

WYDZIAŁY POLITECHNICZNE KRAKÓW

BIBLIOTEKA GŁÓWNA



L. inw.

5190

e, chem. Technologie,

mechan. Technologie.

Lehrbuch

der

Unorganischen Chemie

und

chemischen Technologie

von

Dr. Rudolf Oppelt.



Preis 2 K 40 h

ALFRED HÖLDER  
K. & K. HOF- UND UNIVERSITÄTS-BUCHHÄNDLER

A. Lehrbücher für höhere Handelslehranstalten  
(Handelsakademien).

- Berger, Hermann**, weil. Professor an der Wiener Handelsakademie und amtlich beideter Gerichtsdolmetsch für die französische und englische Sprache, **Lehrbuch der englischen Sprache für den Handels- und Gewerbestand**. Anleitung zur gründlichen Erlernung der Umgangs- und Geschäftssprache sowie der Handelskorrespondenz. 13. unveränderte Auflage. Herausgegeben und sorgfältig revidiert von L. C. Hurt, Professor an der Wiener Handelsakademie. Preis gebunden 3 K 50 h.
- Berger, J.**, Direktor der Handelsakademie und Hon.-Dozent an der k. k. Techn. Hochschule in Graz, Mitglied der k. k. Prüfungskommission für das Lehramt an zweiklassigen Handelsschulen, **Handelskunde für höhere Handelsschulen**. Preis gebunden 2 K 20 h.
- — **Wechselkunde für höhere Handelsschulen**. Preis gebunden 1 K 40 h.
- — **Einführung in das Handels- und Gewererecht**. Für höhere Handelsschulen. Preis gebunden 2 K.
- Bisching, Prof. Dr. Anton**, **Allgemeine Warenkunde**, zum Gebrauche für Handels- und Gewerbeschulen. Mit 36 Abbildungen. 6. verbesserte Auflage. Preis geheftet 5 K, gebunden 5 K 40 h.
- Haberer, Karl**, Direktor der Handelsakademie in Innsbruck, **Lehrbuch der Handels- und Wechselkunde für höhere Handelslehranstalten (Handelsakademien)**. Preis gebunden 3 K 60 h.
- — Die wichtigsten Fälle der **Devisenarbitrage**, tabellarisch zusammengestellt. Preis 70 h.
- Hurt, L. C.**, Professor of English at the „Wiener Handelsakademie“ and formerly at the „k. k. Theresianische Akademie“, **English poems and poetical extracts for recital**. Supplement zu dem Lesebuche „English prose reader von Palotta und Hurt“. 2. edition. Preis 40 h.
- Kralik, Anton**, Oberamtsoff. b. k. k. Hauptzollamte, Doz. an der Handelsakademie in Wien, **Lehrbuch der österreichisch-ungarischen Zollgesetze**. Für den Unterricht an höheren Handelslehranstalten. Zugleich Handbuch für Handels- und Gewerbetreibende sowie Angestellte aller Transportanstalten. Preis 3 K 20 h.
- Kreibitz, Dr. Josef Klemens**, Professor an der Wiener Handelsakademie, **Lehrbuch der kaufmännischen Arithmetik für dreiklassige höhere Handelslehranstalten**. I. Teil. 2. verbesserte Auflage. (Vergriffen.) — II. Teil. 2. verbesserte Auflage. Preis gebunden 3 K. — III. Teil. 2. verbesserte Auflage. Preis gebunden 3 K 30 h.
- — **Lehrbuch der kaufmännischen Arithmetik f. vierklassige höhere Handelslehranstalten**. I. Teil. 3. verbesserte Auflage. Preis gebunden 2 K 74 h. — II. Teil. 3. verbesserte Auflage. Preis gebunden 2 K 88 h. — III. Teil. 3. verbesserte Auflage. Preis gebunden 3 K 24 h. — IV. Teil. 3. verbesserte Auflage. Preis gebunden 2 K 64 h.
- Lederer, J. U. Dr. Paul**, Advokat und Lehrer des Handels- und Gewerbe-rechtes an der deutschen Handelsakademie in Pilsen, **Lehrbuch des Handels- und Gewerberechtes für Handelsakademien und höhere Handelsschulen**. Preis gebunden 2 K 60 h.
- Mayr, Dr. Richard**, Professor an der Wiener Handelsakademie, **Lehrbuch der Handelsgeschichte auf Grundlage der Sozial- und Wirtschaftsgeschichte**. Mit einem bibliographischen Anhang. 2. umgearbeitete und gekürzte Auflage. Preis gebunden 3 K 40 h.
- — **Kanon der wichtigsten welt- und handelsgeschichtlichen Daten**. Nebstemem Anhang: 1. Hauptdaten der österreichischen Geschichte. 2. Zeittafel zur Geschichte der deutschen Literatur. 2. veränderte und verbesserte Auflage. Preis 75 h.
- — **Deutsches Lesebuch für höhere Handelsschulen (Handelsakademien)**. Für den 1. und 2. Jahrgang. Preis gebunden 4 K 80 h.
- — **Repetitorium** der Handelslehre. Preis gebunden 4 K 80 h.
- — **Repetitorium** der Handelslehre. Preis gebunden 4 K 80 h.
- — **Repetitorium** der Handelslehre. Preis gebunden 4 K 80 h.
- — **Repetitorium** der Handelslehre. Preis gebunden 4 K 80 h.

Biblioteka Politechniki Krakowskiej



10000294715

österreichischen Geschichte; 2. Übersicht der Literatur-, der neueren Musik- und der Kunstgeschichte. Preis 1 K 80 h.

**Mayr, Dr. Richard**, Professor an der Wiener Handelsakademie, **Literarhistorisches Lesebuch**. II. Teil des Lesebuches für höhere Handelsschulen (Handelsakademien). Für den 3., eventuell 2. und 3. Jahrgang höherer Handelsschulen. 2. Abdruck. Preis gebunden 5 K.

— — und **Dr. Hans Pischek**, **Hilfsbuch für den deutschen Unterricht** (Grammatik, Stilistik, Metrik und Poetik). 2. verbesserte Auflage. Preis geb. 2 K 44 h.

**Mitteregger, Dr. Josef**, k. k. Professor und Lehrer der Chemie und Warenkunde an der Mädchen-Handelschule in Klagenfurt, und **Dr. Anton Effenberger**, Direktor der Handelsakademie in Linz, **Lehrbuch der Chemie und chemischen Technologie** für höhere Handelslehranstalten. Mit einem Anhang: Übersichtliche Anleitung zur qualitativen chemischen Analyse der wichtigsten Mineralverbindungen. Mit 55 Abbildungen. Preis gebunden 3 K 40 h.

**Oppelt, Dr. Rudolf**, Professor an der Grazer Handelsakademie, **Lehrbuch der unorganischen Chemie und chemischen Technologie** für höhere Handelsschulen und verwandte Lehranstalten. Mit 40 Abbildungen. Preis gebunden 2 K 40 h.

— — **Lehrbuch der organischen Chemie und chemischen Technologie** für höhere Handelsschulen und verwandte Lehranstalten. Mit 23 Abbildungen und 34 Holzschnitten von Ringformeln. Preis gebunden 2 K 30 h.

**Ottel, Klemens**, Direktor der deutschen Handelsakademie in Olmütz, **Handels- und Wechselkunde** für höhere Handelslehranstalten. 2. vermehrte Auflage. Preis gebunden 2 K 40 h.

**Palotta, C. W.**, late Professor of English at the „Wiener Handelsakademie“ and the „Hoher. Artillerie- und Geniekurs“, and **L. C. Hurt**, Professor of English at the „Wiener Handelsakademie“ and late at the „k. k. Theresianische Akademie“, **English prose reader**. A selection for the use of commercial and technical schools. 2. edition. (With many additions and alterations.) Preis gebunden 3 K 60 h.

**Richter, Ignaz**, wirkl. Lehrer an der höheren Handelsschule in Reichenberg, **Lehrbuch der Physik** für höhere Handelslehranstalten. Mit 281 in den Text gedruckten Holzschnitten und 3 Tafeln. Preis gebunden 3 K 40 h.

**Sauer, Johann Julius**, Prof. a. d. Kaiser Franz Josef-Höheren Handelsschule in Brünn, **Englisches Lesebuch** für Handelslehranstalten. Preis geb. 4 K 50 h.

— — **Specimens of commercial correspondence**. Preis gebunden 5 K.

**Sinwel, Rudolf**, Professor der Kaiser Franz Josef-Höheren Handelsschule in Brünn, **Lehrbuch der Geschichte** für höhere Handelsschulen (Handelsakademien) und verwandte Lehranstalten. I. Teil: Das Altertum. Preis gebunden 2 K 80 h.  
— II. Teil: Das Mittelalter. Preis gebunden 2 K 90 h.

**Sonndorfer, Dr. Rudolf**, k. k. Regierungsrat, Direktor der Wiener Handelsakademie, und **Adrian Schuster**, Professor an der Wiener Handelsakademie, **Lehrbuch der internationalen Handelskunde** für Handelsakademien und höhere Handelslehranstalten. Preis gebunden 5 K.

**Uebe, Friedrich**, wirkl. Lehrer an der städt. höheren Handelsschule zu Aussig a. d. Elbe, und **Dr. Charles Glauser**, Lehrer der franz. Sprache an der städtischen höheren Handelsschule zu Aussig a. d. Elbe, **Französisches Lesebuch** für höhere Handelsschulen (Handelsakademien). Preis geb. 3 K.

**Zehden, Dr. Karl**, weil. k. k. Hofrat und Inspektor für den kommerziellen Unterricht, **Handelsgeographie** auf Grundlage der neuesten Forschungen und Ergebnisse der Statistik. Mit einer Weltverkehrskarte. 9. Auflage. Mit Benützung des vom Verfasser gesammelten Materials durchgesehen und ergänzt von **Dr. Robert Sieger**, Privatdozent an der Universität in Wien und Professor an der Exportakademie des k. k. Handelsmuseums. Preis geheftet 6 K 20 h, gebunden 6 K 80 h.

**Ziegler, Julius**, k. k. a. o. Professor an der Exportakademie etc., **Lehrbuch der Buchhaltung** für höhere kommerzielle Lehranstalten. I. Teil: Einfache Buchhaltung. Preis gebunden 2 K 60 h. — II. Teil: Doppelte Buchhaltung. Preis gebunden 3 K 40 h.

**B. Lehrbücher für höhere Handelslehranstalten (Handelsakademien) und für zweiklassige Handelsschulen.**

Auswahl kaufmännischer Fachausdrücke in neuer Rechtschreibung. Preis 24 h.

**Bischof, Dr. A.,** und **Dr. C. Rothe,** Abriss der Naturgeschichte für den Unterricht an höheren und an zweiklassigen Handelsschulen mit besonderer Berücksichtigung der Warenkunde. 2. verbesserte Auflage. 2. Abdruck. Mit 207 in den Text gedruckten Abbildungen. Preis gebunden 2 K 20 h.

**Gautsch, J. v.,** Lehrbuch der kaufmännischen Korrespondenz für österreichische Handelsschulen. 3. verbesserte Auflage. Preis gebunden 4 K 20 h.

**Gleisberg, Dr. E.,** Allgemeine Wechselkunde nebst Lehre von den Anweisungen, Bons, Schecks (Postscheck) und dem Abrechnungsverkehr (Saldierungsverein) im Anschluß an das Giro-(Erlags-)Geschäft namentlich der Österreichisch-ungarischen Bank und des k. k. Postsparkassenamtes. Preis gebunden 2 K 30 h.

**Richter, Ignaz,** wirkl. Lehrer an der höheren Handelsschule in Reichenberg, Anfangsgründe der Naturlehre für den Unterricht an zweiklassigen Handelsschulen. Mit 172 in den Text gedruckten Holzschnitten. Preis gebunden 1 K 40 h.

**Schiff, Prof. Josef,** Der Geschäftsstenograph. Hand- und Übungsbuch für die stenographische Praxis im kaufmännischen Berufsleben. Mit Schlüssel. 6. durchgesehene Auflage. I. Abteilung: Theoretischer und praktischer Teil, Phraseologie und Kürzungsverzeichnis. Preis 1 K 76 h. — II. Abteilung: Schlüssel. Preis 80 h.

**Ziegler, Julius,** Leitfaden des Wechselrechtes für österreichische Handelsschulen und verwandte Lehranstalten als auch zum Selbstunterrichte. 2. unveränderter Abdruck mit Nachtrag: Der Wechselprozeß. Preis gebunden 1 K 60 h.

**C. Lehrbücher für zweiklassige Handelsschulen.**

**Allina, Max,** Handelsschuldirektor, Lehr- und Übungsbuch der einfachen und doppelten Buchführung für zweiklassige Handelsschulen. 5. Auflage. Preis gebunden 3 K 24 h.

— — **Materialien für das praktische Übungskontor** an zweiklassigen Handelsschulen. 2. umgearbeitete Auflage. Preis gebunden 80 h.

**Berger, J.,** Direktor der Handelsakademie in Graz, Lehr- und Übungsbuch der kaufmännischen (einfachen und doppelten) Buchhaltung für zweiklassige Handelsschulen. 2. verbesserte und vermehrte Auflage. Preis gebunden 2 K 52 h.

**Bischof, Prof. Dr. A.,** k. k. Schulrat und Mitglied der k. k. Prüfungskommission für das Lehramt an zweiklassigen Handelsschulen, Allgemeine Warenkunde. 7. Auflage. Bearbeitet zum Gebrauche an zweiklassigen Handelsschulen. Mit 37 Abbildungen. Preis gebunden 2 K 60 h.

**Dulle, Dr. Ferdinand,** Professor an der Handelsakademie in Graz, Warenkunde für zweiklassige Handelsschulen. Preis gebunden 3 K 20 h.

**Engelhard, Prof. Karl,** Lehrbuch der Gabelbergerschen Stenographie. Text und stenographischer Teil. 4. verbesserte Auflage, besorgt von **Hans Koppensteiner,** k. k. Professor am Karl-Ludwig-Gymnasium in Wien. Mit Berücksichtigung der vom V. Deutschen Stenographentage in Wien beschlossenen Schreibweisen. Preis gebunden 1 K 90 h. — Schlüssel hiezu, 4. verbesserte Auflage. Preis geheftet 72 h.

**Gleisberg, Dr. E.,** Allgemeine Handelskunde. Preis gebunden 3 K 80 h.

**Haberer, Karl,** Direktor der Handelsakademie in Innsbruck, Lehrbuch der Handelskorrespondenz für den Unterricht an zweikl. Handelsschulen. Preis geb. 3 K.

— — **Lehrbuch der Handels- und Wechselkunde** für zweiklassige Handelsschulen. 5. Auflage. Preis gebunden 3 K 28 h.

**Haymerles Deutsches Lesebuch** für kommerzielle Lehranstalten (zweiklassige Handels- und verwandte Schulen). 4. Auflage, bearbeitet und herausgegeben von **Prof. Ignaz Pölzl.** Preis gebunden 2 K 60 h.



# LEHRBUCH

DER

## CHEMIE, CHEMISCHEN TECHNOLOGIE, WARENKUNDE UND MECHANISCHEN TECHNOLOGIE

FÜR

HÖHERE HANDELSCHULEN UND VERWANDTE LEHRANSTALTEN.

---

### I. BAND

UNORGANISCHE CHEMIE UND CHEMISCHE TECHNOLOGIE.

---

I. BAND:

UNORGANISCHE CHEMIE UND CHEMISCHE TECHNOLOGIE.

II. BAND:

ORGANISCHE CHEMIE UND CHEMISCHE TECHNOLOGIE.

III. BAND:

WARENKUNDE UND MECHANISCHE TECHNOLOGIE.

---

WIEN 1900.

ALFRED HÖLDER

K. U. K. HOF- UND UNIVERSITÄTS-BUCHHÄNDLER

ROTHENTHURMSTRASSE 15.

162942  
Jal

# LEHRBUCH

DER

# UNORGANISCHEN CHEMIE

UND

# CHEMISCHEN TECHNOLOGIE

FÜR ~~ZBIÓR PODRECZNIKÓW. L. 326~~  
~~Mr. inw. 476~~

HÖHERE HANDELSCHULEN UND VERWANDTE LEHRANSTALTEN.

VON

DR. RUDOLF OPPELT,

PROFESSOR AN DER GRAZER HANDELSAKADEMIE,  
VORHER AN DER HÖHEREN HANDELSCHULE IN OLMÜTZ.

~~B. Sch. inw.~~  
~~L. inw. 309~~  
~~Mr. inw. 114/4~~

MIT 40 ABBILDUNGEN.

**BIBLIOTEKA PROFESORSKA**  
**Żeńskiego Gimnazjum Kupieckiego**  
**w KRAKOWIE**  
L. inw. 573

Mit Erlaß des hohen k. k. Ministeriums für Cultus und Unterricht vom 13. Juni 1900, Z. 15388,  
zum Unterrichtsgebrauche an höheren Handelsschulen allgemein zugelassen.

Preis geheftet: 1 K 92 h, gebunden: 2 K 40 h.



WIEN 1900.

ALFRED HÖLDER

K. U. K. HOF- UND UNIVERSITÄTS-BUCHHÄNDLER

ROTHENTHURMSTRASSE 15.

D/486

ALLE RECHTE VORBEHALTEN.

II 5190





# Inhalt.

	Seite
Physikalische und chemische Vorgänge . . . . .	1
Gemenge und Verbindung. Verbindungen und Elemente . . . . .	2
Gesetz der constanten Gewichtsverhältnisse . . . . .	3
Die Atomtheorie . . . . .	4
Affinität. Entstehungszustand. Elementen-Molecüle . . . . .	5
Allotropie. Substitution. Chemische Gleichung. Gesetz von Avogadro . . . . .	6
Chemische Formeln. Atomgewichte . . . . .	7

	Seite		Seite
<b>Wasserstoff</b> . . . . .	9	<b>Phosphor</b> . . . . .	52
Valenz . . . . .	10	Phosphorsäuren . . . . .	55
Lösung, Krystallisation . . . . .	11	Die Alchemisten . . . . .	56
<b>Chlor</b> . . . . .	12	<b>Arsen</b> . . . . .	57
Chlorwasserstoff . . . . .	14	Arsenik . . . . .	58
<b>Brom</b> . . . . .	15	<b>Bor</b> . . . . .	59
<b>Jod</b> . . . . .	16	Borsäure . . . . .	60
<b>Fluor</b> , Flussäure . . . . .	17	<b>Silicium</b> , Kieselsäure . . . . .	61
Die Luft . . . . .	18	<b>Kohlenstoff</b> . . . . .	62
<b>Sauerstoff</b> . . . . .	22	Fossilien . . . . .	66
Wasser . . . . .	24	Kohlensäure . . . . .	67
Knallgas . . . . .	29	Kohlenoxyd . . . . .	70
Wasserstoffsuperoxyd . . . . .	30	Kohlenwasserstoffe . . . . .	71
Ozon . . . . .	31	Verbrennung . . . . .	73
<b>Schwefel</b> . . . . .	32	Heizwert . . . . .	74
Schwefelwasserstoff . . . . .	34	Entzündungstemperatur . . . . .	75
Schwefeldioxyd . . . . .	35	Explosion . . . . .	76
Schwefeltrioxyd . . . . .	37	Flamme . . . . .	77
Säuren, Basen, Salze . . . . .	38	Der Bunsenbrenner . . . . .	78
Schwefelsäure . . . . .	40	Cylinder und Schlote . . . . .	79
<b>Stickstoff</b> . . . . .	46	Öfen . . . . .	80
Ammoniak . . . . .	47	Regenerativ-Feuerung . . . . .	81
Verflüssigung der Gase . . . . .	48	Leuchtgas . . . . .	82
Oxyde des Stickstoffs . . . . .	49	Auers Glühlicht . . . . .	87
Salpetersäure . . . . .	50	Koks . . . . .	88

	Seite		Seite
Die Metalle . . . . .	89	<b>Eisen</b> . . . . .	128
<b>Natrium</b> . . . . .	91	Hochofen, Winderhitzer . . . . .	129
Chlornatrium . . . . .	92	Roheisen . . . . .	133
Krystallwasser . . . . .	93	Puddelprocess . . . . .	134
Soda (Leblanc) . . . . .	94	Bessemer-Process . . . . .	135
Salzsäure . . . . .	96	Thomas-Verfahren . . . . .	136
Chlorkalk . . . . .	97	Martin-Process . . . . .	137
Weldon-Verfahren . . . . .	98	Cementstahl . . . . .	138
Soda (Solvay) . . . . .	99	Eisenvitriol . . . . .	139
Bicarbonat . . . . .	100	<b>Mangan, Chrom</b> . . . . .	140
Die Elektrolyse . . . . .	101	<b>Nickel, Kobalt</b> . . . . .	141
<b>Kalium</b> . . . . .	102	<b>Zinn</b> . . . . .	142
Pottasche . . . . .	103	<b>Blei</b> . . . . .	143
Andere Kalisalze . . . . .	104	Oxyde des Bleies . . . . .	144
Schwarzpulver . . . . .	105	Bleifarben . . . . .	145
<b>Ammoniumsalze</b> . . . . .	107	<b>Antimon, Wismut</b> . . . . .	146
<b>Calcium</b> . . . . .	108	<b>Zink</b> . . . . .	147
Hoffmann's Ringofen . . . . .	109	<b>Cadmium</b> . . . . .	148
Cement . . . . .	110	<b>Quecksilber</b> . . . . .	149
Gips . . . . .	111	Zinnober . . . . .	150
Kesselspeisewasser . . . . .	112	<b>Kupfer</b> . . . . .	151
Glas . . . . .	113	Kupferlegierungen . . . . .	152
<b>Strontium, Baryum</b> . . . . .	119	Kupferfarben . . . . .	153
<b>Magnesium</b> . . . . .	119	<b>Silber</b> . . . . .	154
<b>Aluminium</b> . . . . .	120	Silbersalze . . . . .	156
Alaun . . . . .	121	<b>Gold</b> . . . . .	157
Ultramarin . . . . .	122	Punzierungswesen . . . . .	159
Thonwaren . . . . .	123	<b>Platin</b> . . . . .	161

# Einleitung.

Alle Vorgänge, welche an der Materie geschehen können, sind entweder physikalische oder chemische.

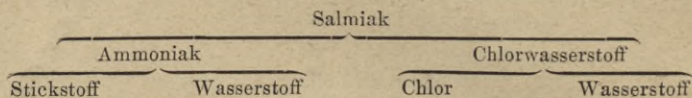
**Physikalische Vorgänge** bestehen darin, dass an der Materie Veränderungen des Ortes, der Gestalt oder des Zustandes geschehen, ohne dass die betroffene Materie sich in eine andere Materie verwandelt; z. B. der freie Fall, das Biegen, Brechen, Zerreißen, Zerdrehen, Kneten, Magnetisieren und Elektrisieren, die Überführung eines festen Körpers in den flüssigen Aggregatzustand, eines flüssigen in den dampfförmigen u. s. w.

**Chemische Vorgänge** charakterisieren sich dadurch, dass die von ihnen betroffene Materie sich in eine andere Materie verwandelt, welche ganz andere Eigenschaften und daher einen anderen Namen hat; z. B. das sogenannte Anlaufen der Metalle, das Verbrennen, die Fäulnis, die Verwesung u. s. w.

Wird ein Stück Eisen zerschlagen, magnetisiert, elektrisiert, geschmolzen u. dgl., so bleibt es doch Eisen, und es bleiben alle oder die meisten seiner Eigenschaften unverändert. Wenn aber ein Stück Eisen rostet, so ist eine andere Materie entstanden, welche ganz andere Eigenschaften besitzt; während das Eisen grau, glänzend, specifisch schwer, Wärme und Elektrizität gut leitend, schmelzbar, magnetisierbar gewesen ist, ist der Rost roth, matt, specifisch leichter, Wärme und Elektrizität weniger leitend, unschmelzbar, nicht magnetisierbar.

Die Erfahrung hat ergeben, dass von den zahllosen Stoffen die meisten durch chemische Vorgänge sich in andere Stoffe zerlegen oder aus anderen Stoffen zusammensetzen lassen (Analyse und Synthese). So kann man Wasser unter geeigneten Bedingungen in die zwei Gase Wasserstoff und Sauerstoff zerlegen, welche sowohl untereinander als auch von dem Wasser sehr verschieden sind; andererseits kann man Wasser durch Vereinigung dieser beiden Gase herstellen. So lässt sich der Salmiak, ein bei gewöhnlicher Tempe-

ratur fester Körper, in die zwei Gase Ammoniak und Chlorwasserstoff zerlegen, das Ammoniak wiederum in die beiden Gase Stickstoff und Wasserstoff, der Chlorwasserstoff in die beiden Gase Chlor und Wasserstoff:



Die Substanz Wasserstoff konnte bisher noch nicht in andere Stoffe zerlegt werden; ebensowenig der Sauerstoff, der Stickstoff, das Chlor. Demnach sind alle Stoffe einzutheilen in zusammengesetzte Stoffe, genannt chemische Verbindungen, und einfache Stoffe, genannt chemische Elemente.

Nicht zu verwechseln mit dem Begriffe »chemische Verbindung« ist der Begriff »Gemenge«. Wenn man aus Schwefelpulver und Eisenpulver<sup>1)</sup> ein inniges Gemenge herstellt, so ist die Substanz Schwefel noch unverändert und ebenso die Substanz Eisen. Man kann sich davon auf mehrere Arten überzeugen:

1. Wenn man das Gemenge mit einem Magneten berührt, bleiben fast nur Eisentheilchen hängen;
2. wird das Gemenge mit Wasser geschüttelt (»geschlämmt«), so setzt sich das Eisen früher zu Boden als der leichtere Schwefel;
3. durch die Flüssigkeit Schwefelkohlenstoff wird nur der Schwefel gelöst, durch Salzsäure nur das Eisen;
4. durch ein Vergrößerungsglas erkennt man deutlich nebeneinander die Schwefel- und die Eisentheilchen.

Erst wenn dieses Gemenge erhitzt wird, verwandelt es sich in eine chemische Verbindung, welche den Namen Schwefeleisen führt, während man dem Gemenge nur die Bezeichnung »Schwefel und Eisen« beilegen kann.

In der Verbindung Schwefeleisen sind die Substanzen Schwefel und Eisen nicht mehr unverändert; sie lassen sich nicht mehr durch die erwähnten Mittel voneinander trennen. Es ist eine neue Substanz entstanden von ganz anderen Eigenschaften als denen des Schwefels und des Eisens.

Man ist übereingekommen, die chemischen Elemente behufs bequemer Schreibung mit kurzen Zeichen zu belegen, nämlich

<sup>1)</sup> 4 Theile Schwefel, 7 Theile Eisen (Ferrum alcoholisatum).

mit den Anfangsbuchstaben ihrer lateinischen Benennung: Wasserstoff = Hydrogenium mit H, Sauerstoff = Oxygenium mit O, Schwefel mit S, Jod mit J. Wenn zwei Elemente in ihren lateinischen Benennungen denselben Anfangsbuchstaben tragen, tritt zur Unterscheidung ein zweiter Buchstabe hinzu: Kohlenstoff = Carbonium mit C, Chlor mit Cl, Chrom mit Cr, Fluor mit F, Eisen = Ferrum mit Fe, Phosphor mit P, Blei = Plumbum mit Pb, Stickstoff = Nitrogenium mit N, Natrium mit Na u. s. w.

Das Gemenge Schwefel und Eisen wird schriftlich bezeichnet mit  $S + Fe$  oder  $Fe + S$ , die Verbindung Schwefeleisen aber mit  $FeS$ . Ähnlich wie Schwefeleisen können viele chemische Verbindungen schriftlich dadurch bezeichnet werden, dass man die Zeichen ihrer Elemente nebeneinander schreibt: Chlorwasserstoff mit  $HCl$ , Kochsalz (die Verbindung der Elemente Natrium und Chlor) mit  $NaCl$ .

Wenn man ein Gemenge von 4 Gewichtstheilen Schwefel und 7 Theilen Eisen durch Erhitzen zur chemischen Verbindung bringt, bleibt weder Schwefel noch Eisen unverändert zurück. Verwendet man jedoch mehr Schwefel, als das Verhältnis 4:7 anzeigt, so bleibt der Überschuss unverändert; ebenso bleibt Eisen zurück, wenn man davon mehr verwendet. Dasselbe ist der Fall bei der Verbindung aller übrigen Elemente. Diese Erkenntnis ist für die chemische Wissenschaft von der größten Bedeutung gewesen. Sie lehrt, dass die Elemente sich nur in ganz bestimmten Gewichtsverhältnissen verbinden können, und heißt »Gesetz der constanten Proportionen«.

Es verbinden sich:

1	Gewichtstheil H	mit 35·4	Theilen Cl,
35·4	Theile Cl	» 23	» Na,
23	» Na	» 126·9	» J,
126·9	» J	» 1	Theil H u. s. w.

Die Erfahrung hat ergeben, dass der Wasserstoff in seinen chemischen Verbindungen stets mit der geringsten Gewichtsmenge enthalten ist. Man hat sich daher entschlossen, die Gewichtsmenge des Wasserstoffes in den Verbindungen  $HCl$ ,  $HJ$  u. a. als Verhältniseinheit anzusehen, um so für die übrigen Elemente statt zahlloser Gewichtsverhältnisse nur das einfache Verhältnis 1:n aufstellen zu müssen, wobei n bedeutet, dass die Gewichtsmenge des anderen Elementes in seiner Verbindung mit Wasserstoff n-mal so

groß ist wie die Gewichtsmenge des Wasserstoffes in dieser Verbindung. Die absolute Gewichtsmenge Wasserstoffes mag beliebig groß sein; nur ist die absolute Gewichtsmenge des anderen Elementes stets  $n$ -mal so groß. Es bedeuten also 1 für Wasserstoff und  $n$  für das andere Element nur relative Gewichtsmengen. Falls die absolute Gewichtsmenge des einen Elementes bekannt ist, lässt sich ja die Gewichtsmenge des anderen durch eine Proportion berechnen; z. B.:

Welche Gewichtsmenge H verbindet sich mit 172·8 g Cl?

Antwort (siehe oben):

1	Gewichtstheil H	verbindet sich mit	35·4	Theilen Cl,
x	Theile	H verbinden	»	» 172·8
				» Cl.

$$x : 172 \cdot 8 = 1 : 35 \cdot 4$$

$$x = 48 \cdot 8 \text{ g H.}$$

Die für ein Element gefundene Zahl  $n$  gilt indessen nicht nur für dessen Verbindung mit H, sondern auch für dessen Verbindung mit einem anderen Elemente:

Wenn 1 Gewichtstheil H sich mit 35·4 Theilen Cl, und  
 » 1 » H » » 126·9 » J verbindet,  
 so lässt sich aus dem Gesetze der constanten Proportionen sofort vermuthen, dass auch 35·4 Theile Cl sich mit 126·9 Theilen J verbinden, was durch die Thatsache wirklich bestätigt wird.

So hat jedes Element durch höchst genaue Experimente seine ganz bestimmte Verhältniszahl bekommen, und man hat sich daran gewöhnt, mit dem Zeichen H schon mitzulesen, »1 Gewichtstheil« Wasserstoff, mit dem Zeichen Cl »35·4 Theile« Chlor u. s. w.

Für die Entwicklung der chemischen Wissenschaft und ihr Verständnis sind aber noch zwei Dinge von entscheidender Bedeutung geworden: die Atomtheorie von Dalton und das Gesetz von Avogadro.

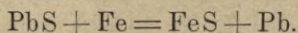
**Die Atomtheorie.** Man stelle sich vor, ein Stück Substanz werde mechanisch zerkleinert, mit vollkommeneren Werkzeugen, als es thatsächlich gibt. Die Theile würden natürlich von demselben Stoffe sein wie das Ganze. Unser Geist sagt uns, dass diese mechanische Theilung ein Ende haben müsse, denn sonst müsste man zu Theilchen gelangen, welche keine räumliche Ausdehnung und kein Gewicht hätten, was aber dem Begriffe des Körperlichen widerspricht. Die kleinsten Theilchen nun, welche mechanisch nicht mehr

theilbar sind, werden Molecüle genannt.<sup>1)</sup> Wo aber die mechanische Theilung nicht mehr möglich ist, da ist doch noch eine chemische Zerlegung denkbar; denn wenn eine beliebige Menge Wasser durch einen chemischen Vorgang in H und O zerlegt werden kann, so muss auch das Molecül Wasser in H und O zerlegt werden können. Dadurch würden Wasserstofftheilchen und Sauerstofftheilchen erhalten werden, welche noch kleiner als das Wassermolecül sind. Da nun einerseits die mechanische Theilung schon früher beendet wurde, anderseits Wasserstoff und Sauerstoff (siehe oben) Elemente sind, müssen die erhaltenen Wasserstofftheilchen und Sauerstofftheilchen als überhaupt nicht mehr theilbar (griechisch: atomos) bezeichnet werden und heißen daher Atome. Wenn man nun, zurückgehend, nachdenkt, warum diese Atome früher zu einem Wassermolecül vereinigt waren, so muss man wohl annehmen, die Atome seien mit einer gewissen Kraft begabt, mit welcher sie einander anziehen. Diese Kraft heißt Affinität (chemische Verwandtschaft). Wenn nun die Atome mit dieser Kraft ausgestattet sind, so ist leicht einzusehen, dass sich nicht nur Atome verschiedener Elemente, sondern auch Atome desselben Elementes anziehen und so Molecüle eines Elementes bilden können. Es ist ferner einzusehen, dass die Atome dadurch ihre Kraft ganz oder theilweise einbüßen, dass also das Elementenmolecül keine so große Affinität mehr übrig hat wie das Atom. So hat z. B. das Stickstoffmolecül fast gar keine Affinität mehr übrig. Der Begriff des Körperlichen ergibt ferner, dass die Atome zur gegenseitigen Verbindung eine gewisse, wenn auch sehr geringe Zeit brauchen. Während dieses kleinen Zeitraumes befinden sie sich also noch im freien, unverbundenen Zustande mit ihrer ungeschwächten Affinität. Dieser Zustand heißt der Entstehungszustand, und die Erfahrung lehrt, dass die Atome in diesem Zustande Verbindungen eingehen, welche das Elementenmolecül nicht mehr einzugehen vermag. Was nun die Verbindung der Atome zu Elementenmolecülen betrifft, so ist jedenfalls die einfachste Vermuthung, dass zwei Atome zusammentreten, so dass ein Molecül Wasserstoff schriftlich dargestellt werden kann als  $H_2$ . Die Forschungen haben ergeben, dass dies bei den meisten Elementen der Fall ist; doch gibt es auch Elemente, deren Atome sich überhaupt nicht zu Elementenmolecülen verbinden, deren

<sup>1)</sup> Die Wissenschaft ist so weit, dass sogar die absolute Größe der Molecüle innerhalb gewisser Grenzen berechnet werden konnte.

Molecül demnach aus einem einzigen Atom besteht; andererseits gibt es Elemente, deren Atome sich in größerer Zahl zu Elementenmolecülen verbinden, ja unter verschiedenen Umständen sogar in verschiedener Anzahl, wodurch dann selbst die physikalischen Eigenschaften des Elementes (Krystallgestalt, Löslichkeit, Härte) beeinflusst werden. Aus diesem Grunde existiert z. B. der Schwefel in verschiedenen Erscheinungsarten, welche allotrope Modificationen genannt werden.

Die Affinitäten der Elemente sind von verschiedenem Grade. So erklärt es sich, dass eine bestehende Verbindung durch die Gegenwart eines anderen Elementes unter geeigneten Verhältnissen zerrissen und in eine andere Verbindung übergeführt werden kann; z. B.: Schwefelblei und Eisen wirken derart aufeinander, dass Schwefel-eisen und Blei resultieren:



Auch dieser Vorgang ist ein chemischer, weil aus zwei Substanzen zwei andere Substanzen hervorgehen. Der Vorgang erklärt sich daraus, dass der Schwefel zum Eisen eine größere Affinität besitzt als zum Blei. Jeder chemische Vorgang dieser Art heißt Substitution (= Umsetzung oder Ersatz). Die obige Gleichung, welche statt vieler Worte den Vorgang ausspricht, heißt eine chemische Gleichung.

**Das Gesetz von Avogadro** lautet: In gleich großen Raummengen verschiedener Gase sind gleich viele Molecüle enthalten, vorausgesetzt, dass die Gase sich unter gleichem Druck und gleicher Temperatur befinden. Dieses wichtige Gesetz ist auf mehrere Arten bewiesen worden. Folgende einfache Erwägung dürfte das Verständnis desselben vermitteln: Die Thatsache lehrt, dass gleich große Raummengen aller Gase sich bei gleich starker Erwärmung und gleichem Druck um einen gleichen Betrag ausdehnen. Diese gleich große Ausdehnung wäre wohl schwer erklärlich, wenn nicht auch die Anzahl der Molecüle in den gleichen Raummengen der verschiedenen Gase gleich groß wäre.

Bei der Elektrolyse des Wassers entsteht räumlich doppelt so viel Wasserstoff als Sauerstoff. Wären die Raummengen Wasserstoffes und Sauerstoffes gleich groß, so wäre nach dem Gesetze von Avogadro zu folgern, dass sie eine gleiche Anzahl von H-Molecülen und O-Molecülen enthielten. Da aber die Raummenge Wasserstoffes doppelt so groß ist als die Raummenge Sauerstoffes, muss aus dem-



selben Gesetze gefolgert werden, dass an Wasserstoff doppelt so viele Molecüle entstanden sind als an Sauerstoff:

$2n$  Molecüle H und  $n$  Molecüle O.

Da nun (siehe oben) das Elementenmolecül Wasserstoff und das Elementenmolecül Sauerstoff aus 2 Atomen bestehen, kann man sagen, es seien entstanden:

$4n$  Atome H und  $2n$  Atome O.

Wenn aber (Schlussrechnung) im Wasser  $4n$  Atome H und  $2n$  Atome O aneinander gebunden sind, so sind 2 Atome H an 1 Atom O gebunden. Daher ist die chemische Formel des Wassers  $H_2O$ . Eine einfachere Formel ist deshalb nicht möglich, weil ein Atom O nicht theilbar ist.

Auf ähnliche und zum Theile schwierigere Art hat man die Formeln der meisten chemischen Verbindungen gefunden.

Aus folgenden vier Beispielen sollen nun weitere Folgerungen gezogen werden.

HCl Chlorwasserstoff,

$H_2O$  Wasser,

$H_3N$  Ammoniak (gewöhnlich  $NH_3$  geschrieben),

$H_4C$  Grubengas ( »  $CH_4$  » ).

**HCl.** Diese Formel sagt, dass 1 Atom Wasserstoff (die kleinste mögliche Menge) mit 1 Atom Chlor verbunden ist. Genaue Untersuchungen mit Hilfe der Wage ergeben das Gewichtsverhältnis, in welchem sich H und Cl verbinden, als 1:35·4. Die absoluten Mengen dieser Elemente mögen groß oder klein sein — immer ist die Cl-Menge in der Verbindung 35·4mal so groß wie die H-Menge; also muss auch die kleinste Menge Cl (1 Atom) 35·4mal so schwer sein wie die kleinste Menge H (1 Atom). Bezeichnet man nun das an und für sich unbekannte Gewicht eines H-Atomes als Einheit, also  $H = 1$ , so ist das Gewicht eines Cl-Atomes 35·4;  $Cl = 35·4$ . Man nennt daher die Zahl 35·4 das Atomgewicht des Chlors.

**$H_2O$ .** Diese Formel sagt, dass 2 Atome Wasserstoff mit 1 Atom Sauerstoff verbunden sind. Das Gewichtsverhältnis der Elemente in dieser Verbindung ist 1:8. Da nun (siehe oben) das Gewicht eines H-Atomes als 1 bezeichnet wird, haben 2 H-Atome das Gewicht 2. Wenn aber 1 Gewichtstheil H sich mit 8 Theilen O verbindet, so verbinden sich 2 Theile H mit 16 Theilen O. Ebenso wie nun die 2 Gewichtstheile H den 2 Atomen H entsprechen, so entsprechen die 16 Gewichtstheile O dem 1 Atom O. Das Atomgewicht des

Sauerstoffes ist demnach 16;  $O = 16$ . Diese Zahl findet übrigens noch folgende Bestätigung: Wenn man gleich große Raummengen Wasserstoffes und Sauerstoffes unter gleichen Bedingungen (also nach Avogadro gleich viele Moleküle oder gleich viele Atome) wägt, ist das Gewicht des Sauerstoffes 16mal so groß wie das des Wasserstoffes.

$NH_3$ . Die Formel sagt, dass 3 Atome Wasserstoff mit 1 Atom Stickstoff verbunden sind. Das Gewichtsverhältnis der Elemente in dieser Verbindung ist 1:4·7. 3 Atome Wasserstoff sind 3 Gewichtseinheiten H. Wenn nun 1 Gewichtstheil H sich mit 4·7 Theilen N verbindet, so verbinden sich 3 Theile H mit 14 Theilen N; folglich  $N = 14$ . Diese Zahl wird als Atomgewicht ebenfalls durch die Wägung gleicher Raummengen Stickstoffes und Wasserstoffes bestätigt.

$CH_4$ . Die Formel lehrt, dass 4 Atome H mit 1 Atom C verbunden sind. Das Gewichtsverhältnis ist 1:3. 4 Atome H sind 4 Gewichtseinheiten H. Wenn nun 1 Gewichtstheil H sich mit 3 Theilen C verbindet, so verbinden sich 4 Theile H mit 12 Theilen C; folglich  $C = 12$ .

Tafel der wichtigsten Elemente und ihrer Atomgewichte.

Aluminium . . . . .	Al	27·1	Magnesium . . . . .	Mg	24·4
Antimon (Stibium) . . .	Sb	120	Mangan . . . . .	Mn	55
Arsen . . . . .	As	75	Natrium . . . . .	Na	23
Baryum . . . . .	Ba	137·4	Nickel . . . . .	Ni	58·7
Blei . . . . .	Pb	206·9	Phosphor . . . . .	P	31
Bor . . . . .	B	11	Platin . . . . .	Pt	194·8
Brom . . . . .	Br	80	Quecksilber (Hydrargyrum) . . . . .	Hg	200·3
Cadmium . . . . .	Cd	112	Sauerstoff . . . . .	O	16
Calcium . . . . .	Ca	40	Schwefel . . . . .	S	32·1
Chlor . . . . .	Cl	35·4	Silber (Argentum) . . .	Ag	107·9
Chrom . . . . .	Cr	52·1	Silicium . . . . .	Si	28·4
Eisen . . . . .	Fe	56	Stickstoff . . . . .	N	14
Fluor . . . . .	F	19	Strontium . . . . .	Sr	87·6
Gold (Aurum) . . . . .	Au	197·2	Wasserstoff . . . . .	H	1
Jod . . . . .	J	126·9	Wismut (Bismutum) . .	Bi	208·5
Kalium . . . . .	K	39·2	Zink . . . . .	Zn	65·4
Kobalt . . . . .	Co	59	Zinn (Stannum) . . . .	Sn	118·5
Kohlenstoff . . . . .	C	12			
Kupfer . . . . .	Cu	63·6			

**Eintheilung der Elemente.** Manche Elemente sind in ihren chemischen Eigenschaften einander ähnlich. Sie werden daher in gewisse Gruppen eingetheilt und in einer gewissen Reihenfolge be-

sprochen. Der Wasserstoff nimmt unter den Elementen eine Sonderstellung ein. Die anderen Elemente unterscheiden sich mehr oder weniger scharf in Nichtmetalle und Metalle.

### Wasserstoff, $H = 1$ .

Der Wasserstoff ist ein farbloses und geruchloses Gas von sehr geringem specifischen Gewicht. In Wasser ist er wenig löslich. Bei sehr hohem Druck und sehr niedriger Temperatur kann er verflüssigt werden. In freiem Zustande kommt er nur unter gewissen Bedingungen vor, z. B. bei der Fäulnis thierischer oder pflanzlicher Stoffe und bei der Zersetzung solcher durch große Hitze (daher ist er ein Gemengtheil des Leuchtgas). Man kann ihn auf folgende Arten herstellen:

1. Wenn man Wasserdampf einer sehr hohen Temperatur aussetzt, zerfällt er in seine Elemente  $H$  und  $O$ . Man nennt diesen Zerfall Dissociation.

2. Wenn man durch Wasser den elektrischen Strom leitet, scheidet sich an der negativen Elektrode  $H$ , an der positiven  $O$  aus: Elektrolyse des Wassers.

3. Wenn man Schwefelsäure  $H_2SO_4$  mit Zink  $Zn$  in Berührung bringt, entwickelt sich  $H$ . Statt der Schwefelsäure kann Salzsäure, statt des Zinkes Eisen verwendet werden. Diese Darstellung ist die gewöhnliche.  $H_2SO_4 + Zn$  — das Zink tritt an Stelle des Wasserstoffes, so dass dieser frei wird:  $ZnSO_4 + 2 H$ .

4. Wenn man ein Stück des Metalles Natrium oder des Metalles Kalium mit Wasser in Berührung bringt, so wird  $H$  frei:  $H_2O$  oder  $HOH + Na$  — das Natrium tritt an Stelle eines Wasserstoffatoms, so dass dieses frei wird:  $NaOH + H$ .

Wegen seines äußerst geringen specifischen Gewichtes wurde in früheren Zeiten zum Füllen der Luftballons stets Wasserstoff verwendet (Montgolfier); heute jedoch wird er meist durch das billigere Leuchtgas ersetzt.

Ebenfalls wegen seines geringen specifischen Gewichtes kann man den Wasserstoff in ein Gefäß dadurch bringen, dass man dieses, mit seiner Mündung nach unten gerichtet, über das ausströmende Gas hält. Der Wasserstoff steigt in die Höhe, die Luft wird nach unten verdrängt.

Der Wasserstoff ist an der Luft brennbar. Das Erzeugnis dieser Verbrennung ist Wasser. Wenn nun das Wasser (siehe oben)

aus den Elementen H und O besteht und durch Verbrennen des Wasserstoffes an der Luft sich Wasser bildet, so ist dieser Umstand schon ein Beweis dafür, dass die Luft Sauerstoff enthält, wovon später ausführlich wird gesprochen werden.

Die Flamme ist fast farblos und sehr heiß.

Damit H sich an der Luft entzünde, muss ihm eine Flamme genähert werden; d. h. die chemische Vereinigung von H und O geht erst bei höherer Temperatur vor sich. Sobald aber der Wasserstoff brennt, liefert seine eigene Flamme genug Wärme, um das Verbrennen zu unterhalten. Auch darauf werden wir später zurückkommen.

Ehe man Wasserstoff entzündet, muss die Luft aus dem Gefäße vertrieben sein; sonst würde eine gefährliche Explosion erfolgen (Knallgas).

Feinst vertheiltes Platin (Platinschwamm) hat die eigenthümliche Fähigkeit, an seiner Oberfläche H und O zu verdichten. Dadurch treten diese Gase in innigste Berührung und sogar in chemische Verbindung: der Wasserstoff entzündet sich (Döbereiners Zündmaschine). Auch für diese Art der Entzündung ist es nothwendig, vorher die Luft aus dem Gefäße zu verdrängen und erst dann das Gas auf den Platinschwamm strömen zu lassen.

Eine höchst merkwürdige Eigenschaft des Wasserstoffes ist es, dass er von dem Metalle Palladium in großer Menge gebunden (absorbiert) wird. Das Palladium verliert dabei nicht seine metallischen Eigenschaften. Aus dieser Thatsache wird geschlossen, dass der Wasserstoff selbst ein gasförmiges Metall sei, wofür noch der Umstand spricht, dass er unter allen Gasen das größte Leitungsvermögen für Wärme und Elektrizität besitzt. Auch seine chemischen Eigenschaften stehen mit dieser Annahme vollkommen in Einklang.

**Valenz.** Betrachtet man abermals die Formeln  $\text{HCl}$ ,  $\text{H}_2\text{O}$ ,  $\text{NH}_3$ ,  $\text{CH}_4$ , so lehren diese Folgendes:

In der Verbindung  $\text{HCl}$  ist 1 Atom Cl an 1 Atom H gebunden. Man sagt daher, das Chlor sei einwertig.

In der Verbindung  $\text{H}_2\text{O}$  ist 1 Atom O an 2 Atome H gebunden. Man sagt daher, der Sauerstoff sei zweiwertig.

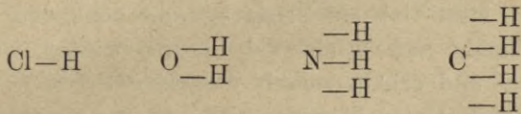
In der Verbindung  $\text{NH}_3$  ist 1 Atom N an 3 Atome H gebunden. Man sagt daher, der Stickstoff sei dreiwertig.

In der Verbindung  $\text{CH}_4$  ist 1 Atom C an 4 Atome H gebunden. Man sagt daher, der Kohlenstoff sei vierwertig.

Man sagt statt dessen auch:

Das Chloratom hat eine Valenz,  
 das Sauerstoffatom hat zwei Valenzen,  
 das Stickstoffatom hat drei Valenzen,  
 das Kohlenstoffatom hat vier Valenzen.

