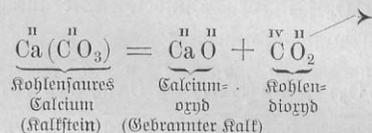
3. Ammonium ($\overset{1}{NH}_4$).

Dieser metallähnliche, fast unbekannte Körper bildet eine Basis, den Salmiakgeist, sowie Salze, wie bereits früher erwähnt wurde.

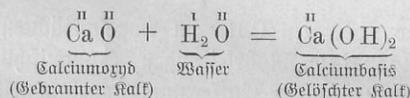
4. Calcium Ca.

Hat als Metall (unter Petroleum aufbewahrt) gar keine Verwendung. Wichtig und weit verbreitet sind seine Verbindungen:

$\overset{\text{II}}{\text{Ca}}\overset{\text{II}}{\text{O}}$ **Calciumoxyd** (Kalk, gebrannter Kalk) wird aus dem Kalkstein (kohlen-saures Calcium) durch Erhitzen in den Kalköfen gewonnen:

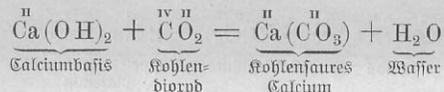


Es liefert mit Wasser unter starker Erwärmung die Calcium-basis, den gelöschten Kalk:



Je nach der Menge des zugesetzten Wassers erhält man dabei Kalkbrei, Kalkmilch oder eine klare Lösung, das Kalkwasser.

Mit scharfkantigem Sande vermischt, liefert der gelöschte Kalk den Luftmörtel, der aus der Luft allmählich CO_2 anzieht und erhärtet:



Das dabei entstehende Wasser hält die Mauern der Neubauten lange Zeit feucht. Die künstliche Trocknung der Neubauten bezweckt

a) rascheres Erhärten des Mörtels durch Anziehung des von den Koksforben gelieferten CO_2 ;

b) rascheres Trocknen durch die Wärme des brennenden Koks.

Gebrannter Kalk dient als Putzkalk und gegen Schneckenfraß, gelöschter Kalk zum Weissen der Wände und zur Konservierung der Eier.

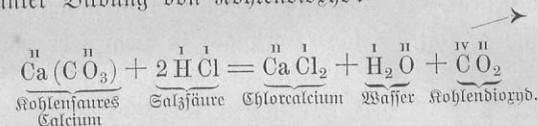
$\overset{\text{II}}{\text{Ca}}\overset{\text{II}}{\text{S}}$ **Schwefelcalcium** aus Gips durch Glühen mit Kohle erhalten, leuchtet im Dunkeln nach vorherigem Belichten mit bläulichem Lichte und dient als Leuchtfarbe zum Anstrich von Türschildern, Zifferblättern zc., die bei Nacht sichtbar sein sollen.

$\overset{\text{II}}{\text{Ca}}\overset{\text{I}}{\text{Cl}}_2$ Chlorcalcium, zerfließlich.

$\overset{\text{II}}{\text{Ca}}\text{O} \cdot \text{Cl}_2$ Chlorkalk entsteht durch Überleiten von Chlorgas über gelöschten Kalk. Siehe weiter bei Chlor.

$\overset{\text{II}}{\text{Ca}}(\overset{\text{II}}{\text{C}}\overset{\text{II}}{\text{O}}_3)$ **Kohlen-saures Calcium** bildet den körnigen, weissen Marmor, den Tropfstein (Sinter, Tuff), den dichten gefärbten Marmor, den Kalkstein, die Kelheimer und Solenhofener Platten. Auch bestehen aus ihm die Eierschalen, die Muschel- und Schneckenhäuser, die Korallen und Perlen, die Kreide und der Sprudelstein.

$\overset{\text{II}}{\text{Ca}}(\overset{\text{II}}{\text{C}}\overset{\text{II}}{\text{O}}_3)$ ist in reinem Wasser unlöslich, aber in kohlen-säurehaltigen Wässern als saures kohlen-saures Calcium löslich [$\overset{\text{II}}{\text{Ca}}(\overset{\text{II}}{\text{C}}\overset{\text{II}}{\text{O}}_3) + \text{H}_2(\overset{\text{II}}{\text{C}}\overset{\text{II}}{\text{O}}_3)$]. Aus dieser Lösung scheidet es sich beim Stehen (Tropfstein) oder beim Kochen (Kessel- oder Wasserstein) wieder als $\overset{\text{II}}{\text{Ca}}(\overset{\text{II}}{\text{C}}\overset{\text{II}}{\text{O}}_3)$ aus. In Säuren löst es sich unter Bildung von Kohlendioxyd:



$\overset{\text{II}}{\text{Ca}}(\overset{\text{II}}{\text{S}}\overset{\text{II}}{\text{O}}_4)$ **Schwefel-saures Calcium** bildet mit zwei Molekülen Kristallwasser den Gips, der gebrannt ein weisses Pulver darstellt, das mit Wasser angemacht, erhärtet. (Befestigen von Holz oder Eisen in Mauerwerk, Gipsverband.) Mit Leimwasser angemacht liefert er Stuck; in Stearin getaucht geben Gipsabgüsse eine elfenbeinartige Masse. Da der Gips in Wasser schwer löslich ist, so scheidet er sich im Dampfkessel oder Kochtopf bei zunehmender Verdampfung aus und macht den Kesselstein alsdann besonders hart (klingend) und gefährlich. Sodazusatz zum Wasser (s. oben) verhindert die Gipsausscheidung.

$\overset{\text{II}}{\text{Ca}}(\overset{\text{I}}{\text{N}}\overset{\text{III}}{\text{O}}_3)_2$ Salpeter-saures Calcium, Mauer-salpeter, Mauer-salß (s. bei Salpeter-säure).

$\overset{\text{II}}{\text{Ca}}_3(\overset{\text{V}}{\text{P}}\overset{\text{II}}{\text{O}}_4)_2$ **Phosphor-saures Calcium** ist in der Knochenasche enthalten und gibt mit Schwefel-säure behandelt Superphosphat, ein bekanntes Kunstdüngemittel.

Glas.

Quarz, Kalkstein, Soda (für Fensterglas und Trinkgläser) oder Pottasche (für Kunstglas und Glasapparate) werden, meist unter Zusatz von Scherbenglas, gemahlen. Der vom Chemiker untersuchte und eben-

tuell berichtigte Glasfaj wird im Glasofen in offenen Häfen aus feuerfestem Ton geschmolzen. Aus der zähflüssigen Masse werden die verschiedenen Glasgegenstände durch Blasen, Ziehen, Gießen hergestellt und im Kühllofen langsam abgekühlt. Fig. 33 läßt uns einen Blick in eine Glashütte tun. Links nimmt der Bläser gerade das zähflüssige Glas mit der Pfeife aus dem Ofen. Ein zweiter erzeugt eine Wasserflasche durch Aufblasen der von einer Holzform umgebenen feurigen Glasmasse. Die beiden andern Bläser zeigen uns den Werdegang der Fenster Scheiben, wobei zuerst lange Hohlzylinder erblasen und dann der Länge nach aufgesprengt werden, worauf sie sich im Streckofen (rechts) von selbst aufrollen und nur noch des Glättens bedürfen. Im Hintergrunde sieht man in halber Höhe die Herstellung von Glasröhren durch Blasen und gleichzeitiges Ausziehen vor sich gehen. Endlich ist in der Mitte der Kühllofen dargestellt, der die eben erblasenen Wasserflaschen zc. aufnimmt.

Zu rasch gekühltes Glas (Hartglas) ist zwar sehr hart und gegen Hitze beständig, springt aber bei der geringsten Kitzung. Eine Neuerung für Glasbottiche und Glasdächer ist das Drahtglas.

Enthält der Glasfaj Verbindungen von

Kobalt,	so wird das Glas blau,
Kupfer,	" " " " blaugrün,
Eisen,	" " " " bräunlich bis grün (Flaschenglas),
Gold (Goldpurpur),	" " " " purpurrot (Rubinglas),
Uran,	so fluoresziert es gelbgrün.

Überfanggläser sind nicht durch die ganze Masse gefärbt, sondern mit einer dünnen gefärbten Glasschicht überzogen; sie liefern bei teilweisem Wegschleifen farbige Muster.

Glasmalereien stellt man jetzt durch Aufschmelzen färbender Glasflüsse auf die Glasscheibe her. Die herrlichen mittelalterlichen Glasmalereien wurden aus einzelnen gefärbten Glasplatten zusammengesetzt und durch Bleistreifen verbunden.

Gibt man dem Glasfaj eine Beimengung von Knochenasche, so erhält man Milchglas, Zusatz von Zinnasche gibt Email (Eisenemailgeschirr). Große Spiegelscheiben werden durch Gießen und nachträgliches Polieren erhalten. Das Glasätzen geschieht mit Flußsäure; große Abmuster an Fenstern zc. kann man durch Einwirkung des Sandstrahlgebläses auf die mit Schablonen zum Teil bedeckten Glasscheiben erhalten.

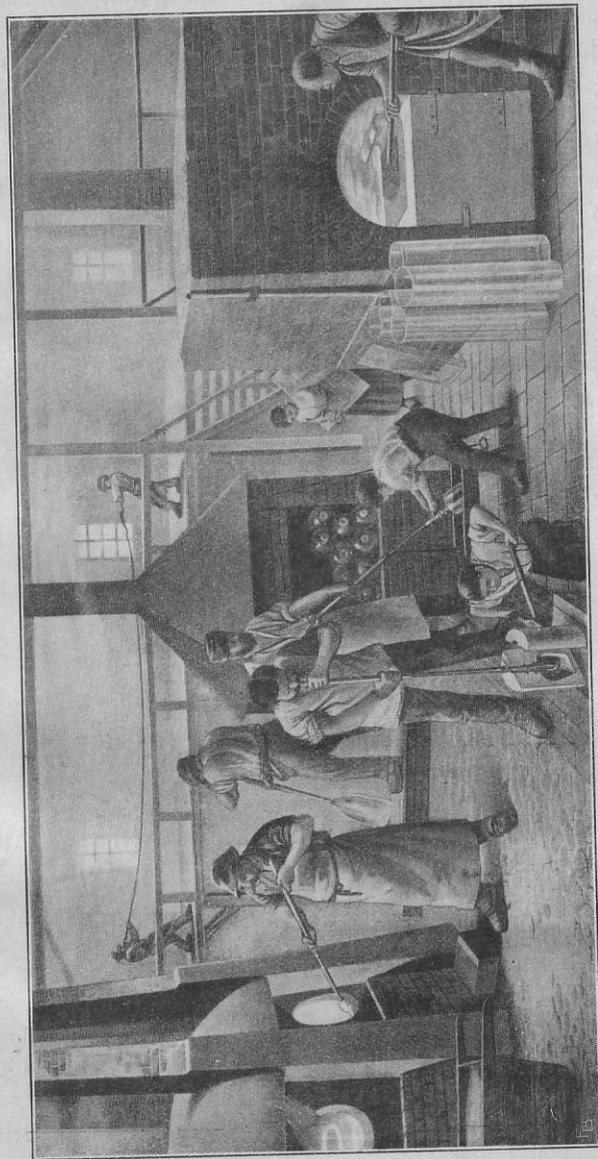


Fig. 33. Inneres einer Glashütte.
(Dieses Blatt ist als große farbige Wandtafel im Verlage F. C. Wadsworth, Leipzig, erschienen.)

Glasperlen werden durch drehende Bewegung eines Eisendrahtes in der Glasmasse oder durch Zerschneiden farbiger Glasröhren, Abrunden der Schnittänder in rotierenden Trommeln und Aufreihen auf Schnüre (venetianische Perlen) hergestellt.

Zusätze von Bleiverbindungen oder von Borflure verleihen dem Glase ausgezeichneten Glanz und hohes Lichtbrechungsvermögen. (Künstliche Edelsteine, die sich von echten Steinen durch ihre geringe Härte unterscheiden.)

5. Magnesium $\overset{\text{II}}{\text{Mg}}$.

Ein weißes Metall, das mit blendend weißem Lichte (Magnesiumfackeln) verbrennt zu

$\overset{\text{II}}{\text{Mg}}\overset{\text{O}}$ Magnesiumoxyd, gebrannte Magnesia, ein weißes Pulver, das gegen Sodbrennen dient.

$\overset{\text{II}}{\text{Mg}}(\overset{\text{VI}}{\text{S}}\overset{\text{O}_4}$) Schwefelsaures Magnesium, Bittersalz, in den Bitterwässern.

Kieselsaures Magnesium ist im Speckstein (Gasbrenner, Schneiderkreide), im Talk (Federweiß) und im Asbest enthalten.

6. Aluminium $\overset{\text{III}}{\text{Al}}$.

Dieses Metall ist nur 2 $\frac{1}{2}$ mal schwerer als Wasser, es dient zu Küchengefäßen, wo es sich wohl zum Kochen und Braten, nicht aber zum Aufbewahren von Speisen eignet und bildet mit Kupfer legiert eine goldähnliche Legierung.

$\overset{\text{III}}{\text{Al}_2}\overset{\text{O}_3}$ Aluminiumoxyd bildet rein den Rubin (rot) und Saphir (blau), unrein den Smirgel.

$\overset{\text{III}}{\text{Al}}(\text{OH})_3$ die Aluminiumbasis dient als essigsaures Aluminium zum Wasserdichtmachen von wollenen Stoffen. Dabei bleibt die Basis zwischen und auf den Fasern zurück.