Man pflegt die Valenzen schriftlich mit Strichen zu bezeichnen und schreibt die obigen Formeln demgemäß auch so:



### Lösung, Krystallisation, Mutterlauge.

Viele feste Stoffe lösen sich in Flüssigkeiten auf. Solche Flüssigkeiten werden Lösungsmittel genannt. Doch vermag eine bestimmte Menge des Lösungsmittels nicht beliebige Mengen des festen Stoffes zu lösen, sondern die Löslichkeit hat eine Grenze. Es bleibt endlich ein Theil des zugesetzten Stoffes ungelöst. Man sagt dann, die Lösung sei gesättigt. Wenn ein fester Stoff sich in großen Mengen auflöst, sagt man, er besitze eine große Löslichkeit; von dem zugehörigen Lösungsmittel sagt man, es besitze ein großes Lösungsvermögen. Das gewöhnlichste Lösungsmittel ist das Wasser. Die Löslichkeit der meisten festen Stoffe nimmt mit steigender Temperatur zu. So löst siedendes Wasser 24mal mehr Alaun als Wasser von gewöhnlicher Temperatur. Man unterscheidet daher kaltgesättigte und heißgesättigte Lösungen. Wenn eine heißgesättigte Lösung abgekühlt, also das Lösungsvermögen der Flüssigkeit herabgesetzt wird, so scheidet sich natürlich der Überschuss des gelösten Stoffes ab. Er bildet hiebei meist regelmäßige, von Ebenen begrenzte Körper, welche Krystalle genannt werden. Die Krystallisation einer heißgesättigten Lösung kann also meist durch bloße Abkühlung hervorgerufen werden. Ein anderes Mittel, gesättigte Lösungen zur Krystallisation zu bringen, ist: Verminderung des Lösungsmittels durch freiwillige Verdunstung oder durch Abdampfen; denn die kleinere Menge des Lösungsmittels vermag auch nur, eine kleinere Menge des festen Stoffes in Lösung zu behalten.

Wenn eine Lösung, welche mehrere Stoffe gleichzeitig enthält, zur Krystallisation gebracht wird, so scheidet sich zuerst jener

Körper aus, dessen Löslichkeit die geringste ist. Die übrigbleibende Lösung heißt Mutterlauge; sie enthält die leichter löslichen Stoffe. Nach Entfernung der ersten Krystalle kann man die Mutterlauge abermals zur Krystallisation bringen und erhält so ein zweites Krystallisationsproduct und eine zweite Mutterlauge und so fort. Man kann also in vielen Fällen ein Gemenge mehrerer Stoffe dadurch trennen, dass man es auflöst und die Lösung mehrmals krystallisieren lässt. Ist ein Product nicht genügend rein, so löst man es nochmals auf, bringt die Lösung wieder vorsichtig zur Krystallisation und erhält endlich das reine Product. Die Begriffe »Trennung durch Krystallisation« und »Reinigung durch Krystallisation« werden öfter vorkommen.

Die Krystallformen sind sehr zahlreich; aber jede derselben lässt sich auf eines der folgenden sechs Systeme zurückführen:

1. Das tesserale oder reguläre: 3 Achsen, alle aufeinander senkrecht, alle gleich lang; Steinsalz, Diamant.

2. Das tetragonale oder quadratische (weil der Querschnitt ein Quadrat ist): 3 Achsen, alle aufeinander senkrecht, zwei gleich lang, die dritte länger oder kürzer; Zinnstein.

3. Das rhombische (weil der Querschnitt ein Rhombus ist): 3 Achsen, alle aufeinander senkrecht, alle ungleich lang; Schwefel.

4. Das monokline: 3 Achsen, zwei schiefwinkelig, die dritte zu beiden senkrecht, alle ungleich lang; Gips.

5. Das triklone: 3 Achsen, alle schiefwinkelig, alle ungleich lang; Kupfervitriol.

6. Das hexagonale: 4 Achsen, drei in einer Ebene, untereinander je  $60^\circ$  einschließend, gleich lang, die vierte senkrecht auf der Ebene, länger oder kürzer; Quarz, Kalkspat.

Mehr belehrend als diese Erklärung ist die Betrachtung der Krystallmodelle.

### Gruppe der Halogene.

Die Elemente Fluor, Chlor, Brom, Jod sind in ihrem chemischen Verhalten einander ähnlich und werden Halogene genannt. Sie sind in ihren meisten Verbindungen einwertig, in manchen drei-, fünf- oder siebenwertig.

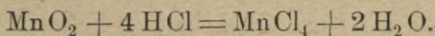
#### Chlor, $\text{Cl} = 35.4$ .

Das Chlor ist ein grünes Gas, welches eine außerordentlich große Affinität zu den meisten Elementen, besonders zu den Metallen,

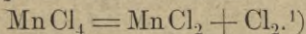
besitzt. Es findet sich in der Natur nicht in freiem Zustande, denn es würde sich alsbald mit anderen Elementen verbinden. Seine wichtigste Verbindung ist NaCl, das Chlornatrium, auch Kochsalz, Steinsalz oder Seesalz genannt, welches die Natur in unerschöpflichen Mengen darbietet.

Man erzeugt aus dem NaCl zunächst HCl, Chlorwasserstoffgas, dessen wässerige Lösung Salzsäure genannt wird.

Wenn man Salzsäure mit dem Mineral Braunstein  $MnO_2$  erhitzt, so bildet sich zunächst durch Substitution  $MnCl_4$  (Manganchlorid) und Wasser, indem sich das Chlor mit dem Metalle Mangan verbindet:



Bei steigender Temperatur zersetzt sich das Manganchlorid in Manganchlorür  $MnCl_2$  und freies Chlor:



Das Chlorgas ist schwerer als die Luft. Es kann daher in aufrecht stehenden Gefäßen gesammelt werden; das Chlor fällt auf den Boden des Gefäßes, die Luft entweicht aufwärts. Ebenso kann man Chlorgas in ein Gefäß übergießen.

Das Chlor hat einen eigenthümlichen Geruch und wirkt auf die Athmungsorgane schädlich ein. Daher muss bei Arbeiten mit Chlor für eine kräftige Ventilation gesorgt sein.

Im Wasser ist das Chlor löslich, und zwar, wie jedes lösliche Gas, bei niederer Temperatur in größerer Menge, bei höherer Temperatur in geringerer. Bei  $20^\circ C$  löst 1 l Wasser 2 l Chlorgas auf. Die Lösung hat auch eine grünliche Farbe und heißt Chlorwasser.

Phosphor entzündet sich im Chlorgase von selbst. Hiebei entsteht die Verbindung  $PCl_3$ , Phosphorchlorür, eine Flüssigkeit.

Fein gepulvertes Antimonmetall entzündet sich gleichfalls im Chlorgas und liefert die Verbindung  $SbCl_3$ , Antimonchlorür.

Unechtes Blattgold (bestehend aus Kupfer und etwas Zink) erglüht im Chlorgas und liefert eine grüne Masse.

Dünn gewalztes Messing (Rauschgold genannt<sup>2)</sup>, vorher erwärmt, verbrennt im Chlorgas gleichfalls zu einer grünen Masse.

Das Metall Natrium, vorher zum Schmelzen erhitzt, verbrennt im Chlorgase zu NaCl, Kochsalz.

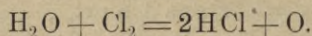
<sup>1)</sup> Von der Wiedergewinnung des Braunsteines wird später (bei Chlorkalk) gesprochen werden.

<sup>2)</sup> Weil es beim Schütteln ein eigenthümliches Rauschen verursacht.

Ein Gemenge von Wasserstoffgas und Chlorgas vereinigt sich unter heftiger Explosion, wenn demselben eine Flamme genähert wird, ja sogar, wenn es von directem Sonnenlicht oder von Magnesiumlicht getroffen wird. Dieses Gemenge wird daher Chlorknallgas genannt. Die entstehende Verbindung ist HCl, Chlorwasserstoff.

Wenn Farbstoffe (z. B. Indigo, Lackmus) oder farbige Gegenstände (Gewebe, Blumen) mit Chlorgas in Berührung kommen, so tritt vollkommene oder theilweise Entfärbung ein, indem das Chlor die Farbstoffe in farblose Verbindungen verwandelt. Man benützt daher das Chlor, namentlich in Gestalt des Chlorkalkes, zum Bleichen.

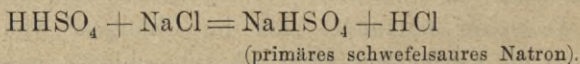
Die Affinität des Chlors zum Wasserstoff ist so groß, dass es Wasser in folgendem Sinne zersetzt:



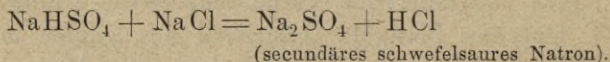
Der freiwerdende Sauerstoff, eine kurze Zeit im Entstehungszustande befindlich, äußert seinerseits wieder eine bedeutende Affinität zu anderen Stoffen, und es scheint, dass die Bleichung der Farbstoffe von dem Sauerstoff direct, vom Chlor nur indirect, besorgt wird; denn die zu bleichenden Stoffe müssen feucht sein.

### Chlorwasserstoff, HCl.

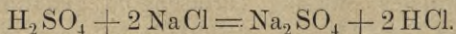
Wenn Steinsalz NaCl mit Schwefelsäure  $\text{H}_2\text{SO}_4$  erwärmt wird, so wird der Wasserstoff der Säure durch das Metall Natrium ersetzt, und zwar wird zuerst nur eines der beiden Wasserstoffatome ersetzt:



Bei steigender Temperatur wird auch das zweite Wasserstoffatom durch Natrium ersetzt:



Das Gesamtbild dieser beiden chemischen Vorgänge<sup>1)</sup> ist also:



Der Chlorwasserstoff entweicht als Gas und wird meist über Wasser geleitet, von welchem er in großer Menge gelöst (absorbiert) wird. 1 l Wasser löst bei Zimmertemperatur etwa 450 l Chlorwasserstoffgas.

<sup>1)</sup> Durch Addition der Gleichungen erhalten.



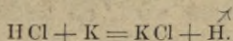
Man kann das Gas in aufrecht stehende Gefäße leiten, da es schwerer ist als die Luft. Verschließt man die Mündung des Gefäßes mit der Hand, kehrt das Gefäß um, taucht es in Wasser und gibt die Mündung frei, so stürzt das Wasser wegen seines großen Lösungsvermögens für HCl in das Gefäß wie in einen leeren Raum, und wenn das Gefäß nicht aus starkem Glase besteht, so kann es hiebei zertrümmert werden.

Die wässrige Lösung heißt Salzsäure. Sie hat einen stark sauren Geschmack und färbt blauen Lackmusfarbstoff roth. Je mehr HCl sie enthält, desto größer ist ihr spezifisches Gewicht.<sup>1)</sup>

Starke Salzsäure raucht an der Luft, d. h. ihr entströmt Chlorwasserstoffgas, welches mit dem Wasserdunst der Luft Nebel von Salzsäure bildet. Eine Salzsäure hingegen, welche nur 20 Gewichtsprocente HCl-Gas oder weniger in Lösung hat, raucht nicht. Es scheinen demnach 20% HCl-Gas vom Wasser inniger absorbiert zu sein als der Überschuss.

Die Salzsäure findet ihre Verwendung hauptsächlich zur Erzeugung des Chlors (siehe oben).

Wenngleich die Affinität zwischen Cl und H groß ist, wird sie doch übertroffen durch die Affinität zwischen Chlor und dem Metall Kalium. Erhitzt man daher Kalium in einem Strom von HCl-Gas, so wird der Wasserstoff frei:



Wie viele chemische Vorgänge, so ist auch dieser von einer schönen Feuererscheinung begleitet. Dass in der That Wasserstoff entweicht, kann durch Entzünden desselben am Ende der Kugelröhre bewiesen werden (Chlorwasserstoff hingegen ist nicht brennbar).

### Brom, Br = 80.

Das Brom findet sich in der Natur nicht frei vor, wohl aber die Verbindungen NaBr und MgBr<sub>2</sub>,<sup>2)</sup> Bromnatrium und Brommagnesium, welche im Meerwasser gelöst sind. Große Mengen dieser beiden Verbindungen finden sich in Stassfurt als Verdunstungsrückstände eines ehemaligen Binnenmeeres. Hier werden auch die größten Mengen Brom erzeugt.

Das Brom ist neben Quecksilber das einzige Element, welches bei gewöhnlicher Temperatur flüssig ist. Es hat eine rothe Farbe,

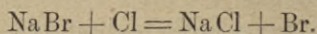
<sup>1)</sup> Die technische Gewinnung der Salzsäure wird später, bei Soda, beschrieben.

<sup>2)</sup> Mg ist zweiwertig, Br einwertig, daher bindet 1 Atom Mg 2 Atome Br, und die Formel ist:  $\text{Mg} \begin{array}{l} \text{—Br} \\ \text{—Br} \end{array}$ .

siedet bei  $63^{\circ}$ , ist aber schon bei gewöhnlicher Temperatur sehr flüchtig. Seine Dämpfe sind giftig.

Die wässerige Lösung des Broms hat eine gelbe Farbe und heißt Bromwasser.

Die Affinität des Broms zu Metallen ist geringer als die des Chlors; daher wird es aus seinen Verbindungen durch Chlor verdrängt:



Als desinficierendes Mittel wird ein Gemisch von Kieselguhr und Brom in den Handel gebracht. Kieselguhr, ein zartes Pulver, von gewissen, abgestorbenen Spaltalgen herrührend, saugt das flüssige Brom auf und macht es dadurch leichter transportabel.

So wie Chlor verbindet sich auch Brom mit Wasserstoff. Die Verbindung  $\text{HBr}$  heißt Bromwasserstoff.

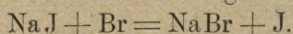
### Jod, $J = 126.9$ .

Das Jod findet sich in der Natur nicht frei. Seine Verbindung  $\text{NaJ}$ , Jodnatrium, ist gelöst in einigen Mineralquellen, sogenannten Jodquellen (Hall. Oberösterreich; Darkau, Schlesien), und im Meerwasser, aus welchem es von einigen Seepflanzen (Tangen) und Seethieren aufgenommen wird. So finden sich Jodverbindungen im Leberthran, dem Fette der Dorschleber. In Schottland und in der Normandie werden die Tange an der Küste gesammelt, getrocknet und verbrannt. Die Asche, dort Kelp, hier Varec genannt, wird auf Jod und andere Stoffe verarbeitet. Viel größere Mengen Jod werden aus den Mutterlaugen des Chilesalpeters gewonnen.

Jod krystallisiert in rhombischen Tafeln. Es besitzt einen starken Glanz, hat einen eigenthümlichen Geruch und wirkt ätzend auf die Haut. Es schmilzt bei  $114^{\circ}$  und siedet bei  $200^{\circ}$ . Sein Dampf hat eine schön violette Farbe und gehört zu den schwersten Gasen.

In Wasser ist Jod unlöslich. Seine Lösung in Alkohol hat eine braune Farbe und wird in der Medicin verwendet. In der Flüssigkeit Schwefelkohlenstoff löst sich Jod mit violetter Farbe.

Seine Affinität zu den Metallen ist noch geringer als die des Broms; daher wird es aus seinen Metallverbindungen durch Brom und noch leichter durch Chlor verdrängt:



Stärkemehl wird durch die geringsten Mengen Jod blau gefärbt. Diese empfindliche Reaction<sup>1)</sup> dient sowohl zum Nachweise des Jods als auch des Stärkemehles.

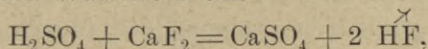
Das Jod wird verwendet zur Herstellung des wichtigen Antisepticums Jodoform und einiger Farbstoffe sowie in der Medicin.

Auch das Jod liefert eine Verbindung mit Wasserstoff: HJ, Jodwasserstoff.

### Fluor, F = 19.

Das Fluor hat in der Familie der Halogene wegen seines geringen Atomgewichtes, seiner außerordentlich großen Affinität und aus anderen Gründen seinen Rang vor dem Chlor; nur weil die Eigenschaften des freien Fluors noch wenig bekannt sind, wird es erst an dieser Stelle besprochen.

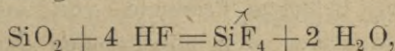
Es findet sich in der Natur nicht frei. Seine wichtigste Verbindung ist  $\text{CaF}_2$ ,<sup>2)</sup> Fluorcalcium, als Mineral Flussspat oder Fluorit genannt. Wenn auf gepulverten Flussspat Schwefelsäure einwirkt, tritt eine Umsetzung zwischen dem Atom Calcium und den beiden Atomen Wasserstoff ein:



und es entweicht HF, Fluorwasserstoff, als Gas. Für diese Reaction müssen Gefäße aus Blei oder Platin angewendet werden, weil die meisten anderen Stoffe durch HF angegriffen werden.

Durch Elektrolyse des HF-Gases unter besonderen Bedingungen erhielt Moissan 1886 zuerst das Element Fluor in freiem Zustande.

Fluorwasserstoff und seine wässrige Lösung, genannt Flusssäure, zeichnen sich dadurch aus, dass sie Glas ätzen. Glas enthält nämlich als Hauptbestandtheil Siliciumdioxyd  $\text{SiO}_2$ ,<sup>3)</sup> genannt Kieselsäure. Diese setzt sich mit HF derart um, dass die Elemente O und F ihre Stellungen vertauschen:



$\text{SiF}_4$ , Fluorsilicium, entweicht als Gas, so dass an der geätzten Stelle ein Abgang an fester Substanz, eine Vertiefung, eintritt.

<sup>1)</sup> Reaction im allgemeinen heißt jeder chemische Vorgang, im besonderen ein solcher, welcher zum Nachweis bestimmter Stoffe verwendet werden kann.

<sup>2)</sup> Ca ist zweiwertig, F einwertig, daher ist die Formel  $\text{CaF}_2$ .

<sup>3)</sup> Si ist vierwertig, O zweiwertig, daher die Formel  $\text{Si} \begin{array}{c} \text{---} \text{---} \text{O} \\ \text{---} \text{---} \text{O} \end{array}$ .

Durch das Gas erhält man matte Ätzung, durch die wässerige Lösung klare Ätzung. Jene Stellen des Glases, welche gegen die Ätzung geschützt werden sollen, sind mit einer dünnen Schichte Wachs u. dgl. überzogen. Dies geschieht, indem zuerst die gesammte Glasfläche überzogen und dann die zu ätzenden Stellen vom Wachs befreit werden.

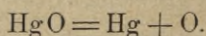
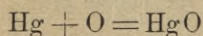
Die wässerige Flussäure wird in Guttaperchagefäßen transportiert, weil diese einerseits von dem Inhalte nicht angegriffen werden, anderseits leichter sind als Bleigefäße. Sie raucht an der Luft, d. h. sie gibt den Überschuss des gelösten Gases von sich, welcher sich alsbald mit dem Wasserdunste der Luft zu sichtbaren Flussäuretröpfchen vereinigt. Die Dämpfe sind sehr giftig.

### Die Luft.

Die Luft, die uns umgibt, die wir athmen, ohne die weder Thiere noch Pflanzen leben können, ist merkwürdigerweise erst spät erforscht und erkannt worden. Sie ist Gegenstand der interessantesten wissenschaftlichen Fehden gewesen (Seite 57), bis Lavoisier (geboren 1743, guillotiniert während der französischen Revolution 1794) durch folgende Thatsache zur Entdeckung ihres wichtigsten Bestandtheiles, des Sauerstoffes, geführt wurde:

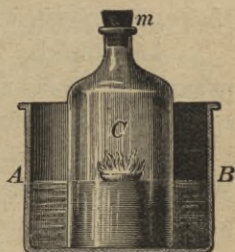
Wenn Quecksilber unter Zutritt von Luft fast bis zu seinem Siedepunkt erhitzt wird, verwandelt es sich allmählich in ein rothes Pulver. Wenn nun dieses rothe Pulver unter Ausschluss der Luft noch stärker erhitzt wird, entsteht aus demselben wieder Quecksilber und ein Gas, welches die hervorrageendsten Eigenschaften der Luft in sehr erhöhtem Grade besitzt: Verbrennungsercheinungen erfolgen in diesem Gase mit mehr Licht- und Wärmeentwicklung als in der atmosphärischen Luft. Die ersten Versuche, welche mit diesem Gase angestellt wurden, lieferten Producte von saurem Geschmack; Lavoisier hat ihm daher den unpassenden Namen Sauerstoff gegeben.

Wenn nun Quecksilber nur bei Zutritt von Luft in jenes rothe Pulver übergeht, und wenn jenes rothe Pulver in Quecksilber und Sauerstoff zu zerfallen vermag, so kann dieser Sauerstoff nur aus der früher zugetretenen Luft stammen, d. h. die Luft enthält Sauerstoff.



Durch einen einfachen Versuch (Fig. 1) werden wir über die Zusammensetzung der Luft einigermaßen belehrt. Wenn man nämlich Phosphor in einer abgesperrten Luftmenge verbrennt, so nimmt die Luft nach dieser Verbrennung einen geringeren Raum ein als vor derselben. Durch wiederholte Versuche kann man sich überzeugen, dass die Abnahme der ursprünglichen Luftmenge ein Fünftel beträgt. Dieses Fünftel des Raumes hat vorher zweifellos der Sauerstoff eingenommen, welcher durch die Verbrennung des Phosphors verbraucht wurde.

Fig. 1.



Das Product der Verbrennung, Phosphorpentoxyd, hat sich in dem Wasser aufgelöst, durch welches die Luftmenge nach unten begrenzt wird.

Die Untersuchung des übriggebliebenen Gases ergibt, dass es weder die Verbrennung noch die Athmung unterhält, dass vielmehr jede Flamme und jedes lebende Wesen in demselben ersticken muss. Aus diesem Grunde hat das Gas die Bezeichnung Stickstoff erhalten.

Die Luft ist also im wesentlichen ein Gemenge von 1 Raumtheil Sauerstoff und 4 Raumtheilen Stickstoff. Außerdem sind aber in ihr noch viele Stoffe in geringeren Mengen enthalten.

**Argon**, ein gasförmiger Körper, dessen Affinität noch weit geringer ist als die des Stickstoffes. Seine Menge beträgt fast 1% der Luft. Dennoch wurde das Argon erst im Jahre 1895 entdeckt; es ist eben dem Stickstoff sehr ähnlich.

**Kohlensäure**. Von ihrer Anwesenheit in der Luft überzeugt man sich, indem man Kalk- oder Barytwasser der Luft aussetzt; die Kohlensäure bewirkt nämlich in diesen Lösungen einen weißen Niederschlag.

**Wasserdampf**. Seine Menge hängt von der Temperatur und dem Luftdruck ab; sie ist begreiflicherweise in der Nähe des Meeres größer als im Innern des Festlandes.

Große Waldungen üben auf das Klima der Gegend einen günstigen Einfluss: Zur Zeit großer Regengüsse saugt ihr schwammiger Boden ungeheure Wassermengen auf, um sie während der Zeit der Dürre allmählich durch Verdunstung abzugeben.

In waldarmen Gegenden fließt das gefallene Wasser zum größten Theil ab, Bäche und Flüsse schwellen bedeutend an, zur Zeit der Dürre hingegen fehlt es dann an Wasser.

**Ozon**, eine Abart (Modification) des Sauerstoffes, von noch größerer Affinität als dieser. Am meisten Ozon findet sich auf dem Meere, am wenigsten in bewohnten Gegenden.

**Ammoniak**, herrührend von der Verwesung thierischer und pflanzlicher Stoffe und von der elektrischen Entladung in der Atmosphäre. Es ist gebunden an Kohlensäure und andere Säuren.

**Kochsalz** in Gestalt eines äußerst zarten Staubes, durch den Wind von der Oberfläche des Meeres weggetragen; an den Meeresufern natürlich mehr als anderswo.

**Staub** anderer Art, von der Erdoberfläche stammend.

**Kleinste Lebewesen** des Thierreiches oder Pflanzenreiches, sogenannte Bakterien, Bacillen u. s. w., welche zum Theil als Krankheitserreger gefährlich, zum Theil als Urheber der Gährung, Fäulnis, Verwesung nützlich sind.

Die Gase, aus denen die Luft besteht, sind von verschiedenem specifischen Gewicht. Man könnte daher vermuthen, dass die Luft durch den Einfluss der Schwerkraft entmischt werde, d. h. dass die schwereren Gase zu Boden sinken und die leichteren aufsteigen würden. Die Untersuchungen haben aber ergeben, dass die Luft zu allen Zeiten und an allen Orten dieselbe Zusammensetzung hat, abgesehen natürlich von Orten, welche durch vulcanische Dünste, durch Fabriksgase u. dgl. beeinflusst werden. — Diese Thatsache der gleichen Zusammensetzung erklärt sich aus dem Bestreben der Gase, einen möglichst großen Raum einzunehmen und deshalb einander zu durchdringen (Diffusion).

In den ältesten Zeiten glaubte man, dass die Luft kein Gewicht habe; doch wiegt 1 l trockene Luft in der geographischen Breite von Paris bei 0° und normalem Barometerstand etwas über  $\frac{5}{4}$  g.

Durch Wasser wird eine geringe Menge Luft aufgelöst, welche aber den Fischen zur Athmung genügt. Die gelöste Luft hat nicht dieselbe Zusammensetzung wie die atmosphärische, sondern das Wasser löst die einen Bestandtheile der Luft in größerer Menge als die anderen, z. B. mehr Sauerstoff als Stickstoff.

Durch starke Abkühlung und gleichzeitigen starken Druck wird Luft verflüssigt. Flüssige Luft hat eine sehr niedrige Temperatur, bei der keine Bakterien mehr bestehen können. Wenn sie verdampft, entzieht sie der Umgebung viel Wärme, und wenn die Verdampfung beschleunigt wird, übt sie einen enormen Druck aus. Wegen dieser Eigenschaften dürfte sie vielleicht einst in Krankenzimmern zur Reinigung der Atmosphäre, ferner zur Erhaltung (Conservierung) der Nahrungsmittel, in Versammlungssälen zur Kühlung, statt des Eises zur Abkühlung

von Getränken, endlich als Triebkraft für Maschinen und Geschosse und als Sprengstoff verwendet werden, umso mehr als sie wegen ihrer geringen Wärmeleitung leicht zu transportieren ist.

Der thierische Körper verbraucht die eingeathmete Luft, um durch ihren Sauerstoff einen Theil der aufgenommenen Nahrungsstoffe zu verbrennen. Durch die Verbrennung wird Wärme erzeugt; daher fühlt sich der lebende Körper warm an, während der todte Leib und Thiere mit langsamem Stoffwechsel die Temperatur der Umgebung haben. Die zur Verbrennung gelangenden Nahrungsstoffe sind chemische Verbindungen, welche hauptsächlich aus Kohlenstoff, Wasserstoff und Sauerstoff bestehen. Durch die Verbrennung wird der Kohlenstoff zu Kohlensäure, der Wasserstoff zu Wasser. Die verbrauchte Luft, welche ausgeathmet wird, enthält daher geringere Mengen Sauerstoff als die eingeathmete, dagegen größere Mengen von Kohlensäure und Wasserdampf. Aus diesem Grunde verdichtet sich unser Athem in kalten Räumen oder an kalten Gegenständen zu einem Nebel. Dass die ausgeathmete Luft viel Kohlensäure enthält, lässt sich rasch dadurch beweisen, dass man sie mittelst eines Rohres durch Kalkwasser bläst.

Der pflanzliche Körper bedarf gleichfalls der Luft. Während aber das Thier Kohlensäure von sich gibt, nimmt die Pflanze Kohlensäure auf und zerlegt sie mit Hilfe des Sonnenlichtes und des Blattgrüns in die Elemente Kohlenstoff und Sauerstoff:

$\text{CO}_2^1) = \text{C} + \overset{\times}{\text{O}}_2$ . Den Kohlenstoff verwendet sie zum Aufbau ihres Körpers, den Sauerstoff gibt sie größtentheils wieder an die Atmosphäre ab.

Während also das Thier den gebundenen Kohlenstoff der Nahrungsmittel zu Kohlensäure verbrennt, scheidet die Pflanze aus der Kohlensäure den Kohlenstoff wieder ab und baut aus demselben wieder chemische Verbindungen auf. Diese dienen dem Thiere wieder zur Nahrung, und zwar den Pflanzenfressern direct, den Fleischfressern indirect, da sich diese von dem Fleische der Pflanzenfresser ernähren. So vermittelt die Luft einen beständigen Kreislauf des Kohlenstoffes durch das Pflanzenreich und das Thierreich. Die Pflanze erzeugt aus einfachen Verbindungen (Kohlensäure, Wasser, Ammoniak u. a.) complicierte Verbindungen; das Thier zersetzt diese complicierten Verbindungen wieder in jene einfachen.

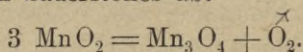
<sup>1)</sup> C ist vierwertig, O zweiwertig, daher die Formel  $\text{C} \begin{array}{c} \text{---} \text{---} \text{O} \\ \text{---} \text{---} \text{O} \end{array}$ .

## Sauerstoff, O = 16.

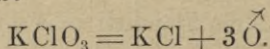
Der Sauerstoff ist unter allen Elementen dasjenige, welches auf der Erde in der weitaus größten Menge vorhanden ist, nämlich in freiem Zustande als Gemengtheil der Luft und in chemisch gebundenem Zustande als Bestandtheil des Wassers, der meisten Mineralien, der meisten Pflanzen- und Thierstoffe.

Die Herstellung des Sauerstoffes aus der Luft ist umständlich. Leichter wird er auf folgende Arten erzeugt:

1. Das Mineral Braunstein  $MnO_2$  gibt beim Glühen einen Theil des gebundenen Sauerstoffes ab:



2. Chlorsaures Kali  $KClO_3$  gibt beim Erhitzen allen gebundenen Sauerstoff ab:



Man pflegt beide Darstellungsmethoden gleichzeitig anzuwenden, indem man ein Gemenge von Braunstein und gleichviel chlorsaurem Kali erhitzt. Unkundige Personen sind davor zu warnen.

Heute ist der Sauerstoff, in Stahlylindern auf 100 Atmosphären zusammengedrückt, Handelsgegenstand.

Der Sauerstoff ist ein Gas ohne Geruch und Geschmack. Im Wasser ist er etwas löslich. Er bewirkt die chemischen Vorgänge der Verbrennung, des Rostens, der Athmung, der Verwesung, denn er besitzt eine große Affinität zu den meisten Elementen. Die Vereinigung des Sauerstoffes mit anderen Körpern nennt man Oxydation, seine chemischen Verbindungen mit anderen Elementen Oxyde. Bildet ein Element mehrere Oxyde, so nennt man dasjenige, von welchem sich die meisten anderen Verbindungen ableiten lassen, das Oxyd schlechthin; dasjenige, welches am wenigsten Sauerstoff enthält, heißt gewöhnlich Oxydul (= Oxydlein) und jenes, welches am meisten Sauerstoff enthält, Superoxyd (= Überoxyd). Die Oxydation eines Körpers braucht nicht in der directen Vereinigung mit Sauerstoff zu bestehen, sondern sie kann auch durch Umsetzung des Körpers mit einer sauerstoffreichen Verbindung (Salpetersäure, chlorsaurem Kali, Salpeter u. a.) erfolgen, wobei natürlich diese ihren Sauerstoff ganz oder theilweise verliert.

Jeder chemische Vorgang, welcher darin besteht, dass einer Verbindung der Sauerstoff ganz oder theilweise entzogen wird, oder



dass bei gleichbleibender absoluter Menge des Sauerstoffes seine relative Menge in einer Verbindung durch Einführung gewisser anderer Elemente herabgesetzt wird, heißt Reduction. Es gibt viele Reductionsmittel, z. B.:

**Wasserstoff.** Wenn über erhitztes Kupferoxyd Wasserstoff geleitet wird, entzieht dieser den Sauerstoff, und es bleibt metallisches Kupfer zurück.  $\text{CuO} + \text{H}_2 = \text{Cu} + \text{H}_2\text{O}$ . Die braune Farbe des Kupferoxydes geht in die rothe des Metalles über. Der Wasserdampf verdichtet sich an kälteren Stellen der Röhre.

**Kohlenstoff.** Wenn Bleiglätte mit Kohle im bedeckten Tiegel erhitzt wird, gibt sie ihren Sauerstoff an die Kohle ab:

$\text{PbO} + \text{C} = \text{Pb} + \overset{\times}{\text{CO}}$ . Aus der gelben Glätte geht das graue, glänzende Blei hervor, und ein Theil des festen Kohlenstoffes verwandelt sich in das gasförmige Kohlenoxyd. Kohlenstoff ist das billigste und daher gebräuchlichste Reductionsmittel. Die meisten Metalle werden mit seiner Hilfe gewonnen.

In reinem Sauerstoffgas verbrennen die Stoffe mit größerer Licht- und Wärmeentwicklung als in der Luft, welche verdünnter Sauerstoff ist; so Schwefel, Kohle und besonders Phosphor. Auch Eisen, welches sich an der Luft nur langsam oxydiert, verbrennt lebhaft. An dieser Steigerung der Verbrennungerscheinungen erkennt man ein Gas als Sauerstoff, indem man einen glimmenden Holzspan in dasselbe einführt; denn im Sauerstoff entflammt der Span.

5 l Luft enthalten 1 l Sauerstoff. Presst man 5 l Luft auf 1 l zusammen, so ist natürlich in dem einen Liter gepresster Luft noch immer so viel Sauerstoff vorhanden, dass er bei gewöhnlichem Druck 1 l einnehmen würde. Es wird daher 1 l gepresster Luft fast<sup>1)</sup> denselben Wirkungswert haben wie 1 l Sauerstoff bei gewöhnlichem Druck. So erklärt sich die Verwendung des Löthrohres, dessen sich der Goldarbeiter, und des Gebläses, dessen sich der Schmied bedient.

Die Oxyde des Schwefels, des Stickstoffes, des Phosphors und anderer Elemente liefern mit Wasser Lösungen, welche sich durch sauren Geschmack und durch Rothfärbung des blauen Lackmusfarbstoffes auszeichnen. Man nennt sie saure Oxyde.

<sup>1)</sup> »Fast«, weil der anwesende Stickstoff viel Wärme absorbiert.

Die Oxyde mancher Metalle liefern mit Wasser Lösungen, welche einen herben Geschmack haben und rothen Lackmusfarbstoff blau färben. Sie heißen basische Oxyde.

Außerdem gibt es Oxyde, welche je nach Umständen sauren oder basischen Charakter aufweisen.

### Wasser, $H_2O$ .

Das Wasser wurde lange Zeit für ein Element gehalten. Erst in der zweiten Hälfte des 18. Jahrhunderts erkannte man es als eine chemische Verbindung von Wasserstoff und Sauerstoff. Zwei einfache Beweise hiefür finden sich an früheren Stellen dieses Buches: 1. dass Wasser durch Elektrolyse in seine Elemente zerfällt (Seite 9); 2. dass durch Verbrennen des Wasserstoffes an der Luft Wasser entsteht (Seite 9).

Die Formel  $H_2O$  diene hier als Beispiel, um zu erklären, wie viel eine chemische Formel aussagt:

1.  $H_2O$  bedeutet eine Verbindung von Wasserstoff und Sauerstoff,

2. das Molecül  $H_2O$  besteht aus zwei Atomen Wasserstoff und einem Atom Sauerstoff,

3. da H nicht nur »Wasserstoff«, sondern auch »1 Gewichtstheil Wasserstoff« und O nicht nur »Sauerstoff«, sondern auch »16 Gewichtstheile Sauerstoff« bedeutet, sagt die Formel  $H_2O$ , dass 2 Gewichtstheile Wasserstoff und 16 Gewichtstheile Sauerstoff zu 18 Gewichtstheilen Wasser verbunden sind, oder umgekehrt, dass 18 Gewichtstheile Wasser bestehen aus 2 Gewichtstheilen Wasserstoff und 16 Gewichtstheilen Sauerstoff. Aus diesen Zahlen rechnet sich leicht die procentuelle Zusammensetzung des Wassers:

$$\begin{array}{r} 18 \text{ Theile Wasser enthalten } 2 \text{ Theile Wasserstoff} \\ \text{also } 100 \quad \gg \quad \gg \quad \gg \quad \gg \quad \gg \\ \hline x = 11.1. \end{array}$$

Also besteht die chemische Verbindung Wasser aus 11.1% Wasserstoff und 88.9% Sauerstoff.

Das Wasser ist auf der Erde in ungeheuren Mengen vorhanden. Fortwährend verdunstet Wasser auf der Oberfläche der großen Gewässer, namentlich in der heißen Zone. Der Wasserdunst steigt in die Höhe, wird vom Winde weitergetragen und geht in kälteren Gegenden entweder in den flüssigen Zustand über (Regen, Thau) oder in den festen (Schnee, Reif, Hagel). Der größte Theil der Niederschläge fällt natürlich ins Meer zurück, ein anderer Theil auf das Festland. Hier fließt das Wasser theils auf dem kürzesten Wege den Bächen, Strömen und Meeren zu, theils sickert es in den Erdboden und gelangt in tiefere Regionen, bis es eine

undurchlässige Schichte (Thon) findet, auf der es Halt macht. Durch nachdringende Massen oder durch Gase wird es dann an anderen Stellen als Quelle zutage getrieben. Oft sinkt das Wasser so tief, dass es von der Erdwärme geheizt wird; die Quelle heißt dann *Therme* (Karlsbad 75<sup>o</sup>).

Da Wasser nur durch Verdunstung aus dem Meere, also durch den Einfluss der Sonnenwärme, auf das Festland gelangt, ist alle lebendige Kraft der fließenden Gewässer, Stromschnellen, Wasserfälle, welche ja oft zum Treiben von Maschinen dient, der Sonne zuzuschreiben.

Das Wasser besitzt ein ziemlich bedeutendes Lösungsvermögen für feste Körper und Gase. Daher löst es auf seinem großen Wege viele Stoffe auf, und zwar das langsam einsickernde Wasser mehr, das rasch abfließende weniger; daher enthält Quellwasser mehr Stoffe als Flusswasser, am meisten die *Thermen*, einerseits weil sie aus der größten Tiefe kommen, anderseits weil durch die höhere Temperatur das Lösungsvermögen des Wassers gesteigert wird.

Jedes Quellwasser (Brunnenwasser) ist also eigentlich eine Lösung. Die gelösten Stoffe sind meist: Kalk und Magnesia gebunden an Kohlensäure, Kalk gebunden an Schwefelsäure, ferner freie Kohlensäure und Luft. Wenn Brunnenwasser in Gefäßen steht oder erwärmt wird, entweichen die gelösten Gase in Form kleiner Bläschen.

Enthält ein Wasser ungewöhnliche Stoffe gelöst oder die gewöhnlichen Stoffe in hervorragender Menge, so heißt es *Mineralwasser*. So enthalten:

Gewöhnliche Sauerlinge besonders viel freie Kohlensäure, alkalische Sauerlinge Natron an Kohlensäure gebunden und meist auch viel freie Kohlensäure,

Bitterwässer Magnesia an Schwefelsäure gebunden,

Stahlwässer Eisenoxydul an Kohlensäure gebunden,

Schwefelwässer Schwefelwasserstoffgas,

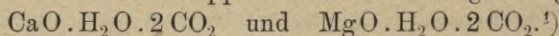
Solwässer Kochsalz.

Ein gutes Trinkwasser soll eine gewisse Menge fester Stoffe und freier Kohlensäure enthalten; andernfalls hat es einen faden Geschmack. Seine Temperatur soll etwa 8<sup>o</sup> betragen. Es soll möglichst wenig Stickstoffverbindungen und Chlorverbindungen enthalten. Wasser, welches größere Mengen solcher Verbindungen enthält, ist verdächtig; denn meistens stammen diese aus der Fäulnis thierischer

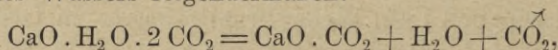
Stoffe, die Chlorverbindungen speciell aus Harn. Solches Wasser ist daher vermuthlich mit verwesenden Körpern, mit Senkgruben u. dgl. in Berührung gewesen und enthält dann meist auch höchst gefährliche Krankheitskeime (Typhus). Sehr schlechtes Wasser verräth sich durch einen üblen Geruch. Aus diesen Gründen trachtet jeder größere Ort, in den Besitz einer guten Quelle und einer soliden Wasserleitung zu gelangen, was oft mit sehr bedeutenden Kosten verbunden ist. Viele große Städte benützen noch heute aus Mangel eines besseren das Wasser des benachbarten Flusses, welches dann allerdings sorgfältig durch Kies, Sand u. dgl. filtrirt wird.

**Das Filtrieren.** Um eine Flüssigkeit von festen Körpern zu befreien, welche ungelöst in derselben schweben, gießt man sie durch poröse Schichten, welche die Verunreinigungen zurückhalten. Im großen benützt man hiezu Sand, Kies, Stroh, im kleinen ungeleimtes Papier, Filtrierpapier, und stützt es, damit es nicht unter der Last zerreiße, mittelst eines Trichters. Man nennt die durchgesickerte Flüssigkeit Filtrat.

Viele Wässer enthalten große Mengen von sogenanntem doppeltkohlensauern Kalk und doppeltkohlensaurer Magnesia gelöst:



Diese doppeltkohlensauern Verbindungen zerfallen aber beim Erhitzen des Wassers folgendermaßen:



d. h. sie scheiden Wasser und 1 Molecül Kohlensäure aus und verwandeln sich in sogenannten einfachkohlensauern Kalk  $\text{CaO} \cdot \text{CO}_2$ , d. i.  $\text{CaCO}_3$  (respective Magnesia), welcher aber unlöslich ist und daher eine feste Ausscheidung, einen Niederschlag, bildet. Solche Wässer sind für manche Verwendungen unbrauchbar oder minderwertig:

1. Wenn Hülsenfrüchte in solchem Wasser gekocht werden, so werden sie von dem Niederschlag eingehüllt und bleiben hart. Man nennt daher solches Wasser seit alter Zeit hartes Wasser, während kalkarmes Wasser, in welchem sich Hülsenfrüchte bald weich kochen lassen, weiches Wasser heißt.

2. Benützt man hartes Wasser zum Waschen mit Seife, so werden größere Mengen Seife unnütz verbraucht, ehe sie ihre reinigende Wirkung ausüben kann. Es tritt nämlich zwischen der

<sup>1)</sup> Diese Formeln sind einstweilen zu lesen: »Kalk (Magnesia) gebunden an Wasser und gebunden an 2 Molecüle Kohlensäure.« Sie werden später durch bessere Formeln ersetzt und erläutert werden.

Seife, welche hauptsächlich stearinsaures Natron ist, und dem doppeltkohlensauren Kalk (Magnesia) eine Umsetzung ein: stearinsaures Natron + doppeltkohlensaurer Kalk = stearinsaurer Kalk + doppeltkohlensaures Natron. Der stearinsaurer Kalk ist aber unlöslich, bildet einen Niederschlag und entzieht so einen Theil der Seife ihrem Zwecke.

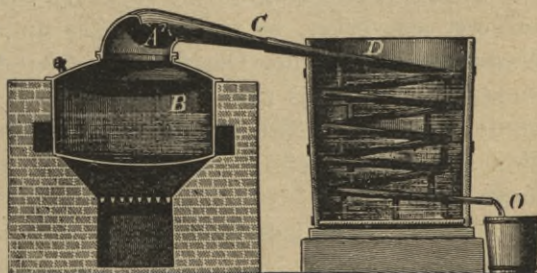
3. Kocht man kalkreiches Wasser in Dampfkesseln, so setzt sich der einfachkohlensaure Kalk an den Wänden des Kessels an und bildet immer dickere Schichten, den sogenannten Kesselstein. Diese Schicht ist ein schlechter Wärmeleiter; es muss also, um das Wasser zum Sieden zu bringen, mehr Brennstoff verbraucht werden. Ja, die Wärmeleitung ist derart gestört, dass die vom Feuer bespülte Kesselwand glühend werden kann. Falls dann ein Stück des spröden Kesselsteines abspringt, kommt das siedende Wasser mit der glühenden Wand in Berührung; es entwickelt sich augenblicklich mehr Dampf, als das Dampfrohr abzuleiten vermag, und der Kessel platzt. Dies ist die häufigste Ursache der gefährlichen Kesselexplosionen. An anderer Stelle wird über die Mittel gesprochen werden, wie kalkreiches Wasser brauchbar zur Kesselpeisung gemacht werden kann.

Sehr große Mengen fester Stoffe, besonders NaCl, enthält das Meerwasser (über 3%), weil die Flüsse ihm fortwährend neue Mengen derselben zuführen. Einige Binnenseen mit geringem Abfluss, wie das Tode Meer, enthalten noch größere Mengen gelöster Stoffe.

Reines Wasser erhält man durch Destillation des natürlichen; denn auch das Regenwasser enthält Stoffe, welche es während des Fallens aufgelöst hat.

Unter Destillation versteht man die Verdampfung einer Flüssigkeit und die Verflüssigung ihres Dampfes mit der Absicht, die Flüssigkeit möglichst rein zu gewinnen. Ein Destillationsapparat (Fig. 2) be-

Fig. 2.



steht aus folgenden Theilen: *B* die Blase, das Gefäß, in welchem die Flüssigkeit verdampft wird; *A* der Helm, von dem die emporgespritzten

Tropfen zurückfallen; *C* das Helmrohr; *D* das Kühlrohr, welches von den Dämpfen durchströmt, von kaltem Wasser umgeben wird und wegen seiner beträchtlichen Länge schlangenartig gewunden ist; *O* die Vorlage, in welche das Destillat fließt. Die ersten Mengen verdichteten Dampfes (Vorlauf genannt) enthalten noch flüchtige Stoffe: Luft, Kohlensäure, Ammoniak, und müssen daher beseitigt werden. In der Blase bleiben die festen Stoffe zurück.

Celsius hat auf seinem Thermometer den Schmelzpunkt des Eises mit  $0^{\circ}$ , den Siedepunkt des Wassers mit  $100^{\circ}$  bezeichnet. Auch in anderer Beziehung bedient man sich des Wassers zur Vergleichung, so bei der Feststellung der Dichte eines Körpers. Die Dichte eines Körpers ist jene Zahl, welche anzeigt, wie vielmal ein beliebiges Volumen desselben schwerer ist als ein gleich großes Volumen Wasser bei  $4^{\circ}$ ; sie ist also ein Factor, eine unbenannte Zahl. Specifisches Gewicht eines Körpers hingegen nennt man die Anzahl Gramme, welche ein bestimmtes Volumen desselben, nämlich  $1\text{ cm}^3$ , wiegt (also ohne Vergleich mit Wasser); es ist also eine benannte Zahl. Die beiden Zahlen stimmen allerdings seit Einführung des metrischen Maß- und Gewichtssystems überein; denn das Gewicht eines Cubikcentimeters Wasser bei  $4^{\circ}$  in der geographischen Breite von Paris dient ja als Gewichtseinheit und heißt ein Gramm.

Die Beschränkung »bei  $4^{\circ}$ « ist aus dem Grunde nothwendig, weil das Wasser bei verschiedenen Temperaturen verschiedene Dichten hat, und zwar ist bei rund  $4^{\circ}$  seine Dichte am größten. Nicht nur oberhalb, sondern auch unterhalb dieser Temperatur ist sie geringer; daher schwimmt Eis auf Wasser. Dieser Umstand ist von größter Bedeutung: Wäre das Wasser nach dem Gefrieren schwerer als vorher, so würde das Eis untersinken; neue Mengen Wasser würden an der Oberfläche gefrieren und untersinken; die Gewässer würden bis zum Grunde gefrieren, und die Sonnenwärme würde selbst im heißesten Sommer nicht hinreichen, die kolossalen Eismassen zu schmelzen; weder Pflanzen noch Thiere könnten in dieser Kälte leben.

Wasser ist bei jeder Temperatur, selbst unter  $0^{\circ}$ , etwas flüchtig. Will man Luft oder andere Gase von dem mitgeführten Wasserdunste befreien, trocknen, so leitet man sie durch concentrirte Schwefelsäure oder über Chlorcalcium  $\text{CaCl}_2$ ; denn diese beiden Stoffe nehmen Wasser begierig auf. Gefäße, welche mit diesen

Stoffen beschickt werden, um die darin aufbewahrten Körper trocken zu erhalten, nennt man Exsiccatoren (Austrockner).

### Knallgas.

Während Wasser eine chemische Verbindung von Wasserstoff und Sauerstoff ist, versteht man unter Knallgas ein Gemenge dieser Gase. Wird ein solches Gemenge an einer Stelle entzündet, so setzt sich die Verbrennung fast augenblicklich durch die ganze Masse fort; dabei entsteht eine bedeutende Wärmemenge, durch welche sowohl der entstehende Wasserdampf als auch unverbrauchtes Knallgas eine derartige Volumsvergrößerung erfahren, dass das Gefäß zerschmettert, Fenster und Mauern beschädigt und Personen getödtet werden können. Im nächsten Augenblick erfolgt Verdichtung des entstandenen Wasserdampfes und daher Volumsverminderung, die Luft stürzt wieder zurück, und so erklärt sich der ohrenbetäubende Knall bei der Explosion. Ohne Gefahr, aber doch mit bedeutender Schallwirkung wird die Explosion von Seifenschaum oder Seifenblasen, welche mit Knallgas gefüllt sind, gezeigt.

Ein Gemenge von Wasserstoff und Sauerstoff ist also für keine nützliche Verwendung brauchbar; um aber doch die große Wärmemenge auszubeuten, die bei Verbrennung von Wasserstoff mit reinem Sauerstoff entwickelt wird, bedient man sich des Daniell'schen Hahnes (Fig. 3). Er besteht aus einer weiten Röhre *a*, in welche

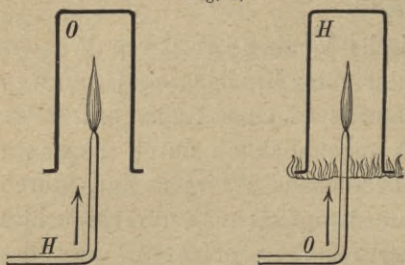
Fig. 3.



die enge Röhre *b* eingeschoben ist; der Dorn *c* verhindert ein Schlottern der inneren Röhre. Bei *G* sind die Spitzen beider Rohre benachbart. Bei *S* tritt ins enge Rohr der Sauerstoff, bei *W* ins weite Rohr der Wasserstoff ein; denn seine Menge soll beiläufig doppelt so groß sein als die des Sauerstoffes. Man lässt zuerst nur Wasserstoff ausströmen und entzündet ihn bei *G*, so dass er nun an der gewöhnlichen Luft brennt. Dann erst leitet man den Sauerstoff ein. Je nach der Wirkung der Flamme richtet man das Mengen-

verhältnis der beiden Gase durch Stellung der Hähne ein. Die Flamme ist so heiß, dass sie Platin schmelzt, Eisen lebhaft verbrennt und Thon zum Erweichen (Sintern) bringt. Gewisse unschmelzbare Körper, wie Kalk oder Zirkon, glühen mit blendendem Lichte. Eine Explosion ist hier ausgeschlossen, denn die Flamme fände in dem Rohr *a* nur Wasserstoff, in dem Rohr *b* nur Sauerstoff.