$\overset{\text{III}}{\text{Al}_2}(\overset{\text{VI}}{\text{S}}\overset{\text{O}_4})_3 + \overset{\text{I}}{\text{K}_2}(\overset{\text{VI}}{\text{S}}\overset{\text{O}_4})$ bildet mit Kristallwasser den Alaun, der außer als Gurgelwasser auch zum Leimen des Papiers, zum Unverbrenlichmachen von Stoffen dient.

Kieselsaures Aluminium ist ein Bestandteil des Glimmers (Brillen, Ofenfenster), Granates und Tonen.

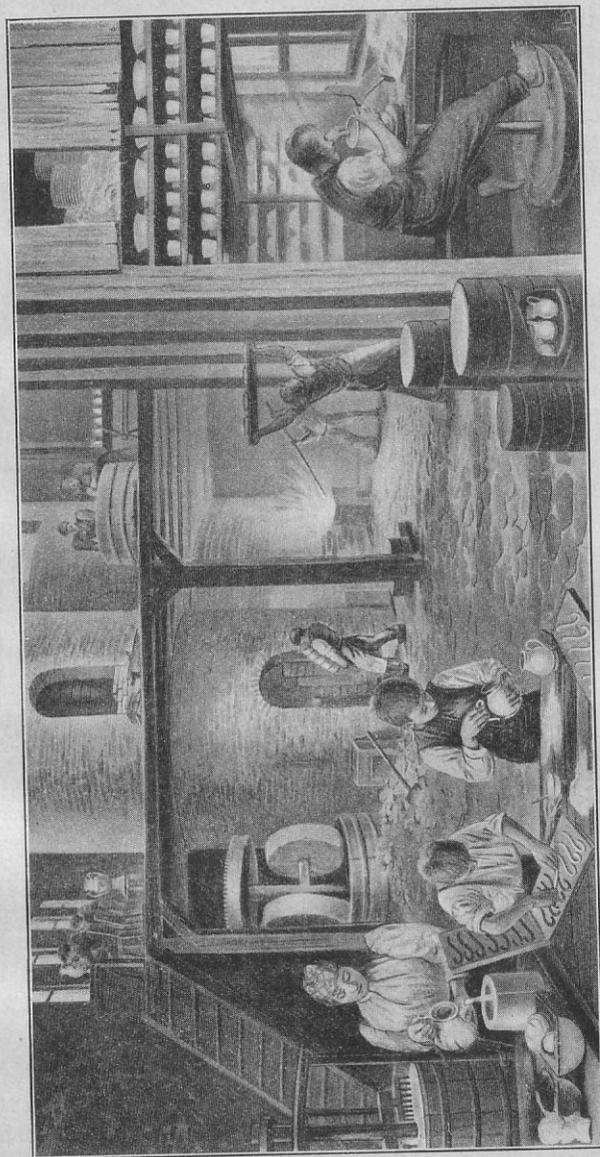


Fig. 34. Porzellanbereitung.
(Dieses Blatt ist als große farbige Wandtafel in Verlag F. C. Wachsmauth, Leipzig, erschienen.)

Ganz reiner, weißer **Ton** ist unschmelzbar, brennt sich weiß und heißt Kaolin.

Ein sich nicht mehr weiß brennender, aber noch unschmelzbarer Ton ist der plastische Ton (Steinzeug). Rötlicher plastischer Ton, der sich rotbraun brennt und bei starker Hitze schmilzt, bildet den Töpfer-ton (Geschirr). Ganz unreiner, leicht schmelzbarer Ton, der sich gelb bis rot brennt, heißt Lehm oder Letten (Ziegelsteine).

Keramik.

Porzellan (Böttger, Meißen in Sachsen 1709). Vergleiche hierzu Fig. 34.

Geschlämmter Kaolin (Schlämmbottich links) wird mit fein gemahltem Feldspate (damit das Porzellan in der Hitze frittet und durchscheinend wird) und Quarz (damit die geformten Waren nicht zu sehr schwinden) gut durchknetet und auf der Töpferscheibe (Vordergrund rechts) oder durch Gießen (Vordergrund links) geformt. Die geformten Gegenstände werden auf Brettergestellen (rechts) getrocknet, in Kapseln eingeschlossen im oberen Teile des Ofens bei ca. 900° C vorgebraunt. Die so erhaltene poröse Ware wird in die Glasurmasse (d. i. eine Milch aus Feldspatpulver und Wasser) getaucht (Mitte oben) und nach abermaligem Trocknen im unteren Teile des Ofens bei 1500—1600° gar gebrannt, wobei die Glasur schmilzt und den Gegenstand bis auf die am Kapselboden aufliegenden Stellen gleichmäßig überzieht, der Scherben aber derartig frittet, daß er durchscheinend wird und kein Wasser mehr auffängt. Bei der Porzellanmalerei werden die Farben entweder vor dem Glasieren (unter der Glasur) aufgetragen und im Scharffener eingebraunt, oder auf die Glasur aufgetragen und nachträglich bei schwacher Rotglut aufgeschmolzen. Malereien nach der ersten Art können sich nicht abnutzen.