Fig. 4.



Die Vereinigung zwischen Wasserstoff und Sauerstoff findet nicht nur statt, wenn Wasserstoff in Sauerstoff brennt (Fig. 4), sondern auch wenn Sauerstoff in Wasserstoff brennt. Um dies zu zeigen, füllt man einen Cylinder (Mündung abwärts) mit Wasserstoff, entzündet ihn und führt eine Röhre ein, aus welcher Sauerstoff strömt. Dieser entzündet sich an der Flamme und brennt im Innern des Cylinders weiter. Diese Erscheinung der umgekehrten Flamme ist leicht erklärlich: Die Verbrennung erfolgt in jedem Falle an der Berührungsfläche der beiden Gase, gleichgiltig ob der Sauerstoff außen oder innen sich befindet. Dasselbe Experiment lässt sich mit anderen brennbaren Gasen (Leuchtgas) anstellen.

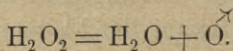
### Wasserstoffsuperoxyd, $H_2O_2$ .

Erklärung der Formel:  $\begin{array}{c} O-H \\ | \\ O-H \end{array}$  Jedes der beiden Sauerstoffatome ist mit

der einen Valenz an Wasserstoff, mit der zweiten an das andere Sauerstoffatom gebunden.

Wenn Barymsuperoxyd  $BaO_2$  in kalte verdünnte Schwefelsäure  $H_2SO_4$  eingetragen wird, so findet eine Umsetzung statt,  $H_2SO_4 + BaO_2 = BaSO_4 + H_2O_2$ , welche unlöslichen schwefelsauren Baryt und Wasserstoffsuperoxyd, dieses in wässriger Lösung, liefert. Die 3%ige Lösung ist Handelsgegenstand. Durch Destillation derselben unter bedeutend vermindertem Druck erhält man fast wasserfreies Superoxyd als helle ölige Flüssigkeit.

Wasserstoffsuperoxyd zersetzt sich bei vielen Anlässen in Wasser und Sauerstoff:

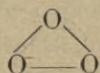




Dieser tritt hiebei im Entstehungszustande auf; daher ist das Superoxyd ein wirksames Oxydationsmittel. Ein interessantes Beispiel hiezu ist folgendes: Der Farbstoff Bleiweiß geht im Laufe der Zeit in schwarzes Schwefelblei  $PbS$  über, wodurch oft alte Gemälde verunziert sind; behandelt man sie aber mit  $H_2O_2$ , so wird das schwarze  $PbS$  zu weißem  $PbSO_4$ , schwefelsaurem Blei, oxydiert, wodurch die richtige Färbung wieder hergestellt ist. — Am meisten wird Wasserstoffsuperoxyd in verdünntem Zustande zum Bleichen von Schafwolle, Seide, Federn, Haaren, Elfenbein verwendet.

### Ozon, $O_3$ .

Das Elementarmolecül des Sauerstoffes besteht aus 2 Atomen (Seite 5), welche mit je 2 Valenzen aneinander gebunden sind:  $O=O$ . Unter gewissen Verhältnissen treten aber 3 Atome Sauerstoff zu einem Elementarmolecül zusammen:



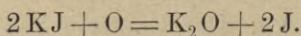
Solcher Sauerstoff äußert eine noch größere Affinität als der gewöhnliche; er heißt Ozon und ist eine allotrope Modification des Sauerstoffes.

Ozon entsteht aus gewöhnlichem Sauerstoff oder aus Luft: 1. bei rascher Verdunstung des Wassers; daher ist die Meeresluft ozonhaltig, 2. bei langsamer Oxydation feuchten Phosphors in einem geräumigen, lose verschlossenen Gefäß, 3. bei Einwirkung der Elektrizität; daher ist die Luft nach Gewittern reicher an Ozon als sonst; hiebei nimmt die Luft den eigenthümlichen Geruch des Ozons an. Aus demselben Grunde bildet sich Ozon in der Nähe einer bewegten Elektrisirmaschine. In jedem Falle wird nur ein kleiner Theil des vorhandenen Sauerstoffes in Ozon verwandelt.

Das Ozon geht bei vielen Anlässen wieder in gewöhnlichen Sauerstoff über:  $O_3 = O_2 + O$ , und zwar, wie die Gleichung zeigt, in 1 Molecül und 1 Atom Sauerstoff. Dieses Atom befindet sich im Entstehungszustande, und daraus erklärt sich, dass die Affinität des Ozons noch größer ist als die des gewöhnlichen Sauerstoffes. Besonders rasch zersetzt es sich in bewohnten Gegenden, welche reich an oxydierbaren Stoffen sind (Bakterien, Fäulnisproducten).

Die auffallendsten Reactionen des Ozons sind: 1) blankes Silberblech wird durch Ozon sofort oxydiert; es überzieht sich mit einer braunen Schicht; 2) Jodkalium  $KJ$  wird in der Weise zer-

setzt, dass das Kalium sich oxydiert und das Jod sich in freiem Zustand ausscheidet:

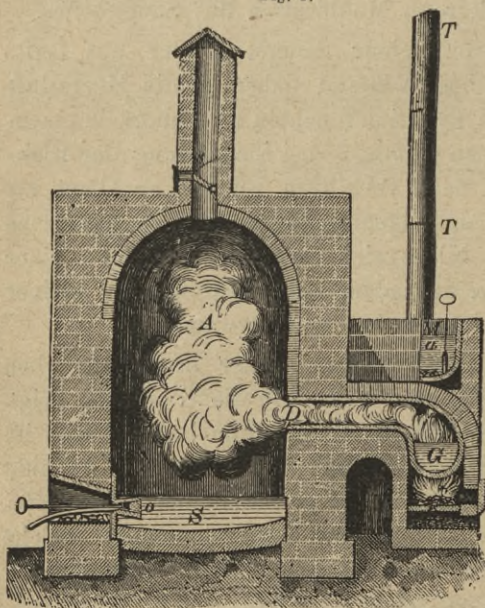


Bei gleichzeitiger Anwesenheit von Stärkemehl tritt Blaufärbung ein (Seite 17). Man bereitet daher zur Erkennung des Ozons einen dünnen Stärkekleister, setzt ihm etwas Jodkalium zu und tränkt Filtrierpapierstreifen mit solchem Jodkaliumstärkekleister. Die Streifen färben sich in ozonhaltiger Luft blau.

### Schwefel, S = 32·1.

Der Schwefel kommt in vulcanischen Gegenden frei vor; so in Sicilien, wo er entweder in reinster Qualität, schön krystallisiert, oder verunreinigt durch Gips und Kalkstein vorgefunden wird. In großen Mengen kommen Verbindungen des Schwefels vor, z. B. seine Verbindungen mit Metallen (genannt Kiese, Blenden, Glanze), seine Verbindungen mit Metallen und mit Sauerstoff, z. B.  $CaSO_4$  (genannt schwefelsaurer Kalk oder Gips) und die Eiweißstoffe des Pflanzen- und Thierreiches.

Fig. 5.



In Sicilien wird der Schwefel von seinen Verunreinigungen durch Ausschmelzen befreit: Man sichtet ihn in schrägen Gruben, bedeckt ihn mit Erde und zündet ihn an. Es verbrennt ungefähr  $\frac{1}{3}$  des Schwefels, unter dessen Verbrennungswärme die übrige Menge ausschmilzt. Diese verschwenderische Methode, einen Theil des Schwefels selbst als Brennstoff zu benutzen, erklärt sich aus dem dortigen Mangel an Kohle. Der ausgeschmolzene Rohschwefel ist

noch nicht ganz rein; er wird daher aus eisernen Retorten destilliert (Fig. 5). Leitet man die Dämpfe in einen kalten Raum, so gehen sie nicht

erst in den flüssigen, sondern sofort in den festen Zustand über und bedecken die Wände mit einem zarten Pulver, Schwefelblumen. Erst wenn der Raum genügend erwärmt ist, verflüssigt sich der Schwefeldampf. Der flüssige Schwefel sammelt sich auf dem Boden und wird von Zeit zu Zeit abgelassen. Man lässt ihn meist in hölzernen Formen erstarren: Stangenschwefel.

Beträchtliche Mengen Schwefel werden aus den Sodartückständen gewonnen.

Seit der Verdrängung des schwarzen Schießpulvers durch das rauchschwache Pulver hat der Bedarf an Schwefel bedeutend abgenommen.

Der Schwefel existiert in mehreren allotropen Modificationen; die eine krystallisiert in rhombischen Octaëdern, die andere in monoklinen Nadeln, die beiden anderen sind amorph.

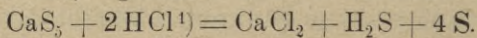
1. Der rhombische Schwefel, die gewöhnliche Erscheinungsform, hat eine charakteristisch gelbe Farbe (»schwefelgelb«). Er ist sehr spröde. Beim Erwärmen knistert er oder zerfällt sogar in Stücke. Specifisches Gewicht 2·07. Er ist leicht löslich in Schwefelkohlenstoff  $\text{CS}_2$ ; aus der Lösung krystallisiert er wieder rhombisch. Schmelzpunkt  $114^\circ$ . Der geschmolzene Schwefel ist zuerst gelb und dünnflüssig, bei weiterem Erwärmen wird er braun und dickflüssig, und zwar bei  $250^\circ$  derart, dass er nicht ausgegossen werden kann; über  $300^\circ$  wird er wieder dünnflüssig. Siedepunkt  $448^\circ$ . Die Dämpfe haben eine braune Farbe.

2. Der monokline Schwefel. Lässt man geschmolzenen Schwefel in einem großen Tiegel langsam erkalten, bis die Oberfläche erstarrt ist, stößt dann die Decke durch und gießt den flüssig gebliebenen Schwefel aus, so bemerkt man, dass der erstarrte Schwefel ein ganz anderes Aussehen hat als der rhombische; er stellt nicht rhombische Octaëder, sondern monokline Nadeln dar. Diese sind nicht spröde, sondern biegsam. Specifisches Gewicht 1·96, also bedeutend geringer. Schmelzpunkt  $120^\circ$ . Er verändert aber sehr bald seine Eigenschaften und geht in die rhombische Modification über.

3. Der plastische (=bildsame, knetbare) Schwefel entsteht, wenn man geschmolzenen Stangenschwefel in kaltes Wasser gießt. Er hat eine bräunliche Farbe und das specifische Gewicht 1·92. Er ist bildsam, geht aber nach kurzer Zeit in die rhombische

Modification über und erhärtet; daher kann man ihn zum Abdrücken von Formen benützen.

4. Gewisse schwefelreiche Verbindungen, wie Schwefelleber, liefern bei ihrer Umsetzung mit Säuren einen feinen weißen Niederschlag von Schwefel, sogenannte Schwefelmilch:



Schwefel verbindet sich wie Sauerstoff mit vielen Elementen direct. Erhitztes Kupferblech z. B. erglüht im Schwefeldampf und verwandelt sich in schwarzes, sprüdes Schwefelkupfer. Quecksilber unter Wasser mit Schwefelblumen gerieben liefert schwarzes Schwefelquecksilber. Eisen und Schwefel siehe Seite 2. Die Verbindungen des Schwefels mit den Metallen werden gewöhnlich Sulfide genannt.

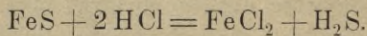
Schwefel ist entweder zweiwertig ( $\text{H}_2\text{S}$ ) oder vierwertig ( $\text{SO}_2$ ) oder sechswertig ( $\text{SO}_3$ ).

Mit Sauerstoff verbindet er sich bei  $260^\circ$  und brennt mit blauer Flamme:  $\text{S} + \text{O}_2 = \text{SO}_2$ . Das Verbrennungsproduct ist ein Gas, Schwefeldioxyd.

Mit Schwefel überzogene Leinwandstreifen, sogenannte Schwefelfäden, dienen zum Ausschweifeln der Weinfässer.

### Schwefelwasserstoff, $\text{H}_2\text{S}$ .

Schwefelwasserstoff ist in manchen Quellwässern gelöst (Seite 25), findet sich in den vulcanischen Gasen vor und entsteht bei der Fäulnis schwefelhaltiger pflanzlicher oder thierischer Stoffe (Eiweiß). Man erzeugt ihn aus Schwefeleisen  $\text{FeS}$  (welches durch Erhitzen von 7 Theilen Eisen mit 4 Theilen Schwefel gewonnen wird) mittelst einer Säure:



Schwefelwasserstoff ist ein übelriechendes Gas von giftiger Wirkung. Die wässrige Lösung heißt Schwefelwasserstoffwasser und zersetzt sich allmählich unter Aufnahme von Sauerstoff:  $\text{H}_2\text{S} + \text{O} = \text{H}_2\text{O} + \text{S}$ , und Abscheidung von Schwefel.

Das Gas ist brennbar: Bei ungenügender Luftmenge verbrennt nur der Wasserstoff:  $\text{H}_2\text{S} + \text{O} = \text{H}_2\text{O} + \text{S}$ , bei hinreichender Luftmenge auch der Schwefel:  $\text{H}_2\text{S} + 3 \text{O} = \text{H}_2\text{O} + \text{SO}_2$ .

<sup>1)</sup> Die unteren Punkte deuten jene Elemente an, durch deren Vereinigung der Anstoß zu der ganzen Reaction erfolgt.

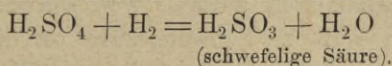
Durch Schwefelwasserstoff werden viele Metalle aus ihren Lösungen als Sulfide niedergeschlagen; so z. B. wird aus der blauen Lösung des Kupfervitriols das schwarze Kupfersulfid gefällt:  $\text{CuSO}_4 + \text{H}_2\text{S} = \text{CuS} + \text{H}_2\text{SO}_4$ . Aus Antimonlösungen fällt ein röther, aus Arsenlösungen ein gelber Niederschlag u. s. w. Da unter verschiedenen Verhältnissen verschiedene Metalle gefällt werden, bedient man sich des Schwefelwasserstoffes und seiner Lösung in der analytischen Chemie, um die Metalle voneinander zu trennen.

Um ein Gas als Schwefelwasserstoff zu erkennen, verwendet man Papierstreifen, welche mit einer Lösung von essigsauerm Blei getränkt sind (Bleipapier). Diese werden nämlich durch Bildung von Schwefelblei  $\text{PbS}$  geschwärzt. Silberne Gegenstände werden gleichfalls von Schwefelwasserstoff, welcher sich meist in der Luft bewohnter Orte vorfindet, durch Bildung von Schwefel-silber  $\text{Ag}_2\text{S}$ <sup>1)</sup> geschwärzt. Silber, welches auf solche Art absichtlich geschwärzt wurde, nennt man fälschlich oxydiertes Silber.

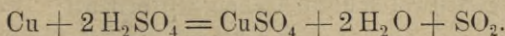
### Schwefeldioxyd, $\text{SO}_2$ .

Schwefeldioxyd findet sich in den vulcanischen Gasen vor. Es entsteht durch Verbrennung des Schwefels und mancher Schwefelverbindungen.

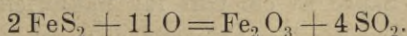
Will man kleine Mengen desselben erhalten, so erhitzt man Kupferstücke mit concentrirter Schwefelsäure. Analog der Einwirkung des Zinkes auf Schwefelsäure (Seite 9) bildet sich zuerst Wasserstoff  $\text{Cu} + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{CuSO}_4 + \text{H}_2$ . Bei der höheren Temperatur jedoch, welche diese Reaction erfordert, wird ein zweites Molecül Schwefelsäure sofort durch den Wasserstoff reducirt:



Die schwefelige Säure zerfällt aber in Wasser und Schwefeldioxyd:  $\text{H}_2\text{SO}_3 = \text{H}_2\text{O} + \text{SO}_2$ . Das Gesamtbild dieser Reactionen ist also:



Um große Mengen Schwefeldioxyd zu erzeugen, erhitzt man Kiese unter Luftzutritt, besonders den Eisenkies, welcher auch Schwefelkies genannt wird:



<sup>1)</sup> Ag ist einwertig, S zweiwertig.

Um mit dieser Gleichung das Gedächtnis nicht zu belasten, sei dieselbe im folgenden entwickelt:

$\text{FeS}_2 + \text{O} = \text{Fe}_2\text{O}_3 + \dots$  Auf der rechten Seite der Gleichung stehen 2 Atome Eisen, also müssen auch auf der linken 2 Atome Eisen, d. i. 2 Moleküle  $\text{FeS}_2$ , in Rechnung gestellt werden:

$2\text{FeS}_2 + \text{O} = \text{Fe}_2\text{O}_3 + \dots$  Nun stehen links 4 Atome Schwefel, also rechts 4 Moleküle  $\text{SO}_2$ :

$2\text{FeS}_2 + \dots \text{O} = \text{Fe}_2\text{O}_3 + 4\text{SO}_2$ . Nun stehen rechts  $3 + 4 \times 2 = 11$  Sauerstoffatome, also müssen auch links 11 O in Rechnung kommen:  $2\text{FeS}_2 + 11\text{O} = \text{Fe}_2\text{O}_3 + 4\text{SO}_2$ . Es sind also für diese Gleichung nur die Formeln  $\text{FeS}_2$  und  $\text{Fe}_2\text{O}_3$  zu merken.

Dieses Erhitzen unter Luftzutritt in der Absicht einer Oxydation nennt man **Rösten**.

Schwefeldioxyd ist ein farbloses Gas. Sein Geruch ist von brennenden Schwefelzündhölzchen her bekannt. In geringen Mengen eingehathmet, wirkt es heilsam gegen Lungenkrankheiten.

Mit Wasser bildet es wahrscheinlich  $\text{H}_2\text{O} + \text{SO}_2 = \text{H}_2\text{SO}_3$ , schwefelige Säure. Oft wird mit diesem Namen auch das Gas selbst genannt. Die Lösung hat sauren Geschmack; Lackmus wird durch sie geröthet, dann gebleicht. Auch andere Farbstoffe werden durch schwefelige Säure gebleicht, während das trockene Gas keine Wirkung übt. Die bleichende Wirkung der schwefeligen Säure unterscheidet sich von der des Chlors wesentlich; während die Farbstoffe durch Chlor gänzlich zerstört (oxydiert) werden, bilden sie mit der schwefeligen Säure farblose chemische Verbindungen, welche durch stärkere Säuren, z. B. Schwefelsäure, wieder zersetzt werden, so dass die Färbung wiederkehrt. Man zeigt diese Erscheinung gewöhnlich mittelst einer rothen Rose. Die Färbung kehrt auch von selbst allmählich zurück, weil schwefelige Säure durch den Sauerstoff der Luft zu Schwefelsäure oxydiert wird. Soll die Färbung nicht wiederkehren, so wäscht man die gebleichten Stoffe mit Wasser, wodurch die farblosen Verbindungen gelöst werden. So kann man Obstflecke aus der Haut, aus Kleidern oder Wäsche mittelst einiger Schwefelzündhölzchen entfernen.

Mit Chlor werden hauptsächlich pflanzliche Stoffe (Flachs, Baumwolle), mit schwefeliger Säure thierische Stoffe (Seide, Schafwolle) gebleicht.

Schwefelige Säure ist ein Gift für Bakterien; daher räuchert man Fässer mit brennendem Schwefel aus, um die Getränke vor schädlichen Pilzen zu schützen; Hopfen wird geschwefelt, um ihn

haltbar zu machen. Nach Infectionskranken werden die Räume bisweilen so desinficiert.

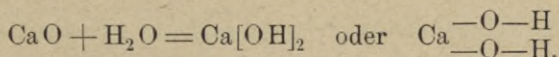
Schwefeldioxyd lässt sich durch Abkühlung und Druck verflüssigen und bewirkt beim Verdunsten eine große Temperaturerniedrigung, weshalb es häufig für Kältemaschinen angewendet wird: Durch eine Druckpumpe wird es zur Verflüssigung, durch eine Saugpumpe zur Verdunstung gebracht und so fort.

### Schwefeltrioxyd, SO<sub>3</sub>.

Trockenes Schwefeldioxyd verbindet sich bei Anwesenheit von Platinschwamm mit Sauerstoff und liefert Schwefeltrioxyd:  $SO_2 + O = SO_3$ . Schwefeltrioxyd krystallisiert in großen durchsichtigen Nadeln. Schmelzpunkt 15°, Siedepunkt 46°. In Wasser löst es sich unter Zischen, indem es sich mit demselben zu Schwefelsäure verbindet:  $H_2O + SO_3 = H_2SO_4$ . Schwefeltrioxyd wird zur Darstellung gewisser Farbstoffe in großen Mengen verwendet.

### Säuren, Basen, Salze.

Wenn gebrannter Kalk (das Oxyd des Metalles Calcium) mit Wasser in Berührung kommt, verbinden sich die beiden Stoffe unter bedeutender Wärmeentwicklung <sup>1)</sup> zu gelöschtem Kalk:

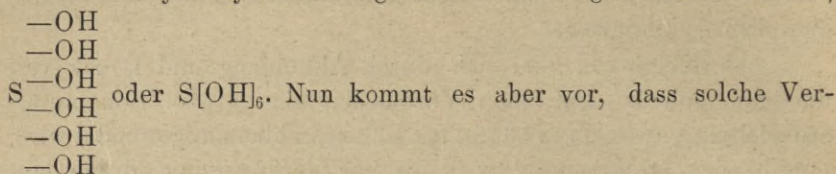


Der gelöschte Kalk Ca[OH]<sub>2</sub> ist also eine Verbindung des Metalles Calcium mit 2 Atomgruppen OH. In der Atomgruppe OH hat der Sauerstoff noch eine Valenz frei; die Gruppe ist daher einwertig; sie ist in vielen Verbindungen enthalten; man hat ihr daher, um die Benennung der Verbindungen zu erleichtern, den Namen »Hydroxylgruppe« gegeben und bezeichnet jene Verbindungen, welche aus Hydroxylgruppen und einem dritten Elemente bestehen, wie Ca[OH]<sub>2</sub> als Hydroxylverbindungen oder Hydroxyde oder Hydrate.

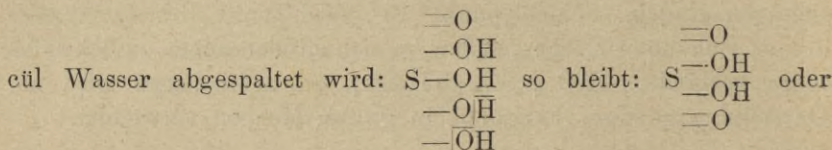
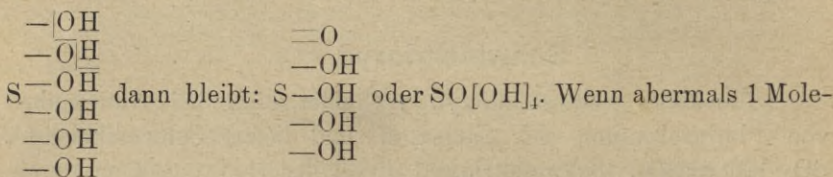
Es ist einfach, für jedes beliebige Element, sobald seine Wertigkeit bekannt ist, die Formel seines Hydrates aufzustellen; z. B.:

<sup>1)</sup> Die meisten chemischen Reactionen erfolgen unter Entwicklung von Wärme.

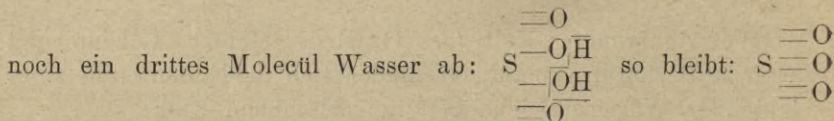
Die Hydroxylverbindung des sechswertigen Schwefels ist<sup>1)</sup>



bindungen aus irgendeinem Grunde 1 Molecul Wasser abspalten:



$\text{SO}_2[\text{OH}]_2$  oder  $\text{H}_2\text{SO}_4$ , die Schwefelsäure. Spaltet sich endlich



oder  $\text{SO}_3$ , das Schwefeltrioxyd, welches daher geradezu als Schwefelsäureanhydrid (wasserlose Schwefelsäure) bezeichnet wird.

Es entsteht also einerseits durch Aufnahme von Wasser aus Schwefeltrioxyd  $\text{SO}_3$  (Seite 37) die Schwefelsäure  $\text{H}_2\text{SO}_4$ , aus dieser höchstwahrscheinlich  $\text{SO}[\text{OH}]_4$ <sup>2)</sup> und aus diesem das Hydrat  $\text{S}[\text{OH}]_6$ <sup>2)</sup>; andererseits kann man sich, wie soeben gezeigt, durch Abgabe von Wasser, also durch den entgegengesetzten Vorgang, aus dem Hydroxyd des sechswertigen Schwefels die Schwefelsäure und endlich ihr Anhydrid entstanden denken. Diese Erwägung gilt aber nicht nur für die Schwefelsäure, sondern für viele andere Verbindungen, z. B.:

<sup>1)</sup> Im folgenden sind die Formeln jener Verbindungen, deren Existenz bekannt ist, fett gedruckt; die übrigen Verbindungen müssen als hypothetische (angenommene) bezeichnet werden.

<sup>2)</sup> Dafür spricht die Wärmeentwicklung beim Zusammentreten von Schwefelsäure und Wasser.



Dem vierwertigen Schwefel kommt die Hydroxylverbindung  $S[OH]_4$  zu. 1 Molecül Wasser abgespalten:  $H_2SO_3$ , schwefelige Säure; abermals 1 Molecül Wasser ab:  $SO_2$ , Schwefeldioxyd.

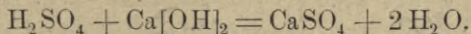
Für den fünfwertigen Phosphor ist die Hydroxylverbindung  $P[OH]_5$ . 1 Molecül Wasser ab:  $H_3PO_4$ , Orthophosphorsäure. Wieder 1 Molecül Wasser ab:  $HPO_3$ , Metaphosphorsäure. Wenn 2 Molecüle dieser Verbindung zusammentreten, so können sie abermals 1 Molecül Wasser abspalten:  $2 HPO_3$  oder  $H_2P_2O_6$  gibt  $P_2O_5$ , Phosphorsäureanhydrid oder Phosphorpenoxyd.

Das vierwertige Silicium hat die Hydroxylverbindung  $Si[OH]_4$  oder  $H_4SiO_4$ , Orthokieselsäure. 1 Molecül Wasser ab:  $H_2SiO_3$  Metakieselsäure; abermals 1 Molecül Wasser ab:  $SiO_2$  Kieselsäureanhydrid.

Diese Erwägung führt in jedem Falle zu richtigen Formeln und erleichtert das Studium der Chemie ganz außerordentlich.

Manche Elemente (von den Nichtmetallen die meisten, von den Metallen wenige) bilden Hydrate, deren Wasserstoff sich durch Metalle ersetzen lässt. Solche Hydrate heißen **Säuren**. Die Producte dieses Ersatzes heißen **Salze**. Allerdings gibt es auch einige Säuren, welche keine Hydrate sind, überhaupt keinen Sauerstoff enthalten, z. B. die Salzsäure  $HCl$ .

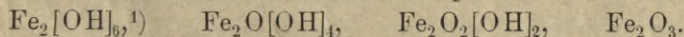
Die Hydrate der Metalle heißen **Basen**. Sie charakterisieren sich dadurch, dass sie mit Säuren in Reaction treten und hiebei Salze und Wasser liefern, z. B.:



$CaSO_4$  ist ein Salz, und zwar kann man es sowohl ein Calciumsalz als auch ein Salz der Schwefelsäure nennen.

Die Erkennung einer Säure oder Base durch Lackmus ist unzureichend, einerseits weil manche Säuren und manche Basen nicht löslich sind, andererseits weil die Salze der Schwermetalle auch Lackmus röthen.

Auch die Basen können Wasser abspalten:



Säuren, deren Molecüle nur 1 ersetzbares Wasserstoffatom haben, heißen einbasische Säuren ( $HCl$ ); solche hingegen, welche im Molecül 2, 3, 4 ersetzbare Wasserstoffatome enthalten, heißen zwei-, drei-, vierbasische Säuren ( $H_2SO_4$ ,  $H_3PO_4$ ,  $H_4SiO_4$ ).

Jede dreibasische Säure vermag drei Arten von Salzen zu bilden:

<sup>1)</sup> 2 verbundene Eisenatome sind zusammen sechswertig.

- 1) Indem nur 1 Wasserstoffatom durch Metall ersetzt wird:  
 $\text{NaH}_2\text{PO}_4$ , **primäre** Salze,  
 2) indem 2 ersetzt werden:  $\text{Na}_2\text{HPO}_4$ , **secundäre** Salze,  
 3) indem 3 ersetzt werden:  $\text{Na}_3\text{PO}_4$ , **tertiäre** Salze.

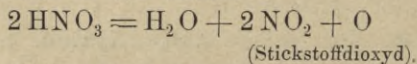
Nicht nur von existenzfähigen Säuren leiten sich Salze ab, sondern auch von hypothetischen; so liefert die schwefelige Säure  $\text{H}_2\text{SO}_3$  Salze, z. B.  $\text{NaHSO}_3$ , schwefeligsaures Natron oder Natriumsulfit;<sup>1)</sup> die hypothetische Kohlensäure  $\text{H}_2\text{CO}_3$  liefert sogar zwei Arten von Salzen, primäre und secundäre, z. B.  $\text{NaHCO}_3$ ,  $\text{Na}_2\text{CO}_3$ ,  $\text{CaCO}_3$ .

### Schwefelsäure, $\text{H}_2\text{SO}_4$ .

Wasser und Schwefeldioxyd liefern zwar schwefelige Säure  $\text{H}_2\text{O} + \text{SO}_2 = \text{H}_2\text{SO}_3$ , diese enthält aber um 1 Atom Sauerstoff weniger als die Schwefelsäure, bedarf also einer Oxydation:

$\text{H}_2\text{O} + \text{SO}_2 + \text{O} = \text{H}_2\text{SO}_4$ . Der nothwendige Sauerstoff wird auf folgende Art beigestellt: Natürlicher Chilesalpeter  $\text{NaNO}_3$  wird mit etwas Schwefelsäure einer höheren Temperatur ausgesetzt:

$\text{H}_2\text{SO}_4 + 2 \text{NaNO}_3 = \text{Na}_2\text{SO}_4 + 2 \text{HNO}_3$  (Salpetersäure). Die Salpetersäure zersetzt sich in der Hitze:



Das Stickstoffdioxyd gibt die Hälfte seines Sauerstoffes an die schwefelige Säure ab und wird dadurch selbst reduciert:

$\text{NO}_2 = \text{O} + \text{NO}$  (Stickoxyd). Stickoxyd hat die Eigenschaft, den Sauerstoff der Luft zu binden:  $\text{NO} + \text{O} = \text{NO}_2$  und sich so wieder in Stickstoffdioxyd zu verwandeln, welches abermals im obigen Sinne wirkt.

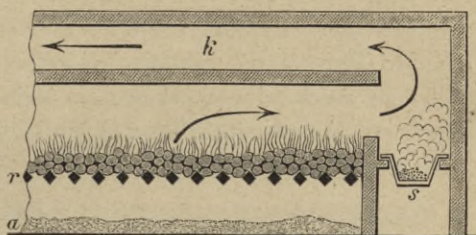
Wenn keine Nebenwirkungen einträten, müsste eine kleine Menge  $\text{NO}_2$  (aus einer entsprechenden Menge  $\text{NaNO}_3$ ) hinreichen, um unendliche Mengen schwefelige Säure zu Schwefelsäure zu oxydieren; in der That tritt aber theilweise eine weitergehende Reduction des  $\text{NO}_2$  und dadurch Verlust an Stickstoffverbindungen ein. Übrigens soll die obige Erklärung nur ein leichtfassliches Schema sein; denn die Bildung der Schwefelsäure ist ein complicierter Process.

Nur für reinste Schwefelsäure wird das Schwefeldioxyd durch Verbrennen von Schwefel, sonst durch Rösten von Kiesen (Seite 36) erhalten:  $2 \text{FeS}_2 + 11 \text{O} = \text{Fe}_2\text{O}_3 + 4 \text{SO}_2$ . Fig. 6 stellt einen Kiesenofen vor. Der Rost *r* besteht aus drehbaren vierkantigen Stäben;

<sup>1)</sup> Nicht zu verwechseln mit Natriumsulfid  $\text{Na}_2\text{S}$ .

wenn sie auf der Kante stehen, lassen sie schmale Zwischenräume für die unten eindringende Luft; wenn sie aber auf eine Seitenfläche gestellt werden,

Fig. 6.



lassen sie größere Zwischenräume, durch welche der verbrannte Kies, Kiesabbrand genannt (*a*), durchfallen kann. Auf dem Roste liegen Kiesstücke (für Feinkies, d. i. Kiespulver, braucht man andere Öfen). Schwefelkies braucht nur einmal entzündet zu werden; an dem brennenden Kies entzünden sich immer neue zugesetzte Mengen. Das Schwefeldioxyd, mit überschüssiger Luft gemengt und sehr heiß, streicht zunächst über ein oder zwei Tiegel *s*, welche Salpeter und Schwefelsäure enthalten, nimmt von hier die Zersetzungsproducte der Salpetersäure mit und streicht durch den Flugstaubcanal *k*, in welchem sich mitgerissene feste Stoffe (Flugstaub) zum größten Theil absetzen. Hierauf streichen die Röstgase (hauptsächlich  $\text{SO}_2$ ,  $\text{O}$ ,  $\text{NO}_2$ ) durch den Glover-Thurm, welcher unten beschrieben wird, und durch mehrere Bleikammern.

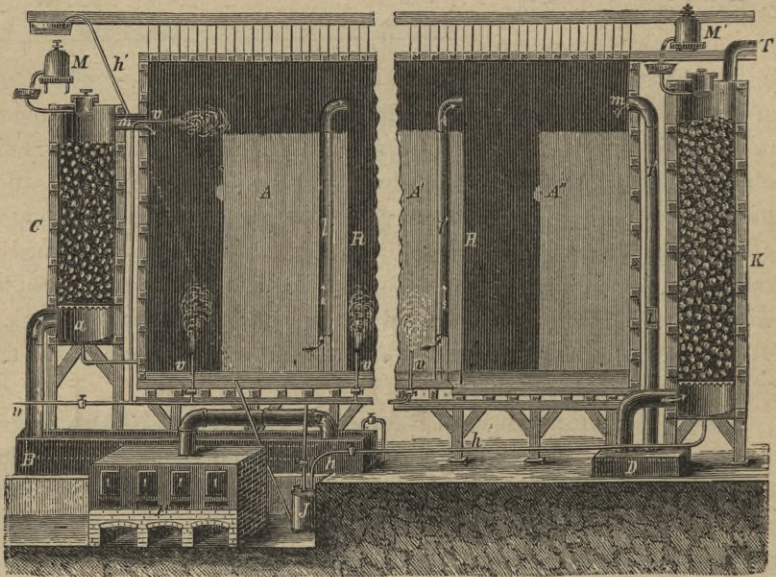
Die Bleikammern sind Räume von mindestens  $1000\text{ m}^3$  Inhalt, deren Wände aus dünnen Bleiplatten hergestellt sind, weil andere Stoffe angegriffen und dadurch auch die entstehende Schwefelsäure verunreinigt würde. Da Blei keine große Festigkeit besitzt, werden die Platten an einem hölzernen Gerüste befestigt. Die Fabrik hat mindestens zwei Kammern, meist mehrere, welche durch weite Rohre miteinander verbunden sind.

In die Bleikammern wird Wasserdampf eingeblasen. Hier bildet sich die Schwefelsäure als ein feiner Nebel, welcher sich an den Wänden verdichtet. Die entstandene Säure bedeckt den Boden; sie heißt Kammersäure und ist ziemlich verdünnt; man muss nämlich einen Überschuss von Wasserdampf einblasen, weil der Process sonst einen schädlichen Verlauf nimmt.

In der letzten Bleikammer soll der Rest des Schwefeldioxyds verbraucht sein; andernfalls würde dieser theure Stoff unbenutzt in die Esse entweichen. Eine sichere Gewähr für den gänzlichen Verbrauch der schwefeligen Säure ist ein Überschuss an Luft und an Stickstoffdioxyd  $\text{NO}_2$ , welches sich durch seine braune Färbung

verräth. Das Abzugsrohr der letzten Kammer trägt daher ein Fenster *L*, Laterne genannt, durch welches die Farbe der Gase beobachtet werden kann. Das Stickstoffdioxyd, welches hier streicht, darf aber nicht verloren gehen, denn es stammt aus dem theuren Salpeter. Um es aufzuhalten, führt man die Gase durch den Gay-Lussac-Thurm. Er ist aus Blei gefertigt und mit Koksstücken gefüllt, über welche eine ziemlich concentrirte Schwefelsäure herabrieselt. Diese löst das Stickstoffdioxyd auf und rinnt, damit beladen, als

Fig. 7.



nitrose Säure unten aus dem Thurme. Die nitrose Säure wird mit Kammersäure vermisch und mittelst eines Pumpwerkes auf den Glover-Thurm gehoben. Dieser ist aus feuerfesten Steinen gebaut; auch sein Inneres ist durch ein Gitterwerk feuerfester Steine erfüllt. Von unten nach oben streichen die Röstgase (siehe oben) mit einer Temperatur von etwa 300°. Von oben nach unten rieselt die nitrose Säure und

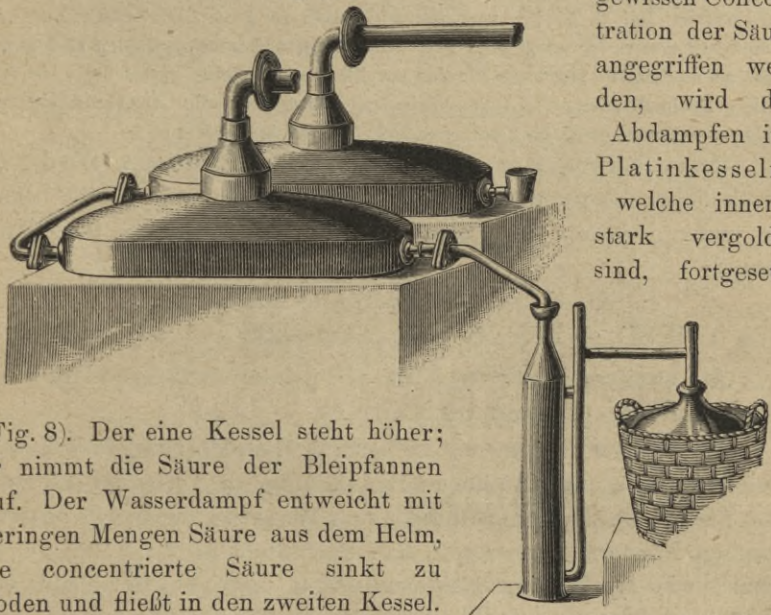
In Fig. 7 ist *F* der Kiesofen, *B* der Flugstaubcanal, der hier außerhalb des Ofens läuft, *C* der Glover-Thurm, *A*, *A'*, *A''* die Bleikammern, *L* die Laterne, *K* der Gay-Lussac-Thurm, *T* der Abzug in die Esse, *M* der Behälter für die herabfließende Säure, *h* der Abfluss der nitrosen Säure, *J* das Pumpwerk, *h'* das Steigrohr, *M* der Behälter für die nitrose Säure, *C* wieder der Glover-Thurm, *v* die Dampfleitung.

gibt bei der hohen Temperatur 1) das gelöste Stickstoffdioxid und 2) einen großen Theil des Wassers (aus der Kammersäure) als Dampf ab. Stickstoffdioxid und Wasserdampf treten mit den abgekühlten Röstgasen in die erste Bleikammer ein; unten aus dem Thurme rinnt eine concentrirte Schwefelsäure, Glover'säure genannt, welche allerdings durch das Passieren der Steine verunreinigt, aber doch für viele Verwendungen brauchbar ist.

Die übrigen Mengen Kammersäure, welche nicht durch den Glover gegangen sind, werden durch Abdampfen concentrirt. Dies geschieht zuerst in Bleipfannen; da aber diese bei einer

Fig. 8.

gewissen Concentration der Säure angegriffen werden, wird das Abdampfen in Platinkesseln, welche innen stark vergoldet sind, fortgesetzt



(Fig. 8). Der eine Kessel steht höher; er nimmt die Säure der Bleipfannen auf. Der Wasserdampf entweicht mit geringen Mengen Säure aus dem Helm, die concentrirte Säure sinkt zu Boden und fließt in den zweiten Kessel.

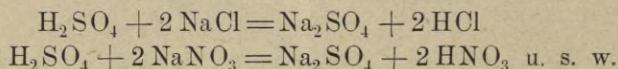
Aus diesem fließt die concentrirte Säure durch einen Platinkühler und von da in gläserne Flaschen. Zur Versendung großer Mengen Schwefelsäure verwendet man eiserne Cylinder, welche auf Eisenbahnwagen befestigt sind. Eisen wird nämlich nur von verdünnter Schwefelsäure gelöst, gegen concentrirte ist es »passiv«.

So bereitete Schwefelsäure, rohe englische Schwefelsäure genannt, enthält noch etwa 2% Wasser und Verunreinigungen. Die wasserfreie Säure kann dargestellt werden durch Abkühlung der englischen Schwefelsäure unter 0°; sie scheidet sich dann in weißen Krystallen ab.

Um reine Schwefelsäure zu erhalten, destilliert man die rohe englische. Den Vorlauf bildet eine wässrige Säure. Erst bei 338° destilliert eine reine Säure, welche aber noch immer 1·5% Wasser enthält. Ihre Dichte ist 1·84.

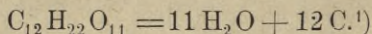
Das spezifische Gewicht der Flüssigkeiten wird bekanntlich mittelst des Aräometers gefunden. Der Praktiker bedient sich meist des Aräometers von Baumé, welches auf folgende Art hergestellt ist: Der Punkt, bis zu welchem die Spindel in Wasser einsinkt, wird mit 0 bezeichnet, derjenige, bis zu welchem sie in einer 10%igen Kochsalzlösung einsinkt, mit 10°. Der Raum zwischen 0 und 10° wird in 10 gleiche Theile getheilt und diese Theilung über 10° hinaus fortgesetzt. Die Kammersäure hat 50° Bé, d. h. ihr spezifisches Gewicht ist 1·54. Die Glover-säure hat 60° Bé, d. h. ihr spezifisches Gewicht ist 1·71. Die englische Schwefel-säure hat 66° Bé, d. h. ihr spezifisches Gewicht ist 1·84. Die Eintheilung des Baumé-Aräometers ist zwar eine rein willkürliche, aber seine Zahlen sind runde, leicht zu merkende, während die der spezifischen Gewichte meist drei- bis fünf-stellige Decimalzahlen sind. Aus Tabellen lassen sich die zusammengehörigen Zahlen der Baumégrade und der spezifischen Gewichte ablesen.

Reine Schwefelsäure ist farblos und dickflüssig. Sie ist bei gewöhnlicher Temperatur die stärkste Säure und treibt daher alle anderen Säuren aus deren Salzen, sich selbst an ihre Stelle setzend:



Als zweibasische Säure bildet sie primäre und secundäre Salze, welche Sulfate genannt werden.

Mit Wasser mengt sie sich unter beträchtlicher Wärmeentwicklung, was auf eine chemische Bindung des Wassers schließen lässt (Seite 38). Ja, ihre Affinität zum Wasser ist so groß, dass sie gewissen Körpern Wasserstoff und Sauerstoff in dem Mengenverhältnis, wie sie Wasser zusammensetzen, entzieht. So bleibt von Rohrzucker oder von Cellulose (Holz) nur Kohle übrig:

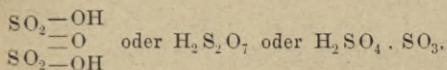
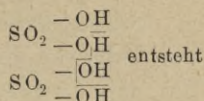


Schwefelsäure wirkt sehr ätzend. Auf der Haut, besonders auf Schleimhäuten, verursacht sie schmerzhaft Brandwunden. Sie findet die mannigfachste Verwendung. Sie ist geradezu das wichtigste Product der chemischen Industrie, denn viele andere Stoffe werden mit ihrer Hilfe hergestellt: Soda, Pottasche, Salzsäure, Salpetersäure, Kunstdünger, Farbstoffe, Sprengmittel u. a.

<sup>1)</sup> Der Versuch gelingt besser mit einer Zucker-Lösung als mit einem Stücke Zucker.

## Pyroschwefelsäure, $H_2S_2O_7$ .

Wenn 2 Moleculé Schwefelsäure Wasser abspalten:



In der Nähe von Pilsen findet sich ein Thonschiefer, welcher Schwefelkies  $FeS_2$  in feiner Vertheilung enthält. Wenn solcher Schiefer jahrelang der Atmosphäre ausgesetzt wird, so wirkt der Sauerstoff ein, und es bildet sich u. a.  $FeSO_4$ , Eisenvitriol. Solche chemische Veränderungen an Mineralien, welche durch die Atmosphäre und die Witterung (Sauerstoff, Kohlensäure, Wasser, Hitze, Frost) verursacht werden, nennt man **Verwitterung**. Das verwitterte Product wird mit Wasser behandelt. Der Vitriol löst sich auf, andere Stoffe bleiben ungelöst. Durch Verdunsten der Lösung wird der Vitriol zur Krystallisation gebracht; hierauf wird er unter Luftzutritt erhitzt, wodurch er abermals oxydiert wird:  $2 FeSO_4 + O = Fe_2O[SO_4]_2$ .<sup>1)</sup> Das Product, basisch schwefelsaures Eisenoxyd, wird nun in schief liegenden Thonröhren stark erhitzt, wodurch es in Eisenoxyd und Schwefeltrioxyd zerfällt:  $Fe_2O[SO_4]_2 = Fe_2O_3 + 2 SO_3$ . Das Eisenoxyd, genannt Engelroth, Colcothar, Caput mortuum u. s. w., dient als rothe Anstrichfarbe; das Schwefeltrioxyd destilliert in vorgelegte Gefäße, welche gewöhnliche Schwefelsäure enthalten:  $H_2SO_4 + SO_3 = H_2S_2O_7$ . Das Product enthält also nebst Schwefelsäure noch Schwefelsäureanhydrid in chemischer Bindung und ist daher noch wirksamer als die englische Schwefelsäure. Man nennt es böhmische Schwefelsäure oder Vitriolöl oder rauchende Schwefelsäure, weil sie schon bei gewöhnlicher Temperatur weiße Dämpfe von Schwefeltrioxyd ausstößt. Diese Schwefelsäure findet ihre Anwendung hauptsächlich in der Farbstoffindustrie.

## Gruppe des Stickstoffes.

Die Elemente Stickstoff, Phosphor, Arsen, Antimon, Wismut haben viele chemische Eigenschaften gemein. Die beiden letzten haben in physikalischer Beziehung einige Ähnlichkeit mit den Metallen. Sie sind drei- oder fünfwertig.

<sup>1)</sup> Im Eisenoxyd  $Fe_2O_3$  können 1 bis 3 Sauerstoffatome durch die gleichfalls zweiwertige Gruppe  $SO_4$  ersetzt werden:  $Fe_2O_2SO_4$ ,  $Fe_2O[SO_4]_2$ ,  $Fe_2[SO_4]_3$ .

### Stickstoff, N = 14.

Stickstoff ist der Hauptgemengtheil der Luft (Seite 19). Seine Verbindungen sind im Pflanzen- und im Thierreich sehr verbreitet. Bei der Fäulnis und Verwesung derselben entstehen Ammoniak und ähnliche Stoffe, welche den Boden düngen und der Pflanze wieder zur Nahrung dienen. Der Stickstoff der Luft, der wegen seiner geringen Affinität fast keine Verbindungen eingeht, kann der Pflanze meist nicht als Nahrungsstoff dienen, sondern sie bedarf des chemisch gebundenen Stickstoffes, um ihre complicirten Verbindungen, z. B. Eiweißstoffe und Alkalöide, aufzubauen. Wird die Pflanze von dem Boden entfernt, so muss der Vorrath an Stickstoffverbindungen ergänzt — es muss gedüngt werden. Die Pflanze braucht aber außer den Verbindungen des Stickstoffes noch Verbindungen des Phosphors, des Kaliums, des Calciums; man unterscheidet daher Stickstoffdünger, Phosphatdünger, Kalidünger, Kalkdünger.

Seit den ältesten Zeiten werden menschliche und thierische Excremente als Dünger verwendet. Manche Pflanzen aber entnehmen dem Boden mehr Stoffe, als durch solchen Dünger bis zur nächsten Ernte ersetzt werden können. In uncultivierten Gegenden lässt man daher das Feld brach liegen, d. h. man baut so lange nichts an, bis der Boden durch fortgesetzte Düngung wieder leistungsfähig geworden ist, oder man baut wenigstens nur solche Pflanzen an, welche den Boden weniger ausnützen, oder solche Pflanzen, welche der eben fehlenden Stoffe weniger bedürfen. In cultivierten Gegenden aber ist der Boden viel zu wertvoll, als dass man auch nur einige Zeit auf eine bestimmte Ernte (z. B. Zuckerrübe) verzichten könnte. Hier ersetzt man die fehlenden Stoffe durch künstliche Düngemittel, z. B. für Stickstoff: Chilesalpeter, schwefelsaures Ammoniak, Ledermehl; für Phosphor: Superphosphat, Thomasschlacke; für Kalium: Sylvin; für Calcium: Gips u. dgl.