Steingut (Majolika, Fayence) ist feinere, poröse, unter der Glasur bemalte Töpferware. Hat sich der Steingutscherben beim ersten Brande nicht weiß gebrannt, so wird der Glasur für die weiß zu bleibenden Gegenstände (Teller) Zinnasche zugefügt.

Steinzeug ist nicht porös und wird aus weniger reinem Ton in einem Brande erzeugt; gegen Ende des Brandes wirft man Kochsalz in den Ofen, welches auf dem glühenden Ton eine sehr widerstandsfähige Glasur hervorruft.

Töpferwaren haben einen porösen, braunen Scherben und werden in einem Brande hergestellt. Die bleihaltige Glasur wird schon vor dem Brennen auf die lufttrockene Ware aufgetragen; sie soll nicht zu viel Blei enthalten und muß gut eingebrannt werden, weil sonst saure Speisen das giftige Blei ausziehen.

Ziegel sind gelb bis rot, porös und ohne Glasur.

Klinker sind gelb bis rot, nicht porös und stark gebrannt.

Zement.

Brennt man ein Gemenge von Kalkstein und Ton und zerkleinert das Produkt zu einem feinen Pulver, so erhält man Portlandzement, der mit Sand den unter Wasser erhärtenden und für Wasser undurchlässigen Zement- oder Wassermörtel, mit Kies den stahlharten **Beton** bildet; letzterer dient als Häuserfundament, da er kein Grundwasser aufsteigen läßt.

Ultramarin, von ähnlicher Zusammensetzung wie der lapis lazuli, ein bekannter Schmuckstein, wird aus Ton, Soda und Schwefel durch Erhitzen in bedeckten Tiegeln, Mahlen und Schlämmen erhalten. Er ist ein sehr lichtechter, aber gegen Säuren unbeständiger, blauer (auch roter und grüner) ungiftiger Farbstoff. Seine Anwendung zum Färben von Tapeten und Zeug sowie zum Bläuen des Zuckers und der Wäsche ist bekannt.

II. Schwermetalle.

7. Eisen ^{II, III} Fe.

Daselbe findet sich in mehreren Erzen; auch ist es in den Stahlwässern und im Farbstoffe der roten Blutkörperchen (Hämoglobin) enthalten. Es wird aus den Eisenerzen und Koks im Hochofen als Roheisen erhalten.

Roheisen eignet sich nur zum Gießen; es enthält 5% C und andere Verunreinigungen, die es spröde machen, so daß es weder gebogen noch gehämmert werden kann.

Schmiedeeisen. Befreit man das Roheisen durch Oxydation von diesen Beimengungen völlig (Bessemer Prozeß), so wird es weich und

läßt sich im glühenden und kalten Zustande biegen, walzen und ziehen (Schmiedeeisen).

Stahl entsteht, wenn man die Beimengungen des Roheisens bis auf 1—2% C entfernt. Stahl läßt sich nur noch in der Hitze biegen und hämmern, in der Kälte ist er spröde. Diese Sprödigkeit läßt sich durch plötzliches Abkühlen außerordentlich steigern, so daß das betreffende Stück wie Glas zerbricht. Doch kann diesem Glas- oder Diamantstahl durch Erhitzen auf gewisse Anlauffarben (Anlassen) die übermäßige Härte ganz oder zum Teil genommen werden.

Aus Schmiedeeisen bestehen z. B. die eisernen Träger der Neubauten und das Eisenblech.

Aus Stahl bestehen Scheren, Messerklingen, Stahlfedern, Sägen, Strick- und Nähnadeln.

Röhren können aus Guß- oder Schmiedeeisen, Drähte aus Schmiedeeisen oder Stahl hergestellt werden.

Alles Eisen rostet an feuchter Luft; der Rost frißt immer weiter. Anstriche mit Lack oder Mennige, sowie Verzinnen und Vernickeln schützen gegen den Rost. Von den Eisenverbindungen seien genannt:

$\overset{\text{II}}{\text{Fe}}\overset{\text{II}}{\text{S}}$ Schwefeleisen. (Siehe bei Schwefelwasserstoff.)