Der freie Stickstoff verdient wegen seiner geringen Affinität wenig Interesse. Unreinen Stickstoff erhält man, wenn man in einer abgesperrten Luftmenge Phosphor verbrennt (Seite 19, Fig. 1), oder wenn man Luft über glühendes Kupfer leitet:  $\text{Cu} + \text{O} = \text{CuO}$ , wodurch gleichfalls der Sauerstoff gebunden wird. Reinen Stickstoff dagegen erhält man durch Erhitzen einer Lösung von salpetrigsaurem Ammoniak:  $\text{NH}_4\text{NO}_2 = \text{N}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$ .

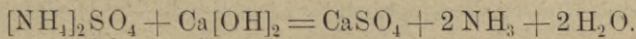


## Ammoniak, NH<sub>3</sub>.

Ammoniak bildet als Zersetzungsproduct thierischer und pflanzlicher Stoffe einen Bestandtheil der Luft, wenn auch in geringer Menge. Außerdem entstehen Verbindungen des Ammoniaks durch den Einfluss der atmosphärischen Electricität auf Stickstoff und Wasserdunst.

Man erzeugt es, indem man Salmiak mit einer starken Base erhitzt:  $\text{NH}_4\text{Cl} + \text{KOH} = \text{KCl} + \text{NH}_4\text{OH}$   
 $= \text{KCl} + \text{NH}_3 + \text{H}_2\text{O}.$

Im großen verwendet man das billigere schwefelsaure Ammoniak der Gas- und Koksfabriken und die billigste aller Basen, den gelöschten Kalk:

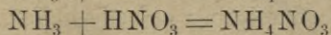
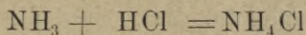


Das Ammoniak ist ein farbloses Gas von eigenthümlichem Geruch. Es ist leichter als die Luft. 1 l Wasser löst bei 20° und normalem Druck 682 l Ammoniakgas. Hiebei findet eine beträchtliche Wärmeentwicklung statt. Die Lösung heißt Ammoniakwasser oder Salmiakgeist. Ihr specifisches Gewicht ist desto geringer, je größer der Gehalt an Ammoniak.

Die große Löslichkeit des Ammoniakgases wird meist auf folgende Art gezeigt: Ein starkwandiges Glasgefäß wird mit Ammoniakgas gefüllt und, mit der Mündung nach unten, in Wasser getaucht. Dieses stürzt nach aufwärts in das Gefäß wie in einen leeren Raum. Wenn das Wasser durch Lackmus roth gefärbt war, ist es jetzt blau; denn das Ammoniak ist eine Base.

Ammoniak lässt sich durch Druck und Abkühlung verflüssigen. Beim Verdunsten entzieht es der Umgebung viel Wärme. Daher benützt man Ammoniak, indem man es abwechselnd verdichtet und wieder verdunsten lässt (vergleiche Seite 37), vortheilhafter als Schwefeldioxyd zur Erzeugung künstlichen Eises.

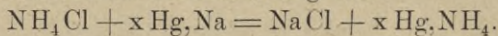
Ammoniak verbindet sich unter Wärmeentwicklung mit Säuren, ist also eine Base:



$2\text{NH}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 = [\text{NH}_4]_2\text{SO}_4$  und so fort. Ähnlich scheint es sich mit Wasser zu verbinden:  $\text{NH}_3 + \text{HOH} = \text{NH}_4\text{OH}.$

In allen diesen Verbindungen ist die Atomgruppe NH<sub>4</sub> enthalten. Man hat derselben den Namen **Ammonium** beigelegt. Es stellt sich heraus, dass die Verbindungen des Ammoniums den

entsprechenden Verbindungen des Natriums und des Kaliums, welche Alkalimetalle genannt werden, in vieler Beziehung ähnlich sind, z. B. in der Krystallgestalt und in der Löslichkeit. Man darf daher sagen: Die Atomgruppe Ammonium spielt die Rolle eines Alkalimetalles. Diese Behauptung wird noch durch folgenden Umstand bestärkt: Es lässt sich ein Amalgam<sup>1)</sup> des Ammoniums herstellen, welches den Amalgamen des Kaliums und des Natriums ähnlich ist. Zu diesem Zweck erzeugt man zuerst Natriumamalgam und trägt es in concentrirte Salmiaklösung ein:



Die Verbindungen des Ammoniums leiten sich vom fünfwertigen Stickstoff ab.

Das Gift stechender Insecten enthält Ameisensäure. Um sie zu binden und so ihre ätzende Wirkung abzuschwächen, bestreicht man die Wunde mit Salmiakgeist.

### Verflüssigung der Gase.

Früher hielt man gewisse Gase, wie Wasserstoff, Sauerstoff, Stickstoff, für permanente Gase, d. h. man glaubte, sie könnten nicht verflüssigt werden. Man hatte für die Versuche entweder starke Abkühlung oder starken Druck angewendet. Im Jahre 1878 gelang es aber zwei Forschern, durch gleichzeitige Anwendung starker Abkühlung und starken Druckes jene Gase zu verflüssigen, wodurch der Begriff »permanenter« Gase beseitigt ist. Jedes Gas erfordert zu seiner Verflüssigung ein gewisses Minimum an Kälte, d. h. mindestens eine bestimmte Temperatur, durch deren Überschreitung die Verflüssigung überhaupt unmöglich gemacht wird, während unterhalb dieser Temperatur die Verflüssigung durch Druck gelingt. Diese bestimmte Temperatur heißt die **kritische Temperatur**. Sie beträgt z. B. für Kohlensäure 31°, d. h. oberhalb 31° vermag auch der größte Druck nicht, das Gas zu verflüssigen; unterhalb dieser Temperatur aber kann es verflüssigt werden. Bei der kritischen Temperatur selbst ist der für Kohlensäure erforderliche Druck 77 Atmosphären. Man nennt diesen bei der kritischen Temperatur zur Verflüssigung erforderlichen Druck den **kritischen Druck**. Bei niederer Temperatur ist auch ein niederer Druck genügend. Für die Verflüssigung der Gase ist also die kritische Temperatur die oberste Wärmegrenze und der

<sup>1)</sup> Gemenge oder Verbindungen der Metalle untereinander heißen Legierungen; im besonderen heißen die Legierungen des Quecksilbers Amalgame.

kritische Druck die oberste Grenze des erforderlichen Druckes. Ein Gas, welches bei der kritischen Temperatur zugleich unter dem kritischen Druck steht, hat dasselbe Volumen wie die gleiche Gewichtsmenge seiner Flüssigkeit. Das ist begreiflich; denn die kleinste weitere Abkühlung oder die kleinste Druckvermehrung verwandelt das gepresste Gas in Flüssigkeit.

Für Sauerstoff ist die kritische Temperatur  $-118^{\circ}$ , der kritische Druck 50 Atmosphären. So niedere Temperaturen werden auf folgende Art erzeugt: Man verflüssigt zuerst ein Gas, welches nur geringer Abkühlung und geringen Druckes bedarf, z. B.  $\text{SO}_2$ , und lässt seine Flüssigkeit unter bedeutender Druckverminderung sieden, wodurch bei  $\text{SO}_2$  schon  $-65^{\circ}$  erhalten werden. Mit dieser Kälte und mit Druck verflüssigt man wieder ein anderes Gas, z. B.  $\text{CO}_2$ , und lässt seine Flüssigkeit unter Druckverminderung sieden, wodurch man bei  $\text{CO}_2$  auf  $-140^{\circ}$  gelangt. Da diese Temperatur schon unter der kritischen Temperatur des Sauerstoffes liegt, bedarf es nur des entsprechenden Druckes, um ihn zu verflüssigen. Gemessen werden die tiefen Temperaturen mittelst thermoelektrischer Elemente.

### Oxyde des Stickstoffes.

2 Atome Stickstoff vermögen sich mit 1 bis 5 Atomen Sauerstoff zu verbinden:

- $\text{N}_2\text{O}$  Stickoxydul,
- $\text{N}_2\text{O}_2$ , d. i.  $\text{NO}$  Stickoxyd,
- $\text{N}_2\text{O}_3$  Stickstofftrioxyd,
- $\text{N}_2\text{O}_4$  oder  $\text{NO}_2$  Stickstofftetroxyd oder Stickstoffdioxyd,
- $\text{N}_2\text{O}_5$  Stickstoffpentoxyd.

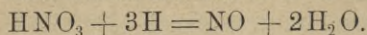
$\text{N}_2\text{O}$ . Ähnlich wie durch Erhitzen von salpetrigsaurem Ammoniak Stickstoff erhalten wird:  $\text{NH}_4\text{NO}_2 = \text{N}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$ , so durch Erhitzen von salpetersaurem Ammoniak das Stickoxydul:  $\text{NH}_4\text{NO}_3 = \text{N}_2\text{O} + 2\text{H}_2\text{O}$ . Es ist ein farbloses Gas. Durch das Einathmen desselben wird ein rauschähnlicher Zustand hervorgerufen, in welchem der Körper gegen Schmerzen wenig empfindlich ist. Man nennt daher das Stickoxydul auch Lachgas oder Lustgas und benützt es bei Zahnoperationen. Es wird in verdichtetem Zustande verkauft.

$\text{NO}$ . Wenn Kupfer in Salpetersäure gelöst wird:

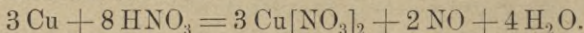
$\text{Cu} + 2\text{HNO}_3 = \text{Cu}[\text{NO}_3]_2^1) + 2\text{H}$ , so wirkt der entstehende Wasser-

<sup>1)</sup> Die Gruppe  $\text{NO}_3$  ist in der Salpetersäure an 1 H gebunden, also einwertig; Cu ist zweiwertig, also die Formel des salpetersauren Kupfers:  $\text{Cu}[\text{NO}_3]_2$ .

stoff sofort auf ein zweites Molecül Salpetersäure reducierend:



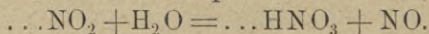
Der Wasserstoff tritt gar nicht als Endproduct auf. Um daher das Gesamtbild der beiden Vorgänge zu erhalten, eliminiere man aus den beiden Gleichungen das Zeichen H, indem man die erste Gleichung mit 3, die zweite mit 2 multipliziert und dann beide addiert:



Das Stickoxyd ist ein farbloses Gas, welches früher für permanent gehalten wurde. Es ist in Wasser wie alle schwer verdichtbaren Gase nur wenig löslich. Ein Gemisch von Stickoxyd und Schwefelkohlenstoffdampf brennt mit einer sehr hellen Flamme, welche an chemisch wirksamen Strahlen reich ist und daher für manche photographische Aufnahmen verwendet wird. Stickoxyd verbindet sich mit Sauerstoff ohne weiteres zu Stickstoffdioxyd:  $\text{NO} + \text{O} = \text{NO}_2$ , welches sich durch braune Färbung verräth (Seite 40).

$\text{N}_2\text{O}_3$ . Der Säure des dreiwertigen Stickstoffes käme die Formel zu:  $\text{N}[\text{OH}]_3$  (Seite 38, 39). Durch Abspaltung von Wasser entstände  $\text{HNO}_2$ , die salpetrige Säure, welche in wässriger Lösung zu existieren scheint. Zwei Molecüle dieser Säure können wieder Wasser abspalten:  $2\text{HNO}_2 = \text{H}_2\text{O} + \text{N}_2\text{O}_3$ . Demnach ist das Stickstofftrioxyd als Anhydrid der salpetrigen Säure zu betrachten.

$\text{N}_2\text{O}_4$  und  $\text{NO}_2$ . Bei niederer Temperatur besteht das Tetroxyd; bei höherer Temperatur zerfällt es in 2 Molecüle Dioxyd. Beim Auflösen der Metalle in Salpetersäure entsteht NO (siehe oben), welches bei Berührung mit Luft sofort in  $\text{NO}_2$  übergeht. Stickstoffdioxyd ist ein schweres, braunes Gas. In warmem Wasser löst es sich und liefert dabei Salpetersäure und Stickoxyd:



Der Schüler stelle die Gleichung richtig, zuerst in Bezug auf Wasserstoff, dann auf Stickstoff.

$\text{N}_2\text{O}_5$ . Der Säure des fünfwertigen Stickstoffes käme die Formel zu:  $\text{N}[\text{OH}]_5$ . 1 Molecül Wasser ab:  $\text{H}_3\text{NO}_4$ . 1 Molecül Wasser ab:  $\text{HNO}_3$ , Salpetersäure. 2 Molecüle dieser Säure können wieder Wasser abspalten:  $2\text{HNO}_3 = \text{H}_2\text{O} + \text{N}_2\text{O}_5$ . Demnach ist das Stickstoffpentoxyd das Anhydrid der Salpetersäure.

### Salpetersäure, $\text{HNO}_3$ .

In Chile besteht ein mächtiges Lager von Natronsalpeter  $\text{NaNO}_3$ , der wahrscheinlich durch Verwesung von Seepflanzen und Vogelmist (Guano) entstanden ist. Er wird dort durch Krystallisation gereinigt und kommt dann unter dem Namen Chilesalpeter in den Handel. Aus den Mutterlaugen wird Jod gewonnen. Chilesalpeter

dient theils als Stickstoffdüngemittel, theils zur Erzeugung der Schwefelsäure (Seite 40), theils zur Herstellung der Salpetersäure:



Zur Übung des Schülers sei hier mit den Atomgewichten berechnet, wieviel Schwefelsäure von 80%  $\text{H}_2\text{SO}_4$  und wieviel Chilesalpeter von 97%  $\text{NaNO}_3$  für diese Reaction zu verwenden sind: Die Formel  $\text{H}_2\text{SO}_4$  bedeutet  $2 + 32 + 4 \times 16 = 98$  Gewichtstheile  $\text{H}_2\text{SO}_4$ .  $\text{NaNO}_3$  bedeutet  $23 + 14 + 3 \times 16 = 86$  Gewichtstheile  $\text{NaNO}_3$ . Da nun die gegebene Schwefelsäure nur 80% Hydrat, d. i. fremde Stoffe (Wasser) enthält, braucht man von ihr offenbar eine größere Menge, als wenn sie reinstes Hydrat wäre, also nicht 98 Gewichtstheile, sondern  $\frac{98 \cdot 100}{80}$ , d. i. 122.5 Gewichtstheile. Ebenso genügen von dem Salpeter nicht 85 Gewichtstheile, sondern man braucht  $\frac{85 \cdot 100}{97}$ , d. i. 87.6 Gewichtstheile.

In gusseisernen Cylindern wird der Natronsalpeter mit Schwefelsäure mäßig erhitzt. Es entsteht primäres Natriumsulfat und Salpetersäure, deren Dämpfe entweichen und in geeigneten Gefäßen verflüssigt werden. Ein Theil der Salpetersäure wird durch Wärme zersetzt:  $2\text{HNO}_3 = \text{H}_2\text{O} + 2\text{NO}_2 + \text{O}$ . Das Stickstoffdioxyd löst sich in der übrigen Säure und färbt sie roth. Durch Einblasen von Luft kann man es austreiben und so eine farblose Säure herstellen.

Wenn man zur Darstellung der Säure die doppelte Menge Salpeter verwendet und stärker erhitzt, so entsteht auch die doppelte Menge Säure und secundäres Natriumsulfat:  $\text{H}_2\text{SO}_4 + 2\text{NaNO}_3 = \text{Na}_2\text{SO}_4 + 2\text{HNO}_3$ ; doch erfordert diese Umsetzung eine höhere Temperatur; infolgedessen entsteht eine größere Menge von Zersetzungsproducten. Dieselben werden nicht entfernt. Die Säure heißt rothe, rauchende Salpetersäure und hat stärkere Wirkungen als die gewöhnliche.

Salpetersäure löst die meisten Metalle auf und entwickelt dabei  $\text{NO}$ , bei Anwesenheit von Luft aber braune Dämpfe von  $\text{NO}_2$  (siehe oben). Sie ist einbasisch, d. h. sie enthält nur 1 ersetzbares Wasserstoffatom, kann daher auch nur primäre Salze bilden, welche **Nitrate** genannt werden, z. B.  $\text{KNO}_3$ ,  $\text{NH}_4\text{NO}_3$ ,  $\text{AgNO}_3$ ,  $\text{Ca}[\text{NO}_3]_2$ ,  $\text{Pb}[\text{NO}_3]_2$ ,  $\text{Cu}[\text{NO}_3]_2$ .

Da sie bei vielen Anlässen gemäß der Gleichung:  $2\text{HNO}_3 = \text{H}_2\text{O} + 2\text{NO}_2 + \text{O}$  in Wasser, Stickstoffdioxyd und Sauerstoff zerfällt, welcher im Entstehungszustand auftritt, ist sie eines der kräftigsten Oxydationsmittel.

Ein Gemenge von Alkohol und Salpetersäure z. B. erwärmt sich von selbst und zersetzt sich nach einigen Minuten stürmisch, wobei der Alkohol oxydiert, die Salpetersäure reduciert wird.

Gold wird von Salpetersäure nicht gelöst. Man kann daher eine Legierung von Gold und Silber mittelst Salpetersäure scheiden und nennt diese daher Scheidewasser.

Salpetersäure äußert ihre oxydierende Wirkung auch auf Salzsäure:  $2 \text{HCl} + \text{O} = \text{H}_2\text{O} + 2 \text{Cl}$ . Hierbei tritt Chlor im Entstehungszustand auf und verbindet sich sogar mit dem sonst widerstandsfähigen Gold, welches in alter Zeit der König der Metalle genannt wurde. Das Gold geht als Chlorid  $\text{AuCl}_3$  in Lösung. Ein Gemenge von Salpetersäure und Salzsäure wird daher noch heute **Königswasser** genannt.

Salpetersäure wird in großen Mengen zur Herstellung von Sprengstoffen und Farbstoffen verwendet.

### Phosphor, P = 31.

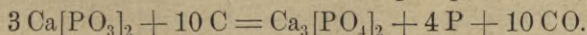
Der Phosphor ist ein sehr verbreitetes Element. In jedem Stück Erde sind geringe Mengen seiner Verbindungen enthalten. Seine wichtigste Verbindung ist der tertiäre phosphorsaure Kalk  $\text{Ca}_3[\text{PO}_4]_2$ . Aus diesem besteht das Mineral Phosphorit, welches manche Länder in sehr großen Mengen liefern. Die Knochen der Thiere enthalten gleichfalls  $\text{Ca}_3[\text{PO}_4]_2$ , und zwar mehr als die Hälfte ihres Gewichtes.

Die Orthophosphorsäure  $\text{H}_3\text{PO}_4$  (Seite 39) ist dreibasisch, liefert also primäre, secundäre und tertiäre Salze, welche Phosphate genannt werden, z. B.  $\text{NaH}_2\text{PO}_4$ ,  $\text{Na}_2\text{HPO}_4$ ,  $\text{Na}_3\text{PO}_4$ . Aus diesen drei Formeln ist zu ersehen, dass die Gruppe  $\text{H}_2\text{PO}_4$  einwertig, die Gruppe  $\text{HPO}_4$  zweiwertig, die Gruppe  $\text{PO}_4$  dreiwertig ist. Die Formel des primären Calciumphosphates ist also, da Calcium zweiwertig, die Gruppe  $\text{H}_2\text{PO}_4$  aber nur einwertig ist:  $\text{Ca}[\text{H}_2\text{P}\text{O}_4]_2$ . Die Formel des secundären Calciumphosphates ist  $\text{CaHPO}_4$ , da Calcium zweiwertig und die Gruppe  $\text{HPO}_4$  auch zweiwertig. Um die Formel des tertiären Calciumphosphates aufzustellen, bedenke man, dass Calcium zweiwertig, die Gruppe  $\text{PO}_4$  aber dreiwertig ist. Damit nun die verbundenen Calciumatome und die verbundenen Gruppen  $\text{PO}_4$  gleichviele Valenzen darstellen, sind 3 Calciumatome und 2 Gruppen  $\text{PO}_4$  notwendig:  $\text{Ca}_3[\text{P}\text{O}_4]_2$ ; denn in dieser Formel haben die Calciumatome  $3 \times 2$  d. i. 6 Valenzen und die  $\text{PO}_4$ -Gruppen  $2 \times 3$  d. i. ebenfalls 6 Valenzen (das gemeinsame Vielfache der Wertigkeiten). — Die Metaphosphorsäure  $\text{HPO}_3$  (Seite 39) ist einbasisch. Ihre Gruppe  $\text{PO}_3$  ist an 1 Wasserstoffatom gebunden, also einwertig. Sie bildet nur primäre Salze, z. B.  $\text{NaPO}_3$ ,  $\text{Ca}[\text{P}\text{O}_3]_2$ .

Aus den Knochen wird zuerst durch geeignete Lösungsmittel das Fett ausgezogen, welches zur Bereitung von Seife dient; dann wird mittelst Wasserdampfes der sogenannte Knochenknorpel in Leim verwandelt. Die rückständige Masse besteht hauptsächlich aus phosphorsaurem Kalk und heißt Knochenerde.

Phosphorit und Knochenerde dienen zur Herstellung von Superphosphat und Phosphor. Sie werden mit Schwefelsäure gemischt, wobei unter Wärmeentwicklung folgende Reaction verläuft:  $\text{Ca}_3[\text{PO}_4]_2 + 2 \text{H}_2\text{SO}_4 = (2 \text{ Calciumatome werden durch 4 Wasserstoffatome ersetzt}) = \text{Ca}[\text{H}_2\text{PO}_4]_2 + 2 \text{CaSO}_4$ . Der entstehende dünne Brei ist also ein Gemenge von primärem Calciumphosphat und Calciumsulfat oder Gips. Gips hat bekanntlich die Fähigkeit, Wasser zu binden; er bindet in diesem Falle das Wasser der Kammersäure, und daher erhärtet das Gemenge allmählich. Dasselbe heißt **Superphosphat** und ist ein ausgezeichnetes Düngemittel (Seite 46), weil das primäre Calciumphosphat in Wasser löslich ist, während das tertiäre unlöslich ist, weshalb die Pflanze dasselbe nicht aufzunehmen vermag. Jede Pflanze bedarf des Phosphors. Derselbe findet sich besonders in dem Samen wieder. Die Thiere nehmen Phosphorverbindungen durch Pflanzennahrung auf; sie brauchen den Phosphor nicht nur zur Bildung der Knochen, sondern auch der Nervensubstanz; den Überschuss an Phosphorverbindungen scheiden sie in Harn und Excrementen ab. Sonderbarerweise wurde der Phosphor von seinem Entdecker, einem Alchemisten im 17. Jahrhundert, aus Harn dargestellt. Mit den Excrementen wird der Phosphor wieder dem Boden zurückgegeben und macht so einen wichtigen Kreislauf.

Will man nicht Superphosphat, sondern Phosphor selbst herstellen, so wird der dünne Brei von primärem Phosphat und Gips, bevor er erhärtet, folgendermaßen behandelt: Man lässt den schwerlöslichen Gips sich absetzen und gießt die Lösung des Phosphates ab. Man dampft die Lösung etwas ein, vermenget sie mit Kohlenpulver und erhitzt das Gemenge in Thonretorten auf eine hohe Temperatur. Hiedurch wird zuerst das primäre Phosphat unter Wasserabgabe in Metaphosphat verwandelt:  $\text{Ca}[\text{H}_2\text{PO}_4]_2 = 2 \text{H}_2\text{O} + \text{Ca}[\text{PO}_3]_2$ . Dann erst wirkt die Kohle auf das Metaphosphat reducierend ein



Zur Erleichterung: Man merke sich zunächst, dass wieder tertiäres Phosphat entsteht:  $\dots \text{Ca}[\text{PO}_3]_2 + \dots \text{C} = \text{Ca}_3[\text{PO}_4]_2 + \dots$ . Es müssen also links 3 Molecüle Metaphosphat in Rechnung kommen:  $3 \text{Ca}[\text{PO}_3]_2 + \dots \text{C} = \text{Ca}_3[\text{PO}_4]_2 + \dots$ . Von den 6 Phosphoratomen links stehen bisher 2 rechts. Die übrigen 4 werden frei:  $3 \text{Ca}[\text{PO}_3]_2 + \dots \text{C} = \text{Ca}_3[\text{PO}_4]_2 + 4 \text{P} + \dots$ . Von den  $3 \times 3 \times 2 = 18$  Sauerstoffatomen links stehen bisher 8 rechts. Die übrigen 10 Atome werden durch Kohle reducirt:  $3 \text{Ca}[\text{PO}_3]_2 + \dots \text{C} = \text{Ca}_3[\text{PO}_4]_2 + 4 \text{P} + 10 \text{CO}$ , folglich müssen auch links 10 C in Rechnung kommen.

Phosphordampf und Kohlenoxyd entweichen in kaltes Wasser, wodurch der Phosphor verdichtet wird. Da er übergerissene Kohle enthält, wird er zur Reinigung in heißem Wasser geschmolzen, dann durch Leder gepresst und in Stangenform gesogen.

Phosphor wird hauptsächlich in Frankreich und England erzeugt.

Der gelbe Phosphor wirkt als furchtbares Gift, und zwar ebensosehr, wenn er in den Magen gebracht wird, als wenn er in eine Wunde gelangt. Bei gewöhnlicher Temperatur lässt er sich schneiden, bei niederer ist er spröde. Sein Schmelzpunkt ist  $44^{\circ}$ . Bei  $60^{\circ}$  entzündet er sich; man kann ihn daher unter heißem Wasser verbrennen, wenn man Sauerstoff einleitet. Sonst genügt zu seiner Entzündung die Berührung mit einem heißen Glasstab. Er kann daher nur unter Luftabschluss destilliert werden. Obwohl sein Siedepunkt ziemlich hoch liegt ( $290^{\circ}$ ), ist er mit Wasserdampf flüchtig; hierauf beruht die Auffindung des Phosphors in Vergiftungsfällen: Der Mageninhalt wird mit Wasser gekocht; der Dampf wird durch eine gekühlte Röhre geleitet und leuchtet im Dunkeln (Verfahren von Mitscherlich).

Phosphor hat eine außerordentliche Affinität zum Sauerstoff. Schon bei gewöhnlicher Temperatur oxydiert er sich langsam; daher leuchtet er im Dunkeln. Hiebei tritt Ozon auf und ein Rauch von salpetrigsaurem Ammoniak (aus dem Stickstoff und dem Wasserdunst der Luft gebildet). Wenn Phosphor fein vertheilt ist und so der Luft eine größere Oberfläche bietet, tritt schon bei gewöhnlicher Temperatur Entzündung ein; man erreicht dies, indem man Phosphor in Schwefelkohlenstoff  $CS_2$  auflöst und die Lösung auf Filtrierpapier gießt; das Lösungsmittel verdunstet, der Phosphor bleibt in den Poren des Papiers und entzündet sich bald. Solche Körper, welche sich schon bei gewöhnlicher Temperatur entzünden, heißen Pyrophore (Feuerbringer). Die geringste Reibungswärme genügt, um Phosphor zu entzünden. Er wird daher unter Wasser aufbewahrt.

Mit gelbem Phosphor werden die ordinären Zündhölzchen gemacht: Phosphor wird mit einem sauerstoffreichen Körper, z. B. Salpeter, und mit einem in Wasser gelösten Klebstoff in der Wärme zu einem Brei gerührt. In diese Zündmasse werden Hölzchen getunkt, welche vorher in geschmolzenen Schwefel getaucht wurden. Beim Reiben entzündet sich zuerst der Phosphor, durch



seine Verbrennungswärme wird der Schwefel entzündet, endlich das Holz.

Phosphor existiert noch in einer anderen Modification, welche rother Phosphor genannt wird. Sie entsteht, wenn gelber Phosphor in geschlossenen Gefäßen auf 300°, d. i. etwas über seinen Siedepunkt, erhitzt wird. Der rothe Phosphor hat ein größeres specifisches Gewicht, ist unlöslich in Schwefelkohlenstoff, leuchtet nicht und ist nicht giftig. Die beiden Modificationen sind demnach außerordentlich verschieden.

Die Giftigkeit der ordinären Zündhölzchen hat zur Verbreitung der giftfreien sogenannten schwedischen Zündhölzchen geführt. Ihre Zündmasse enthält gar keinen Phosphor, sondern als brennbaren Stoff Schwefelantimon, als Sauerstoffgeber chloresaures Kali, außerdem einen Klebstoff. Die Hölzchen sind mit Paraffin  $C_xH_y$  getränkt. Sie entzünden sich am besten an der Reibfläche der Schachteln. Dieselbe enthält rothen Phosphor, gleichfalls Schwefelantimon und einen Klebstoff. Durch die Reibung wird eine Spur des rothen Phosphors in gelben verwandelt, welcher dann entflammt.

#### Phosphorige Säure, $P[OH]_3$ ,

entsteht bei langsamer Oxydation des Phosphors an feuchter Luft. Ihr Anhydrid ist  $P_2O_3$ . Sie selbst und ihre Salze sind so giftig wie Phosphor. Sie oxydiert sich leicht zu Phosphorsäure.

#### Orthophosphorsäure, $H_3PO_4$ ,

entsteht durch Oxydation des gelben Phosphors mittelst Salpetersäure. Durch Abdampfen der Lösung erhält man sie als einen festen Körper. Sie ist hygroskopisch, d. h. sie nimmt aus feuchter Luft Wasserdunst auf und zerfließt. Bezüglich der Formel siehe Seite 39. Sie ist nicht giftig; nur gelber Phosphor und die Verbindungen des dreiwertigen Phosphors sind giftig, weil sie den eingeathmeten Sauerstoff zu ihrer eigenen Oxydation verbrauchen, während die Verbindungen des fünfwertigen Phosphors keiner Oxydation mehr fähig sind. Wenn Orthophosphorsäure erhitzt wird, gibt sie Wasser ab:  $2 H_3PO_4 = H_2O + H_4P_2O_7$  und verwandelt sich in die

#### Pyrophosphorsäure, $H_4P_2O_7$ .

Diese ist vierbasisch. Wenn sie oder die Orthophosphorsäure noch stärker erhitzt werden, geben sie abermals Wasser ab:  $H_4P_2O_7 = H_2O + 2 HPO_3$  oder  $H_3PO_4 = H_2O + HPO_3$  und liefern so

#### Metaphosphorsäure, $HPO_3$ .

Dieselbe ist eine glasähnliche Masse. Sie ist einbasisch. Bei weiterem Erhitzen liefert sie unter Wasserabspaltung Phosphorpentoxyd:  $2 HPO_3 = H_2O + P_2O_5$ ,

das Anhydrid der Phosphorsäuren. Phosphorpentoxyd entsteht auch direct durch Verbrennen des Phosphors:  $2 P + 5 O = P_2 O_5$  und wird so hergestellt. Die drei Phosphorsäuren werden leicht auf folgende Art unterschieden: Metaphosphorsäure coaguliert Eiweiß, d. h. sie bringt es zum Gerinnen; ihr Silbersalz  $AgPO_3$  ist weiß. Pyrophosphorsäure liefert auch ein weißes Silbersalz  $Ag_4P_2O_7$ , coaguliert aber Eiweiß nicht. Orthophosphorsäure coaguliert Eiweiß auch nicht, liefert aber ein gelbes Silbersalz  $Ag_3PO_4$ .

### Die Alchemisten.

Die Chemie ist eine der jüngsten Wissenschaften. Zwar wurden schon in alter Zeit chemische Arbeiten vorgenommen sowohl im Gewerbe als in der Heilkunst, aber ohne Verständnis der Ursachen. Der Begriff der chemischen Zusammensetzung war den Alten fremd. Lange Zeit galten Erde, Wasser, Luft und Feuer als die einzigen Elemente, allerdings in anderem Sinn als heute. Im Mittelalter gieng aus der Sucht nach Reichthum das Bestreben hervor, aus gewöhnlichen Metallen wertvolle, edle Metalle zu erzeugen. Dieser Wahn erfasste selbst geistreiche Männer, und die zufällige Entdeckung weißer und gelber Legierungen brachte immer mehr die Überzeugung hervor, dass es möglich sei, Silber und Gold künstlich herzustellen. Man nannte diese eingebildete Kunst Alchemie und ihre Jünger Alchemisten. Die Vorsilbe al deutet wie in den Worten Algebra, Alhambra auf arabischen Ursprung. Obgleich diesem Streben die reine Begeisterung wissenschaftlicher Forschung fehlte, führte es doch zu mancher wertvollen Erkenntnis, ja zu mancher nutzbringenden Erfindung. Wir verdanken demselben z. B. die Erfindung des Porzellans und, der Sage nach, die Erfindung des Schießpulvers.

Das oberste Ziel der Alchemisten war, den Stein der Weisen zu erfinden, d. h. eine Substanz, welche imstande wäre, die gewöhnlichen Metalle in edle zu verwandeln, aber auch die Kraft besäße, dem menschlichen Körper dauernde Gesundheit und Jugend zu verleihen. Dieser Glaube wieder hatte seinen Ursprung in der Entdeckung des Alkohols und anderer Stoffe, welche auf den Körper eigenthümlich einwirken. Er führte trotz seines Irrthums zu bedeutenden Verbesserungen in der damaligen Heilkunde, besonders durch Theophrastus Bombastus Paracelsus (um 1500).

In den Bereich theoretischer Betrachtungen wurden die chemischen Erscheinungen erst im 17. Jahrhundert gezogen; aber damals entstand eine grundfalsche Anschauung über die Ver-

brennungserscheinungen. Man glaubte, dass jeder verbrennende Körper etwas von seinem Stoffe abgebe, dass etwas aus ihm entweiche, welches man Phlogiston nannte, während wir heute wissen, dass bei jeder Verbrennung etwas hinzutritt, welches wir Sauerstoff nennen. Jene falsche Ansicht kann aber nicht verwundern, wenn man einerseits bedenkt, dass auch ein Kind von einem brennenden Holzscheite glauben mag, es verliere an Stoff, andererseits dass es damals keine so genauen Messinstrumente, vor allem keine so feinen Wagen gab wie heute. Diese Phlogistontheorie, welche von einem gewissen Stahl begründet war, zählte alle Zeitgenossen zu ihren Anhängern und war ein schweres Hemmnis für die Entwickelung der Wissenschaft.

Im Jahre 1775 entdeckte Lavoisier den Sauerstoff und gab die erste richtige Erklärung der Verbrennungserscheinungen. Erst seit dieser Zeit besteht die Chemie als eine Wissenschaft, und zwar als ein vornehmer Zweig der Naturwissenschaften.

### Arsen, $As = 75$ .

Arsen ist in chemischer Beziehung dem Phosphor verwandt; sein Aussehen aber ist schon metallähnlich. In der Natur kommt freies Arsen vor als Scherbenkobalt, die beiden Sulfide  $As_2S_2$  und  $As_2S_3$  als Realgar und Auripigment, die Verbindung  $FeSAs$  als Arsenkies.

Man gewinnt Arsen auf folgende Weise: In eine thönerne Röhre wird Arsenkies gegeben, in das Ende derselben wird eine Eisenblechrolle gesteckt. Der Kies wird erhitzt; es bleibt Schwefel-eisen zurück, während Arsen sublimiert<sup>1)</sup> und sich an der Blechrolle ansetzt, von welcher es dann abgeklopft wird.

Frisch bereitetes Arsen hat eine graue Farbe und metallischen Glanz. Dieser verschwindet allmählich infolge langsamer Oxydation des Arsens. Von den eigentlichen Metallen unterscheidet sich das Arsen schon durch seine Sprödigkeit. Eine Legierung von Blei mit etwas Arsen dient zur Herstellung von Schrot. An der Luft erhitzt, verbrennt Arsen mit bläulicher Flamme zu Arsentrioxyd  $As_2O_3$ .<sup>2)</sup>

<sup>1)</sup> Wenn ein Körper beim Erhitzen in Dampf übergeht, ohne vorher zu schmelzen, so sagt man: er sublimiert, oder er wird sublimiert.

<sup>2)</sup> As ist in dieser Verbindung dreiwertig, Sauerstoff zweiwertig. Beiderseits sechs Valenzen erfordern die Formel  $As_2O_3$ .

## Arsentrioxyd oder Arsenik, $\text{As}_2\text{O}_3$ .

Arsenik, auch Giftmehl genannt, entsteht nicht nur durch Verbrennung von Arsen, sondern auch beim Rösten aller arsenhaltigen Mineralien, so beim Rösten des Schwefelkieses, welcher stets Arsen enthält. Der Arsenik bildet daher einen Hauptbestandtheil des Flugstaubes (Seite 41) und setzt sich zum größten Theil im Flugstaubeanal ab. Trotzdem gelangt ein Theil in die Bleikammern, weshalb die meiste Schwefelsäure arsenhaltig ist. Da nun Schwefelsäure zur Erzeugung vieler anderer Producte dient, findet sich Arsen in diesen wieder. Für manche Verwendungen sind allerdings arsenfreie Stoffe erforderlich. Arsenfreie Schwefelsäure wird entweder durch Reinigung der gewöhnlichen gewonnen, oder indem man sie durch Verbrennen von Schwefel bereitet statt durch Rösten von Kiesen.

Das Giftmehl wird meist bei höherer Temperatur noch einmal sublimiert und bildet dann eine glasähnliche Masse (glasiger Arsenik). In Salzsäure ist Arsenik unverändert löslich und krystallisiert aus derselben. Im Wasser löst er sich schwer. Er ist ein heftiges Gift und umso gefährlicher, als er sich weder durch Geruch noch durch auffallenden Geschmack verräth. Manche Quellen enthalten Arsenik in geringer Menge und dienen dann als Heilwässer; eine der berühmtesten ist Levico. Sonderbarerweise vermag der menschliche Körper sich an den Arsenikgenuss in immer größeren Gaben zu gewöhnen. Pferde und Rinder bekommen durch Arsenikgenuss Körperfülle und ein gutes Aussehen.

Vom dreiwertigen Arsen leitet sich die arsenige Säure  $\text{As}[\text{OH}]_3$  oder  $\text{H}_3\text{AsO}_3$  ab, welche viele Salze bildet. Das arsenigsaure Kupfer  $\text{Cu}_3[\text{AsO}_3]_2$  bildet mit essigsaurem Kupfer ein Doppelsalz, welches wegen seiner herrlichen grünen Farbe unter dem Namen Schweinfurtergrün oder Mitisgrün als Malerfarbe benutzt wird; doch ist seine Verwendung wegen der furchtbaren Giftigkeit sehr beschränkt.

Arsenige Säure würde unter Wasserabspaltung  $2\text{H}_3\text{AsO}_3 = 3\text{H}_2\text{O} + \text{As}_2\text{O}_3$  Arsenik liefern, welcher daher als Anhydrid der arsenigen Säure zu betrachten ist.

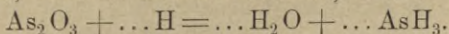
### Arsensäure, $\text{H}_3\text{AsO}_4$ .

Vom fünfwertigen Arsen leitet sich die Arsensäure ab, deren Formel analog derjenigen der Phosphorsäure ist. Sie liefert wie diese eine Pyrosäure und eine

Metasäure. Sie wird erzeugt durch Oxydation des Arseniks mittelst Salpetersäure. Sie ist giftig. Ihre Anwendung findet sie in der Farbenindustrie. Bei höherer Temperatur gibt sie Wasser ab und liefert  $\text{As}_2\text{O}_3$ , Arsenpentoxyd, welches jedoch bei noch höherer Temperatur in Arsenik und Sauerstoff zerfällt.

### Arsenwasserstoff, $\text{AsH}_3$ .

Wenn Wasserstoff im Entstehungszustande auf Arsenverbindungen einwirkt, entsteht Arsenwasserstoff, z. B.:



Der Schüler vervollständige die Gleichung.

Arsenwasserstoff ist ein höchst giftiges Gas. Wenn es durch eine Glasröhre geleitet wird, welche an einer Stelle erhitzt ist, so zerfällt es in seine Elemente:  $\text{AsH}_3 = \text{As} + 3\text{H}$ , und das Arsen setzt sich an der Innenwand stromabwärts als schwarzer, glänzender Spiegel ab: Arsenspiegel. Entzündet man das Gas, so brennt es mit blaugrauer Flamme, und zwar wird es durch die Hitze der Flamme zuerst in seine Elemente zerlegt, welche dann zu Arsen-trioxyd und Wasser verbrennen. Dass in der Flamme wirklich freies Arsen vorhanden ist, lässt sich mittelst einer Porzellanplatte nachweisen, welche sich in der Flamme mit einem schwarzen Fleck von Arsen beschlägt: Arsenfleck.

Eine Kerzenflamme setzt bekanntlich gleichfalls an einem hineingehaltenen Körper freien Kohlenstoff, nämlich Ruß, ab. Dieser Vorgang ist dem erwähnten vollkommen analog.

Da Arsenspiegel und Arsenflecken schon bei minimalen Mengen vorhandenen Arsens erhalten werden können, benützt man diese Erscheinung zum Nachweise des Arsens in Vergiftungsfällen: Man entwickelt mittelst Zink und verdünnter Schwefelsäure in einem Glaskolben Wasserstoffgas (Seite 9). Natürlich müssen Zink, Säure und Glas arsenfrei sein. Man leitet das Gas durch eine wagrecht liegende Glasröhre, deren Ende senkrecht aufgebogen ist, und entzündet den Wasserstoff. Derselbe brennt mit farbloser Flamme. Durch einen zu Boden reichenden Trichter gießt man nun die Lösung der verdächtigen Substanz. Färbt sich dann die Flamme blaugrau, und lassen sich Arsenspiegel und Arsenflecken erhalten, so ist Arsen erwiesen (Verfahren von Marsh).

### Bor, $\text{B} = 11$ .

Das Bor ist dreiwertig. Es kann durch Reduction seines Oxydes  $\text{B}_2\text{O}_3$  gewonnen werden. Es existiert in zwei Modificationen.

deren eine an Härte, Glanz und Lichtbrechungsvermögen, freilich auch an Preis, dem Diamanten gleichkommt.

### Borsäure, $B[OH]_3$ .

In dem vulcanischen Boden Toscanas gibt es Erdrisse, sogenannte Suffionen, aus denen borsäurehaltiger Wasserdampf strömt. Er verdichtet sich und bildet so eine verdünnte Lösung von Borsäure. Um diese zu concentrieren, wird der Wasserdampf der Suffionen selbst verwendet. Es sind nämlich um die Suffionen herum Mauern errichtet; in die so gebildeten Behälter wird die Lösung geleitet; der Wasserdampf strömt durch dieselbe und bringt so einerseits Wasser zur Verdunstung, anderseits führt er immer von neuem Borsäure zu. Wenn ein gewisser Gehalt der Lösung erreicht ist, concentrirt man sie in Pfannen weiter, welche gleichfalls durch die Suffionen erwärmt werden, bis die Borsäure endlich auskrystallisiert. Sie wird durch abermalige Krystallisation gereinigt und bildet dann schuppenähnliche Krystalle von fettigem Anfühlen.

Wenn eine Lösung von Borsäure in Wasser gekocht wird, entweicht Borsäure mit dem Wasserdampf (siehe oben). Wenn hingegen Borsäure allein erhitzt wird, gibt sie ihr Hydratwasser ab:  $2H_3BO_3 = 3H_2O + B_2O_3$  und liefert ihr Anhydrid, welches erst bei sehr hoher Temperatur flüchtig ist.

Borsäure ist nicht nur mit Wasserdampf flüchtig, sondern auch mit Alkoholdampf. Dieser brennt dann mit grüner Flamme. Daran erkennt man Borsäure und ihre Salze, welche zu diesem Zwecke mit einer stärkeren Säure zersetzt werden müssen.

Borsäure dient als fäulnishinderndes (conservierendes) Mittel.

Die Salze der Borsäure leiten sich nicht von dem Hydrat  $H_3BO_3$  ab, sondern von einem anderen Hydrate, welches aus 4 Molekülen der normalen Säure durch Wasserabspaltung entstanden zu denken ist:  $4H_3BO_3 = 5H_2O + H_2B_4O_7$ , von der Tetraborsäure. Das wichtigste Salz ist der Borax  $Na_2B_4O_7$ .

### Gruppe des Kohlenstoffes.

Zu dieser Gruppe gehören die Elemente Kohlenstoff, Silicium, Zinn und Blei. Die letzteren sind Metalle. Kohlenstoff und Silicium sind vierwertig. An erster Stelle sei hier das Silicium besprochen.

## Silicium, Si = 28.4.

Die Verbindungen des Siliciums sind auf der Erde sehr verbreitet. Man darf annehmen, dass die Erdrinde sammt der Atmosphäre 50% Sauerstoff und 25% Silicium enthalte und die übrigen 25% sich auf alle übrigen Elemente vertheilen. In freiem Zustande kommt das Silicium nicht vor; doch kann es durch Reduction seines Oxydes  $\text{SiO}_2$  hergestellt werden.

### Siliciumdioxyd, $\text{SiO}_2$ ,

gewöhnlich Kieselsäure genannt. Aus Siliciumdioxyd bestehen viele Mineralien, vor allen der **Quarz**. Er krystallisiert hexagonal. Seine reinste Art ist wasserhell und heißt Bergkrystall. Eine blaue Abart heißt Amethyst, eine braune Rauchtopas, eine weiße, undurchsichtige Milchquarz, eine rothe Rosenquarz, eine schwarze Morion, eine Abart mit eingelagerten Glimmerflittern Avanturinquarz.

Außerdem existieren amorphe Quarzarten: Der Edelopal von vulcanischer Herkunft, infolge seiner Sprünge in schönen Interferenzfarben spielend; Carneol, durchscheinend, von fleischrother Farbe; Achate von eigenthümlicher Zeichnung; Katzenauge, welches feine Asbestfäden enthält und daher einen eigenthümlichen Schimmer zeigt; alle als Schmucksteine verwendet; Feuerstein, früher mit Stahl und Zunder zum Feuermachen benützt; gewöhnlicher Kieselstein, Sand und Sandstein. Aus Gemengen von Quarz und anderen Mineralien bestehen die Gesteine Granit und Gneis.

Auch im Pflanzen- und im Thierreiche findet sich die Kieselsäure, als harte Kruste an der Oberfläche vieler Gräser (des spanischen Rohres, des Bambusrohres, des Strohes), in den Federn und Stacheln mancher Thiere, als Panzer gewisser Algen. Wenn solche Algen verwesen, bleiben die Panzer als mineralische Stoffe zurück und bilden an manchen Orten (Lüneburger Heide) die großen Massen von sogenannter Kieselguhr oder (fälschlich) Infusorienerde, welche wegen ihrer Härte als Putzpulver, wegen ihrer Porosität als aufsaugendes Mittel für gewisse Flüssigkeiten verwendet wird.

### Kieselsäuren.

Von dem vierwertigen Silicium leitet sich die normale Säure  $\text{Si}[\text{OH}]_4$  oder  $\text{H}_4\text{SiO}_4$  ab.

Wenn Siliciumdioxyd mit Natriumhydroxyd oder Kaliumhydroxyd geschmolzen wird, bildet sich eine glasähnliche, im Wasser lösliche Masse, welche Wasserglas genannt wird, und zwar Natronwasserglas oder Kaliwasserglas. Dasselbe hat die Zusammensetzung  $\text{Na}_4\text{SiO}_4$  oder  $\text{K}_4\text{SiO}_4$ . Wenn es mit einer starken Säure behandelt wird:  $\text{Na}_4\text{SiO}_4 + 4\text{HCl} = 4\text{NaCl} + \text{H}_4\text{SiO}_4$ , so fällt ein gallertartiger Niederschlag von Orthokieselsäure  $\text{H}_4\text{SiO}_4$  aus. Ein Theil derselben bleibt gelöst; so erklärt sich, dass auch in den natürlichen Wässern kleinere oder größere Mengen von Kieselsäure gelöst sind, und dass durch Verdunstung derselben sich im Laufe langer Zeit Kieselsäure als sogenannter Kieselsinter ablagert.

Beim Erhitzen spaltet die Orthosäure Wasser ab:  $\text{H}_4\text{SiO}_4 = \text{H}_2\text{O} + \text{H}_2\text{SiO}_3$ , und liefert Metakieselsäure. Durch abermalige Wasserabspaltung entsteht  $\text{SiO}_2$ , welches daher das Anhydrid der Kieselsäure ist.

Außer den beiden genannten Kieselsäuren gibt es noch andere mit mehr als einem Atom Silicium (vergleiche Tetraborsäure), sogenannte Polykieselsäuren. Ihr Schema ist  $x\text{Si}[\text{OH}]_4 - y\text{H}_2\text{O}$ . Viele Mineralien sind Salze solcher Säuren. Die kieselsauren Salze heißen Silicate.

### Fluorsilicium, $\text{SiF}_4$ .

Siliciumdioxyd widersteht allen Säuren mit Ausnahme der Flusssäure.  $\text{SiO}_2 + 4\text{HF} = \text{SiF}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$ . Fluorsilicium ist ein Gas. Auf seiner Bildung beruht das Ätzen des Glases mit Flusssäure (Seite 17).

### Kohlenstoff, $\text{C} = 12$ .

Aus Kohlenstoffverbindungen bestehen alle organischen, d. h. alle pflanzlichen und thierischen Stoffe. Man nennt daher die Chemie der Kohlenstoffverbindungen seit alter Zeit organische Chemie. Dieselbe ist wegen der ungeheuren Zahl der Kohlenstoffverbindungen so umfangreich wie die Chemie aller übrigen Elemente zusammen und wird daher in einem besonderen Bande abgehandelt, während hier nur eine geringe Zahl von Verbindungen betrachtet werden soll.