$\overset{\text{III}}{\text{Fe}}\overset{\text{I}}{\text{Cl}_3}$ **Salzsaures Eisen, Eisenchlorid** wirkt blutstillend, weil es mit dem Blutfibrin einen unlöslichen Körper erzeugt, der als Pfropfen die Wunde verschließt.

8. Mangan $\overset{\text{II}}{\text{Mn}}$.

Von diesem sei nur das übermangansaure Kalium genannt, weil es als Mundwasser und zum Braunbeizen des Holzes dient.

9. Kobalt $\overset{\text{II}}{\text{Co}}$.

Seine Verbindungen sind in der Hitze blau und werden beim Erkalten unter Wasseranziehung rötlich. (Sympathetische Tinte, Wetterbilder.)

10. Nickel $\overset{\text{II}}{\text{Ni}}$.

Dieses ist ein an der Luft unveränderliches Metall, welches zu Kochgeschirren und zu verschiedenen Legierungen verwendet wird. Die Nickelmünzen enthalten 25% Ni, 75% Cu. **Neusilber** besteht aus Kupfer, Zink und Nickel und führt versilbert die Namen: Alpaka, China, Christofle.

11. Zink $\overset{\text{II}}{\text{Zn}}$.

Dieses Metall wird aus seinen Erzen und Kohle als Dampf erhalten, der sich in der Kälte verdichtet. An der Luft läuft es wohl an, aber die Oxidhaut schützt das darunter befindliche Metall vor weiterer Oxidation. Es findet als Blech zu Dächern und Gefüssen Verwendung.

Von seinen Verbindungen, welche giftig sind, sei hier nur das

$\overset{\text{II}}{\text{Zn}}\overset{\text{II}}{\text{O}}$ Zinkoxyd genannt, eine weiße Anstrichfarbe, die sich an der Luft nicht bräunt, wie Bleiweiß.

12. Blei $\overset{\text{II}}{\text{Pb}}$.

Wird aus seinen Erzen als Werkblei gewonnen, welches namentlich noch Silber enthält. Das Blei ist weich, abfärbend, auf frischer Schnittfläche durch Oxidation grau anlaufend. Das Oxidhäutchen schützt vor weiterer Oxidation. Unter Wasser, welches stets Luft und Kohlensäure, meist auch Gips enthält, überzieht es sich mit einer weißen Schicht von kohlen-saurem bzw. schwefelsaurem Blei, die in Wasser unlöslich ist. Trotz der Giftigkeit der Bleiverbindungen finden daher Bleiröhren zu Wasserleitungen Verwendung. Dagegen verbieten sich bleihaltige Geschirre von selbst, weil das Blei von sauren Speisen angegriffen wird.

Es findet Verwendung zu den Akkumulatoren, zu Schrotten (diese enthalten außer Blei eine Spur Arsen), Buchdrucklettern und mit Zinn legiert zu Lot, Deckeln etc. Von den Bleiverbindungen dient die Mennige und das Bleiweiß als Anstrichfarbe, Bleiessig (essigsaures Blei) dient als Goulard'sches Wasser gegen Entzündungen, Bleiseife als Heftpflaster. (Ferner Bleigläser, Töpferglasur.)

13. Zinn $\overset{\text{IV}}{\text{Sn}}$.

Dieses an der Luft sehr beständige Metall dient, rein oder höchstens mit 10% Blei legiert, zu Zinngeschirren, außerdem zu wichtigen Legierungen, wie

Weichlot (Zinn und Blei),

Bronze (Kupfer und Zinn),

Britannia (Kupfer, Zinn, Antimon),

Weißblech ist in geschmolzenes Zinn getauchtes Eisenblech.

Ferner findet das Zinn Anwendung zum Verzinnen kupferner Gefäße und als Stanniol zum Verpacken,

$\overset{\text{IV}}{\text{Sn}}\overset{\text{II}}{\text{O}}_2$ Zinnasche für undurchsichtiges Email,

$\overset{\text{IV}}{\text{Sn}}\overset{\text{II}}{\text{S}}_2$ Musivgold zum Bronzieren.

14. Kupfer $\overset{\text{II}}{\text{Cu}}$.

Es kommt gediegen vor, sowie als Malachit, der ebenso wie echter Grünspan oder Patina hauptsächlich aus kohlensaurem Kupfer besteht. Es wird aus seinen Erzen als Schwarzkupfer abgetrennt und dieses dann weiter gereinigt. Kupfer läßt sich nicht gießen, weil es sprakt, aber vorzüglich hämmern (Kupferschmied) und zu Draht ausziehen. Seine Verbindungen sind sehr giftig und da es schon von Essig angegriffen wird, so dürfen saure Speisen in Kupfergefäßen nicht aufbewahrt werden (Verzinnen).