In freiem Zustande bildet der Kohlenstoff den Diamant, welcher tesseral krystallisiert, den Graphit, welcher hexagonal krystallisiert, und als dritte amorphe Modification alles dasjenige, was man schlechthin Kohle nennt (Ruß, Holzkohle, Knochenkohle u. s. w.).

Kohlenstoff ist nicht schmelzbar, nicht vergasbar und in keinem Lösungsmittel außer in geschmolzenen Metallen löslich. Er verbrennt



in Luft oder Sauerstoff zu Kohlendioxyd  $\text{CO}_2$ ; hiezu brauchen die drei Modificationen verschieden hohe Temperaturen.

Über den **Diamant** als Schmuckstein wird in der Warenkunde gesprochen. Seine auffallendsten Eigenschaften im Vergleiche mit den beiden anderen Modificationen sind: sein größeres specifisches Gewicht (3·5), seine mehr oder weniger vollkommene Farblosigkeit (»Wasser«) und sein bedeutendes Lichtbrechungsvermögen (»Feuer«). Wegen seiner großen Härte dient er zum Glasschneiden und zur Bearbeitung anderer Steine.

**Graphit** zeichnet sich aus durch einen metallähnlichen Glanz und sein großes Leitungsvermögen für Wärme und Electricität. Er dient wegen seiner geringen Reibungsfähigkeit als Schmiermittel für bewegliche Maschinentheile. Aus demselben Grunde fühlt er sich fettig an. Weil er nicht schmelzbar und erst bei sehr hoher Temperatur brennbar ist, fertigt man aus einem Gemenge von Graphit und Thon feuerfeste Tiegel, sogenannte Passauer Tiegel, an. Seine Härte ist so gering, dass er abfärbt. Er dient daher zur Bereitung der Bleistifte. Der Name Bleistift erklärt sich daraus, dass man in früherer Zeit zum Schreiben Stifte aus Blei verwendete, welches bekanntlich auch abfärbt. Als die Fundorte des Graphites noch wenig ausgebeutet waren und daher noch reiner Graphit gefunden wurde, sägte man Stängelchen aus demselben; heute muss man den weniger reinen Graphit einer Reinigung durch Schlämmen unterziehen, d. h. man pocht den Graphit und setzt sein Pulver einem Wasserstrom aus. Schwere und grobe Theilchen setzen sich früher ab als leichte und feine; so erhält man Producte verschiedener Reinheit. Die sogenannte Härte des Bleistiftes erzielt man dadurch, dass man dem Graphit mehr oder weniger Thon beimischt, also den Graphit gewissermaßen verdünnt. Auch der Thon muss geschlämmt werden. Graphitpulver und Thonpulver werden dann mit einem Klebestoff zu einem homogenen, d. h. durch und durch gleichartigen Teig geknetet und aus diesem die Minen, d. h. die runden oder vierkantigen Stifte geformt. Die Minen werden getrocknet, gebrannt und dann meist mit Holzhüllen umgeben. Dieselben bestehen aus zwei ungleichen Hälften; die eine ist mit einer Rinne für die Mine versehen; die kleinere Hälfte wird darüber geleimt. Die Güte eines Bleistiftes hängt in erster Linie von der Reinigung und von der innigen Mengung des Graphites und des Thones ab. Die feinsten Bleistifte werden in Cedernholz gefasst. Natürlich hin-

dert die Holzfassung nicht, dass die Mine im Innern zerbricht, wenn der Bleistift zu Boden fällt. Fundorte für besten Graphit sind auf Ceylon und im südöstlichen Sibirien; mindere Sorten werden bei Passau, ferner im südlichen Böhmen und in Mähren gegraben. — Wegen seiner großen Beständigkeit dient Graphit auch zum Anstreichen eiserner Öfen, welche dadurch vor dem Rosten geschützt werden.

**Amorphe Kohle.** Die meisten organischen Stoffe werden durch Erhitzen unter Luftabschluss, wodurch eine Verbrennung ausgeschlossen ist, in einfachere Verbindungen zersetzt, d. h. in Verbindungen, deren Molecüle nur wenige Atome enthalten. Bei Verwendung kohlenstoffreicher Substanzen bleibt ein Theil des Kohlenstoffes in elementarem Zustand als amorphe Kohle zurück, während die anderen Zersetzungsproducte in Dampfform entweichen. Diese Zersetzung organischer Stoffe durch Erhitzen unter Luftabschluss in der Absicht, alle Zersetzungsproducte zu gewinnen, nennt man trockene Destillation; will man nur die zurückbleibende Kohle gewinnen, so nennt man den Vorgang Verkohlung.

Durch trockene Destillation erhält man aus Holz die Holzkohle, aus Braunkohle und Steinkohle die Koks, aus Knochen die Knochenkohle (Spodium). Diese Producte enthalten neben Kohlenstoff auch Asche, d. h. die mineralischen Bestandtheile der zersetzten Stoffe.

Holzkohle wird deswegen geschätzt, weil sie eine heißere und reinere Flamme liefert als manche anderen Brennstoffe. Ferner hat Holzkohle die Eigenschaft, gewisse Gase zu verschlucken (absorbieren). So absorbiert 1  $dm^3$  Holzkohle 90  $l$  Ammoniakgas. Faulendes Fleisch wird durch Berührung mit Holzkohle geruchlos. Pfähle, welche in die Erde getrieben werden sollen, pflegt man unten zu verkohlen, damit der im Boden steckende Theil nicht verfaule.

Koks sind gleichfalls ein guter Brennstoff. Ihre Flamme ist so heiß, aber nicht so rein wie die der Holzkohle.

Knochenkohle (Spodium) enthält ungefähr 90% Asche, besonders  $Ca_3[PO_4]_2$ . Sie besitzt die Eigenschaft, gewisse Stoffe ihren Lösungen zu entziehen und festzuhalten. So wird eine Indigolösung, wenn man sie einigemale durch Knochenkohle gießt, entfärbt. Ausgedehnte Anwendung von dieser Eigenschaft macht man in der Zuckerindustrie, um den gelbgefärbten und übel-schmeckenden Rohzucker zu reinigen. Zu dieser Wirkung tragen auch die mineralischen Gemengtheile bei; wenn man diese beseitigt, geht auch jene verloren.

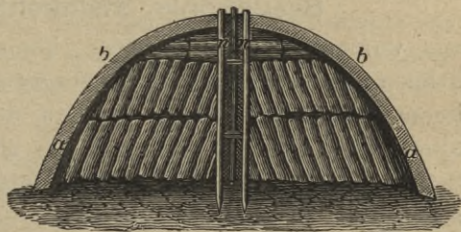
Lampenruß und Kienruß. Wenn Öle oder harzreiche Hölzer bei ungenügendem Luftzutritt verbrannt werden, scheidet sich ein Theil des gebundenen Kohlenstoffes als Ruß ab. Feine Sorten von Ruß dienen, mit einem Klebstoff und meist auch mit Riechstoffen vermenget, als Tusche. Aus gewöhnlichen Sorten bereitet man Druckerschwärze und Anstrichfarben.

Über Gaskohle siehe Leuchtgas.

**Bereitung der Holzkohle.** Holzkohle wird bereitet 1) durch Verkohlung in stehenden Meilern, 2) durch Verkohlung in liegenden Meilern, 3) durch trockene Destillation aus Retorten.

Der stehende Meiler (Fig. 9) wird folgendermaßen gebaut: In den Boden wird ein Baumstamm (die Quandel) eingesetzt, welcher die Stütze und Mittellinie des Meilers bilden soll. Rings umher werden Holzscheiter angelehnt; auf die erste Lage der Scheiter wird eine zweite gestellt und so ein kegel-

Fig. 9.



förmiger Holzstoß errichtet, welcher zuletzt mit Erdstücken bedeckt wird. Beim Aufstellen der Scheiter wird ein Canal für beschränkten Luftzutritt freigelassen. In diesem Canal wird Feuer gelegt; die nächsten Holzstücke verbrennen, und ihre Verbrennungswärme bewirkt die Zersetzung des übrigen Holzes. Es wird also ein Theil des Holzes selbst als Brennstoff verbraucht; darin sowie in dem Verluste der flüchtigen Stoffe liegt das Primitive und Verschwenderrische dieser Methode, welche heute allerdings nur mehr dort angewendet wird, wo 1) billiges Holz zu haben ist, 2) die Nachfrage nach Holzkohle nicht sehr bedeutend ist. Die flüchtigen Stoffe entweichen durch die poröse Erddecke. Nach etwa einer Woche ist die Verkohlung vollständig; dann deckt der Köhler den Meiler ab und löscht die glühenden Kohlen mit Wasser. Der liegende Meiler unterscheidet sich von dem stehenden dadurch, dass die Scheiter nicht stehen, sondern liegen. Über die trockene Destillation aus Retorten wird später die Rede sein.

### Torf.

In sumpfigen Gegenden befinden sich große Mengen von Moosen in einem beständigen Verwesungsprocess, durch welchen sie

eine der trockenen Destillation ähnliche, aber langsamere Zersetzung erfahren. Der Rückstand heißt Torf, und zwar, wenn er mit Spaten herausgestochen wird, Stechtorf, und wenn er mit Maschinen gefördert wird, Maschinentorf. Er enthält viel Asche, ist überhaupt ein schlechter Brennstoff und wird meist in derselben Gegend verbraucht. Große Mengen Torf werden aber in jüngerer Zeit derart verarbeitet, dass seine Faserstoffe zur Erzeugung von Geweben (Teppichen) und Papier verwendet werden; die übrige Masse hat die Fähigkeit, Flüssigkeiten aufzusaugen und Gase zu absorbieren, und dient deshalb als Stallstreu und, statt der Wasserspülung, zur Reinhaltung von Aborten (»Torfmull«). — Während Torf ein junges Zersetzungsproduct ist, sind

### Braunkohle, Steinkohle und Anthracit

aus vorweltlichen Pflanzen, besonders aus riesigen Schachtelhalmern, auf ähnliche Art hervorgegangen. An der Braunkohle erkennt man meist noch den Bau der Pflanze. Steinkohle ist ein älteres Product und Anthracit das älteste. Bei der Entstehung der Steinkohle hat sich auch ein gasförmiges Zersetzungsproduct, das sogenannte Grubengas, gebildet. — Man nennt Stoffe, welche aus organischen Körpern hervorgegangen sind, heute aber mehr oder weniger mineralischen Charakter haben, Fossilien.

Der Kohlenstoffgehalt der Brennstoffe, selbst gleichartiger, ist wechselnd, doch geben die folgenden, leicht zu behaltenden Zahlen den Durchschnitt an: Holz über 50%, Torf über 60%, Braunkohle über 70%, Steinkohle über 80%, Anthracit über 90%. Daraus geht hervor, dass auch Braunkohle und Steinkohle noch nicht die Endproducte einer vollkommenen Verkohlung sind; die Zersetzung kann aber durch trockene Destillation künstlich vollendet werden, welche mit Braunkohle und Steinkohle auch im größten Maßstabe vorgenommen wird.

### Kohlensäure.

Dem vierwertigen Kohlenstoff würde die Säure  $C[OH]_4$  oder, nach Wasserabspaltung, die Säure  $H_2CO_3$  entsprechen (hypothetische Kohlensäure); sie selbst existiert nur in wässriger Lösung und zerfällt leicht in Wasser und Kohlendioxyd  $CO_2$ , welches demnach ihr Anhydrid ist; doch gibt es viele Salze der hypothetischen Kohlensäure, sowohl primäre als secundäre, welche Carbonate genannt werden.

Dem primären Natriumsalz kommt offenbar die Formel  $\text{NaHCO}_3$  zu und dem secundären die Formel  $\text{Na}_2\text{CO}_3$ , woraus hervorgeht, dass die Atomgruppe  $\text{HCO}_3$  einwertig, die Gruppe  $\text{CO}_3$  zweiwertig ist. Daher hat das primäre Calciumcarbonat die Formel  $\text{Ca}[\text{HCO}_3]_2$ , das secundäre die Formel  $\text{CaCO}_3$ .

In der Natur sehr verbreitet ist das secundäre Calciumcarbonat  $\text{CaCO}_3$ , aus welchem die Mineralien Kalkspat, Marmor, Kreide, Kalkstein u. a. bestehen. In den meisten Quellwässern gelöst ist das primäre Calciumcarbonat  $\text{Ca}[\text{HCO}_3]_2$ , welches schon bei  $60^\circ$  zerfällt:  $\text{Ca}[\text{HCO}_3]_2 = \text{CaCO}_3 + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2$  und so den Kesselstein verursacht (Seite 27).

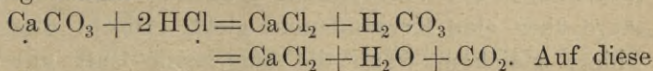
### Kohlendioxyd, $\text{CO}_2$ ,

gewöhnlich Kohlensäure genannt. Kohlensäure ist in der atmosphärischen Luft enthalten; ihre Menge ist zwar im Vergleiche mit den übrigen Bestandtheilen der Luft gering (0.04 Raumpersente), ihre Gesamtmenge aber sehr groß (3 Billionen Tonnen). An manchen Orten strömt Kohlensäure in großen Mengen aus der Erde, so in der Hundsgrotte<sup>1)</sup> bei Neapel, bei Domstadt in Mähren, wo sie wie an anderen Orten aufgefangen und verflüssigt wird. Kohlensäure ist im Quellwasser gelöst, welches ihr den erfrischenden Geschmack verdankt. Kohlensäurereiche Wässer heißen Säuerlinge, und wenn sie außerdem  $\text{NaHCO}_3$  enthalten: alkalische Säuerlinge (Seite 25).

Kohlendioxyd entsteht durch Verbrennung des Kohlenstoffes oder seiner Verbindungen bei reichlicher Zufuhr von Sauerstoff, ferner bei der Verwesung und bei der trockenen Destillation.

Wenn secundärer kohlensaurer Kalk stark erhitzt wird, zerfällt er:  $\text{CaCO}_3 = \text{CaO} + \text{CO}_2$  in Calciumoxyd, welches gebrannter Kalk genannt wird, und in Kohlensäure. Man nennt diesen Vorgang das Kalkbrennen; dasselbe geschieht mit Kalkstein im größten Maßstabe. Die entweichende Kohlensäure wird meist verloren gegeben; nur in einigen Betrieben, z. B. in der Zuckerindustrie, wird sie gesammelt und verwendet.

Wenn Calciumcarbonat (Marmor, Kreide) mit Säuren behandelt wird, zerfällt es gleichfalls:



Weise wird Kohlensäure im kleinen bereitet.

<sup>1)</sup> Die Kohlensäure ist schwerer als Luft und bedeckt daher den Boden der Grotte bis zu einer gewissen Höhe. Während der Mensch über diese gefährliche Schichte hinausragt, müssen Hunde in derselben ersticken; daher der Name Hundsgrotte.

Bei der Gährung des Zuckers bildet sich Alkohol und Kohlensäure:  $C_6H_{12}O_6 = 2C_2H_6O + 2CO_2$ . Diese Zersetzung wird durch den sogenannten Hefepilz oder durch dessen Producte hervorgerufen. Die entstandene Kohlensäure geht zum großen Theil verloren, zum Theil bleibt sie in der gegohrenen Flüssigkeit (Bier, Schaumwein) gelöst und verursacht durch ihr Entweichen bei vermindertem Druck oder bei gesteigerter Temperatur das Schäumen (Moussieren) solcher Getränke; auch verleiht sie ihnen den erfrischenden Geschmack.

Kohlensäure ist ein farbloses Gas von säuerlichem Geschmack und schwachem Geruch. Durch Abkühlung und Druck wird sie verflüssigt. Ihre kritische Temperatur (Seite 48) ist  $31^\circ$ , d. h. oberhalb dieser Temperatur genügt kein Druck, sie zu verflüssigen. Flüssige Kohlensäure wird heute in großen Mengen erzeugt und in eisernen Cylindern versendet. Gastwirte verwenden sie, einerseits um durch ihren Druck das Bier aus den Fässern emporzuheben, anderseits um das Bier durch ihre Berührung frisch und bei gutem Geschmack zu erhalten. Wenn flüssige Kohlensäure verdunstet, entzieht sie der Umgebung soviel Wärme, dass ein Theil der flüssigen Kohlensäure erstarrt. Die feste Kohlensäure hat ein schneeeartiges Aussehen. Mit flüssiger und fester Kohlensäure kann man sehr niedere Temperaturen herstellen; denn ihr Siedepunkt ist bei gewöhnlichem Druck  $-78^\circ$ , bei vermindertem Druck noch tiefer.

Kohlensäure ist bedeutend schwerer als Luft. Sie bedeckt daher in Gärkellern den Boden und verdrängt die Luft nach oben. Man kann Kohlensäure aus einem Gefäß in ein anderes übergießen wie eine Flüssigkeit; mittelst einer Wage lässt sich dann die Gewichtszunahme des anderen Gefäßes leicht zeigen. Wenn man in einem Glasgefäß in verschiedenen Höhen brennende Kerzchen anbringt und Kohlensäure einleitet, so erlischt zuerst das unterste Kerzchen und dann der Reihe nach die nächsten. Dies beweist einerseits, dass die Kohlensäure schwerer ist als Luft, anderseits, dass durch Kohlensäure die Verbrennung gehindert wird. Wenn man Kohlensäure über eine Kerzenflamme gießt, erlischt diese augenblicklich. Thiere ersticken, wenn die umgebende Luft nur einige Percente Kohlensäure enthält. Wenn Menschen oder Thiere sich in geschlossenen Räumen aufhalten, wird die Luft durch die ausgeathmete Kohlensäure und durch die Ausdünstungen des Körpers immer mehr verschlechtert. Zwar findet durch die Fensterritzen und selbst

durch das poröse Mauerwerk hindurch, fortwährend ein Austausch (Diffusion) der inneren und der äußeren Luft statt; doch genügt derselbe nicht, und man muss im Interesse der Gesundheit die Zimmer und Ställe durch Öffnen der Fenster häufig ventilieren. Manche Hausbesitzer lassen ihre Häuser mit Ölfarbe anstreichen, was aber für die Bewohner von Nachtheil ist, weil dadurch die Mauer undurchlässig und der erwähnte Austausch gehindert wird.

In den Magen gebracht, wirkt die Kohlensäure förderlich auf die Verdauung. Größere Mengen von Kohlensäure sucht man durch Genuss von Brausepulver rasch in den Magen zu bringen. Bekanntlich besteht dasselbe aus zwei Pulvern; das eine ist primäres Natriumcarbonat  $\text{NaHCO}_3$ , gewöhnlich doppeltkohlensaures Natron oder Bicarbonat genannt, das andere ist Weinsäure. Man löst zuerst die Weinsäure in Wasser und schüttet dann das Carbonat hinzu: kohlen-saures Natron + Weinsäure gibt weinsaures Natron + Kohlensäure.

Über die Bedeutung der Kohlensäure für die Pflanzen siehe Seite 21.

1 l Wasser löst bei gewöhnlicher Temperatur und gewöhnlichem Luftdruck 1 l Kohlensäure, bei 2 Atmosphären 2 l, bei n Atmosphären n l Kohlensäure. Eine Lösung von Kohlensäure in Wasser, unter erhöhtem Druck bereitet, heißt Sodawasser. Bei gewöhnlichem Druck entweicht der Überschuss unter Brausen. Die Kohlensäure scheint sich im Wasser als Hydrat  $\text{H}_2\text{CO}_3$  zu lösen. Wenn man Wasser mit Lackmus blau färbt und dann Kohlensäure einleitet, färbt es sich roth; wenn man es aber dann erhitzt, wird es wieder blau, weil das Kohlendioxyd ausgetrieben wird.

Um ein Gas als Kohlensäure zu erkennen, verwendet man meist Kalkwasser, d. i. eine Lösung von Calciumhydroxyd. In derselben wird durch Kohlensäure ein Niederschlag von secundärem Calciumcarbonat erzeugt:  $\text{Ca}[\text{OH}]_2 + \text{CO}_2 = \text{CaCO}_3 + \text{H}_2\text{O}$ . Leitet man auch nach der Fällung noch Kohlensäure ein, so löst sich der Niederschlag wieder auf, weil das unlösliche secundäre Carbonat in das lösliche primäre Carbonat übergeht:

$\text{CaCO}_3 + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2$  oder:

$\text{CaCO}_3 + \text{H}_2\text{CO}_3 = \text{Ca}[\text{HCO}_3]_2$ . Falls man dann die Lösung erhitzt, verwandelt sich das primäre Carbonat wieder in das secundäre (Seite 67).

Da nun Calciumhydroxyd die Kohlensäure zu binden vermag, verwendet man bisweilen Kalkmilch, d. h. einen dünnen Brei von gelöschtem Kalk und Wasser, um die gefährliche Atmosphäre der

Gährkeller (die man zuvor an dem Erlöschen einer hinabgelassenen Kerze erkannt hat) von der Kohlensäure zu reinigen, falls dies nicht durch eine kräftige Ventilation erreicht werden kann. Man taucht zu diesem Zwecke Strohbindel in die Kalkmilch ein, damit diese sich auf eine größere Oberfläche vertheile, und wirft die Bündel in den Keller.

Sowie Calciumcarbonat nur durch einen Überschuss von Kohlensäure sich in Lösung erhält, so auch Magnesiumcarbonat und Eisencarbonat als  $\text{Mg}[\text{HCO}_3]_2$  und  $\text{Fe}[\text{HCO}_3]_2$ ; siehe Seite 25, 26.

Kohlensäure kann durch erhitztes Kalium bis zu Kohlenstoff reducirt werden. Man leitet Kohlensäure über Kalium, welches sich in einer Kugelhöhle befindet, und erhitzt dieses.  $\text{CO}_2 + 4\text{K} = 2\text{K}_2\text{O} + \text{C}$ . Das gebildete Kaliumoxyd verbindet sich mit dem Überschuss der Kohlensäure zu Kaliumcarbonat. Der abgeschiedene Kohlenstoff stammt aus dem Marmor oder aus der Kreide, welche man zur Erzeugung der Kohlensäure verwendet hat.

### Kohlenoxyd, CO.

Wenn Kohlenstoff oder seine Verbindungen mit einer ungenügenden Menge Sauerstoff verbrannt werden, entsteht nicht Kohlensäure, sondern Kohlenoxyd CO, die einzige Verbindung, in welcher der Kohlenstoff zweiwertig ist. Bei der trockenen Destillation tritt gleichfalls Kohlenoxyd auf.

Wenn Kohlensäure durch glühende Kohle streicht, wird sie zu Kohlenoxyd reducirt und die Kohle zu Kohlenoxyd oxydiert:  $\text{CO}_2 + \text{C} = 2\text{CO}$ .

Wenn Wasserdampf durch glühende Kohle streicht, tritt gleichfalls Reduction und Oxydation ein:  $\text{H}_2\text{O} + \text{C} = \text{H}_2 + \text{CO}$ . So entstehen aus dem nicht brennbaren Wasser und aus dem festen Brennstoff Kohle zwei brennbare Gase, deren Gemenge Wassergas genannt wird.

Kohlenoxyd ist brennbar:  $\text{CO} + \text{O} = \text{CO}_2$ . Es verbrennt zu Kohlensäure mit einer bläulichen Flamme, welche man oft auf glimmenden Kohlen beobachten kann.

Kohlenoxyd ist ein farbloses Gas von schwachem Geruch. Es ist schwer verdichtbar und wenig löslich.

Kohlenoxyd ist sehr giftig. Im Blute befindet sich nämlich Hämoglobin, eine Substanz, welche die Aufgabe hat, den eingeathmeten Sauerstoff zu binden (Oxyhämoglobin) und ihn während des Blutkreislaufes an alle Stellen des Körpers hinzuführen, an denen organische Stoffe zu oxydieren sind. An diese gibt es den lose

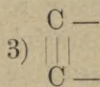
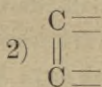
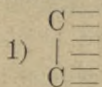


gebundenen Sauerstoff ab und kehrt mit dem Venenblut wieder zu den Lungen zurück, um abermals Sauerstoff aufzunehmen. Wenn aber die Lunge Kohlenoxyd einathmet, so verbindet sich das Hämoglobin mit dem Kohlenoxyd (Kohlenoxydhämoglobin), welches natürlich nicht die Rolle des Sauerstoffes zu spielen vermag, und es tritt wegen Störung des Stoffwechsels der Tod ein, selbst wenn die Menge des Kohlenoxydes gering war.

In früherer Zeit versah man die Ofenröhren mit Verschlussklappen, damit nach dem Abbrennen der Kohlen die Wärme nicht durch den Luftzug hinausgezogen werde. Nun kam es oft vor, dass die Klappen zu früh geschlossen wurden, die Kohle verbrannte langsam weiter, und zwar bei der geringen Sauerstoffmenge zu Kohlenoxyd, welches im Zimmer verblieb und den Leuten, wenn sie sich schon zur Ruhe begeben hatten, den Tod brachte. In neuerer Zeit ist man von den gefährlichen Ofenklappen abgekommen, umso mehr als constatiert wurde, dass der Wärmeverlust beim Fehlen der Klappen nicht bedeutend ist.

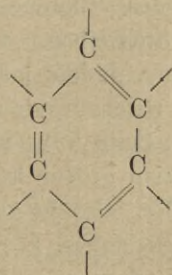
Verbindungen des Kohlenstoffes mit Wasserstoff, sogenannte  
**Kohlenwasserstoffe.**

Während Sauerstoff, Schwefel, Stickstoff, Phosphor, Arsen und andere Elemente nur wenige Verbindungen mit Wasserstoff eingehen, vermag der Kohlenstoff deren sehr viele zu bilden. Er ist nämlich vor allen anderen Elementen dadurch ausgezeichnet, dass seine Atome sich untereinander mit je einer oder mehreren Valenzen verbinden:



ja sogar sich

ringförmig aneinanderreihen können: 4)



Von der ungeheuren Zahl der Kohlenwasserstoffe sollen hier nur fünf erwähnt werden:

$\text{CH}_4$ , der einfachste Kohlenwasserstoff, heißt Methan, Grubengas oder Sumpfgas. Methan ist farblos und geruchlos und gehört zu den schwer verdichtbaren Gasen. Es enthält, wie die Formel lehrt, 75% gebundenen Kohlenstoff.

$\text{C}_2\text{H}_6$  (siehe Atomgruppe 1), Äthan, ist gleichfalls ein schwer verdichtbares Gas. Methan und Äthan brennen mit nur schwach leuchtender Flamme.

$\text{C}_2\text{H}_4$  (siehe Atomgruppe 2), Äthylen, ist ein leicht verdichtbares Gas von schwachem Geruch.

Der Schüler berechne den Kohlenstoffgehalt in Procenten.

$\text{C}_2\text{H}_2$  (siehe Atomgruppe 3), Acetylen, ist ein noch leichter verdichtbares Gas von unangenehmem Geruch. Sein Kohlenstoffgehalt ist über 92%.

$\text{C}_6\text{H}_6$  (siehe Atomgruppe 4), Benzol, ist eine Flüssigkeit vom Siedepunkt  $80^\circ$ , aber auch bei gewöhnlicher Temperatur sehr flüchtig, von angenehmem Geruch. Kohlenstoffgehalt über 92%. Äthylen, Acetylen und Benzol brennen mit stark leuchtender Flamme.

Diese Kohlenwasserstoffe sind die wichtigsten Bestandtheile des Leuchtgases. Der Umstand, dass die einen mit schwach leuchtender, die anderen mit stark leuchtender Flamme verbrennen, erklärt sich folgendermaßen: In der Hitze der Flamme zerfallen die Kohlenwasserstoffe in die Elemente Kohlenstoff und Wasserstoff; während der Wasserstoff mit nicht leuchtender, aber sehr heißer Flamme sofort verbrennt, schwebt der Kohlenstoff kurze Zeit in der Flamme und glüht dabei. Die nachströmenden Gasmengen drängen den glühenden Kohlenstoff in den äußeren Mantel der Flamme, wo er dann zu Kohlensäure verbrennt, während inzwischen neue Mengen Kohlenstoff im Innern der Flamme glühen. Das Leuchten der Flamme ist also nur dem glühenden Kohlenstoff zuzuschreiben, von dessen Anwesenheit man sich überzeugen kann, indem man in die Flamme einen kalten Gegenstand hält, auf welchem sich alsbald ein Rußfleck ansetzt (vergleiche Arsenfleck, Seite 59). Es ist begreiflich, dass die Leuchtkraft der Flamme desto größer ist, je größer die Menge des ausgeschiedenen Kohlenstoffes, also je größer der Kohlenstoffgehalt des verbrannten Kohlenwasserstoffes. Ein geringer Unterschied im Kohlenstoffgehalte verursacht schon einen bedeutenden Unterschied in der Leuchtkraft.

Auch Spiritus (Alkohol)  $\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$  brennt bekanntlich mit kaum leuchtender Flamme, weil sein Kohlenstoffgehalt gering ist.

## Schwefelkohlenstoff, $\text{CS}_2$ .

Wenn Schwefeldampf durch glühende Kohle geleitet wird, entsteht Schwefelkohlenstoff:  $\text{C} + \text{S}_2 = \text{CS}_2$ , dessen Dämpfe durch gute Abkühlung verflüssigt werden. Er ist eine farblose Flüssigkeit von starker Lichtbrechung, unangenehmem Geruch und giftiger Wirkung, schwerer als Wasser und in diesem unlöslich. Siedepunkt  $47^\circ$ . Er ist bei jeder Temperatur sehr flüchtig und daher feuergefährlich. Er verbrennt mit der blauen Flamme des Schwefels:  $\text{CS}_2 + \dots \text{O} = \text{CO}_2 + \dots \text{SO}_2$ .

Der Schüler vervollkomme diese Gleichung.

Schwefelkohlenstoff besitzt für manche Stoffe ein ausgezeichnetes Lösungsvermögen; hierauf gründet sich seine Anwendung zum Extrahieren von Knochenfett und Samenölen für die Seifen- und Kerzenindustrie.

**Verbrennung.** Wenn eine chemische Erscheinung nicht nur Wärme, sondern auch Licht hervorbringt, nennt man sie Verbrennung, z. B. die Vereinigung von Phosphor und Chlor, Schwefel und Sauerstoff. Gewöhnlich bezeichnet man aber mit dem Worte Verbrennung nur die chemische Vereinigung der Körper mit Sauerstoff unter Licht- und Wärmeentwicklung. Wenn Verbrennungen absichtlich eingeleitet werden, so kann es sich handeln: 1) um die Gewinnung des Verbrennungsproductes (Phosphor-pentoxyd aus Phosphor, Kohlensäure aus Koks), 2) um die Gewinnung der Wärme: Heizung, 3) um die Gewinnung des Lichtes: Beleuchtung.

**Wärmemessung.** Da verschiedene Stoffe durch ihre Verbrennung mehr oder weniger Wärme entwickeln, ist es offenbar nothwendig, die Wärme zu messen. Zu jeder Messung braucht man eine Einheit. Als Wärmeeinheit oder Calorie hat man jene Wärmemenge festgesetzt, welche imstande ist, 1 *kg* flüssiges Wasser um  $1^\circ$  zu erwärmen, z. B. Wasser von  $0^\circ$  (nicht Eis!<sup>1)</sup> auf  $1^\circ$  oder Wasser von  $28^\circ$  auf  $29^\circ$  oder Wasser von  $99^\circ$  auf  $100^\circ$  (nicht in Dampf!<sup>1)</sup>). Hat also ein Körper durch seine Verbrennung 1 *kg*

<sup>1)</sup> Es sei hier an die Lehre der Physik erinnert: Wenn Eis von  $0^\circ$  erhitzt wird und endlich geschmolzen ist, so hat das Wasser trotz großen Wärmeverbrauches noch immer  $0^\circ$ . Es ist also offenbar Wärme nothwendig, um Eis von  $0^\circ$  in Wasser von  $0^\circ$  zu verwandeln. Wenn Wasser erhitzt wird und endlich  $100^\circ$  erreicht, so ist es doch noch flüssig. Um es in Dampf von  $100^\circ$  zu verwandeln, ist abermals eine beträchtliche Wärmezufuhr nöthig.

Wasser von  $8^{\circ}$  auf  $70^{\circ}$  erhitzt, so hat er 62 Calorien geliefert. Hat ein Körper durch seine Verbrennung 50 *kg* Wasser von  $43^{\circ}$  auf  $44^{\circ}$  erwärmt, so hat er 50 Calorien geliefert. Hat ein Körper durch seine Verbrennung 100 *kg* Wasser von  $17^{\circ}$  auf  $97^{\circ}$  erhitzt, so hat er  $100 \times 80$ , d. i. 8000 Calorien geliefert.

**Heizwert.** Man nennt die Wärmemenge, welche durch 1 *kg* eines Brennstoffes geliefert wird, den Heizwert des Brennstoffes. So ist der Heizwert des Wasserstoffes ungefähr 34.000 Calorien, des Kohlenstoffes ungefähr 8000, des Methans ungefähr 13.000, des Äthylens ungefähr 12.000 u. s. w.

Für die Verwendung der Brennstoffe im großen ist außer dem Heizwerte natürlich der billige Preis maßgebend. In diesen beiden Beziehungen haben die Koks vor den anderen Brennstoffen den Vorzug; sie werden daher in ungeheuren Mengen erzeugt und verbraucht.

Zur Messung der Heizwerte dient das Calorimeter. Der gewogene Brennstoff wird in einem geschlossenen Raume verbrannt, welcher gepressten Sauerstoff enthält und starke Wände besitzt, um den Druck der Verbrennungsgase auszuhalten. Die Zündung geschieht durch Elektrizität. Der Raum ist mit einer gewogenen Menge Wasser umgeben, dessen Temperaturzunahme durch ein eingesenktes Thermometer bestimmt wird. Das Wassergefäß seinerseits ist mit einem schlechten Wärmeleiter umgeben.

**Verbrennungstemperatur.** Man verwechsle nicht die Begriffe Wärmemenge und Temperatur. Angenommen, es würde 1 *kg* Steinkohle in einem großen Zimmer binnen einer Viertelstunde verbrannt, und es würde 1 *kg* derselben Steinkohle in einem kleinen Zimmer binnen einer Viertelstunde verbrannt, so würde zweifellos in beiden Zimmern dieselbe Wärmemenge entwickelt, und doch wäre offenbar die Temperatur in dem großen Zimmer nicht so hoch wie in dem kleinen. Es hängt also die erzeugte Temperatur, die Verbrennungstemperatur, von der Raumgröße ab. Angenommen, es würden 10 *kg* Steinkohle in einem Zimmer möglichst rasch verbrannt, und es würden 10 *kg* derselben Steinkohle in einem gleich großen Zimmer möglichst langsam verbrannt, so würde zwar wieder in beiden Zimmern dieselbe Wärmemenge entwickelt, aber die Temperatur wäre in dem ersten Zimmer höher als in dem zweiten. Es hängt also die Verbrennungstemperatur auch von der Zeitdauer der Verbrennung ab.

Zum Messen hoher Temperaturen dienen Pyrometer verschiedener Art; ein sehr gebräuchliches Pyrometer ist folgendermaßen eingerichtet: Ein Stück

Platin wird mittelst einer Handhabe in den heißen Raum geschoben. Nach einiger Zeit zieht man es heraus und wirft es in eine gemessene Wassermenge. Aus der Zunahme der Wassertemperatur schließt man auf die Temperatur des heißen Raumes.

Da die Verbrennungstemperatur von Raum und Zeit abhängig ist, kann man eine möglichst heiße Flamme entweder dadurch erhalten, dass man den Brennstoff auf einen kleinen Raum zusammenbringt, oder dadurch, dass man ihn möglichst rasch verbrennt. Dies wird besonders durch Zuleitung gepresster Luft erreicht, welche fast wie reiner Sauerstoff wirkt (Seite 23). Sehr vortheilhaft ist es, die nöthige Luft vorzuwärmen, weil kalte Luft die Flamme abkühlen würde. Ebenso ist es vortheilhaft, den Brennstoff vorzuwärmen. — Dass man feuchtes Holz vor der Verbrennung trocknet, ist selbstverständlich, weil sonst für die Verdampfung des Wassers beträchtliche Wärmemengen verbraucht werden. Um den Wärmeverlust, der durch Strahlung verursacht wird, zu vermindern, versieht man die Öfen, Dampfrohre u. dgl. mit schlechten Wärmeleitern.

Für manche Verwendungen verlangt man von einem Brennstoff eine große Flammbarkeit, d. h. dass er eine lange, weitreichende Flamme gebe. In dieser Beziehung steht Holz an erster Stelle.

**Entzündungstemperatur.** Damit ein brennbarer Körper sich entzünde, d. h. zu brennen beginne, ist einerseits die Anwesenheit von Sauerstoff, anderseits eine gewisse Temperatur, die Entzündungstemperatur, nothwendig. Phosphor entzündet sich in feinvertheiltem Zustande schon bei Zimmertemperatur, in compactem Zustande bei  $60^{\circ}$ , Schwefelkohlenstoff bei  $150^{\circ}$  (also über seinem Siedepunkte), Schwefel bei  $260^{\circ}$  (also unter seinem Siedepunkte), Holz bei etwa  $400^{\circ}$ . Steinkohle, Anthracit, Koks haben ziemlich hohe Entzündungstemperaturen.

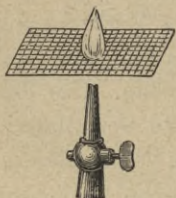
Bisweilen entzünden sich feuchte Steinkohlen von selbst. Die Ursache ist, dass der in jeder Steinkohle enthaltene Schwefelkies  $\text{FeS}_2$  in feuchtem Zustande von der Luft oxydiert wird; dieser chemische Vorgang ist von einer Wärmeentwicklung begleitet, welche hinreichen kann, um die Steinkohle zu entzünden. Auch Heuschaber können infolge starker Fäulnis entflammen. In Spinnereien ist es der feine Wollstaub, welcher, der Luft eine große Oberfläche darbietend, sich oft entzündet. Ebenso kommt in Mühlen hie und da der Mehlstaub zur Entzündung.

**Löschmittel.** Kühlt man einen brennenden Körper unter seine Entzündungstemperatur ab, so fehlt die eine Bedingung des Brennens,

und der Körper erlischt. Daher bespritzt man brennendes Holz mit Wasser, durch dessen Verdampfung die Umgebung abgekühlt wird. Auch das Ausblasen der Kerzenflamme beruht auf einer plötzlichen Abkühlung. — Sperrt man einem brennenden Körper den Zutritt der Luft ab, so fehlt gleichfalls eine Bedingung des Brennens, und der Körper erlischt. So löscht man z. B. brennendes Öl.

**Die Sicherheitslampe.** Wenn man Leuchtgas aus einem Brenner strömen lässt und in einiger Höhe über dem Brenner ein Drahtnetz hält, so befindet sich offenbar Leuchtgas sowohl unterhalb

Fig. 10.



als oberhalb des Netzes. Wenn man nun unter das Netz ein brennendes Zündholz hält, so entzündet sich das Gas nur unter dem Netz. Erst nach geraumer Zeit, wenn das Netz schon glühend geworden, entflammt auch das Gas ober dem Netz. Wiederholt man den Versuch mit der Abänderung, das man das Zündholz über das Netz hält, so entzündet sich das Gas nur über dem Netz (Fig. 10)

und erst nach geraumer Zeit schlägt die Flamme durch. Das Drahtnetz leitet nämlich die Verbrennungswärme rasch nach allen Richtungen seiner Ebene ab, und das Gas kann auf der anderen Seite

Fig. 11.



nicht seine Entzündungstemperatur erreichen. Auf dieser Erscheinung beruht die Davy'sche Sicherheitslampe (Fig. 11). Sie ist derart eingerichtet, dass die Ölflamme ringsum mit einem Drahtnetz umgeben ist. Tritt der Bergmann in einen Raum, welcher schlagende Wetter, d. i. ein Gemenge von Grubengas und Luft enthält, so gelangt das gefährliche Gas wohl in das Innere der Lampe und brennt sogar darin; doch schlägt die Flamme nicht sofort nach außen. Der Bergmann erkennt an dem veränderten Aussehen der Flamme die Gefahr und bringt sich rechtzeitig in Sicherheit.

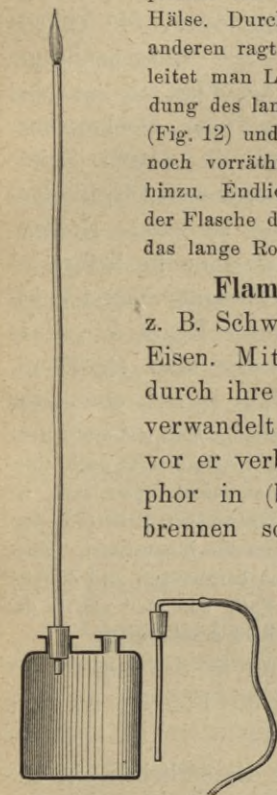
**Explosion.** Wenn man ein brennbares Gas aus einem Gefäß durch eine Röhre entweichen lässt und entzündet, so brennt es ruhig. Die Flamme kann nicht in das Gefäß zurückschlagen, wenn nicht in demselben außer dem brennbaren Gas auch Sauerstoff enthalten ist. Enthält jedoch das Gefäß außer dem brennbaren Gase noch Sauerstoff oder Luft, so steigt die Flamme in das Gefäß, das ganze Gasgemisch entzündet sich, durch die Verbrennungswärme findet eine gewaltige Ausdehnung der Verbrennungs-

gase und infolgedessen eine Lufterschütterung statt, welche sich als Knall bemerkbar macht. Ein solcher Vorgang heißt Explosion. Wenn sie in einem geschlossenen Raume stattfindet, so werden die Wände, wofern sie nicht stark genug sind, zertrümmert.

Fig. 12.

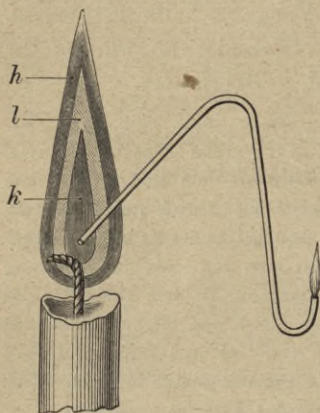
Sehr anschaulich und ohne Gefahr lässt sich eine Explosion auf folgende Art hervorrufen. Eine große Flasche hat zwei Hälse. Durch den einen reicht ein Rohr bis zum Boden, aus dem anderen ragt ein langes Glasrohr in die Höhe. Durch das erste Rohr leitet man Leuchtgas in die Flasche und entzündet es an der Mündung des langen Rohres. Hierauf öffnet man den Hals der Zuleitung (Fig. 12) und sperrt gleichzeitig den Gashahn. In dem Maße, als das noch vorrätige Gas abbrennt, strömt durch den offenen Hals Luft hinzu. Endlich erreicht das Gemisch von Gas und Luft im Innern der Flasche die Explosionsgrenze. Die Flamme steigt langsam durch das lange Rohr herab, und der Inhalt der Flasche explodiert.

**Flamme.** Einige Körper brennen mit Flamme, z. B. Schwefel, andere verglühen nur, z. B. Kohle oder Eisen. Mit Flamme verbrennen solche Körper, welche durch ihre Verbrennungstemperatur in brennbare Gase verwandelt werden. So verwandelt sich Schwefel, bevor er verbrennt, in (brennbaren) Schwefeldampf, Phosphor in (brennbaren) Phosphordampf. Ohne Flamme brennen solche Körper, welche sich bei ihrer Verbrennung nicht in brennbare Gase verwandeln. Nur wenn hohe Schichten von Kohle brennen, so dass der von unten durchströmende Sauerstoff nicht zur vollkommenen Verbrennung hinreicht, entsteht zunächst Kohlenoxyd, welches dann erst auf der Oberfläche der Schichte, falls hier Sauerstoff vorhanden, mit blauer Flamme brennt.



Die Flamme ist demnach nichts anderes als brennendes Gas. Auch Holz, Kerzensubstanz, Petroleum u. dgl. verwandeln sich unter dem Einfluss der Hitze in brennbare Gase und liefern daher eine Flamme. Wenn man eine Kerzenflamme (Fig. 13) aufmerksam betrachtet, bemerkt man einen dunklen Kegel *k*, einen leuchtenden Theil *l* und einen bläulichen Mantel *h*. Nur an der Oberfläche dieses Flammenmantels ist Sauerstoff zugegen, der sich mit dem Kohlenstoff und dem Wasserstoff unter bedeutender Wärmeentwicklung verbindet. In dem Theile *l* schwebt glühender

Fig. 13.



Kohlenstoff; der dunkle Theil *k* besteht aus brennbaren Gasen, wovon man sich leicht überzeugt, indem man ein doppelt gebogenes Rohr in diesen Theil hält; die brennbaren Gase streichen durch das Rohr und lassen sich an dessen anderem Ende entzünden. Sie rühren davon her, dass die Kerzensubstanz durch die Hitze der Flamme zunächst geschmolzen, dann vom Dochte aufgesogen wird und an dessen Spitze einer Zersetzung (trockenen Destillation) anheimfällt, welche besonders Kohlenoxyd und Kohlenwasserstoffe liefert. —

Die heißesten Stellen der Flamme liegen im Flammenmantel *h*, besonders in der Spitze der Flamme. Der dunkle Kegel ist wenig heiß und enthält keinen Sauerstoff; daher kann man ein Zündholzstückchen in den Kegel einführen, ohne dass es sich entzündet.

Der Docht der Kerze bekommt bei seiner Herstellung eine eigenthümliche Flechtung, welche bewirkt, dass er sich im Innern der Flamme stets nach einer Seite krümmt und so seine Spitze in den heißen Flammenmantel ragen lässt, wo sie gänzlich verbrennt. Würde man dem Dochte diese Eigenschaft nicht ertheilen, so würde er senkrecht durch die Flamme und über dieselbe hinausragen, einen Theil der Wärme ableiten, die Leuchtkraft der Flamme herabsetzen und dieselbe zum Rußen bringen. In früheren Zeiten war dies der Fall, und man musste das Licht öfter »schneuzen«, d. h. den Docht mit einer Schere abschneiden.

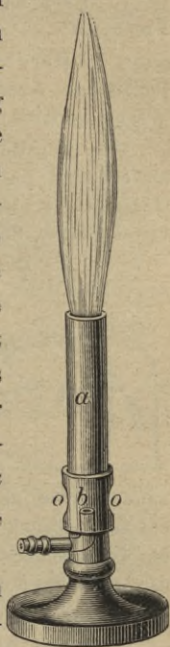
Bläst man mittelst eines Löthrohres Luft in das Innere der Flamme, so verbrennt der Kohlenstoff sofort; die Flamme ist dann heißer, sie leuchtet aber nicht.

**Der Bunsenbrenner.** Leuchtgas ist im wesentlichen ein Gemenge von Kohlenwasserstoffen. Entzündet man es am Ende einer Röhre, so brennt es mit leuchtender Flamme, an welcher man ebenso drei Theile unterscheiden kann wie an einer Kerzenflamme. Der innere Kegel ist hier unverbranntes Leuchtgas. In diesem Kegel kann sich sogar Schießpulver befinden, ohne sich zu entzünden. Man lässt für diesen Versuch das Gas aus einem Lampencylinder austreten, welcher mit einem feinen Drahtnetz bedeckt ist; auf die Mitte des Netzes streut man das Pulver und entzündet das Gas von oben. Erst wenn man den Gaszufluss vermindert, rückt der Flammenmantel gegen die Mitte, und das Pulver verpufft.



Bläst man Luft in die Leuchtgasflamme, so wird sie entleuchtet und heißer. Das Einströmen von Luft in das Innere der Leuchtgasflamme findet beim Bunsenbrenner (Fig. 14) durch die Bewegung des Gases selbst statt. *a* ist ein Rohr, *b* eine feine Öffnung, aus welcher das Gas in das Rohr strömt, *o* sind zwei einander gegenüberliegende Fenster, welche durch einen drehbaren Ring verschlossen oder geöffnet werden können. Wenn die Fenster verschlossen sind, strömt lediglich Gas in das Rohr *a* und brennt aus demselben mit leuchtender Flamme. Sind aber die Fenster geöffnet, so reißt das bei *b* ausströmende Gas Luft durch die Fenster herein, so dass dann im Rohr *a* ein Gemenge von Gas und Luft streicht, welches oben mit nicht leuchtender, aber sehr heißer Flamme brennt. Es kommt vor, dass dieses Gemenge zu wenig Gas oder zu viel Luft enthält und so die Explosionsgrenze erreicht. Die Flamme steigt dann durch das Rohr *a* herunter und brennt bei *b* weiter. Man sagt dann, die Flamme habe eingeschlagen.

Fig. 14.



Die entleuchtete Gasflamme wird zum Heizen nicht nur in Laboratorien, sondern auch in Haushaltungen und Werkstätten verwendet.

**Lampencylinder.** Bekanntlich rußt die Petroleumflamme, wenn sie nicht von einem Cylinderrohr umgeben ist. Wenn sie hingegen im Cylinderrohr brennt, steigen die heißen Verbrennungsgase durch dasselbe auf und saugen von unten Luft nach, welche dann zwischen der Flamme und dem Cylinderrohr streicht. Der Cylinder trägt in der Höhe der Flamme eine Einschnürung, damit dort die Luft gezwungen werde, die Flamme eng zu umgürten. Dadurch findet einerseits eine vollkommenerere Verbrennung statt als ohne Cylinder, andererseits wird eine höhere Temperatur erzeugt, bei welcher der ausgeschiedene Kohlenstoff stärker leuchtet.

**Schornsteine** (Essen) haben einerseits den Zweck, die lästigen, zum Theil auch schädlichen Verbrennungsgase hoch in die Atmosphäre zu entführen; andererseits sollen die heißen Gase eine beträchtliche Höhe gemeinsam zurücklegen, um einen desto kräftigeren Luftzug durch den Ofen zu unterhalten.

**Öfen** sind Vorrichtungen, welche zur Verbrennung des Brennstoffes und zur Verwendung der auftretenden Wärme dienen. Die Öfen sind sehr verschiedener Art:

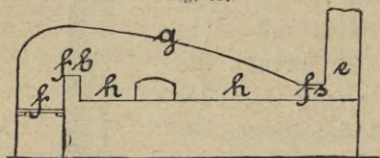
1) Der zu erhaltende Gegenstand ist in unmittelbarer Berührung mit dem Brennstoff:

a) Herdöfen: Der Brennstoff wird in einer einfachen Grube mittelst Gebläseluft verbrannt. Solcher Öfen bedienen sich die Schmiede. Es geht viel Wärme verloren;

b) Hochöfen haben die Form eines Cylinders oder Doppelkegels. Es wird abwechselnd je eine Schichte Brennstoff und eine Schichte des zu erhaltenden Gegenstandes eingefüllt. Trotz der Anwendung gepresster Luft ist die Verbrennung unvollständig. Solche Öfen wirken daher reducierend;

c) der Ringofen wird später beschrieben werden.

Fig. 15.



2) Der zu erhaltende Gegenstand ist nicht mit dem Brennstoff, aber mit den Flammgasen in Berührung:

Flammöfen (Fig. 15). *f* Feuerung, *fb* Feuerbrücke, *h* Herd, *g* Gewölbe, *fs* Fuchs, *e* Esse. Die Flamme steigt von der Feuerung senkrecht auf, prallt

vom Gewölbe ab und stürzt über die Feuerbrücke auf den Herd. Der Fuchs ist ein enger Canal, durch welchen sich die heißen Gase zwingen müssen, um durch die darauffolgende Ausdehnung in der Esse den Luftzug zu unterhalten. Je nachdem man durch die Feuerung viel oder wenig Luft treten lässt, wirken die Flammöfen oxydierend oder reducierend.

3) Der zu erhaltende Gegenstand ist weder mit dem Brennstoff noch mit der Flamme in Berührung, sondern in einem Gefäß eingeschlossen: Dampfkesselfeuerungen, Retortenöfen für Leuchtgaserzeugung u. s. w.

Statt den Brennstoff mit einer reichlichen Menge Luft vollkommen zu verbrennen, kann man die Verbrennung in zwei Stadien vornehmen: Man verbrennt den Brennstoff mit einer ungenügenden Luftmenge zu Kohlenoxyd, leitet dieses an den Ort des Verbrauches und verbrennt es mit einer neuen Menge Luft zu Kohlensäure. Diese Art der Heizung heißt Generatorgas-Feuerung.

Der Generator (Fig. 16) ist ein Schacht, welcher mit großen Mengen von Brennstoff gefüllt wird und nur geringe Mengen von Luft, sogenannte primäre Luft, zutreten lässt. Aus dem Generator entweicht daher seitwärts ein Gemisch von Kohlenoxyd und Stickstoff. Meistens ist unter dem Generator ein Wassergefäß angebracht. Hie und da fallen glühende Kohlenstückchen durch den Rost in das Wasser. Dadurch wird etwas Dampf entwickelt, welcher aufwärts durch die glühenden Kohlen streicht und so etwas Wassergas erzeugt (Seite 70), so dass dem Generatorgas auch Wasserstoff beigemischt ist. Das heiße Generatorgas geht nun durch den Wärmespeicher oder Regenerator (Fig. 17 und 18). Zum Verständnisse der Zeichnungen sei bemerkt, dass die Figuren 17 und 18 zusammengehören, und zwar stelle man sich vor, dass die

Figur 18 aus der Papierebene herausgedreht und mit den Stellen  $g l l_1 g_1$  unter einem rechten Winkel an Figur 17 angeschlossen sei. Das Gas findet bei  $w$  eine sogenannte Wechselklappe, muss daher links weiterziehen, gelangt nach  $g$  und streicht von hier senkrecht hinauf durch ein steinernes Gitterwerk nach 1. Gleichzeitig tritt Luft, sogenannte secundäre Luft, von entgegengesetzter Richtung ein, findet bei  $w_1$  eine Wechselklappe, muss daher links weiterziehen, gelangt nach  $l$  und streicht von hier senkrecht hinauf durch ein steinernes Gitterwerk nach 2. Bei 1 und 2 treffen also Generatorgas und Luft zusammen. Beide sind so heiß (siehe unten), dass sie sich entzünden. Die Flamme stürzt sich auf den Herd, welcher die zu erheizenden Stoffe trägt. Die heißen Verbrennungsgase strömen, durch den Luftzug der Esse gesogen, theils bei 3, theils bei 4 in steinerne Gitterwerke nach abwärts und gelangen nach  $l_1$  und  $g_1$ , von wo sie wagrecht weiterziehen. Der eine Theil zieht hinter  $w_1$ , der andere hinter  $w$  zur Esse.

Fig. 16.

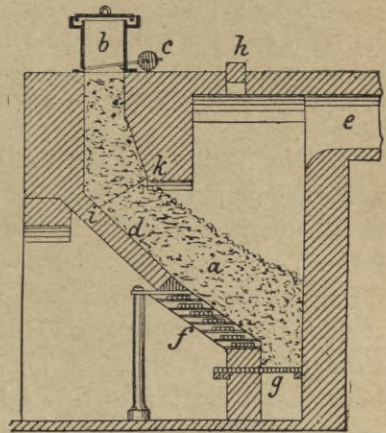


Fig. 17 und 18.

Fig. 17: A cross-sectional diagram of a furnace showing a central hearth labeled 'Herd'. On either side of the hearth are four vertical columns labeled 1, 2, 3, and 4. Below columns 1 and 2 are boxes labeled 'g' and 'l'. Below columns 3 and 4 are boxes labeled 'l<sub>1</sub>' and 'g<sub>1</sub>'. Arrows indicate the flow of gases and air through these columns.

Fig. 18: A cross-sectional diagram of a furnace showing a central hearth labeled 'Esse'. Above the hearth is a chamber with four vertical columns labeled 'g', 'l', 'l<sub>1</sub>', and 'g<sub>1</sub>'. Arrows indicate the flow of 'Luft' (air) and 'Generatorgas' (generator gas) into the columns, and 'Verb. gas' (combustion gas) out. A valve 'w<sub>1</sub>' is located between the columns. Below the hearth, a 'Zur' (to) label points to the 'Esse' (stove) and a valve 'w' is shown. 'Generatorgas' is also shown entering from the bottom.

Hierbei geben die Verbrennungsgase ihre große Wärmemenge an das Gitterwerk und die berührten Mauern ab. Nach einiger Zeit werden beide Wechselklappen um 90° gedreht. Das Generatorgas muss nun bei  $w$  rechts vorbei, die secundäre Luft bei  $w_1$  rechts vorbei, sie gelangen nach  $g_1$  und  $l_1$  und steigen hier senkrecht hinauf durch die steinernen Gitter nach 4 und 3. Auf diesem Wege haben sich beide an den heißen Steinen bedeutend erwärmt und treffen daher bei 4 und 3 so heiß zusammen, dass sie sich entzünden. Die Flamme stürzt sich auf den Herd. Die Verbrennungsgase strömen theils bei 2, theils bei 1 nach abwärts und gelangen nach  $l$  und  $g$ , von wo sie wagrecht weiterziehen. Der eine Theil zieht hinter  $w_1$ , der andere hinter  $w$  zur Esse. Hierbei geben die Verbrennungsgase ihre große Wärmemenge an die linke Hälfte des Wärmespeichers ab u. s. f.

Es ist ersichtlich, dass bei dieser Art von Flammöfen die Wärmeverluste sehr verringert werden. Die erzielten Temperaturen sind daher sehr hoch. Einen

großen Vortheil bieten sie auch dadurch, dass in ihren Canälen sich die Flugasche absetzt, weshalb man im Generator sogar die schlechtesten Brennstoffe, z. B. Torf, anwenden darf. Der Wärmespeicher ist eine Erfindung der Gebrüder Siemens und hat in manchen Betrieben eine großartige Verbesserung hervorgerufen, so besonders in der Erzeugung des Leuchtgases, in der Glasfabrication und in der Eisenindustrie.

**Die trockene Destillation der Steinkohlen.** In den Steinkohlen sind die Elemente C, O, H, N, S enthalten. Bei der trockenen Destillation der Steinkohle bilden diese Elemente untereinander einfache Verbindungen, welche bei der hohen Temperatur alle in gasförmigem Zustand entweichen, während ein großer Theil des Kohlenstoffes sammt der Asche als Koks zurückbleibt. Von den gasförmigen Producten lässt sich ein Theil durch Abkühlung verdichten und bildet dann die beiden Flüssigkeiten Theer und Gaswasser. Ein anderer Theil bleibt gasförmig. Dieser wird von gewissen Bestandtheilen gereinigt und dann als Leuchtgas oder als Heizgas verwendet.

Die trockene Destillation der Steinkohlen wurde früher nur wegen des Leuchtgases vorgenommen; heute aber wird mehr Kohle auf Koks verarbeitet als auf Leuchtgas. Die beiden Betriebe unterscheiden sich in manchen Punkten wesentlich voneinander.

### Die Erzeugung des Leuchtgases.

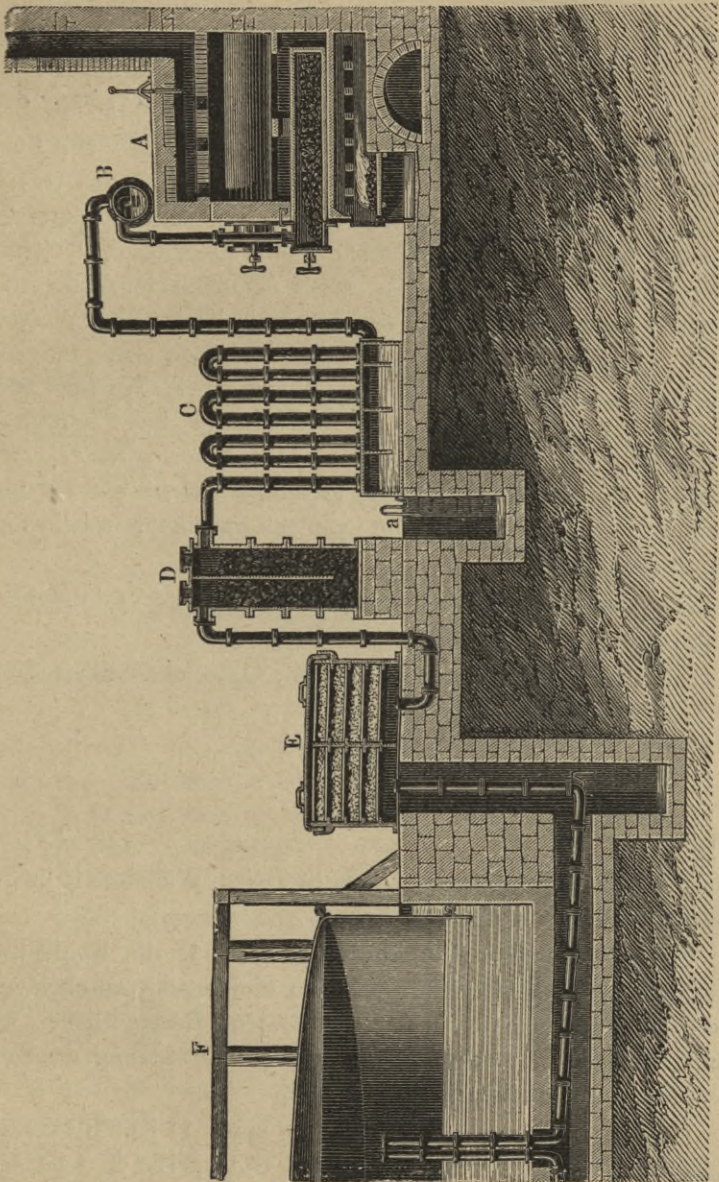
Die geeignete Steinkohle wird in irdenen Retorten von elliptischem Querschnitt, 3 m Länge,  $\frac{1}{2}$  m Breite,  $\frac{1}{3}$  m Höhe erhitzt, welche vorne mit einem eisernen Mundstück versehen sind. Aus dem eisernen Mundstück steigt ein Rohr senkrecht auf (Fig. 19).

Der irdene Theil befindet sich im Ofen A, der eiserne ragt aus demselben links hervor.

Das Mundstück trägt auch eine eiserne Thür zum Füllen und Entleeren der Retorten. Mehrere Retorten liegen neben- und übereinander in dem Ofen, welcher mit Generator und Regenerator versehen ist, ähnlich wie auf Seite 81 beschrieben. Nur kleine Fabriken verwenden gewöhnliche Rostfeuerung. Die aufsteigenden Rohre sind oben zweimal gekrümmt und münden alle in ein weites wagrechtes Rohr, die Hydraulik B. In der Hydraulik verdichtet sich ein Theil der Destillationsproducte als Theer; ein anderer Theil entweicht oben durch ein Rohr in den Kühler oder Condensator C.

Die Hydraulik hat einen seitlichen Abfluss, so dass der Theer immer dieselbe Höhe einnimmt. Da die Steigrohre mit ihren Enden in den Theer eintauchen, bildet dieser einen Verschluss zwischen

Fig. 19.



dem Inhalt der Retorten einerseits und der Hydraulik anderseits. Wenn diese Einrichtung nicht getroffen wäre, würde im Falle eines Retortenbruches durch die beschädigte Stelle Luft in die Hydraulik

und somit in den ganzen Apparat gelangen, wodurch das Gas verschlechtert würde.

Der Kühler *C* besteht aus einem Kasten, auf welchen mehrere weite und hohe Röhren aufgesetzt sind. Die Röhren sind oben  $\cap$ förmig gekrümmt und haben den Zweck, das Gas zur Zurücklegung eines großen Weges zu zwingen. Damit nun das Gas nicht den kürzeren Weg quer durch den Kasten zurücklege, besitzt dieser senkrecht unter jeder Rohrkrümmung eine Querwand, welche fast bis zum Boden reicht. Das Gas muss demnach im Zickzack alle Röhren passieren und setzt hiebei abermals Theer und Wasser ab. Durch den Schwanenhals *a* wird die Flüssigkeit stets in gleicher Oberfläche gehalten. Der Theer, schwerer als Wasser und in diesem unlöslich, setzt sich zu Boden und fließt durch den Schwanenhals in die Theergrube. Aus dieser wird er von Zeit zu Zeit in große eiserne Cylinder gepumpt, welche auf Eisenbahnwagen montiert sind, und gelangt in eigene Fabriken, welche Theerdestillieren heißen.

Das Gas enthält nun hauptsächlich folgende Verbindungen:

aus **C** und **O**:  $\text{CO}$  und  $\text{CO}_2$ ,

aus **C** und **H**:  $\text{CH}_4$ ,  $\text{C}_2\text{H}_6$ ,  $\text{C}_2\text{H}_4$ ,  $\text{C}_2\text{H}_2$ ,  $\text{C}_6\text{H}_6$  und andere Kohlenwasserstoffe,

aus **C** und **S**:  $\text{CS}_2$ ,

aus **O** und **H**:  $\text{H}_2\text{O}$ ,

aus **O** und **S**:  $\text{SO}_2$ ,

aus **H** und **N**:  $\text{NH}_3$ ,

aus **H** und **S**:  $\text{H}_2\text{S}$ . Ferner enthält es freien Wasserstoff in großer Menge (fast die Hälfte seines Raumes).

Für das Leuchtgas brauchbar sind: 1) die Kohlenwasserstoffe, welche in der Hitze glühenden Kohlenstoff abscheiden und so die Flamme leuchtend machen, 2) jene Bestandtheile, welche durch ihre hohe Verbrennungswärme diese Zersetzung der Kohlenwasserstoffe ermöglichen:  $\text{H}_2$ ,  $\text{CO}$ ,  $\text{CH}_4$ .

Unbrauchbar für das Leuchtgas sind: 1) jene Bestandtheile, welche nicht brennbar sind:  $\text{CO}_2$ ,  $\text{H}_2\text{O}$ ,  $\text{SO}_2$ ,  $\text{NH}_3$ , 2) jene, welche bei ihrer Verbrennung übelriechende oder gesundheitsschädliche Producte liefern:  $\text{H}_2\text{S}$  und  $\text{CS}_2$ .

Die Kohlensäure  $\text{CO}_2$  wird durch gelöschten Kalk  $\text{Ca}[\text{OH}]_2$  als  $\text{CaCO}_3$  festgehalten.

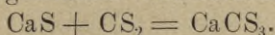
Wasser  $H_2O$  wird aus dem Gase nicht entfernt, weil dieses doch wieder über Wasser gesammelt werden muss.

Schwefeldioxyd  $SO_2$  wird durch  $Ca[OH]_2$  als schwefeligsaurer Kalk  $CaSO_3$  festgehalten.

Ammoniak  $NH_3$  wird von dem Wasser des Condensators und des Scrubbers vollkommen absorbiert.

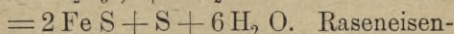
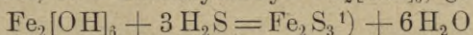
Schwefelwasserstoff  $H_2S$  wird zum Theil von  $Ca[OH]_2$  in Calciumsulfid verwandelt:  $Ca[OH]_2 + H_2S = CaS + 2H_2O$ .

Schwefelkohlenstoff  $CS_2$  wird von dem so entstandenen Calciumsulfid als sogenanntes Sulfocarbonat festgehalten:



Vergleiche  $CaO + CO_2 = CaCO_3$  (Schwefel an Stelle des Sauerstoffes).

Die Hauptmenge des Schwefelwasserstoffes jedoch wird durch Raseneisenstein, d. i. Eisenhydroxyd  $Fe_2[OH]_6$ , gebunden:



stein hat gegenüber Kalk den Vorzug, dass er leicht wieder brauchbar gemacht werden kann. Man breitet nämlich die unbrauchbar gewordene schwarze Masse  $\underline{2FeS + S}$  im Freien aus und schaufelt sie öfters um. Sauerstoff und Feuchtigkeit der Luft bewirken allmählich folgende chemische Veränderung:

$\underline{2FeS + S} + 3O + 3H_2O = Fe_2[OH]_6 + 3S$ . Nach mehrmaligem Gebrauch enthält die Masse viel Schwefel und wird daher zur Erzeugung von Schwefelsäure verwendet.

Nach diesen Ausführungen ist der Zweck der folgenden Einrichtungen leicht verständlich.

Der Wäscher oder Scrubber *D* ist ein eiserner Cylinder, welcher mit Koksstücken gefüllt ist. Über die Koksstücke rieselt Wasser. In der Mitte des Scrubbers befindet sich eine Querwand, welche fast zum Boden reicht, damit das oben rechts eintretende Gas gezwungen werde, die Koks zu durchdringen und erst dann oben links auszutreten. Hier werden nebst Ammoniak die letzten Reste Theer zurückgehalten. Es gibt auch anders eingerichtete Scrubber.

Der Reiniger *E* ist ein Kasten mit mehreren wagrechten Platten, auf denen abwechselnd Raseneisenstein und Kalk ausgebreitet sind. Er ist so eingerichtet, dass das Gas im Zickzack alle Fächer passieren muss. Von da tritt das Gas, genügend rein, in den

<sup>1)</sup>  $Fe_2S_3$  ist nicht beständig.

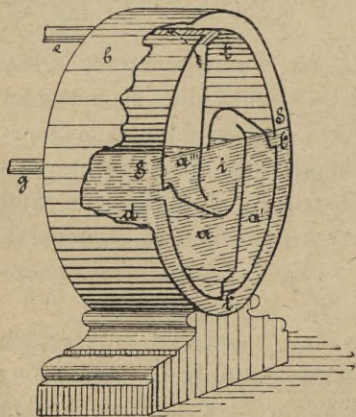
Gasbehälter *F*, eine große Glocke aus starkem Blech, welche längs eines Gerüsts gehoben und gesenkt werden kann und zu diesem Zwecke mit Gegengewichten versehen ist. Die Glocke befindet sich anfangs in einer entsprechend großen Grube. Grube und Glocke sind mit Wasser gefüllt. Sobald nun Gas eintritt, wird die Glocke gehoben. Es gibt Gasbehälter, welche aus mehreren Glocken bestehen, die fernrohrartig ineinander stecken; solche Behälter fassen mehr Gas. Aus dem Behälter strömt das Gas in die Rohrleitung.

Exhaustor. Die Wände der Retorten sind so heiß, dass die entstehenden Kohlenwasserstoffe, wenn sie zu lang in den Retorten blieben, alsbald in Kohlenstoff und Wasserstoff zersetzt würden. Es ist daher zwischen Scrubber und Reiniger ein Pumpwerk, der Exhaustor, angebracht, durch welchen das Gas aus den Retorten gesogen und gegen den Behälter gepresst wird. Trotzdem zersetzt sich ein Theil der Kohlenwasserstoffe an den heißen Retortenwänden, so dass sich an diesen der Kohlenstoff in immer dickeren Schichten als sogenannte Gaskohle oder Retortengraphit ablagert. Die Gaskohle ist sehr dicht und leitet die Elektrizität vorzüglich, weshalb sie zur Herstellung der Kohlenstifte für Bogenlampen und der Kohlenplatten für galvanische Elemente dient.

Gasuhren oder Gasometer dienen dazu, die von den Abnehmern verbrauchten Gasmengen zu messen.

Fig. 20 zeigt die gebräuchlichste Gasuhr. In einem cylindrischen Behälter *b*

Fig. 20.



befindet sich eine Trommel *t*, welche aus vier Kammern besteht; die Trommel ist um die Cylinderachse drehbar. Der Behälter ist zur größeren Hälfte mit Wasser gefüllt; *S* Wasserspiegel. Durch das Rohr *g* tritt das Gas ein, durch das Rohr *e* entweicht es. Das Rohr *g* mündet oberhalb *i*. Das ausströmende Gas drückt auf den darüber befindlichen Flügel und setzt dadurch die Trommel in Bewegung. Daher wird die Kammer *a'*, welche gegenwärtig zum größten Theil im Wasser ruht, bald über den Wasserspiegel kommen und dann das aufgesammelte Gas entlassen. Inzwischen wird der Flügel *a* in jene Lage kommen, welche gegenwärtig *a'* einnimmt, u. s. f. Die Zahl der Umdrehungen, durch ein Zählwerk angezeigt, ist daher ein Maß für die durchgegangene Gasmenge. Die Bewegung der Trommel hört natürlich

nach dem Absperrn der Uhr auf.



Zum Abbrennen des Gases dienen verschiedene Brenner: Einlochbrenner zum Heizen, Schmetterlingsbrenner aus Speckstein für flache Flammen ohne Cylinder, Argandbrenner mit einem Kreise kleiner Öffnungen für langgestreckte Flammen mit Cylinder u. s. w.

Die gewöhnliche Leuchtgasflamme bringt viel Kohlensäure und viel Wärme hervor, wodurch die Luft bewohnter Räume sehr verschlechtert wird. Da aber die Beleuchtung nur auf die Gewinnung des Lichtes abzielt, ist die auftretende Wärme nicht erwünscht. Das Ideal der Beleuchtung: viel Licht und keine Wärme («kaltes Licht») ist noch nicht erreicht, doch nähern sich demselben am meisten: die elektrische Beleuchtung, das Auer'sche Glühlicht und die Acetylenbeleuchtung.

### Das Auer'sche Glühlicht.

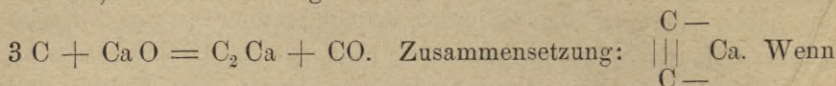
Alle festen Körper strahlen bei hoher Temperatur Licht aus, und zwar herrscht bei etwa 700° dunkle Rothglut, bei etwa 1000° helle Rothglut, bei etwa 1300° Weißglut. In den elektrischen Glühlampen ist es ein Kohlenfaden, welcher im luftverdünnten Raume glüht, beim elektrischen Bogenlicht sind es die glühenden und verbrennenden Kohlenstifte, in der Flamme der Kerze, des Petroleums, des Leuchtgases ist es der glühende Ruß, welcher Licht spendet. Sehr kräftig ist das Drummond'sche Kalklicht, ein Kegel aus gebranntem Kalk, welcher im Knallgasgebläse weißglüht; es wurde früher auf Leuchttürmen verwendet, ist aber heute durch das Bogenlicht ersetzt.

Besonders stark glüht ein Gemenge von Thoroxyd mit etwas Ceroxyd, wenn es durch die entleuchtete Gasflamme erhitzt wird. Dieses Glühlicht erfand Auer von Welsbach. Es zeichnet sich überdies durch sehr geringen Gasverbrauch aus. Um einen Glühkörper von großer Oberfläche herzustellen, wird ein schlauchartiges Baumwollgewebe mit einer Lösung von Thoroxyd und Ceroxyd getränkt, dann getrocknet und verbrannt. Die Baumwolle verbrennt, die Oxyde bleiben in der Gestalt des Gewebes zurück und bilden den sogenannten Glühstrumpf, welcher in geeigneter Weise über einem Bunsenbrenner angebracht wird.

### Acetylenlicht.

Ein Chemiker machte den Versuch, aus gebranntem Kalk, d. i. Calciumoxyd, durch Reduction mit Kohle das Metall Calcium zu gewinnen:  $C + CaO = Ca + CO$ , aber statt eines glänzenden

Metalles entstand eine graue, unscheinbare Masse, das Calciumcarbid, eine Verbindung von Calcium und Kohlenstoff:



Calciumcarbid mit Wasser in Berührung kommt, findet folgende Umsetzung statt:  $\text{C}_2 \text{ Ca} + \text{H}_2 \text{ O} = \text{C}_2 \text{ H}_2 + \text{Ca O.}$

Das entstandene Calciumoxyd verbindet sich mit dem übrigen Wasser zu Calciumhydroxyd.

Seit dieser Entdeckung wird Calciumcarbid im großen hergestellt. Man verwendet dazu die höchste erreichbare Temperatur, die des elektrischen Ofens. Carbid ist heute ein Handelsartikel. Es wird von dem Consumenten selbst in geeigneten Apparaten mittelst Wassers zersetzt. Das Acetylen besitzt wegen seines hohen Kohlenstoffgehaltes (Seite 72) eine hohe Leuchtkraft. Seiner Verwendung zu großen Beleuchtungsanlagen stehen derzeit noch Hindernisse entgegen.

### Die Gewinnung der Koks

unterscheidet sich von der des Leuchtgases in vielen Beziehungen. Die Kohle befindet sich nicht in Retorten, sondern in gemauerten schmalen Kammern. Nebenproducte sind Theer, Gaswasser und Gas. Das Gas besitzt nur geringe Leuchtkraft, weil seine Kohlenwasserstoffe durch die höhere Temperatur zersetzt werden; es wird daher im Betriebe selbst zum Heizen der Kammern verwendet, während umgekehrt die Leuchtgasfabriken ihre eigenen Koks zum Heizen der Retorten benützen. Der Theer der Kokereien wird an Destillieren verkauft, ist aber auch minderwertig.

Das Gaswasser der Leuchtgasfabriken und der Kokereien enthält hauptsächlich Ammoniak und Kohlensäure gelöst als Ammoniumcarbonat. Es wird mit gelöschtem Kalk versetzt und erhitzt:  $[\text{NH}_4]_2 \text{ CO}_3 + \text{Ca}[\text{OH}]_2 = \text{Ca CO}_3 + 2 \text{ NH}_3 + 2 \text{ H}_2 \text{ O.}$  Das entweichende Ammoniakgas wird über verdünnte Schwefelsäure geleitet:  $2 \text{ NH}_3 + \text{H}_2 \text{ SO}_4 = [\text{NH}_4]_2 \text{ SO}_4,$  und so Ammoniumsulfat erhalten, welches sich bei zunehmender Menge aus der Säure abscheidet. Ammoniumsulfat ist Handelsgegenstand und dient entweder als Stickstoffdünger oder zur Erzeugung anderer Ammoniumsalze oder des Ammoniaks (z. B. für die Sodafabrication).

Über die Verarbeitung des Theers wird im zweiten Bande die Rede sein.

## Siliciumcarbid oder Carborundum, CSi.

Wenn Sand  $\text{SiO}_2$  bei der hohen Temperatur des elektrischen Ofens ( $3500^\circ$ ) mit Kohle reducirt wird, entsteht Carborundum als eine grüne, glänzende Krystallmasse. Seine Härte ist nahe der des Diamanten. Es wird daher gepocht und sein Pulver als vorzügliches Schleifmittel verwendet.  $\text{SiO}_2 + 3\text{C} = 2\text{CO} + \text{CSi}$ .

## Die Metalle.

Die Metalle unterscheiden sich von den Nichtmetallen hauptsächlich in folgendem: Die meisten haben ein größeres specifisches Gewicht, ein bedeutendes Leitungsvermögen für Wärme und Elektrizität und besonders den eigenthümlichen »Metallglanz« (in compactem Zustande). Sie sind geschmeidig,<sup>1)</sup> d. h. sie geben dem Druck und dem Zug nach, lassen sich hämmern, walzen, strecken, biegen, dehnen, ziehen. Bei gewöhnlicher Temperatur sind sie fest, mit Ausnahme des Quecksilbers, das erst bei  $-39^\circ$  erstarrt. Ihre Härte ist meist gering, die härtesten sind Eisen und Kupfer. Alle sind schmelzbar, die meisten auch vergasbar. Von besonderer Farbe sind nur Gold und Kupfer, die übrigen sind weiß oder grau. Untereinander bilden sie theils Gemenge, theils Verbindungen, welche Legierungen heißen. Die Legierungen des Quecksilbers heißen Amalgame. Legierungen besitzen meist die Eigenschaften ihrer Bestandtheile, so dass man zu den Vorzügen eines Metalles noch die Vorzüge eines anderen hinzufügen kann, indem man beide in beliebigem Verhältnisse legiert (Härte, Politurfähigkeit, Leitungsvermögen u. s. w.). Die Legierungen schmelzen meist bei geringerer Temperatur als die Bestandtheile; so kann man aus gewissen Metallen, welche einzeln erst ober  $200^\circ$  schmelzen, Legierungen herstellen, welche in heißem Wasser schmelzen.

Nach dem specifischen Gewicht theilt man die Metalle ein in leichte und schwere; die Grenze bildet das specifische Gewicht 5. Von den Leichtmetallen sind einige (Na, K) leichter als Wasser; von den Schwermetallen haben einige ein sehr hohes specifisches Gewicht. Lediglich zum Vergleiche sind hier die bekanntesten Metalle mit ihren specifischen Gewichten aufgezählt:

<sup>1)</sup> Der Gegensatz zu »geschmeidig« ist »spröde«. Ein Körper ist spröde, wenn er durch Druck in kleine Theile zerfällt (gewöhnlicher Schwefel, Glas).

Mg 1·7	Sn 7·3	Ag 10·5
Al 2·6	Fe 7·8	Pb 11·4
Sb 6·7	Cu 8·9	Hg 13·6
Zn 7·1	Bi 9·8	Au 19·3
		Pt 21·5.

Die Metalle Na und K nennt man Alkalimetalle, die Metalle Ca, Sr, Ba Erdalkalimetalle.

Die Chloride der Metalle werden durch Wasser nicht zersetzt, sondern meist ohne chemische Veränderung gelöst, während die Chloride der Nichtmetalle durch Wasser zersetzt werden, z. B.:  $\text{PCl}_3 + 3\text{HOH} = 3\text{HCl} + \text{P}[\text{OH}]_3$ .

Während die Oxyde der meisten Nichtmetalle mit Wasser Säuren bilden, liefern die meisten Metalloxyde mit Hydratwasser Basen. Viele Metalle vermögen mehrere Oxyde zu liefern. Je höher ihr Gehalt an Sauerstoff, desto mehr geht ihr basischer Charakter in den sauren Charakter über. Auch gibt es Metalloxyde, welche je nach den Verhältnissen die Rolle einer Base oder einer Säure spielen, z. B. Aluminiumoxyd.

Die Zahl der Metalle ist größer als die der Nichtmetalle. Man erwähnt bei Besprechung der Metalle auch die Verbindungen der Atomgruppe Ammonium (Seite 47).

Was das Vorkommen in der Natur betrifft, so finden sich: 1) einige gediegen, d. h. in elementarem Zustande vor, z. B. Pt, Au, Ag, Cu; solche Metalle bedürfen meist nur eines mechanischen Reinigungsprocesses; 2) einige als Oxyde, Hydroxyde oder Carbonate, z. B. Sn, Fe, Zn, Cu; solche Metalle werden durch Reduction mit Kohle gewonnen; 3) die meisten als Sulfide (Kiese, Blenden, Glanze), z. B. Zn, Cu, Sb, Pb; solche Metalle werden entweder durch vorherige Röstung der Sulfide und nachherige Reduction der Oxyde oder durch einfache Umsetzung mit Eisen gewonnen; 4) einige als Chloride, Sulfate u. dgl., z. B. Na, K, Mg, Cu; solche Metalle werden entweder durch Elektrolyse oder durch mannigfache andere Prozesse gewonnen. Bei der Elektrolyse der Salze scheiden sich die Metalle am negativen Pol ab. — Man nennt jene Mineralien, aus welchen sich Metalle mit Vortheil im großen gewinnen lassen, **Erze**. Die Lehre von der Gewinnung der Metalle heißt Metallurgie.

## Natrium, Na = 23.

Das Natrium findet sich in großen Mengen als Chlorid vor (Steinsalz, Kochsalz, Seesalz). Es wird durch Reduction seines Carbonats (Soda) gewonnen:  $\text{Na}_2\text{CO}_3 + 2\text{C} = 3\text{CO} + \text{Na}_2$ . Es ist ein silberweißes, glänzendes Metall, leichter als Wasser und so weich, dass es sich schneiden lässt. Es hat eine sehr große Affinität zu Cl, O, S und anderen Elementen; es zersetzt daher Wasser:  $\text{HOH} + \text{Na} = \text{NaOH} + \text{H}$  unter Entwicklung von Wasserstoff, wobei eine große Wärmemenge auftritt und das Metall als geschmolzene Kugel, von dem Wasserstoffgas getragen, auf dem Wasser hin- und herschwimmt; doch reicht die Wärmemenge nicht zur Entzündung des Wasserstoffes hin, wie dies bei Kalium der Fall ist; wenn man es aber durch unterlegtes Papier festhält, wird die Wärme durch Reibung derart vermehrt, dass Entzündung eintritt. — Da Natrium durch Wasser in Natriumhydroxyd und auch an der Luft bald in  $\text{Na}_2\text{O}$ ,  $\text{NaOH}$  und  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  verwandelt wird, bewahrt man es unter Petroleum auf.

## Chlornatrium, NaCl.

Große Mengen Chlornatrium finden sich als Steinsalz (Galizien, Stassfurt) in so reinem Zustande vor, dass es nur gebrochen zu werden braucht, um in den Handel zu gelangen. In den alpinen Salzbergen hingegen ist es mit Gips ( $\text{CaSO}_4$ ) und anderen Stoffen vermenget und muss daher durch Krystallisation gereinigt werden. In den Salzbergwerken werden Höhlen gegraben und mit Wasser gefüllt. Das Wasser lässt einige Stoffe (Thon) ungelöst, löst aber  $\text{NaCl}$ , etwas Gips und Salze des Magnesiums. Die Lösung heißt Sole. Sie wird zu Thal geleitet und durch Abdampfung zur Krystallisation gebracht. Aus manchen Bergwerken fließt eine natürliche Sole ab, welche aber noch nicht sudwürdig, d. h. nicht genug concentrirt ist. Diese lässt man über hohe Wände aus Ruthenbündeln rieseln. Dadurch kommt die Sole mit der Luft in innige Berührung, Wasser verdunstet, ein Theil der schwerlöslichen Bestandtheile (Gips, kohlsaure Kalk) scheidet sich als Dornenstein aus, und die Sole fließt unten sudwürdig ab. Solche Anlagen heißen Gradierwerke (Reichenhall). Der umgebenden salzhaltigen Luft wird eine heilkräftige Wirkung gegen Lungenleiden zugeschrieben. Die Abdampfung erfolgt in den Sudhäusern oder Salinen mittelst flacher eiserner Pfannen. Die Temperatur wird

unter dem Siedepunkt gehalten, damit sich ein reines Salz ausscheide. Zuerst sondern sich die schwerlöslichen Stoffe (Gips) als Pfannenstein ab, welcher bisweilen von dem Pfannenboden abgelöst werden muss, weil er die Wärmeleitung vermindert; während dieser Reinigung sind andere Pfannen im Betriebe. Später fällt Kochsalz in kleinen Krystallen aus. Es wird mittelst durchlochter Krücken auf eine schiefe Ebene, die Traufbühne, gezogen, welche an den Seiten der Pfanne angebracht ist; die Mutterlauge fließt von da in die Pfanne zurück; sie enthält außer Kochsalz besonders die leichtlöslichen Magnesiumsalze. An manchen Orten wird die Mutterlauge abgedampft und der Rückstand als Mutterlaugensalz verkauft, welches für Heilbäder verwendet wird. Das feuchte Kochsalz kommt noch auf eine Trockentenne, wird dann in Säcke verpackt und versendet.

Meerwasser enthält ungefähr 3% Chlornatrium. In der flachen Meeresküste werden seichte Gruben gemacht, welche sich zur Zeit der Flut mit Seewasser füllen. Zur Zeit der Ebbe verdunstet das Wasser unter der Sonnenwärme; der Abgang ersetzt sich durch die nächste Flut, und so entsteht zuletzt eine concentrirte Salzlösung. Diese wird in andere Gruben geleitet, welche der Flut nicht zugänglich sind, und hier durch die Sonnenwärme bis zur Krystallisation verdunstet. Meersalz hat meist den Übelstand, dass es feucht ist, weil es Magnesiumsalze enthält, welche zerfließlich sind. Man kann es von denselben einigermaßen befreien, indem man es zu Haufen schichtet und dem Regen überlässt. Ein vorzügliches Seesalz wird bei Setubal in Portugal gewonnen. — Im hohen Norden wird Seesalz mit Hilfe der Kälte gewonnen. Aus Salzlösungen krystallisiert nämlich in der Kälte nur reines Eis, so dass nach Entfernung desselben eine immer stärkere Lösung erhalten wird, welche zuletzt versotten wird.

Chlornatrium ist ein unentbehrliches Genussmittel. Als Würze der menschlichen Nahrung nennt man es Kochsalz; als Rohstoff für Natriumsulfat, Soda u. s. w. wird es Industriesalz genannt. Unreines Chlornatrium wird als Viehsalz verwendet. In Oesterreich-Ungarn und in anderen Staaten ist die Erzeugung und der Verschleiß des Salzes Staatsmonopol. Obwohl es billig ist, bildet es doch eine bedeutende Einnahmsquelle. Industriesalz und Viehsalz werden billiger verkauft und, damit sie für Speisen unbrauchbar seien, denaturiert, d. h. mit fremden Stoffen absichtlich verunreinigt.

Industriesalz bildet die allergrößten Mengen des verbrauchten Chlornatriums. Von dem Bedarf an Industriesalz hängt die Salzförderung wesentlich ab. Daher verbraucht England ungefähr fünfmal soviel Steinsalz als Österreich.

Chlornatrium krystallisiert in Würfeln. Bei hoher Temperatur schmilzt und verdampft es. Seine Löslichkeit ist bei 0° und bei 100° fast gleich.

### Krystallwasser.

Wenn man einen Krystall Kupfervitriol erhitzt, so zerfällt er, gibt Wasserdampf ab und geht endlich aus der blauen Farbe in die weiße über. Befeuchtet man den weißgebrannten Vitriol  $\text{CuSO}_4$  mit Wasser, so nimmt er wieder die blaue Farbe an; löst man ihn in Wasser und bringt die Lösung zur Krystallisation, so erhält man wieder Krystalle von der früheren Gestalt. Daraus geht hervor:

1) Dass der krystallisierte Kupfervitriol Wasser enthält,

2) dass dieses Wasser durch Erhitzen leicht ausgetrieben wird, was bei dem Hydratwasser (z. B. des Calciumhydroxydes  $\text{Ca}[\text{OH}]_2$ ) nicht der Fall ist,

3) dass durch dieses leicht gebundene Wasser sowohl die Farbe des Vitriols als auch seine Krystallgestalt bedingt ist. Man nennt daher diese Art des gebundenen Wassers Krystallwasser.

Die quantitative Analyse ergibt, dass die Menge des Krystallwassers für dieselbe Substanz stets dieselbe ist. Sie beträgt z. B. bei Kupfervitriol 5 Molecüle. Man gibt daher dem Vitriol die Formel  $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ . Diese Schreibung mit dem Punkte soll andeuten, dass der Zusammenhang zwischen dem Salz und seinem Krystallwasser zwar inniger als bei einem Gemenge, aber doch geringer als bei einer chemischen Verbindung sei.

Manche Salze krystallisieren ohne Krystallwasser, z. B. Chlornatrium, die meisten aber mit Krystallwasser.

### Natriumcarbonat oder Soda, $\text{Na}_2\text{CO}_3$ .

Das secundäre Natriumcarbonat krystallisiert entweder mit 1 Molecül Wasser als Sodasalz oder mit 10 Molecülen Wasser als Krystallsoda. Es gehört zu den allerwichtigsten Erzeugnissen der chemischen Industrie.

Bis zum Ende des 18. Jahrhunderts wurde Soda durch Trocknen und Verbrennen gewisser Seepflanzen gewonnen, deren Asche reich an Natriumcarbonat ist. Diese Industrie wurde besonders

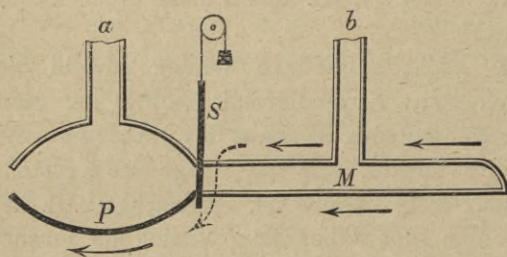
in Spanien betrieben, an dessen Küsten zu diesem Zwecke die geeigneten Seepflanzen gepflegt wurden. Sie genügte aber endlich dem gesteigerten Bedarfe nicht mehr. Die französische Akademie der Wissenschaften schrieb einen Preis aus für den, welcher aus Steinsalz, dem verbreitetsten Natriumsalze, Soda darstellen lehrte. Dieses Problem wurde von Leblanc gelöst.

Sein Verfahren besteht in folgenden Reactionen:

- I.  $\text{NaCl} + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{NaHSO}_4 + \text{HCl}$  } (Seite 14).  
 II.  $\text{NaCl} + \text{NaHSO}_4 = \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{HCl}$  }  
 III.  $\text{Na}_2\text{SO}_4 + 4\text{C} = 4\text{CO} + \text{Na}_2\text{S}$ .  
 IV.  $\text{Na}_2\text{S} + \text{CaCO}_3 = \text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{CaS}$ .

Das Leblanc-Verfahren hat lange Zeit den Sodabedarf der Welt bestritten. Heute wird es durch das Solvay-Verfahren mehr und mehr zurückgedrängt. Leblanc erntete keine Früchte seiner großartigen Erfindung; er starb in Armut.

Fig. 21.



Reaction I (Fig. 21).

In einer eisernen Pfanne *P* wird Steinsalz (2 Molecüle) mit Schwefelsäure (1 Molecül) schwach erhitzt. Das Chlorwasserstoffgas entweicht durch das thönerne Rohr *a* und liefert eine ziem-

lich reine Salzsäure, welche Pfannensäure genannt wird.

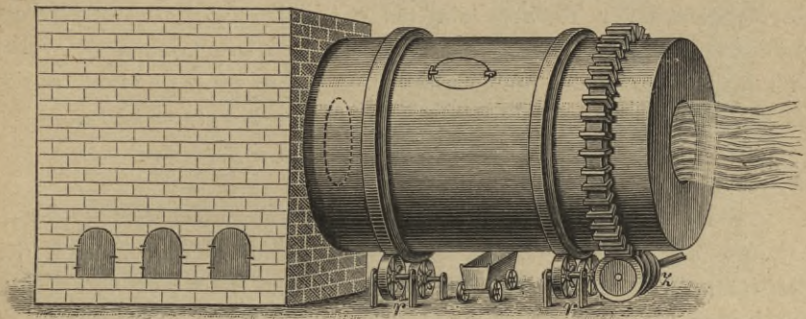
Reaction II. Sobald die Entwicklung des Chlorwasserstoffes nachgelassen hat, wird der Schieber *S* aufgezogen und das Gemenge von primärem Natriumsulfat und Steinsalz in das thönerne Gefäß *M*, die Muffel, herübergekrückt, wozu seitliche Arbeitsthüren vorhanden sind. Die Muffel ist einem starken Feuer ausgesetzt, welches, von rechts nach links streichend, dieselbe allseits umspült, um dann, nach Abgabe der größten Wärmemenge, noch die Pfanne schwach zu erhitzen. Das Chlorwasserstoffgas entweicht durch das thönerne Rohr *b* und liefert eine unreine Salzsäure, welche Muffelsäure genannt wird.

Reactionen III und IV. Diese beiden Reactionen, Reduction des Sulfates zu Sulfid und Umsetzung des Natriumsulfides mit Calciumcarbonat, werden gleichzeitig in dem sogenannten Revolverofen (Fig. 22) vorgenommen. Dieser ist ein eiserner Cylinder von



ungefähr 6 *m* Länge und 3 *m* Durchmesser. Im Innern ist er mit feuerfesten Steinen ausgekleidet. Er ruht mittelst zweier Ringe auf

Fig. 22.



vier Rädern *r*, welche ihm, auch während seiner Drehung, die Unterstützungsfläche geben. Er besitzt an seinem Umfang ein Zahnrad, welches in eine mittelst Dampfkraft drehbare Schraube *z* eingreift. Durch diese Vorrichtung kann der Cylinder gedreht werden. Der Cylinder hat eine Thür zum Füllen und Entleeren. Aus dem links stehenden Ofen streicht die Flamme durch den Cylinder und dient nach dem Verlassen desselben noch zum Verdampfen von Wasser (siehe unten).

In den Cylinder werden Sulfat, Kalksteinstücke und Steinkohle in gewogenen Mengen gebracht. Der Cylinder rotiert anfangs langsam, dann schneller. Die Reactionen gehen vor sich, das Gemenge schmilzt. Damit es nicht unten liegen bleibe, sondern immerfort vermischt werde, besitzt der Cylinder an seiner Innenwand Längsrippen. An dem Aussehen der Flamme wird der Verlauf und das Ende des Processes erkannt. Der Cylinder wird, die Thür nach unten, zum Stillstand gebracht, und das Product, Rohsoda genannt, fließt in eiserne Wägelchen.

Die Rohsoda enthält (Gleichung IV) besonders Natriumcarbonat und Schwefelcalcium. Jenes ist in Wasser löslich, dieses unlöslich. Die Rohsoda wird daher mit Wasser ausgelaugt.

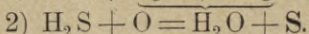
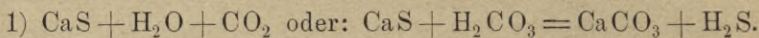
Hiebei wird das sogenannte Gegenstromprincip befolgt, d. h. die fast erschöpfte Rohsoda wird mit frischem Wasser, die fast gesättigte Lösung mit frischer Rohsoda zusammengebracht. Hiedurch wird einerseits die Rohsoda vollkommen ausgelaugt, anderseits die Lösung sehr concentrirt; denn wenn die fast erschöpfte Rohsoda überhaupt noch Lösliches enthält, so wird nur reines Wasser noch etwas zu lösen vermögen, und wenn die fast gesättigte Lösung überhaupt

noch etwas zu lösen vermag, so vermag sie es nur, wenn sie mit frischer Rohsoda zusammenkommt. Dieses Princip des Gegenstromes wird in der Industrie häufig angewendet.

Die Lösung dampft man entweder mittelst der Flamme des Revolverofens zur Trockne ab, um calcinierte, d. h. wasserfreie Soda zu gewinnen, oder man lässt sie heiß krystallisieren, wobei sich Sodasalz (siehe oben) abscheidet, oder man gewinnt durch Krystallisation bei gewöhnlicher Temperatur Krystallsoda.

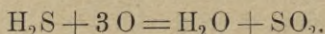
Der Schüler berechne, wie viele Percente Wasser die Krystallsoda  $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$  enthält.

Beim Auslaugen der Rohsoda hinterbleibt unlösliches Schwefelcalcium als Sodarückstand. Dieser enthält den Schwefel der Schwefelsäure und wird zur Gewinnung dieses Schwefels verarbeitet, am besten nach dem Verfahren von Chance und Claus:



1) Der Sodarückstand wird mit Wasser und Kohlensäure (durch Kalkbrennen gewonnen) behandelt. Es entsteht kohlenaurer Kalk und Schwefelwasserstoffgas.

2) Das Schwefelwasserstoffgas wird mit einer ungenügenden Luftmenge verbrannt; es bildet sich Wasser und Schwefel, welcher in gemauerten Räumen aufgefangen wird. Durch eine genügende Luftmenge würde auch der Schwefel verbrannt werden:



Diese Gewinnung reinen Schwefels ist ein lohnender Zweig der Leblanc-Industrie.

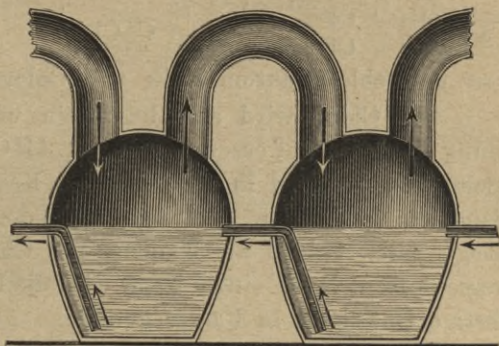
### Gewinnung der Salzsäure.