Da es an der Luft Grünspan bildet, der beim Kochen in die Speisen übergehen würde, so müssen Kupfergeschirre in der Küche immer peinlich blank gehalten werden. Spuren von Kupfer scheinen für den Organismus unschädlich zu sein, da wir sie in den Knochen finden. (Vom Weizen stammend, der allgemein als Saatgut gegen den Brand mit Kupferlösungen gebeizt wird.) Auch die grünen, in Kupferkesseln gekochten Erbsen enthalten unschädliche Spuren von Kupfer. Kupferlegierungen sind: **Kupfermünze** (Kupfer, Zinn und etwas Zink), **Messing** (Kupfer, Zink). Enthält das Messing viel Kupfer, so heißt es **Tomback**, welches vergoldet **Talmit** und in dünne Blättchen gehämmert **unechtes Blattgold** liefert, aus dem durch Erhitzen auf bestimmte Anlauffarben und folgendes Mahlen die Bronzefarben hergestellt werden. Andere Kupferlegierungen wurden schon früher genannt. Von den Kupferverbindungen ist am wichtigsten $\overset{\text{II}}{\text{Cu}}(\overset{\text{II}}{\text{S}}\overset{\text{IV}}{\text{O}}_4)$ Schwefelsaures Kupfer, mit Kristallwasser Kupfervitriol genannt; es dient mit Kalkmilch gemischt als Bordelaiserbrühe zum Bespritzen von Pflanzen gegen Insektenfraß und Pilze. Löst man in der Kupfervitriollösung einige Kristalle von Seignettesalz (weinsaures Natrium und Kalium) und gibt eine genügende Menge von gelbster Natriumbasis hinzu, so erhält man eine tiefblaue Flüssigkeit, die beim Erwärmen mit Zuckerlösungen (nicht aber mit der Lösung des Rohrzuckers) braunrotes Kupferoxydul Cu_2O ausscheidet. Die obige

blaue Lösung führt den Namen „Fehlingsche Lösung“ und dient zur Erkennung der Zuckerarten.

Mit Essigsäure bildet das Kupfer den wasserlöslichen, unechten Grünspan.

15. Quecksilber $\overset{\text{II}}{\text{Hg}}$.

Dieses flüssige Metall bildet schon bei gewöhnlicher Temperatur giftige Dämpfe. Es löst alle Metalle mit Ausnahme von Eisen und Platin auf und bildet damit sogenannte Amalgame, von denen das Zinnamalgam zum Belegen der Spiegel dient. Diese Quecksilberpiegel, welche grünliche Reflexe ergeben, werden mehr und mehr von den Silberspiegeln verdrängt, welche dem Bilde rötliche Strahlen beimischen. Alle Quecksilberverbindungen sind außerordentlich giftig; metallisches Quecksilber selbst aber kann z. B. bei Darmverschlingungen innerlich verordnet werden.

16. Silber $\overset{\text{I}}{\text{Ag}}$.

Es kommt gediegen in der Natur vor, ist ferner in vielen Blei- und Kupfererzen in Spuren enthalten und wird entweder aus dem silberhaltigen Werkblei bezw. Schwarzkupfer gewonnen, oder seinen Erzen durch Quecksilber entzogen.

Es ist ein Edelmetall, welches aber an schwefelwasserstoffhaltiger Luft oder in eiweißhaltigen Speisen anläuft. Wegen Spragens kann es nicht gegossen, sondern muß getrieben oder für Filigranarbeiten zu Drähten ausgezogen werden. Oxydiertes Silber ist in eine Lösung von Schwefelleber getaucht und an den erhabenen Stellen abgerieben. Der Silbergehalt der Schmucksachen und Münzen wird als Feingehalt in 1000 Teilen angegeben; die deutsche Silbermünze hat Feingehalt 900, der Rest ist Kupfer. Durch verbilligte Herstellung ist der Silberpreis seit 1870 auf die Hälfte gesunken; da der Goldpreis nach internationaler Einigung konstant bleibt, so ist man in Deutschland zur Goldwährung übergegangen.

$\overset{\text{I}}{\text{Ag}}(\overset{\text{I}}{\text{N}}\overset{\text{III}}{\text{O}}_3)$ Salpetersaures Silber (Höllenstein), dient als Wäschetinte und zur Behandlung vergifteter Wunden und Geschwüre.

Die Silberverbindungen sind lichtempfindlich und werden in der Photographie verwendet.