Durch die Reactionen I und II entsteht Chlorwasserstoffgas. Dasselbe wurde früher in die Esse geleitet und verpestete die Luft und die Gewässer in gefährlicher Weise. In England, wo die Leblanc-Industrie seit langem bedeutend ist, wurde daher ein Gesetz erlassen, welches die Fabrikanten zwang, den Chlorwasserstoff zu absorbieren. Was anfangs Zwang war, ist heute für die Leblanc-Industrie der einträglichste Verdienst: die Gewinnung der Salzsäure.

Wasser besitzt ein großes Lösungsvermögen für Chlorwasserstoffgas (Seite 14). Man leitet das Gas durch eine Reihe von etwa 50 thönernen Gefäßen, welche Bombonnes genannt werden. Fig. 23 stellt zwei Bombonnes dar. Jeder Bombonne hat oben zwei

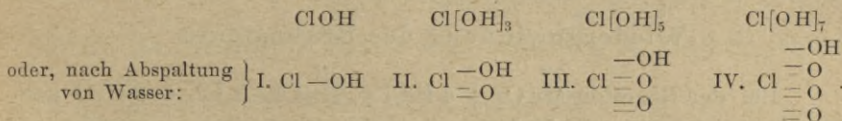
weite Rohre, deren eines ihn mit dem linken, und deren anderes ihn mit dem rechten Nachbar verbindet. Durch diese Rohrleitung streicht von links nach rechts das Gas. Durch die Bombonnes fließt Salzsäure von rechts nach links (Gegenstromprincip). Es kommt daher das frische Gas mit fast gesättigter Säure zusammen; das fast erschöpfte Gas hingegen wird mit reinem Wasser zusammengebracht. In jedem Bombonne wird die Säure concentrirter und sinkt dann infolge der Erhöhung ihres specifischen Gewichtes zu Boden, von wo sie durch ein Glasrohr in den nächsten Bombonne steigt.

Fig. 23.



### Erzeugung des Chlorkalkes.

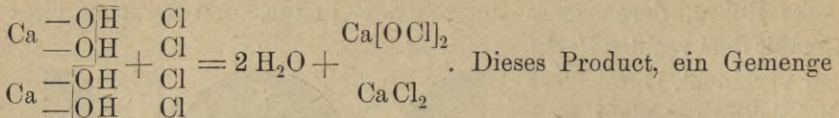
Das Chlor ist in seinen Hydroxylverbindungen einwertig, dreiwertig, fünfwertig oder siebenwertig (Seite 12). Seine Hydrate sind also:



Das Hydrat III  $\text{HClO}_3$  heißt Chlorsäure,<sup>1)</sup> das sauerstoffreichere Hydrat IV  $\text{HClO}_4$  Überchlorsäure, das sauerstoffärmere Hydrat II  $\text{HClO}_2$  chlorige Säure, das sauerstoffärmste Hydrat I  $\text{HClO}$  oder  **$\text{HOCl}$  unterchlorige Säure**. Ihre Atomgruppe  $\text{OCl}$  ist an 1 H gebunden, also einwertig. Ihr Kaliumsalz ist daher  $\text{KOCl}$ , ihr Calciumsalz  **$\text{Ca}[\text{OCl}]_2$** . Nach dieser Erklärung dürfte das Folgende leicht verständlich sein.

Wenn Chlor in eine kalte Lösung von Kaliumhydroxyd eingeleitet wird:  $\text{K}\overline{\text{O}}\text{H} + \text{Cl} = \text{H}_2\text{O} + \text{K}\overline{\text{O}}\text{Cl}$  bildet sich Wasser, unterchlorigsaures Kali und Chlorkalium. Dieses Product wurde früher unter dem Namen Eau de Javelle als Bleichflüssigkeit in den Handel gebracht. Heute ersetzt man die theure Base  $\text{KOH}$  durch die billige Base  $\text{Ca}[\text{OH}]_2$ , gelöschten Kalk:

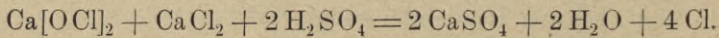
<sup>1)</sup> Ihr Kaliumsalz  $\text{KClO}_3$  dient zur Erzeugung von Sauerstoff (Seite 22).



von unterchlorigsaurem Kalk und Chlorcalcium, heißt **Chlorkalk**.

Das Chlor wird aus Braunstein und Salzsäure unter Erwärmung durch Dampf erzeugt:  $\text{MnO}_2 + 4\text{HCl} = \text{MnCl}_2 + \text{Cl}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$  (Seite 13). Es wird in eine niedrige Kammer geleitet, welche aus Sandstein gebaut ist. Auf dem Boden derselben ist gelöschter Kalk ausgebreitet. Sobald die Kammer mit Chlorgas gefüllt ist, wird sie verschlossen. Nach einem Tage wird die Kammer ventiliert und der fertige Chlorkalk in Fässer gefüllt.

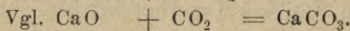
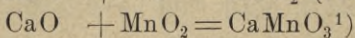
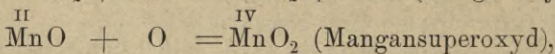
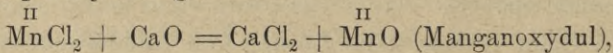
Schon während der Aufbewahrung gibt der Chlorkalk unter der Einwirkung der Kohlensäure allmählich Chlor und Sauerstoff ab. Will man das gesammte Chlor in Freiheit setzen, so behandelt man ihn mit verdünnter Schwefelsäure:



Der Chlorkalk hat die Bedeutung, dass in ihm das Chlor aufgespeichert und so in eine transportable Form gebracht ist. Er dient 1) zum Bleichen, 2) zum Desinficieren und 3) zur Erzeugung des Anästheticums Chloroform  $\text{CHCl}_3$ .

### Wiedergewinnung des Braunsteins.

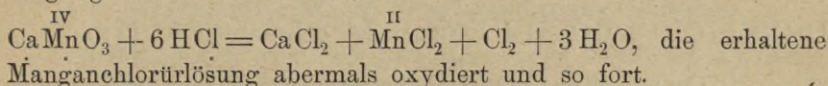
Bei der Reaction  $\overset{\text{IV}}{\text{MnO}_2} + 4\text{HCl} = \overset{\text{II}}{\text{MnCl}_2} + \text{Cl}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$  geht das vierwertige Mangan in das zweiwertige über, und es entsteht eine Lösung von Manganchlorür, welche in früherer Zeit verloren gieng, so dass der theure Braunstein immer wieder ersetzt werden musste. Weldon erfand 1866 ein Verfahren, um aus dieser Lösung wieder Mangansuperoxyd zu gewinnen:



<sup>1)</sup> Die Reactionen sind vereinfacht wiedergegeben. Eigentlich ist statt  $\text{CaO}$  zu setzen  $\text{Ca}[\text{OH}]_2$ , statt  $\text{MnO}$  zu setzen  $\text{Mn}[\text{OH}]_2$  und statt  $\text{MnO}_2$  zu setzen

$\begin{array}{l} \text{— O} \\ \text{Mn — OH, d. h. die Hydrate statt der Oxyde.} \\ \text{— OH} \end{array}$

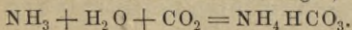
Die Ausführung ist folgende: Die Manganchlorürlösung wird in eisernen Thürmen mit Dampf erwärmt, mit gelöschtem Kalk versetzt und Luft eingeblasen. Das Product  $\text{CaMnO}_3$ , genannt Weldonschlamm, wird an Stelle des Braunsteins wieder zur Erzeugung von Chlor verwendet:



Die Leblanc-Industrie ist ein großartiges Beispiel für die möglichste Ausnützung sämtlicher Nebenproducte.

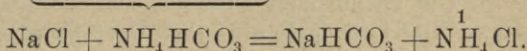
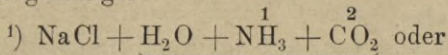
### Das Solvay-Verfahren.

Wenn in der hypothetischen Kohlensäure  $\text{H}_2\text{CO}_3$  (Seite 66) ein Wasserstoffatom durch Metall ersetzt wird, entstehen primäre Carbonate, auch Bicarbonate genannt, z. B.  $\text{NaHCO}_3$ ,  $\text{NH}_4\text{HCO}_3$ . Das Ammoniumbicarbonat entsteht, wenn Wasser zuerst mit Ammoniakgas, dann mit Kohlensäure gesättigt wird:

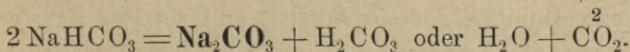


Nach dem Solvay-Verfahren wird Steinsalz auf folgende Art in Soda übergeführt:

I. Eine concentrirte Sole wird zuerst mit Ammoniakgas, dann mit Kohlensäure gesättigt:

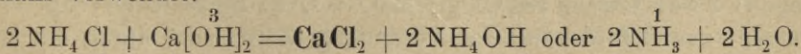


II. Das Natriumbicarbonat wird calciniert, d. h. stark erhitzt:



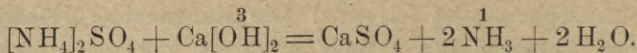
Durch die Reaction I entsteht Natriumbicarbonat und Chlorammonium. Das Natriumbicarbonat, schon in reinem Wasser wenig löslich, ist bei gleichzeitiger Anwesenheit von Chlorammonium noch schwerer löslich und fällt daher aus, während das Chlorammonium in Lösung bleibt. Die beiden Stoffe können daher durch Filtrieren getrennt werden.

Das Chlorammonium wird zur Wiedergewinnung des Ammoniaks verwendet:



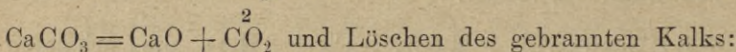
Die geringen Verluste an Chlorammonium werden durch gekauftes Ammoniumsulfat (aus Gaswasser, Seite 88) gedeckt:

<sup>1)</sup> Mit der Wiedergewinnung des Ammoniaks und der Kohlensäure greifen die Reactionen sehr ineinander. Damit diese gegenseitigen Beziehungen leichter erkannt werden, sind über den betreffenden Formeln Ziffern angebracht.



Durch die Reaction II wird Kohlensäure erhalten, welche abermals für die Reaction I verwendet wird.

Der nothwendige Kalk wird durch Brennen von Kalkstein:



$\text{CaO} + \text{H}_2\text{O} = \text{Ca}[\text{OH}]_2$  gewonnen. Hiebei wird auch Kohlensäure erhalten, welche zur Deckung der Verluste dient.

Die Endproducte des Solvay-Verfahrens sind also  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  und  $\text{CaCl}_2$ . Jenes enthält das Natrium, dieses das Chlor des verwendeten Steinsalzes. Leider gibt es heute noch kein brauchbares Verfahren, um aus dem wertlosen Chlorcalcium das wertvolle Chlor herzustellen. Falls ein solches Verfahren jemals erfunden wird, hört die Leblanc-Industrie auf zu existieren; denn das Solvay-Verfahren liefert reinere und billigere Soda als das Leblanc-Verfahren. Die Leblanc-Soda-fabriken sind durch diese Concurrenz gezwungen, 1) ihre Soda sorgfältigst zu reinigen, 2) sie unter dem Erzeugungspreis zu verkaufen; ihre Existenz beruht nur mehr auf der Gewinnung der Salzsäure und des Chlorkalks.

Die chemischen Prozesse der Ammoniaksodaerzeugung waren schon seit 1840 bekannt. Das Verfahren wurde aber erst um 1870 von Solvay durch Erfindung vollkommener Apparate brauchbar gemacht. Von der gesammten Jahresproduction an Soda war in den Achtzigerjahren noch die Leblanc-Soda, in den Neunzigerjahren schon die Solvay-Soda überwiegend.

### Natriumbicarbonat, $\text{NaHCO}_3$ .

Das primäre kohlensaure Natron, gewöhnlich Bicarbonat genannt, ist dadurch ausgezeichnet, 1) dass es, durch Säuren zersetzt, mehr Kohlensäure abgibt als das secundäre, 2) dass es schon bei  $65^\circ$ , sei es in trockenem Zustand, sei es in Lösung, Kohlensäure abgibt:  $2\text{NaHCO}_3 = \text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2$ . Es dient als »Speisepulver« zur Beförderung der Verdauung (Zersetzung durch die im Magen stets vorhandene Salzsäure), als »Brausepulver« zu demselben Zweck (Zersetzung durch Weinsäure, Seite 69) und als »Backpulver« zum Auftreiben des Teiges (Zersetzung durch Wärme). Man stellt es auf folgende Weisen her: a) Das Bicarbonat des Solvay-Verfahrens, durch  $\text{NH}_4\text{HCO}_3$  verunreinigt, wird unter  $65^\circ$  in Wasser gelöst

und durch Krystallisation gereinigt; b) in der Leblanc-Industrie, indem man Krystallsoda mit Kohlensäure behandelt:

$\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2 = 2\text{NaHCO}_3 + 9\text{H}_2\text{O}$ . Das Krystallwasser wird frei und fließt mit den Verunreinigungen ab.

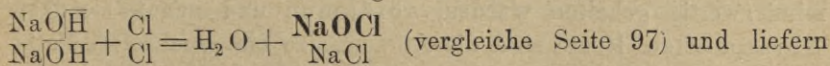
### Natriumhydroxyd oder Ätznatron, $\text{NaOH}$ .

Ätznatron ist eine der stärksten Basen. Es wird besonders zur Erzeugung der Seife verwendet. Man stellt es auf folgende Arten her: 1) eine Sodalösung von bestimmter Dichte wird mit gelöschtem Kalk erwärmt:  $\text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{Ca}[\text{OH}]_2 = \text{CaCO}_3 + 2\text{NaOH}$ . Das Calciumcarbonat fällt aus. Die Lösung des Ätznatrons, genannt Natronlauge, dampft man ab und lässt den geschmolzenen Rückstand erstarren; 2) durch Elektrolyse des Steinsalzes (siehe unten). Ätznatron ist hygroskopisch. Auch nimmt es Kohlensäure aus der Luft und verwandelt sich in Soda. Es muss daher wohl verschlossen werden.

### Die Elektrolyse.

Wenn durch eine Chlornatriumlösung der elektrische Strom geleitet wird, so zerfällt das Salz in seine Elemente:  $\text{NaCl} = \text{Na} + \text{Cl}$ , und zwar scheidet sich das Metall Natrium am negativen Pol (Kathode), das Chlor am positiven Pol (Anode) ab. Das Natrium bildet mit dem übrigen Wasser Ätznatron:  $\text{Na} + \text{HOH} = \text{NaOH} + \text{H}$ .

A. Chlor und Natronlauge wirken aufeinander:



unterchlorigsaures Natron, dessen Lösung (eau de Labarraque) meist an Ort und Stelle als Bleichflüssigkeit verwendet wird. Dieses Verfahren wird elektrolytische Bleiche genannt.

B. Will man die Umwandlung des Ätznatrons in unterchlorigsaures Natron verhüten, so kann dies auf zwei Arten geschehen: 1) man trennt Kathode und Anode, indem man die erstere mit einem porösen Gefäß, dem Diaphragma, umgibt. Es bildet sich innerhalb des Diaphragmas nur  $\text{NaOH}$ , dessen Lösung entfernt und eingedampft wird. An der Anode tritt nur Chlor auf, welches in Chlorkalk verwandelt werden kann; 2) man verwendet als Kathode Quecksilber. Dieses bildet mit dem Metall Natrium sofort ein Amalgam, welches entfernt und mit Wasser behandelt wird. Hiedurch wird wieder Quecksilber erhalten, welches zurückkehrt, und Ätznatron, dessen Lösung verdampft wird. An der Anode tritt nur Chlor auf.

Die Elektrolyse wird zweifellos noch bedeutend vervollkommnet werden.

### Andere Natriumverbindungen.

$\text{Na}_2\text{SO}_4$ , Natriumsulfat (Seite 94), wird zur Erzeugung des Glases verwendet. Aus seiner Lösung krystallisiert es mit  $10\text{H}_2\text{O}$ , heißt dann Glaubersalz und dient als Arzneimittel.

$\text{NaBr}$  und  $\text{NaJ}$  dienen als Arzneimittel.

$\text{NaNO}_3$ , Chilesalpeter, Seite 50.

$\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ , Natriumthiosulfat.<sup>1)</sup> Man stelle sich vor, es werde im Molecül der Schwefelsäure  $\text{H}_2\text{SO}_4$  ein Sauerstoffatom durch Schwefel ersetzt:  $\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_3$ . Diese hypothetische Säure heißt Thioschwefelsäure. Ihr Natriumsalz wird aus dem Sodarückstand der Leblanc-Industrie gewonnen. Es dient in der Photographie als Fixiersalz, in der Bleicherei als Antichlor, weil es Chlor zu binden, also das gebleichte Zeug von einem schädlichen Chlorüberschuss zu befreien vermag.

$\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7$  (Seite 60), Borax. Er findet sich in einigen Seen Mittelasiens und Kaliforniens gelöst und wird daraus gewonnen. Er wird in der Glasindustrie verwendet. In geschmolzenem Zustande vermag er Metalloxyde zu lösen und wird daher zum Löthen der Metalle verwendet, weil die zu löthenden Metallflächen blank sein müssen.

### Kalium, $\text{K} = 39.2$ .

Bei Stassfurt (Provinz Sachsen) und bei Kalusz (Galizien) finden sich als Verdunstungsrückstände ehemaliger Binnenmeere ungeheure Ablagerungen von Steinsalz, welche durch mächtige Schichten von Kaliumsalzen bedeckt sind. Um zu dem Steinsalze zu gelangen, musste man die Kaliumsalze, welche früher für minderwertig gehalten wurden, abräumen und nannte sie daher Abraumsalze. Heute sind die Abraumsalze ein geschätztes Naturproduct. Sie sind ein Gemenge verschiedener Mineralien: Sylvin  $\text{KCl}$ , Carnallit  $\text{MgCl}_2 \cdot \text{KCl} \cdot 6\text{H}_2\text{O}$  u. a.

Übrigens existieren Kaliumsalze in jedem Ackerboden als Verwitterungsproducte des Feldspates (Aluminium-Kalium-Silicat) und dienen den Pflanzen zum Aufbau ihres Körpers. Die Asche der Landpflanzen ist daher reich an kohlensaurem Kali. Gewisse Pflanzen nehmen besonders große Mengen von Kaliumsalzen auf und heißen Kalipflanzen (Kartoffel, Tabak, Weinstock, Zuckerrübe). Durch die Pflanzennahrung gelangen die Kaliumverbindungen in den Thierleib und finden sich daher in der Milch vor. Durch Düngung werden dem Boden die entzogenen Kaliumsalze zurückgegeben (Seite 46).

Das Kalium wird durch Reduction seines Carbonates mit Kohle erzeugt:  $\text{K}_2\text{CO}_3 + 2\text{C} = 3\text{CO} + \text{K}_2$ . Es ist ein silberweißes

<sup>1)</sup> -thio (aus dem Griechischen) bedeutet Schwefel.



glänzendes Metall, zersetzt Wasser noch energischer als das Natrium und wird wie dieses unter Petroleum aufbewahrt.

### Kaliumcarbonat oder Pottasche, $K_2CO_3$ ,

wird auf folgende Arten hergestellt:

1) aus Holzasche. Die Asche wird in sogenannten Äschern nach dem Gegenstromprincip ausgelaugt. Der Äscher ist ein Bottich mit einem Siebboden; auf diesem liegt Stroh und Kies als Filter und darüber die Holzasche, welche mit Wasser oder schwacher Lauge übergossen wird. Die verstärkte Lauge fließt unten ab und gelangt in andere Äscher, in denen sie immer stärker wird. Sie wird zuletzt abgedampft.<sup>1)</sup> Der Rückstand wird weißgebrannt und ist reich an Pottasche. Es ist begreiflich, dass dieses Verfahren nur dort bestehen kann, wo Holz geringen Wert hat (Russland).

2) aus Melassenschlempe. Die Zuckerrübe wird zerkleinert und mit Wasser ausgelaugt. Der erhaltene Rübensaft wird eingedampft; der Zucker krystallisiert aus. Die Mutterlauge heißt Melasse. Sie wird in Gährung versetzt und der entstandene Spiritus abdestilliert. Die zurückbleibende Flüssigkeit, Schlempe genannt, enthält die Kaliumverbindungen der Rübe. Sie wird zur Trockne verdampft; der Rückstand heißt Schlempekohle. Er wird mit Wasser ausgelaugt und die Lösung zur Krystallisation gebracht. Man erhält dadurch der Reihe nach verschiedene Kaliumsalze und zuletzt die Pottasche. Nach diesem Verfahren wird die meiste Pottasche hergestellt.

3) aus Wollschweiß. Das Schaf scheidet in seinem Schweiß ein eigenartiges Fett, Wollfett, und eine große Menge von Kaliumverbindungen aus. Aus der geschorenen Wolle werden mit kaltem Wasser die Kaliumsalze ausgezogen, die Lösung eingedampft, der Rückstand gebrannt. Die gewaschene Wolle wird dann mit Seifenlösung behandelt, wodurch sich das Wollfett ablöst, welches in gereinigtem Zustande als Lanolin zur Bereitung von Salben dient.

4) aus Chlorkalium durch Anwendung des Leblanc-Verfahrens oder eines anderen Verfahrens; das Solvay-Verfahren ist hier nicht brauchbar.

Die Pottasche des Handels ist meist unrein. Sie wird zur Erzeugung von Glas und Seife verwendet.

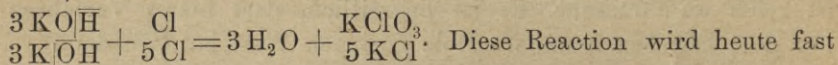
<sup>1)</sup> Das Abdampfen geschah früher in Töpfen (französisch le pot), daher der sonderbare Name Pottasche (französisch la potasse).

## Kaliumhydroxyd oder Ätzkali, KOH,

ist eine noch stärkere Base als NaOH und wird auf dieselbe Art hergestellt: a)  $K_2CO_3 + Ca[OH]_2 = CaCO_3 + 2KOH$ , b) durch Elektrolyse des Chlorkaliums. Es ist gleichfalls hygroskopisch, zieht Kohlensäure an und muss daher verschlossen aufbewahrt werden. Es dient hauptsächlich zur Erzeugung von Seife. Seine Lösung heißt Kalilauge.

## Chlorsaures Kali oder Kaliumchlorat, $KClO_3$ .

Erklärung der Formel Seite 97. Wenn Chlor auf kalte Kalilauge wirkt, entsteht unterchlorigsaures Kali; ist aber die Lauge heiß, so entsteht chlorsaures Kali:



ausschließlich durch Elektrolyse heißer Chlorkaliumlösung vorgenommen. Die Salze  $KClO_3$  und  $KCl$  werden leicht durch Krystallisation getrennt, weil jenes wenig löslich ist.

Seine Verwendung dankt es dem hohen Gehalt an Sauerstoff. Es dient zur Erzeugung des Sauerstoffes, zu Oxydationen, zum Gurgeln (bakterientödtend), zur Bereitung der Zündhölzchen (Seite 55) und des Feuerwerkes. Den gebundenen Sauerstoff gibt es so leicht ab, dass ein Gemenge von Chlorat mit Schwefel nur geschlagen oder gerieben zu werden braucht, um mit gefährlicher Gewalt zu explodieren.

## Kalisalpeter, $KNO_3$ .

Wenn stickstoffhaltige organische Substanzen bei Anwesenheit starker Basen und Zutritt von Luft verwesen, entstehen salpetersaure Salze wie  $NaNO_3$ ,  $KNO_3$ ,  $Ca[NO_3]_2$ . Hierauf beruht die Erzeugung des Kalisalpeters in den sogenannten Salpeterplantagen: Auf einem wasserdichten Boden (Lehm) wird ein Haufen von Dünger, Holzasche und Kalk geschichtet und mit einem einfachen Dach überdeckt. Die Masse bleibt viele Monate liegen, wird öfter umgeschaufelt und mit Jauche übergossen. Endlich wird sie mit Wasser ausgelaugt. Die Lösung enthält hauptsächlich  $KNO_3$  und  $Ca[NO_3]_2$ . Sie wird mit Pottasche versetzt, wodurch der Kalksalpeter in Kalisalpeter verwandelt wird:  $K_2CO_3 + Ca[NO_3]_2 = CaCO_3 + 2KNO_3$ . Calciumcarbonat wird abfiltriert, die Salpeterlösung zur Krystallisation gebracht. — Dieses Verfahren wird besonders in Ostindien angewendet, von wo große Mengen Salpeter ausgeführt werden.

In Europa wird das Conversionsverfahren angewendet: Heißgesättigte Lösungen von Chilesalpeter und Chlorkalium werden vermengt und gekocht:  $\text{NaNO}_3 + \text{KCl} = \text{KNO}_3 + \text{NaCl}$ . Da Salpeter in heißem Wasser leicht, in kaltem schwer löslich ist, Chlornatrium hingegen bei jeder Temperatur fast dieselbe Löslichkeit besitzt, scheidet sich in der Wärme das meiste Chlornatrium aus und wird entfernt; in der Kälte scheidet sich dann der Salpeter aus, welcher durch Rühren der Lösung besonders rein gewonnen wird (Salpetermehl).

Wegen seines hohen Gehaltes an Sauerstoff dient der Salpeter zur Erzeugung von Sprengstoffen, namentlich von Schwarzpulver. Natronsalpeter ist dazu nicht geeignet, weil er hygroskopisch ist.

**KBr** und **KJ** werden als Arzneimittel verwendet.

**Wasserglas** (kieselsaures Natron oder kieselsaures Kali, Seite 62). Die Zusammensetzung ist verschieden:  $\text{K}_4\text{SiO}_4$ ,  $\text{K}_2\text{SiO}_3$  u. dgl. Es kommt meist als Lösung in den Handel und muss verschlossen aufbewahrt werden, weil es durch  $\text{CO}_2$  zersetzt wird. Es findet folgende Verwendungen: 1) zum Imprägnieren von Holz; das Holz wird dadurch gegen Feuersgefahr insofern geschützt, als es im Feuer nur verkohlt, so dass provisorische Holzbauten in diesem Falle wenigstens vor dem Zusammenbrechen bewahrt bleiben; 2) seine Lösung bildet mit Kreide  $\text{CaCO}_3$  einen guten Kitt für Glas und Porzellan; 3) zur Stereochromie: Gemälde auf getünchten Mauern werden mit Wasserglaslösung bespritzt. Durch die Kohlensäure der Luft wird der Überzug allmählich  $\text{K}_2\text{SiO}_3 + \text{CO}_2 = \text{K}_2\text{CO}_3 + \text{SiO}_2$  in unlösliche Kieselsäure verwandelt, durch welche dann die Farbstoffe dauernd befestigt sind, und in kohlen-saures Kali, welches nach einiger Zeit abgewaschen wird.

### Schwarzpulver.

Schwarzpulver ist ein Gemenge von ungefähr  $\frac{3}{4}$  Salpeter,  $\frac{1}{8}$  Schwefel und  $\frac{1}{8}$  Kohle. Der Salpeter muss frei von Verunreinigungen, namentlich von Chloriden, der Schwefel muss gepulverter Stängenschwefel, die Kohle muss leicht verbrennlich sein; hiezu eignen sich besonders solche Holzkohlen, welche aus Faulbaum, Erle oder Pappel durch Verkohlen bei geringer Temperatur erhalten werden.

Die drei Bestandtheile werden wegen der Explosionsgefahr nicht auf einmal gemengt, sondern in binären Sätzen, d. h. einerseits Salpeter und Kohle, andererseits Schwefel und Kohle. Hiezu

dienen rotierende Eisentrommeln mit Bronzekugeln. Dann erst werden diese beiden Sätze gemengt (ternärer Satz), und zwar in rotierenden Ledertrommeln mit Holzkugeln.

Das bloße Gemenge der drei Stoffe (Mehlpulver) taugt aber noch nicht zum Schießen oder Sprengen. Es würde zu langsam abbrennen, und beim Transportieren würden sich die Bestandtheile nach ihrem specifischen Gewichte trennen (entmischen). Daher wird das Pulver in feuchtem Zustande auf einer metallenen Fläche von zwei schweren kreisenden Rädern (Kollergang) gemahlen und dann hydraulisch gepresst. Der gepresste Kuchen wird in Körner zerschnitten, die Körner werden gesiebt und getrocknet. Hierauf wird das Pulver in rotierende Trommeln gebracht, durch deren Bewegung es seine scharfen Ecken und Kanten verliert.

Aus sehr kleinen Körnern besteht das Jagdpulver, aus sehr großen Körnern das Geschützpulver.

Die Verwendung des Schießpulvers beruht darauf, dass es sich durch Entzündung zersetzt und dabei ungeheure Mengen von Gasen liefert. Ein beiläufiges Bild dieser Zersetzung gibt die Gleichung:  $S + 2\overline{K}N\overline{O}_3 + 3C = K_2S + N_2 + 3CO_2$ . Die entstehenden Gase streben, einen möglichst großen Raum einzunehmen, und zwar einen umso größeren Raum, als bei der Explosion eine sehr hohe Temperatur auftritt. Die Folge ist, dass *a*) entweder die umgebenden Wände zerschmettert werden (Sprengpulver) oder *b*) falls ein Theil der umgebenden Wände beweglich ist, dieser Theil hinweggeschleudert wird (Schießpulver). Für den ersteren Zweck ist es wünschenswert, dass die Explosion möglichst rasch und daher mit größter Gewalt erfolge, für den anderen Zweck aber, dass die Explosion wenigstens so lange andauere, bis das Geschoss den Lauf der Waffe verlassen hat; sonst könnte die Waffe zertrümmert werden oder das Geschoss im Laufe stecken bleiben. Rasch abbrennendes Pulver wird *brisant* genannt.

Je größer die Geschwindigkeit ist, welche dem Geschosse durch die Explosion ertheilt wird, desto weniger gekrümmt ist seine Flugbahn. Eine wenig gekrümmte Flugbahn wird *rasant* genannt, und das betreffende Pulver heißt ein *rasantes Pulver*. Durch eine rasante Flugbahn wird es ermöglicht, dass ein Geschoss mehrere Zielgegenstände hintereinander durchbohrt, während eine stark gekrümmte Flugbahn nur geringe Treffsicherheit bietet. Die Geschwindigkeit des Geschosses hängt aber ab: *a*) von der Kraft der Pulvergase, *b*) von der Länge des Laufes. Die Kraft der Pulvergase hängt von der Güte des Pulvers ab. Die Länge des Laufes wird dadurch vergrößert, dass der Lauf gezogen wird, d. h. der

Lauf der Waffe erhält schraubenartig gewundene Vertiefungen (Züge) und parallel zu diesen laufende Erhöhungen (Felder). Dadurch wird das Geschoss gezwungen, sich drehend durch den Lauf zu bewegen und so einen größeren Weg zurückzulegen.<sup>1)</sup>

Die Entzündung des Pulvers geschah früher durch Stahl und Stein, jetzt wird sie mittelst einer Kapsel bewirkt, deren Inhalt (Knallquecksilber) schon durch den Schlag einer Zündnadel zur Explosion gebracht wird.

Schwarzpulver hat den Nachtheil einer starken Rauchentwicklung; es wird daher immer mehr durch das sogenannte rauchschwache Pulver (II. Band) verdrängt.

### Ammoniumverbindungen.

Die Atomgruppe  $\text{NH}_4$  (Seite 47) verhält sich in ihren Verbindungen wie ein Alkalimetall. Auch die Existenz eines Ammoniumamalgams deutet auf ihren metallischen Charakter.

$[\text{NH}_4]_2\text{SO}_4$ , Ammoniumsulfat, wird aus dem Gaswasser der Leuchtgasfabriken oder der Kokereien (Seite 88) hergestellt. Das Gaswasser enthält Ammoniumcarbonat. Es wird mit Kalk erhitzt und das entweichende Ammoniakgas über Schwefelsäure geleitet:  $[\text{NH}_4]_2\text{CO}_3 + \text{Ca}[\text{OH}]_2 = \text{CaCO}_3 + 2\text{NH}_3 + 2\text{HOH}$

$2\text{NH}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 = [\text{NH}_4]_2\text{SO}_4$ . Es dient als Stickstoffdünger, zur Bereitung anderer Ammoniumsalze und des Ammoniaks.

$\text{NH}_4\text{Cl}$ , Chlorammonium oder Salmiak, wird auf dieselbe Art bereitet, nur dass man das Ammoniak über Salzsäure leitet:  $\text{NH}_3 + \text{HCl} = \text{NH}_4\text{Cl}$ . Der Salmiak krystallisiert aus und wird noch durch Krystallisation oder durch Sublimieren gereinigt. Der krystallisierte Salmiak besteht aus losen Krystallen (Salmiaksalz), der sublimierte hingegen bildet concav-convexe Kuchen von faserigem Aussehen. Beim Erhitzen zerfällt er in  $\text{NH}_3$  und  $\text{HCl}$  (Dissociation), welche sich bei Abkühlung sofort wieder vereinigen.

$\text{NH}_4\text{NO}_3$ , Ammoniumnitrat oder Ammonsalpeter, dient zur Erzeugung von Stickoxydul (Seite 49) und zur Herstellung von Sprengstoffen.

$[\text{NH}_4]_2\text{CO}_3$ , Ammoniumcarbonat, wird erzeugt durch Erhitzen von Ammonsulfat mit Kreide, wobei es sublimiert:

$[\text{NH}_4]_2\text{SO}_4 + \text{CaCO}_3 = \text{CaSO}_4 + [\text{NH}_4]_2\text{CO}_3$ . Man nennt es auch Hirschhornsalz, weil es früher durch trockene Destillation von

<sup>1)</sup> So wie eine Schraube einen größeren Weg zurücklegt als ein zur selben Tiefe eingeschlagener Nagel.

Horn erhalten wurde. Das Ammoncarbonat des Handels entspricht aber nicht genau der Zusammensetzung  $[\text{NH}_4]_2\text{CO}_3$ , sondern besteht aus Ammoniumbicarbonat  $\text{NH}_4\bar{\text{HCO}}_3$  und einem anderen Salze (das in der organischen Chemie besprochen werden soll). Es riecht stark nach Ammoniak, weil es fortwährend Ammoniak abgibt, und ist ein vorzügliches Mittel zur Entfettung der Schafwolle. — Faulender Harn enthält gleichfalls Ammoncarbonat und wurde früher zum Entfetten verwendet.

Die Metalle Ca, Sr, Ba sind einander sehr ähnlich. Sie heißen Erdalkalimetalle und sind zweiwertig. Sie können dargestellt werden, haben aber keine technische Verwendung.

### Calcium, $\text{Ca} = 40$ .

In der Natur existieren viele Calciumverbindungen. In ungeheuren Mengen findet sich vor

#### Calciumcarbonat oder kohlenaurer Kalk, $\text{CaCO}_3$ .

Das Calciumcarbonat bildet mehrere Arten von Mineralien, vor allen den **Kalkstein**, aus welchem ganze Gebirge (die nördlichen und südlichen Kalkalpen) bestehen. Kleine Mengen desselben werden fortwährend vom Wasser mit Hilfe der Kohlensäure gelöst als Calciumbicarbonat  $\text{Ca}[\text{HCO}_3]_2$  und bedingen so zum großen Theile die Härte des Wassers (Seite 26). Durch Verdunstung kalkreicher Wasser entsteht wieder  $\text{CaCO}_3$  als Kalktuff, Kalksinter, Tropfstein, Sprudelstein, Erbsenstein. Calciumcarbonat bildet ferner die Mineralien: Doppelspat (hexagonal), für optische Instrumente verwendet, Kalkspat (hexagonal), weniger durchsichtig, Marmor von verschiedener Farbe und Zeichnung, Kreide, Mergel (mit Thon vermengt), Arragonit (rhombisch), Eisenblüte. Auch die Schalen der Muschelthiere (Austern) und die Korallenstöcke bestehen aus kohlensaurem Kalk.

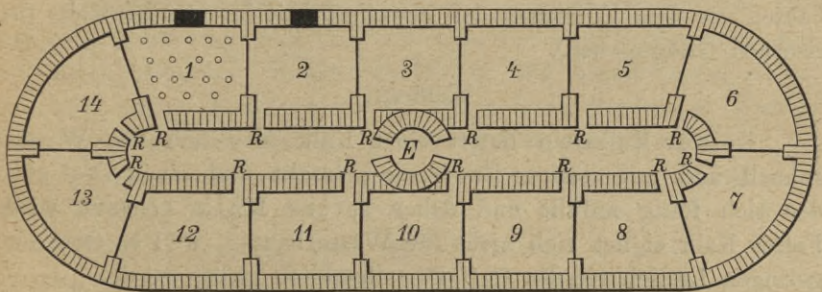
Durch Erhitzen verwandelt sich Kalkstein in gebrannten Kalk (Calciumoxyd) und Kohlensäure:  $\text{CaCO}_3 = \text{CaO} + \text{CO}_2$ . Gebrannter Kalk, mit Wasser behandelt, liefert gelöschten Kalk (Calciumhydroxyd):  $\text{CaO} + \text{H}_2\text{O} = \text{Ca}[\text{OH}]_2$ . Gelöschter Kalk gibt mit Sand einen trefflichen Kitt, welcher Mörtel heißt und allmählich eine solche Härte erlangt, dass zwei damit verkittete Bausteine unter Schlag oft an einer anderen Stelle zerbrechen als in der Verkittungszone. Diese Erhärtung beruht darauf, dass der gelöschte

Kalk durch die Kohlensäure der Luft wieder in Calciumcarbonat verwandelt und so mineralisiert wird:

$\text{Ca}[\text{OH}]_2 + \text{CO}_2 = \text{CaCO}_3 + \text{H}_2\text{O}$ . Der Sand hat hauptsächlich die Aufgabe, 1) den Kalk in kleinere Partien zu theilen, welche der Kohlensäure besser zugänglich sind als eine zusammenhängende Masse, 2) das Zusammenschrumpfen des Kalkes zu verhindern. Er bildet also gewissermaßen das Skelet des Mörtels.

Wegen dieser Verwendbarkeit werden riesige Mengen von Kalkstein gebrannt. Hierzu verwendet man in Gegenden mit geringem Bedarf periodische Kalköfen, in Gegenden mit großem Bedarf continuierliche Kalköfen. Periodische Kalköfen haben die Gestalt eines Kegelstumpfes. Die Kalksteine werden so geschichtet, dass sie unten Raum für den Brennstoff (Holz) freilassen. Es geht sehr viel Wärme verloren. — Von den continuierlichen Kalköfen ist der Hoffmann'sche Ringofen am meisten in Gebrauch (Fig. 24).

Fig. 24.



Er besteht aus mehreren Kammern (1 bis 14), welche einen ringförmigen Canal bilden. Jede Kammer besitzt außen eine Thür (bei 1 und 2 angedeutet), innen einen verschließbaren Rauchcanal *R* und oben mehrere verschließbare Öffnungen (bei 1 angedeutet). Je zwei benachbarte Kammern können durch einen Papierschirm voneinander getrennt werden, sind aber meist offen gegeneinander. Durch die Thür wird die Kammer mit Kalksteinen gefüllt; diese werden aber so geschichtet, dass senkrechte Schächte für den Brennstoff freibleiben, welcher später durch die oberen Öffnungen hinuntergeworfen wird. Die Thüre wird dann vermauert und erst dann wieder geöffnet, wenn das fertige Product zu ziehen ist. — Angenommen, es finde gegenwärtig in 8 die Verbrennung des Brennstoffes statt. Es herrscht also hier die größte Hitze, der Kalkstein wird gebrannt. Die Feuergase streichen durch 9 bis 14 und geben ihre Wärme an den Inhalt dieser Kammern ab. 14 ist gegen 1 durch einen Papierschirm abgesperrt. Der Rauchcanal 14 ist offen, alle anderen Rauchcanäle sind geschlossen, so dass die Verbrennungsproducte nur durch den Rauchcanal 14 in den Rauchsammler und von da in die Esse *E* entweichen können. Währendem wird die Kammer 1, in welcher einige Tage vorher Kalk gebrannt worden ist, entleert und mit frischen Kalksteinen gefüllt.

Durch die offene Thür 1 strömt Luft ein, welche sich an dem heißen Producte der Kammern 2 bis 7 vorwärmt, so dass sie sehr heiß in 8 ankommt. Nach einigen Stunden wird in die Kammer 9 durch die oberen Öffnungen Brennstoff (Steinkohle) eingeworfen, der Rauchcanal 14 geschlossen, die Thür 1 zugemauert, der Rauchcanal 1 geöffnet. Infolgedessen verbrennt der Papierschirm bei 14; ein neuer Papierschirm wird zwischen 1 und 2 gesetzt. Der Inhalt der Kammer 1 empfängt daher Wärme von den abziehenden Gasen. Aus der Kammer 2 wird der abgekühlte Kalk gezogen. Die nöthige Luft strömt durch die offene Thür 2 und wärmt sich in den Kammern 3 bis 8 vor, so dass sie sehr heiß in 9 ankommt. So rückt das Feuer immer weiter vor; die Feuergase wärmen den Kalkstein vor, der fertige Kalk wärmt die nöthige Luft vor. Auf diese Weise wird viel Brennstoff erspart, und der Betrieb ist ein fortwährender.

In neuen Häusern macht man oft die Wahrnehmung, dass die Mauern, welche schon trocken zu sein schienen, nach dem Beziehen der Wohnungen wieder feucht werden. Die Ursache ist, dass durch die viele ausgeathmete Kohlensäure das Hydratwasser des gelöschten Kalkes in Freiheit gesetzt wird:

$\text{Ca}[\text{OH}]_2 + \text{CO}_2 = \text{CaCO}_3 + \text{H}_2\text{O}$ . Man heizt daher meist die Neubauten vor dem Einziehen der Bewohner mit brennenden Koks (in eisernen Gitterkörben).

### Cement.

Reiner Kalkstein liefert einen Kalk, der sich mit Wasser schnell und mit starker Erwärmung löschet und einen Brei gibt, der sich fettig anfüllt und daher fetter Kalk genannt wird. Fetter Kalk eignet sich nicht für Wasserbauten, weil er trotz der geringen Löslichkeit des  $\text{Ca}[\text{OH}]_2$  allmählich gelöst würde.

Kalkstein, welcher mit Thon (Aluminiumsilicat) verunreinigt ist, sogenannter Mergel, liefert einen Kalk, der sich mit Wasser langsam und mit geringer Erwärmung löschet und einen Brei gibt, der sich nicht fettig anfühlt und daher magerer Kalk genannt wird. Magerer Kalk eignet sich vorzüglich für Wasserbauten, da er gerade im Wasser steinhart wird, und heißt daher hydraulischer Kalk. Die Erhärtung des hydraulischen Kalkes durch Aufnahme von Wasser nennt man das Abbinden.

Da nur wenige Mergel eine solche Zusammensetzung haben, dass sie einen guten hydraulischen Kalk liefern, werden die meisten vor dem Brennen mit Thon vermengt. Das gebrannte Product wird aufs feinste gemahlen und heißt dann **Cement**. Man unterscheidet Portlandcement und Romancement. Ihre Unterschiede sind hauptsächlich folgende:



**Portlandcement:**

Bis zur Sinterung, d. h. bis zum beginnenden Schmelzen gebrannt.

Färbung grünlich.

Dichte über 3.

Bleibt beim Aufbewahren ziemlich unverändert.

Abbinden unter sehr geringer Erwärmung.

Wird sehr fest.

**Romancement:**

Nicht bis zur Sinterung gebrannt.

Färbung röthlich.

Dichte unter 3.

Verdirbt allmählich beim Aufbewahren.

Abbinden unter merklicher Erwärmung.

Festigkeit geringer.

Portlandcement ist also wertvoller als Romancement. Für beide Arten existieren gesetzliche Bestimmungen bezüglich ihrer Festigkeit, damit der Baumeister wisse, welche Anforderungen er an das Material stellen kann.

Andere Cemente sind noch die Puzzuolane<sup>1)</sup> (gewisse vulcanische Mineralien) und die Schlackencemente (Nebenproducte der Eisengewinnung). Beide enthalten zu viel Aluminiumsilicat und bedürfen daher eines Zusatzes von fettem Kalk. Puzzuolane wurden schon von den alten Römern für Wasserbauten verwendet.

Die Anwendung des Cementes geschieht wie die des Fettkalkes, nämlich unter Zusatz von Sand. Cement ist aber nicht nur zu Wasserbauten, sondern auch zu Luftbauten verwendbar. Ganze Mauern und Gebäude werden aus einem Gemenge von Cement, Wasser, Sand und Kieselsteinen gebaut. Dieses Gemenge heißt **Beton**. Das Mengen geschieht meistens mittelst Maschinen. Die Figur der gewünschten Mauer wird mit Bretterwänden errichtet, die Betonmasse hineingeschüttet und gestampft. Nach dem Erhärten werden die Bretterwände beseitigt. Auch Canalröhren, Gehsteige (= Trottoirs) u. dgl. werden aus Cement hergestellt.

Über die Erzeugung des **Chlorkalkes** Seite 97.

**Calciumsulfat oder Gips,  $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ ,**

bildet mehrere Mineralien: Marienglas (monoklin, durchsichtig), Alabaster (körnig, durchscheinend), Gipsstein (derb, undurchsichtig<sup>2)</sup>). Alabaster wird für Sculpturen verwendet.

<sup>1)</sup> Puzzuoli, das altrömische Puteoli bei Neapel.

<sup>2)</sup> Vergleiche: Doppelspat, Marmor, Kalkstein.

Wenn Gips erhitzt wird, verliert er sein Krystallwasser und heißt dann gebrannter Gips. Wird dieser mit Wasser zusammengebracht, so bindet er dasselbe wieder und erhärtet binnen weniger Minuten. Diese Eigenschaft macht den Gips als Kitt verwendbar. Da er überdies beim Abbinden sein Volumen vergrößert, ist er ein vorzügliches Material zum Abformen, welches selbst die feinsten Gravierungen scharf ausfüllt. Das Brennen des Gipses darf aber nicht bei zu hoher Temperatur geschehen, weil er sonst die Fähigkeit des Abbindens verliert (todtgebrannter Gips). Das Mahlen des Gipses erfolgt entweder vor oder nach dem Brennen.

Einer ausgedehnten Verwendung des Gipses als Mörtel ist seine geringe Härte hinderlich.

Wenn Gips mit Leimlösung angerührt wird, bindet er langsamer ab und erlangt eine größere Härte und ein marmorähnliches Aussehen. Diese Masse wird **Stuck** genannt und zur Herstellung von Ornamenten verwendet. Durch Einmengen von Farbstoffen erhält die Masse das Aussehen farbigen Marmors (Gipsmarmor).

Erwähnt sei noch die Verwendung des Gipses zu Gipsverbänden bei Knochenbrüchen.

Auf die Bedeutung des schwefelsauren Kalkes für die Landwirtschaft machte zuerst Franklin aufmerksam. Er überzeugte seine Mitbürger davon, indem er ein Feld mit Kleesamen säte und dann durch Aufschütten von Gips die Worte hineinschrieb »Hier ist gegipst«. Als der Klee in Blüte stand, waren diese Worte deutlich wiederzulesen, weil die Kleepflanzen an den gegipsten Stellen höher standen als anderswo.

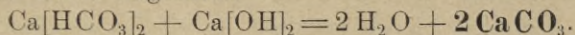
**Ca[H<sub>2</sub>PO<sub>4</sub>]<sub>2</sub>**, primäres Calciumphosphat, ist ein Bestandtheil des Superphosphats; Seite 53.

**CaC<sub>2</sub>**, Calciumcarbid; Seite 88.

### Kesselspeisewasser.

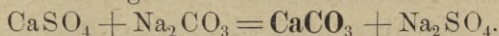
Verbindungen des Calciums und Magnesiums, namentlich Calciumsulfat und die Bicarbonate des Calciums und Magnesiums, verursachen die Härte des Wassers und den schädlichen Kesselstein; Seite 27. Um die Entstehung des Kesselsteins zu verhindern, wird das Kesselspeisewasser vor dem Gebrauch in eigenen Gefäßen gereinigt. Vor allem muss das Wasser einer quantitativen Analyse unterzogen werden, damit die nöthige Menge der reinigenden Stoffe berechnet werden könne.

I. Zur Entfernung der Bicarbonate wird dem Wasser gelöschter Kalk zugesetzt:



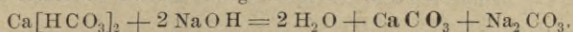
Das secundäre Calciumcarbonat ist unlöslich und setzt sich daher zu Boden. Auf ähnliche Weise wird das Magnesiumbicarbonat beseitigt.

II. Zur Entfernung des Calciumsulfats dient Soda:

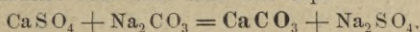


Das Natriumsulfat geht zwar in Lösung, bildet aber keinen Kesselstein.

III. In manchen Fällen reinigt man mit Ätznatron:



Die so entstandene Soda fällt dann den Gips:

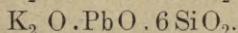
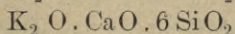
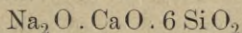


Während der Reinigung wird das Wasser mittelst Dampf erhitzt, wodurch die Reactionen befördert werden.

### Glas.

Die Silicate der Alkalien haben zwar das Aussehen des Glases (amorph, durchsichtig), sind aber in Wasser löslich (Wasserglas). Die Silicate des Kalkes sind zwar nicht in Wasser, aber in Säuren löslich. Doppelsilicate von Alkalien und Kalk hingegen sind amorph, durchsichtig, in Wasser und Säuren fast unlöslich.<sup>1)</sup> Solche Doppelsilicate heißen Gläser. Glas muss aber außer diesen Eigenschaften noch die besitzen, dass es aus dem geschmolzenen Zustande nicht sofort erstarrt, sondern einige Zeit weich, bildsam bleibt, damit es bearbeitet werden könne.