Die photographische, im Dunkeln aufzubewahrende und einzulegende Platte enthält auf der lichtempfindlichen Seite einen Gelatine- oder

Kollodiumüberzug mit darin fein verteiltem Bromsilber AgBr. Nach der Belichtung wird die Platte, welche noch gleichmäßig weiß erscheint, in die Dunkelkammer gebracht und bei rotem Lichte mit einer Lösung von Eisenvitriol, Pyrogallol zc. „entwickelt“. Dadurch tritt das Bild mit schwarzen Linien metallischen Silbers auf einem mehr oder weniger weißem Grunde von unverändertem AgBr hervor. Die dunkeln Partien entsprechen den Lichtern, die hellen den Schatten des Originales. Mit dem Fixierer (unterschwefligsaures Natrium) nimmt man nun dem Negativ das unveränderte AgBr und damit die Lichtempfindlichkeit. Zur Herstellung des positiven Bildes legt man das Kopierpapier (welches das wenig lichtempfindliche Chlor Silber enthält und daher bei Tageslicht eingesetzt werden kann) unter das Negativ, spannt beide in den Kopierahmen, belichtet das Negativ im zerstreuten Tageslicht, fixiert das genügend kopierte Papierpositiv, tönt es nach Belieben mit Goldlösung, wäscht es gut aus und klebt es nach dem Trocknen auf. Es ist klar, daß sich das unter dem Negativ liegende Kopierpapier (Positiv) an jenen Stellen schwärzen muß, die in der darüber befindlichen negativen Glasplatte hell erscheinen und Licht hindurchlassen.

Die Technik kennt noch andere photographische Verfahren. Eines, die Herstellung der sogenannten Einbrennbilder auf Porzellan sei noch kurz erwähnt. Auf dem Porzellan befindet sich eine mit chromsaurem Kalium getränkte Gelatineschicht. Diese wird an den vom Lichte getroffenen Stellen in warmem Wasser unlöslich und nimmt leicht Farbpulver an, die man alsdann einbrennen kann. Die Belichtung erfolgt unter einem Negativ.

17. Gold ^{III} Au.

Kommt gediegen vor als Berggold (im festen Gestein) und als Waschgold (im lockeren Boden und im Flußsande). Es kann aus dem zerklüftesten Gestein oder aus dem Sande durch Schlämmen erhalten werden.

In Fig. 35 (aus Schneid: Die Metalle; Verlag von W. G. Teubner-Leipzig) ist die kalifornische Goldwiege abgebildet, welche zum Schlämmen des Goldsandess dient. Der Sand wird auf das Sieb des viereckigen Kastens gebracht und durch Wasserzufluß und unter fortwährendem Schaukeln gewaschen. Größere Teile bleiben auf dem Siebe zurück. Der feinere Schlamm fließt über die schiefe Ebene, deren Querleisten die schweren Goldteilchen zurückhalten.

Gold ist an der Luft absolut beständig und wird wegen seiner Weichheit zu Schmucksachen und Münzen mit Kupfer oder Silber legiert. Der Goldgehalt wird entweder als Feingehalt in 1000 Teilen, oder als

Karat in 24 Teilen angegeben. Es läßt sich nicht gießen, weil es die Form schlecht ausfüllt, aber ausgezeichnet hämmern (Echtes Blattgold). 1 g Feingold kostet ca. 3 M.

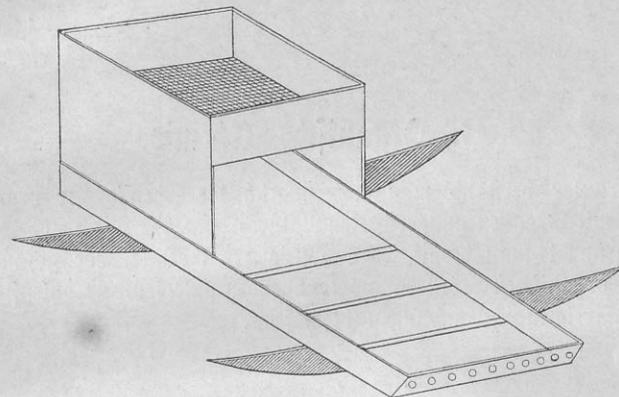


Fig. 35.

Es dient außer zu Schmucksachen und Münzen zur Vergoldung, zur Herstellung von Rubin glas, zu Goldplomben und künstlichen Gebissen.

18. Platin ^{IV} Pt.

Ist ein weißes, sehr kostbares Edelmetall, das als Platinschwamm zum Döbereiner'schen Feuerzeug, sowie zu den Selbstzündern Verwendung findet. (Siehe Wasserstoff.)