Die wichtigsten Gläser sind Doppelsilicate 1) von Natrium und Calcium, genannt Natronglas, 2) von Kalium und Calcium, genannt Kaliglas, 3) von Kalium und Blei, genannt Bleiglas. Ihre Zusammensetzung richtet sich nach der gewünschten Qualität entspricht aber annähernd den Formeln:



Bei zunehmender Menge der Kieselsäure steigt zwar die Widerstandsfähigkeit des Glases gegen Lösungsmittel, aber auch der Schmelzpunkt und die Sprödigkeit. — Bleiglas zeichnet sich durch seinen Glanz und sein Lichtbrechungsvermögen aus, weshalb es

<sup>1)</sup> Flussäure ausgenommen; Seite 17.

einerseits zur Nachahmung des Diamanten (pierre de Strass<sup>1</sup>), andererseits zur Herstellung optischer Instrumente dient.

Lässt man Glas rasch erkalten, so wird es sehr spröde (»Glas-  
thänen«, durch Eintropfen in Wasser erhalten); lässt man aber Glas  
allzu langsam erkalten, so bilden sich in seiner Masse kleine  
Krystalle, durch welche es getrübt wird; da es so die Durch-  
sichtigkeit, eine seiner besten Eigenschaften, verliert, sagt man dann,  
es sei entglast.

Als Rohstoffe zur Erzeugung des Glases dienen:

Für  $\text{SiO}_2$  meist Sand. Wenn er unrein ist, liefert er ordinäre  
Gläser. Für farbloses Glas ist sehr reiner Sand erforderlich, der oft  
weit her bezogen wird. Auch gepulverter Quarz und Feuerstein  
(in England Flint genannt).

Für  $\text{Na}_2\text{O}$  calcinierte Soda oder Natriumsulfat (aus der  
Leblanc-Industrie). Bei Verwendung von Sulfat ist Kohle als Re-  
ductionsmittel nothwendig, und zwar für feine Gläser Holzkohle, für  
ordinäre Gläser Steinkohle.

Für  $\text{K}_2\text{O}$  Pottasche oder gewöhnliche Holzasche.

Für  $\text{CaO}$  Kalkstein oder Kreide, für farbloses Glas reiner  
Marmor.

Für  $\text{PbO}$  Mennige  $\text{Pb}_3\text{O}_4$ .

Die Rohstoffe werden feinstens gepulvert und in bestimmten  
Gewichtsverhältnissen innig gemengt. Das Gemenge heißt Glassatz.  
Will man gefärbtes Glas erzeugen, so fügt man dem Glassatze ge-  
wisse mineralische Stoffe bei, wozu meist minimale Mengen hinreichen.  
Zur Erzeugung durchscheinender oder undurchsichtiger  
Gläser mengt man dem Glassatze Knochenasche oder andere Stoffe  
bei; Beinglas, Milchglas.

Das Gefäß, in welchem der Glassatz geschmolzen wird, heißt  
Glashafen. Der Hafen wird in der Glasfabrik selbst aus feuer-  
festem Thon gebildet, monatelang getrocknet, dann sehr allmählich  
erwärmt und endlich glühend in den Glasofen eingeschoben. Für  
empfindliche Gläser wird der Haubenhafen verwendet, dessen Öffnung  
aus dem Glasofen seitlich etwas herausragt, damit nicht durch die Feuer-  
gase das Glas verdorben werde; sonst sind die Hafen nach oben offen.

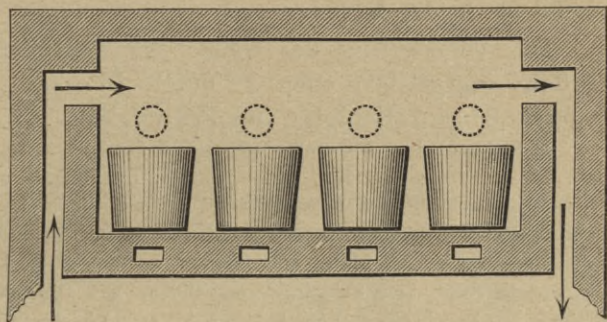
Der Glasofen ist ein Flammofen, welcher mit Generatorgas  
geheizt wird. Man stelle sich in Figur 17, Seite 81, an Stelle des

<sup>1</sup>) Benannt nach dem Erfinder Strasser (Wien, gegen 1800).

Herd die Figur 25 vor. Von der einen Seite tritt Generatorgas mit Secundärluft zu, auf der anderen Seite entweichen die Verbrennungsgase.

Fig. 25.

Nach einiger Zeit wird dem Gasstrom durch Umstellen der Wechselklappen die entgegengesetzte Richtung gegeben u. s. f. Hinter den vier



Hafen sind abermals vier Hafen zu denken. Unter jedem Hafen befindet sich ein Canal, durch welchen kalte Luft mittelst eines Schornsteines gesogen wird, damit der Boden des Hafens unter der Hitze nicht zu sehr leide. Über jedem Hafen befindet sich eine kreisrunde Öffnung, durch welche der Glassatz eingeführt und das geschmolzene Glas entnommen wird. Früher heizte man, um eine reine Flamme zu erhalten, mit Holz; die moderne Generatorgasfeuerung aber ermöglicht 1) Verwendung billiger Brennstoffe (selbst Torf), 2) höhere Temperaturen, 3) Brennstoffersparnis.

Beim Erhitzen schmilzt der Glassatz. Aus dem flüssigen Glase (Glasfluss) entweichen Kohlensäure und andere Gase. Gewisse Stoffe, welche sich in dem Glasflusse nicht auflösen vermögen (Sulfate und Chloride) setzen sich entweder zu Boden, oder sie steigen an die Oberfläche und bilden die Glasgalle, welche entweder abgeschöpft oder wenigstens von den Arbeitsöffnungen ferngehalten wird. Damit der Glasfluss homogen, d. h. durch und durch gleichartig werde, taucht man Stoffe ein, welche sich unter der Hitze in Gase verwandeln, z. B. eine Kartoffel oder Arsenik  $As_2O_3$ . Hierauf wird die Temperatur gemäßigt (vorher über  $1000^{\circ}$ , jetzt unter  $800^{\circ}$ ), damit der Glasfluss dicker und so zur Verarbeitung brauchbarer werde. Nachdem der Glasfluss verbraucht worden ist, wird wieder Glassatz von derselben Zusammensetzung eingeführt und so fort. Die Verarbeitung ist also keine fortwährende. Eine fortwährende Verarbeitung jedoch ermöglichen die von Siemens erfundenen Glaswannen. Sie sind größer als die Hafen und so eingerichtet, dass auf der einen Seite

immerfort der Glassatz eingeführt wird, in der Mitte der Wanne der Glasfluss dünnflüssig, an der anderen Seite, nämlich bei den Arbeitsöffnungen, dickflüssig ist (zu diesem Zwecke wird hier stärker gekühlt als in der Mitte).

Die Verarbeitung des Glases geschieht entweder 1) durch Gießen (Spiegelglas) oder 2) durch Pressen (Pressglas) oder 3) durch Blasen (Hohlglas und Fensterglas).

1) Spiegelglas für große Spiegel und Auslagefenster. Der Glashafen wird durch einen Krahn aus dem Ofen gehoben, sein Inhalt auf eine Eisenplatte ausgegossen, welche seitlich begrenzt ist, und mit einer eisernen Walze geebnet. Hierauf wird die Glasplatte in den Kühlöfen geschoben, welchen man dann verschließt und sammt der Platte sehr langsam erkalten lässt. Die Platte wird dann mit nassem Sand und Schmirgel geschliffen, mit Eisenoxyd poliert und beschnitten. — Durch abermaliges Erhitzen bis zum Weichwerden kann das Spiegelglas in gekrümmten Eisenformen gebogen werden.

2) Pressglas für kleine Gegenstände (Tintenzeuge, Salzfässchen u. dgl.). Das flüssige Glas wird in Messingformen gegossen und die Form zugepresst.

3) Tafelglas für kleine Spiegel und Fensterscheiben. Der Arbeiter taucht die Pfeife, Fig. 26, in den

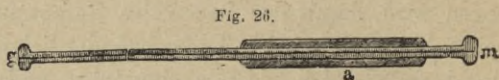
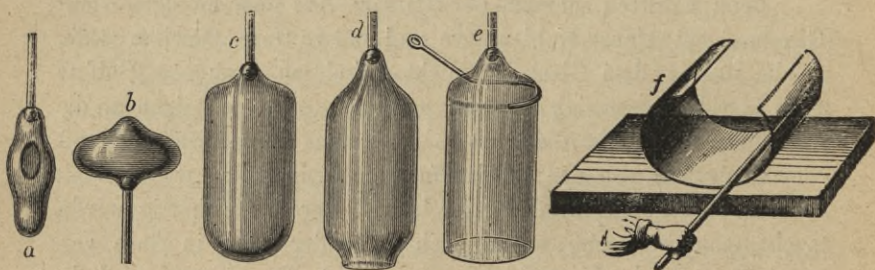


Fig. 26.

Glashafen; es bleibt etwas Glas hängen, welches dann unter beständigem Drehen zu einer kleinen Kugel aufgeblasen wird. Der Arbeiter taucht noch öfter ein, bis eine genügende Menge Glas an der Pfeife sitzt, und gibt diesem die Gestalt *a* (Fig. 27). Er kehrt dann die Pfeife um, die Masse sinkt etwas zusammen, *b*. Das

Fig. 27.

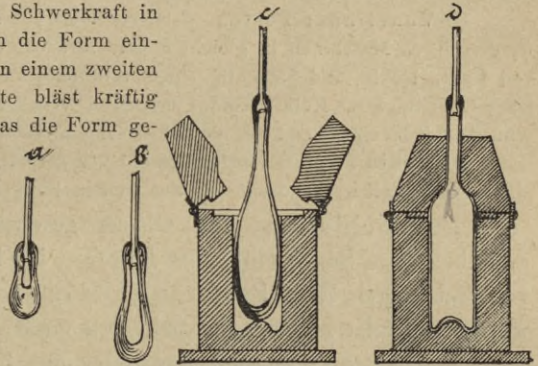


Glas wird bisweilen wieder bei der Arbeitsöffnung erweicht. Durch Blasen und Schwingen erhält es die Gestalt einer Walze, *c*. Der Boden derselben wird ins Feuer gehalten und dann durch Blasen zum Platzen gebracht, *d*. Beim raschen Drehen erweitert sich die entstandene Öffnung unter der Fliehkraft bis zur Weite der Walze, *e*. Mit einem glühenden gebogenen Eisen wird der obere Theil abgesprengt. Die Walze ist jetzt beiderseits offen; sie wird der Länge nach aufgesprengt und dann in den Streckofen gebracht. Hier erweicht das Glas und lässt sich mit einem Eisenstab zu einer Tafel ausstrecken, *f*, worauf es langsam gekühlt wird.

4) Hohlglas. Mit diesem Worte bezeichnet man Glaswaren, welche durch Blasen erzeugt sind, mit Ausnahme des Tafelglases. Die Herstellung geschieht entweder mit Benützung von Formen oder aus freier Hand.

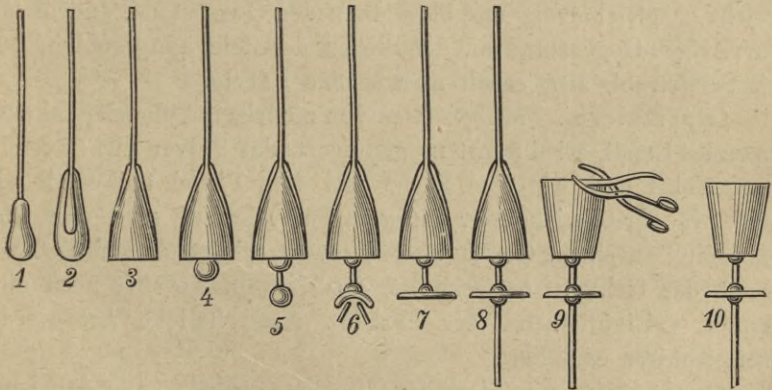
a) Formarbeit. Hiefür diene als Beispiel die Erzeugung einer Weinflasche (Fig. 28). Der Glastropfen wird zuerst ein wenig geblasen, *a*, durch Eintauchen verstärkt, durch die Schwerkraft in die Länge gezogen, *b*, und in die Form eingeführt, *c*. Die Form wird von einem zweiten Arbeiter zugeklappt; der erste bläst kräftig in die Flasche, damit das Glas die Form genau annehme; *d*. Nach dem Verlassen der Form wird die Flasche von der Pfeife mittelst eines Wassertropfens abgesprengt und in den Kühl-Ofen getragen. Die Formen sind entweder aus Eisen oder aus Holz (jene leiten die Wärme zu rasch ab; diese verkohlen allmählich und müssen oft ersetzt werden).

Fig. 28.



b) Handarbeit. Als Beispiel diene die Erzeugung eines Weinglases (Fig. 29). Der Glastropfen (1) wird aufgeblasen (2), unten abgeplattet (3), unten ein Stück Glas angesetzt (4), dasselbe zu einem Stiel ausgezogen und wieder ein Stück Glas angesetzt (5), dann mittelst einer Zange (6) unter Drehung eine Glasplatte geformt (7) und unter derselben ein Eisenstab angesetzt (8), damit nun der obere Theil bearbeitet

Fig. 29.



werde. Die Pfeife wird abgesprengt, die Öffnung durch Drehen erweitert, der Rand beschnitten (9), das fertige Glas von dem Eisenstab (10) abgesprengt und gekühlt. — Zur Erzeugung eines Henkels wird an das Gefäß oben ein Stück Glas

Die Figuren 8, 15, 16, 17, 18, 20 und 28 stammen aus Osts Lehrbuch der technischen Chemie.

angesetzt, mit der Zange gezogen, gebogen und dann auch unten angesetzt. — Tüchtige Glasarbeiter erhalten sehr hohe Arbeitslöhne.

c) Glasröhren. Die herausgenommene Glasmenge wird ein wenig geblasen, dann an dem anderen Ende ein Eisenstab angesetzt. Ein Junge erfasst die Pfeife, ein anderer den Eisenstab; beide laufen damit in entgegengesetzter Richtung; die hohle Masse wird so in die Länge gezogen und liefert eine Röhre.

d) Venetianer Perlen. Sortierte Glasröhren von gleichem Querschnitt werden durch Maschinen in gleiche Stücke zerhackt und diese mit einem Gemenge von Kalk, Kohle und Sand in einem rotierenden Cylinder erhitzt. Die scharfen Kanten erweichen. Kalk, Kohle und Sand verhindern sowohl das Zusammenschmelzen jeder einzelnen Perle als auch das Zusammenschmelzen verschiedener Perlen.

e) Hohle Perlen werden einzeln vor der Öllampe geblasen und dann mit einer Flüssigkeit ausgegossen, die aus weißen Fischschuppen bereitet ist.

Das Schleifen des Glases geschieht mittelst rotierender Scheiben aus Sandstein oder Kupfer, im letzteren Falle mit Hilfe von Schmirgel. Zum Polieren dient Eisenoxyd. Auch Zeichnungen werden mittelst rotierender Scheiben eingraviert.

Das Ätzen geschieht entweder mit Flussäure (Seite 17) oder mit Sandstrahlgebläse. Dieses beruht darauf, dass Sand mit großer Wucht gegen das Glas geschleudert wird; die nicht zu ätzenden Stellen werden mittelst Kautschuk geschützt, dessen Lösung man zuerst aufträgt und dann verdunsten lässt.

Überfangglas. Man nimmt aus dem Hafen einen Klumpen farblosen Glases, trägt farbiges Glas (rothes oder blaues) auf, verstreicht es gleichmäßig und bläst dann den Gegenstand. Indem man den fertigen Gegenstand an den Stellen der Zeichnung schleift oder (mit Sandstrahl) ätzt, erhält man schöne Effecte.

Glasmalerei. Farbiges Glas von niedrigem Schmelzpunkt, sogenanntes Email, wird feinstens gepulvert, das Pulver mit Lavendelöl angerührt und wie eine Farbe mit dem Pinsel aufgemalt oder nach Art der Abziehbilder aufgetragen. Hierauf wird der Glasgegenstand in einem Gefäß (Muffel) soweit erhitzt, dass das Öl verbrennt, das farbiges Glas schmilzt, die Hauptmasse aber noch nicht schmilzt (»Einbrennen« der Farben). Auf ähnliche Art werden Eisengeschirre emailliert.

Drahtglas, von Siemens erfunden, enthält ein Eisendrahtgeflecht. Wenn solches Glas zerspringt, fallen die Scherben doch nicht auseinander; es eignet sich daher für Wasserstandsgläser an Dampfkesseln, für Glasdächer u. dgl. vorzüglich.

Glaswolle. Das Glas wird in weichem Zustand auf eine rotierende Spindel aufgehaspelt.



### Strontium, Sr = 87.6.

In der Natur finden sich die Mineralien: Strontianit  $\text{SrCO}_3$  und Cölestin  $\text{SrSO}_4$ . Aus diesen werden die übrigen Strontiumverbindungen erzeugt.

$\text{Sr}[\text{OH}]_2$ , Strontiumhydroxyd, wird in der Zuckerindustrie verwendet.  $\text{Sr}[\text{NO}_3]_2$ , Strontiumnitrat, färbt die Flamme schön roth, wird daher für Feuerwerk verwendet.

### Baryum, Ba = 137.4.

In der Natur finden sich die Mineralien: Witherit  $\text{BaCO}_3$  und Schwerspat  $\text{BaSO}_4$ , auch Baryt genannt.

$\text{Ba}[\text{NO}_3]_2$ , Baryumnitrat, färbt die Flamme grün, wird daher für Feuerwerk verwendet. Durch Glühen des Baryumnitrates erhält man  $\text{BaO}$ , Baryumoxyd. Wenn dieses in einem Strome trockener, kohlenstofffreier Luft erhitzt wird, verwandelt es sich in  $\text{BaO}_2$ , Baryumsuperoxyd, welches zur Bereitung von Wasserstoffsuperoxyd dient (Seite 30).

$\text{BaSO}_4$ , Baryumsulfat, ist in Wasser fast unlöslich (1:400000), ein weißes amorphes Pulver, welches unter dem Namen Permanentweiß<sup>1)</sup> als weißer Farbstoff dient.

### Magnesium, Mg = 24.4.

Die Verbindungen des Magnesiums sind sehr verbreitet in der Natur:  $\text{MgCO}_3$  Magnesit,  $\text{MgCO}_3 \cdot \text{CaCO}_3$  Dolomit (welcher ganze Gebirge bildet),  $\text{MgSO}_4$  gelöst in den Bitterwässern,  $x\text{MgO} \cdot y\text{SiO}_2$  Magnesiumsilicate: Serpentin, Talk, Speckstein, Meerscham;  $\text{MgCl}_2 \cdot \text{KCl} \cdot 6\text{H}_2\text{O}$  Carnallit in den Stassfurter Salzen.

Magnesium wird durch Elektrolyse geschmolzenen Carnallits erzeugt. Hierbei ist es nothwendig, das Chlor abzuleiten und auch den Sauerstoff abzuhalten, weil Magnesium nahe der Schmelztemperatur verbrennt. Man führt daher Leuchtgas durch den Apparat. Magnesiummetall kommt in den Handel als Band, Draht und Pulver. Es ist brennbar, und seine Flamme ist reich an chemischen Strahlen. Deshalb wird Magnesiumlicht hauptsächlich für photographische Aufnahmen verwendet.

$\text{MgCO}_3$ , künstlich hergestellt, heißt weiße Magnesia und dient als Arzneimittel; ebenso  $\text{MgO}$ , welches daraus durch Brennen

<sup>1)</sup> Weil es permanent weiß bleibt, während ein anderer weißer Farbstoff, das Bleiweiß, seine Farbe verändert.

bereitet wird und daher gebrannte Magnesia heißt.  $Mg[OH]_2$ , aus dem Oxyd durch Schütteln mit warmem Wasser bereitet, dient als Gegengift gegen Arsenik.

### Aluminium, $Al = 27.1$ , dreiwertig.

Die Verbindungen des Aluminiums sind sehr verbreitet in der Natur. Das Metall wird durch Elektrolyse seines Oxydes unter gleichzeitiger Reduction desselben durch Kohle gewonnen. Die bedeutendste Fabrik ist Neuhausen, gegenüber Schaffhausen, welche die Kraft des Rheinfalles benützt.

Aluminium ist weiß, glänzend, klingend, dehnbar, widerstandsfähig gegen Luft und Feuchtigkeit. Schmelzpunkt  $700^{\circ}$ . Das geringe specifische Gewicht 2.6 ist seine wertvollste Eigenschaft. Wichtiger als das Metall selbst sind seine Legierungen.

$Al_2O_3$ ,<sup>1)</sup> Aluminiumoxyd, Thonerde, bildet mehrere Mineralien: 1) Korund und seine Abarten: Rubin (roth, durchsichtig), Saphir (blau, durchsichtig), welche als Edelsteine, und Schmirgel (besonders auf Naxos), welcher wegen seiner Härte als Schleifmittel verwendet wird. 2) Bauxit (wasserhaltig), welcher zur Herstellung des Metalls und vieler Aluminiumverbindungen dient.

$xAl_2O_3 \cdot ySiO_2$ , Silicate des Aluminiums, kieselsaure Thonerde, bildet gemeinsam mit kieselsauren Alkalien den Feldspat und den Glimmer, welche ihrerseits gemeinsam mit Quarz die Gesteine Granit und Gneis zusammensetzen. Durch Verwitterung dieser Mineralien werden die Alkalisilicate vom Wasser gelöst und weggeführt; die kieselsaure Thonerde bleibt entweder an derselben Stelle (an »primärer Lagerstätte«) liegen und heißt, mehr oder minder mit unzersetztem Feldspat oder mit Quarz verunreinigt, Kaolin, Porzellanerde; oder sie wird vom Wasser weggeschwemmt und bleibt anderswo liegen (an »secundärer Lagerstätte«), ist dann zwar frei von Feldspat und Quarz, jedoch infolge ihrer Wanderung verunreinigt mit kohlen-saurem Kalk, Eisenoxyd und anderem und heißt dann Thon, Lehm.

$Al_2[SO_4]_3$ ,<sup>2)</sup> Aluminiumsulfat, schwefelsaure Thonerde, wird aus Kaolin mittelst verdünnter Schwefelsäure gewonnen. Die Kieselsäure

1) Die Formel ergibt sich daraus, dass Al dreiwertig, O zweiwertig ist. — Setzt man statt des Sauerstoffes die gleichfalls zweiwertige Atomgruppe  $SO_4$ , so ergibt sich die Formel  $Al_2[SO_4]_3$ .

2) Siehe Anmerkung 1.

bleibt ungelöst. Die Lösung wird zur Krystallisation eingedampft. Wegen seiner großen Löslichkeit ist das Aluminiumsulfat schwer in reinem Zustande zu gewinnen; namentlich ist es mit Eisenverbindungen verunreinigt, welche aber gerade für seine wichtigste Verwendung, Färberei und Zeugdruck, von großem Schaden sind. Für diese Verwendung stellt man daher meist Alaun her, ein Doppelsalz von der Zusammensetzung  $\text{Al}_2[\text{SO}_4]_3 \cdot \text{K}_2\text{SO}_4 \cdot 24\text{H}_2\text{O}$ , welches in der Wärme 24mal löslicher ist als in der Kälte (Seite 11) und sich daher sehr leicht durch Krystallisation reinigen lässt.

### Alaun, $\text{Al}_2[\text{SO}_4]_3 \cdot \text{K}_2\text{SO}_4 \cdot 24\text{H}_2\text{O}$ .

1) In vulcanischen Gegenden (Italien) findet sich das Mineral Alaunstein, welches bereits die Bestandtheile des Alauns  $\text{Al}_2[\text{SO}_4]_3$  und  $\text{K}_2\text{SO}_4$  nebst Thonerde  $\text{Al}_2\text{O}_3$  enthält. Er wird gebrannt, dann lange Zeit der Luft ausgesetzt und endlich mit Wasser ausgelaugt. Das Product heißt römischer Alaun.

2) An manchen Orten Mitteleuropas findet sich sogenannter Alaunschiefer. Er enthält Thon  $\text{Al}_2\text{O}_3 \cdot 2\text{SiO}_2$ , Schwefelkies  $\text{FeS}_2$  und Kohle. Man lässt ihn lange Zeit an der Luft verwittern; es bilden sich durch den Einfluss des Sauerstoffes und des Wassers aus dem Schwefelkies:  $\text{FeSO}_4$  (Eisenvitriol) und (aus dem zweiten Schwefelatom des Kieses)  $\text{H}_2\text{SO}_4$ . Die Schwefelsäure bildet mit dem Thon schwefelsaure Thonerde und unlösliche Kieselsäure. Durch Auslaugen erhält man also eine Lösung von  $\text{Al}_2[\text{SO}_4]_3$ ,  $\text{FeSO}_4$  und überschüssige Schwefelsäure  $\text{H}_2\text{SO}_4$ . Die Lösung wird eingedampft; der Eisenvitriol scheidet sich zum größten Theile aus und kann zur Erzeugung von Vitriolöl (Seite 45) verwendet werden. Die Mutterlauge wird mit  $\text{KCl}$  (Sylvin)-Lösung versetzt. Durch die überschüssige Schwefelsäure wird das Chlorkalium in Kaliumsulfat übergeführt, welches mit dem Aluminiumsulfat Alaun bildet. Dieser scheidet sich wegen seiner geringen Löslichkeit bei gewöhnlicher Temperatur aus und wird durch Schütteln während der Krystallisation besonders rein gewonnen (Alaunmehl).

Alaun wird nicht nur in der Färberei und Zeugdruckerei verwendet, sondern auch in der Papierindustrie und zur Erzeugung von Leder (Weißgerberei).

$\text{Al}[\text{ONa}]_3$ . Dem dreiwertigen Aluminium entspricht das Hydrat  $\text{Al}[\text{OH}]_3$ . Obwohl es ein Metallhydroxyd ist, spielt es dem Natrium gegenüber die Rolle einer Säure, d. h. seine Wasserstoffatome lassen sich durch Natriumatome ersetzen:  $\text{Al}[\text{ONa}]_3$ , Natriumaluminat oder Thonerdenatron. Dieses wird bereitet, indem man

Bauxit mit Soda im Flammofen erhitzt; die Kohlensäure entweicht. Das Product wird mit Wasser ausgelaugt, die Lösung zur Trockne verdampft. Thonerdenatron ist ein weißes, leichtlösliches Pulver und wird gleichfalls in der Färberei und Zengdruckerei angewendet.

Wenn Alaun erhitzt wird, gibt er sein Krystallwasser ab und bläht sich dabei stark auf. Das Product heißt gebrannter Alaun.

Im Alaunmolecül kann an Stelle des Kaliums auch Natrium oder Ammonium treten; ebenso kann an Stelle des Aluminiums auch Eisen oder Chrom treten. Man nennt alle diese Salze Alaune. Sie sind alle isomorph, d. h. sie haben alle dieselbe Krystallgestalt.

$\text{Al}_2[\text{SO}_4]_3 \cdot \text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 24\text{H}_2\text{O}$  Natriumalaun,

$\text{Fe}_2[\text{SO}_4]_3 \cdot \text{K}_2\text{SO}_4 \cdot 24\text{H}_2\text{O}$  Eisenkaliumalaun,

$\text{Cr}_2[\text{SO}_4]_3 \cdot [\text{NH}_4]_2\text{SO}_4 \cdot 24\text{H}_2\text{O}$  Chromammoniumalaun u. s. w.

### Ultramarin.

In Asien findet sich das Mineral Lasurstein oder Lapis lazuli, welches durch seine herrlich blaue Farbe ausgezeichnet ist. Derselbe Farbstoff wird künstlich hergestellt, indem man Soda, Thon, Schwefel und Harz (als Reductionsmittel) feinstens pulvert, in bestimmten Gewichtsverhältnissen innig mengt und in geschlossenen Gefäßen glüht. Das Ultramarin enthält daher  $\text{Na}_2\text{O}$ ,  $\text{Al}_2\text{O}_3$ ,  $\text{SiO}_2$  und S; es ist aber nicht bekannt, wie diese Stoffe miteinander verbunden sind. Der Inhalt der Gefäße ist auch meistens nicht durch und durch gleichmäßig gefärbt, sondern die innersten Partien sind grün, die äußersten weiß, die mittleren blau. Das Product wird daher zerbrochen und sortiert, dann mit Wasser gewaschen, gemahlen, geschlämmt und getrocknet. Ultramarin ist in Wasser unlöslich, daher wird das feinste Pulver am meisten geschätzt.

Ultramarin ist echt, d. h. widerstandsfähig, gegen Licht, Luft, Wasser, Seife, aber unecht gegen Säuren; diese zersetzen es nämlich sofort, wobei Entfärbung eintritt und  $\text{H}_2\text{S}$  entweicht. Es wird verwendet 1) zum Färben von Tapeten und Papier überhaupt, 2) zur Zimmermalerei, 3) Wäsche ist bekanntlich selbst nach sorgfältiger Reinigung gelblich. Sie wird daher mit Ultramarin (»Waschblau«) gebläut; die complementären Farben Blau und Gelb geben Weiß.<sup>1)</sup> Aus demselben Grunde wird Ultramarin in der Zuckerindustrie und in der Papierindustrie verwendet, um den gelblichen Zucker

<sup>1)</sup> So werden auch gelbliche Diamanten (Capdiamanten) dadurch farblos gemacht, dass man sie einige Zeit in einer Fuchsinlösung liegen lässt.

oder das gelbliche Papier zu entfärben. Aus den sonstigen Verwendungen ist das Ultramarin durch die Theerfarbstoffe verdrängt worden. — Ein Hauptsitz der Ultramarinerzeugung ist Nürnberg.

### Thonwaren.

Reinster Thon hat die Zusammensetzung

$\text{Al}_2\text{O}_3 \cdot 2\text{SiO}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ . Er hat die Eigenschaft, viel Wasser aufzusaugen und mit demselben einen bildsamen Teig zu geben. Diese Eigenschaft ist wichtig, denn sie ermöglicht, aus Thon Gegenstände der verschiedensten Art herzustellen, was entweder mittelst der Töpferscheibe, mittelst Formen oder durch Handarbeit geschieht. Eine andere wichtige Eigenschaft des Thones ist die, dass er nach dem Brennen nicht mehr bildsam, sondern hart und spröde ist. Während des Brennens »schwindet« der Thon, d. h. er zieht sich zusammen; daher ist die Gestalt des Thongegenstandes nach dem Brennen nicht der früheren gleich, sondern nur ähnlich und dies auch nur dann, wenn die Thonmasse schon vor dem Formen homogen gewesen ist; im anderen Falle ist die Schwindung an verschiedenen Stellen verschieden groß, und der Gegenstand erscheint nach dem Brennen verzerrt. Wegen des Schwindens müssen die Thongegenstände um ein gewisses Maß größer geformt werden, als sie nach dem Brennen sein sollen.

Reiner Thon ist bei der Brenntemperatur noch nicht schmelzbar. Er ist daher nach dem Brennen porös und für Flüssigkeiten durchlässig.<sup>1)</sup> Enthält aber ein Thon Alkalien, Kalk oder andere Oxyde, so bilden diese mit der Kieselsäure glasartige, leichtschmelzende Silicate, welche die Poren des Thones ausfüllen und ihn für Flüssigkeiten undurchlässig machen. Solche Oxyde nennt man Flussmittel. Man unterscheidet daher Thonwaren mit poröser Bruchfläche und Thonwaren mit verglaster Bruchfläche.

#### Thonwaren mit poröser Bruchfläche.

1) Ziegel (Backsteine). Ziegel werden aus gewöhnlichem Lehm geformt. Das Formen geschieht entweder mit der Hand oder mit der Maschine. Das Princip der Maschine ist, dass der Lehm immerfort aus einer rechteckigen Öffnung herausgepresst und mittelst gespannten Drahtes in Ziegel zerschnitten wird. Vor dem Brennen müssen die Ziegel lange Zeit an der Luft trocknen. Das Brennen

<sup>1)</sup> Ungebrannter Thon hingegen ist für Wasser fast undurchlässig (Seite 25).

geschieht entweder in Meilern oder im Hoffmann'schen Ringofen. Ziegel sind meist durch Eisenoxyd roth gefärbt.

2) Feuerfeste Steine. Gewöhnliche Ziegelsteine vertragen nicht die hohen Temperaturen, welche in manchen Industrien, z. B. in der Eisenindustrie, nothwendig sind; sie würden dabei schmelzen. Für so hohe Temperaturen braucht man feuerfeste Steine. Diese werden aus besserem Thon erzeugt, der möglichst frei von Flussmitteln, namentlich frei von Eisenoxyd ist. Gebrannter feuerfester Thon heißt Chamotte.

3) Töpferware wird aus gemeinem Thon erzeugt, welcher im Bedarfsfalle gewisse Zusätze erhält. Wenn die Gegenstände lufttrocken geworden sind, werden sie in einen dünnen Brei von Thon, Bleiglätte und färbenden Stoffen eingetaucht. Während des Brennens entsteht aus Thon und Bleiglätte ein leichtschmelzendes Doppelsilicat, welches den Gegenstand glasartig überzieht und daher Glasur heißt. So wird die Durchlässigkeit der Geschirre verhindert. Am Boden des Gefäßes darf keine Glasur sein, weil das Gefäß sonst an seiner Unterlage anbrennen würde. Das Brennen geschieht in gewöhnlichen Flammöfen. Unglasiert lässt man Blumentöpfe, Diaphragmen für galvanische Elemente u. dgl. Die Bruchfläche der Töpferware ist röthlich.

4) Terracotta. Mit diesem Worte bezeichnet man Ziergegenstände (Bauornamente, kleine Figuren) aus eisenreichem, nach dem Brennen rothem Thon.

5) Fayence,<sup>1)</sup> Majolica<sup>2)</sup> oder Steingut unterscheidet sich von der Töpferware durch Verwendung feineren Thones und durch sorgfältigere Herstellung.

a) Gemeines Steingut hat eine gelbliche Bruchfläche und eine weiße Glasur. Hierher gehören die weißen Ofenkacheln.

b) Feines Steingut hat eine weiße Bruchfläche und eine farblose Glasur, ist daher äußerlich dem Porzellan ähnlich. Während des Brennens ruht es in Kapseln (thönernen Dosen), damit es nicht von den Feuergasen verunreinigt werde.

In den Kapseln werden mehrere Gegenstände aufeinandergestellt, und zwar so, dass jeder auf drei kleinen Säulchen aus Thon ruht. Daher darf der ganze Gegenstand glasiert werden, denn die Säulchen lassen sich nach dem Brande leicht entfernen. Der Boden der fertigen Ware hat daher nur drei Narben,

<sup>1)</sup> Von dem Namen der Stadt Faenza in Mittelitalien.

<sup>2)</sup> Von dem Namen der Insel Majorca (früher Majolica), Spanien.

während an Porzellanwaren die ganze Bodenfläche rauh ist (z. B. an Tellern der unterste Rand). Dieser Umstand dient zur Unterscheidung zwischen feinem Steingut und Porzellan, welche sonst auf den ersten Blick verwechselt werden können.

Feine Fayence war vor der Erfindung des Porzellans in Europa das vornehmste Geschirr.

Fayence wird zuerst ohne Glasur stark gebrannt, dann mit der Glasur schwach gebrannt. Ein etwaiges Bemalen der Gegenstände geschieht vor dem Glasieren, so dass die Farben dann unter der Glasur eingebrannt sind.

6) Siderolith heißen solche thönerne Ziergegenstände, welche statt der Glasur einen Überzug von gefärbtem Lack haben.

### Thonwaren mit verglaster Bruchfläche.

1) Gemeines Steinzeug. Zur Herstellung dienen Thone, welche im Feuer erweichen und daher keines Flussmittels bedürfen. Das Brennen geschieht in Flammöfen; die Ware ist mit den Feuer gasen in Berührung. Bruchfläche grau. Die Waren bekommen entweder keine Glasur oder sogenannte Salzglasur. Es wird nämlich Steinsalz in den Ofen geworfen; das Steinsalz verdampft und bildet auf der Oberfläche der Waren mit der Kieselsäure und der Thonerde ein leichtschmelzendes Doppelsilicat. Gemeines Steinzeug sind die Mineralwasserkrüge (jetzt meist durch Glasflaschen ersetzt), die Gasretorten, die Bombonnes, Gefäße für den Transport der Säuren, gewöhnliche Salbentiegel, Trottoirplatten (Klinker) u. dgl.

Canalröhren werden bereitet, indem man den Thonbrei aus einer kreisringförmigen Öffnung herauspresst, trocknet und brennt.

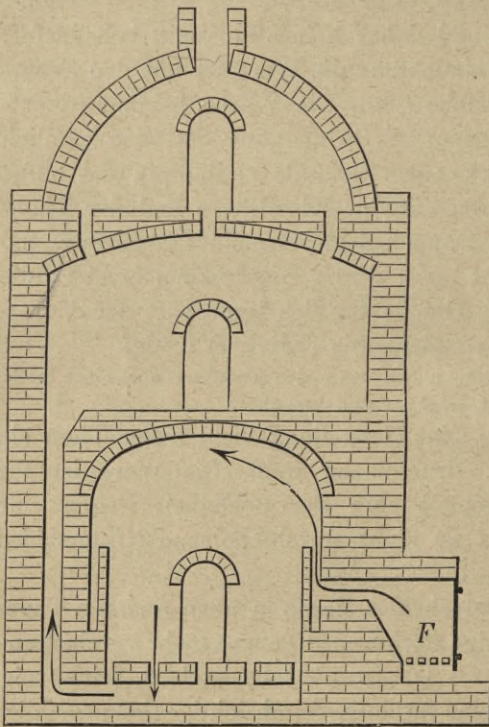
2) Feines Steinzeug. Zur Herstellung dient außer Thon ein Flussmittel, z. B. Feldspat. Bruchfläche weiß. Die Ware ist für Wasser undurchlässig, bekommt aber der Schönheit wegen eine durchsichtige Bleiglasur. Es ist nicht durchscheinend (Unterschied von Porzellan).

3) Porzellan. Es unterscheidet sich von allen anderen Thonwaren dadurch, dass es infolge stärkeren Brennens mehr verglast und daher durchscheinend ist.<sup>1)</sup> Die Bruchfläche ist hart, feinkörnig, glänzend, weiß, die Glasur eine farblose, durchsichtige (hauptsächlich geschmolzener Feldspat). Im Vergleiche mit Glas ist es härter und widerstandsfähiger sowohl gegen Hitze als auch gegen Lösungs-

<sup>1)</sup> So wie geöltes Papier durchscheinend ist, weil ein durchsichtiger Stoff die Poren erfüllt und dem Licht einen Weg bietet, so das Porzellan, weil seine Poren von geschmolzenen glasähnlichen Silicaten erfüllt sind.

mittel. Zur Erzeugung dient Kaolin, welchem je nach seiner Zusammensetzung entweder Feldspat oder Quarz als Flussmittel beigegeben werden. Das Mengenverhältnis ist ungefähr: 50% reiner Thon, 25% Feldspat, 25% Quarz. Die Stoffe werden feinstens gepulvert, mit Wasser zu einem homogenen Brei gerührt, dann durch Pressen vom Wasser befreit und geknetet, damit die Masse dicht werde. Die Gegenstände werden mittelst der Töpferscheibe oder mittelst Gipsformen oder durch Modellieren aus freier Hand gebildet. Henkel und andere Theile werden mit dünnem Brei, sogenanntem Schlicker, befestigt. Die Gegenstände werden lange an der Luft getrocknet und dann in den Porzellanofen (Fig. 30) eingesetzt.

Fig. 30.



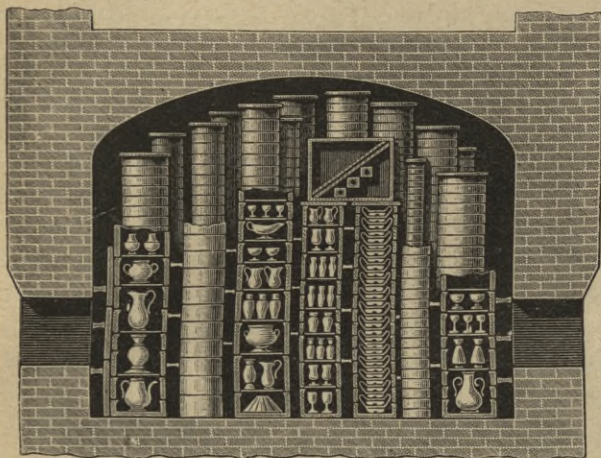
Der Porzellanofen besteht aus drei Stockwerken. Ringsherum sind mehrere Feuerungen *F* (im Höhenschnitt ist nur eine zu sehen). Als Brennstoff dient Steinkohle oder Holz. Die Flamme streicht in der Richtung des Pfeiles zunächst bis zur Decke des unteren Raumes, und weil sie hier keinen Ausweg findet, stürzt sie, dem Luftzuge folgend, nach unten, geht durch die Öffnungen des Bodens in den linksseitigen Canal, gelangt von hier in den mittleren Raum und durch dessen Decke in den oberen Raum, um endlich durch den Schlot zu entweichen. Es herrscht also in dem oberen Raum die geringste Hitze, in dem unteren die größte. Erst wenn alle Stockwerke mit Gegenständen gefüllt sind, wird der Ofen geheizt, und erst nach dem langsamen Erkalten desselben werden sie herausgenommen; der Verbrauch an

Brennstoff ist daher bedeutend. Die Waren werden in thönerne Kapseln eingeschlossen (Fig. 31). In dem oberen Raume des Ofens werden sie lediglich vorgewärmt. Im mittleren Raume werden sie rohgebrannt; sie besitzen dann schon große Festigkeit, sind aber noch porös, weil die Flussmittel noch nicht geschmolzen sind. Sie werden dann in einen dünnen Glasurbrei getaucht, welcher jedoch von



der untersten Fläche des Gegenstandes wieder abgewischt werden muss, damit

Fig. 31.



dieser nicht an seiner

Unterlage anschmelze. Hierauf werden die Waren im unteren Raume des Ofens glattgebrannt; hier schmelzen die Flussmittel und erfüllen die Poren; auch die Glasur schmilzt und überzieht die Waren gleichmäßig. Trotz größter Sorgfalt ist ein erheblicher Theil der Ware nur Ausschuss. Porzellan wäre auch ohne

Glasur für Flüssigkeit undurchlässig, weil die Masse verglast ist; doch verleiht die Glasur ein schöneres Aussehen.

Nichtglasiertes Porzellan heißt Biscuitware. Solche Waren sind Ziergegenstände, z. B. Statuetten, deren Kanten nach dem Glasieren abgestumpft erscheinen würden.

Zum Bemalen verwendet man leichtschmelzende Bleigläser; sie werden entweder nach dem Rohbrennen aufgemalt, so dass der fertige Gegenstand sie unter der Glasur enthält, oder nach dem Glattbrennen aufgemalt und eigens in Muffeln eingebrannt, so dass der fertige Gegenstand sie über der Glasur enthält.

Die Porzellanindustrie wurde in Europa erst 1709 durch den Alchemisten Böttcher eingeführt. Vor dieser Zeit wurden Porzellanwaren nur in China hergestellt und waren daher in Europa riesig theuer.

Weichporzellane oder Frittenporzellane enthalten bedeutend mehr Flussmittel und sind daher Mitteldinge zwischen Porzellan und Glas.

Röthel oder Bolus ist ein Thon, welcher durch viel Eisenoxyd rothgefärbt, Ocker oder Gelberde ein Thon, welcher durch Eisenhydroxyd gelbgefärbt, Umbra oder Braunerde ein Thon, welcher durch Manganhydroxyd braungefärbt ist. Sie werden als Farbstoffe verwendet. — Ocker gibt beim Erhitzen das Hydratwasser des Eisenhydroxydes ab und färbt sich dunkel (Terra di Siena).

## Eisen, Fe = 56.

Eisen ist zwei- und vierwertig. Tritt das Eisen vierwertig auf, so vereinigen sich immer zwei Atome desselben miteinander:  $\equiv\text{Fe}-\text{Fe}\equiv$ , so dass sie zusammen sechswertig sind. Vom zweiwertigen Eisen leiten sich die Oxydulverbindungen oder Ferroverbindungen ab:  $\text{FeO}$  Eisenoxydul,  $\text{FeSO}_4$  Eisenvitriol,  $\text{FeCO}_3$  Spateisenstein; vom vierwertigen Eisen leiten sich die Oxydverbindungen oder Ferriverbindungen ab:  $\text{Fe}_2\text{O}_3$  Eisenoxyd,  $\text{Fe}_2[\text{OH}]_6$  Eisenhydroxyd,  $\text{Fe}_2\text{Cl}_6$  Eisenchlorid. — Magneteisenstein  $\text{Fe}_3\text{O}_4$  ist eine Doppelverbindung von  $\text{Fe}_2\text{O}_3$  und  $\text{FeO}$ .

Eisen ist das wichtigste Metall und wird daher immerfort in ungeheuren Mengen hergestellt.<sup>1)</sup> Was durch Reduction der Eisenerze hergestellt wird, ist aber nie chemisch reines Metall, sondern ein Stoff, welcher neben Eisen noch wechselnde Mengen von Kohlenstoff, Schwefel, Phosphor, Silicium, Mangan und andere Elemente enthält. Diese Elemente beeinflussen die Eigenschaften des Eisens ganz bedeutend: kohlenstoffreies Eisen<sup>2)</sup> ist so weich, dass es nicht verwendbar ist; Schwefel, Phosphor, Silicium machen Eisen brüchig, so dass es bei Stoß oder Erschütterung zerspringt; Mangan ertheilt dem Eisen die Eigenschaften des Stahles: Härte und Elasticität. Es werden daher bei der weiteren Verarbeitung des Metalles nicht alle diese Elemente beseitigt, sondern es wird ein Theil des Kohlenstoffes und des Mangans beibehalten.

Der Kohlenstoff besteht im Eisen entweder:

- 1) in freiem Zustande als auskrystallisierter Graphit. Er macht das Eisen grau und körnig. Diese graphitische Ausscheidung des Kohlenstoffes tritt ein, wenn die Temperatur der Eisengewinnung sehr hoch ist;
- 2) oder in gebundenem Zustand als Eisencarbid  $\text{Fe}_x\text{C}_y$ .

Das Mangan verursacht die Bildung großer Krystallflächen (Spiegel). Enthält eine Eisensorte 50% Mangan oder mehr, so heißt sie Ferromangan und dient als Zusatz zur Bereitung guten Stahles.

**Erze.** Die Menge und Verbreitung der Eisenerze ist, zum Segen der Menschheit, sehr groß. Die wichtigsten sind:

- 1) Spateisenstein  $\text{FeCO}_3$ . Er liefert phosphorfrees, manganhaltiges Eisen, ist daher ein sehr gutes Erz.
- 2) Rotheisenstein oder rother Glaskopf  $\text{Fe}_2\text{O}_3$ .
- 3) Brauneisenstein oder brauner Glaskopf  $x\text{Fe}_2\text{O}_3 \cdot y\text{H}_2\text{O}$ , d. h. Eisenhydroxyd mit verschiedenen Mengen Hydratwassers. Er ist phosphorhaltig.

<sup>1)</sup> Im Jahre 1894 auf der ganzen Erde über 26 Millionen Tonnen, hievon in Oesterreich-Ungarn rund eine Million Tonnen.

<sup>2)</sup> Dargestellt durch Reduction reinen Eisenoxyds mit Wasserstoff:  
 $\text{Fe}_2\text{O}_3 + 6\text{H} = \dots\dots$

4) Magneteisenstein  $\text{Fe}_3\text{O}_4$ , arm an Phosphor und daher ein sehr gutes Erz (Schweden).

Die Erze werden vor dem Gebrauche meist geröstet, 1) damit gebundene Kohlensäure und Hydratwasser ausgetrieben werde, 2) damit Eisenoxydul zu Eisenoxyd oxydiert werde, welches erfahrungsgemäß leichter zu reducieren ist, 3) damit die Masse gelockert werde. Spateisenstein wird schon vor dem Transport geröstet, weil er durch den Verlust der gebundenen Kohlensäure um etwa 30% leichter wird.

Die Erze werden gattiert, d. h. es werden verschiedene Erze auf Grund chemischer Analysen vermengt, damit ein Eisen von gewünschter Qualität erhalten werde.

Hierauf werden die Erze mit Zuschlag vermengt. Das Gemenge heißt Möller. Der Zuschlag hat den Zweck, mit den Verunreinigungen der Erze leichtschmelzende Verbindungen zu liefern, welche Schlacken heißen. So wird ein großer Theil des Schwefels und des Siliciums gebunden, der sonst in das Eisen übergehen würde. Nur Phosphor geht nicht in die Schlacke und muss daher später entfernt werden. Der Zuschlag ist verschiedener Art. Er richtet sich hauptsächlich nach den Ergebnissen der Erzanalyse: enthält das Erz Kieselsäure oder Thonerde, so dient als Zuschlag Kalkstein; enthält das Erz Kalk oder Magnesia (was selten der Fall ist), so dienen als Zuschlag solche Mineralien, welche Kieselsäure und Thonerde enthalten; kurz: enthält das Erz saure Oxyde, so ist der Zuschlag basisch, enthält es basische Oxyde, so ist der Zuschlag sauer. In jedem Falle besteht also die Schlacke aus glasähnlichen Silicaten von Thonerde, Kalk und Magnesia.

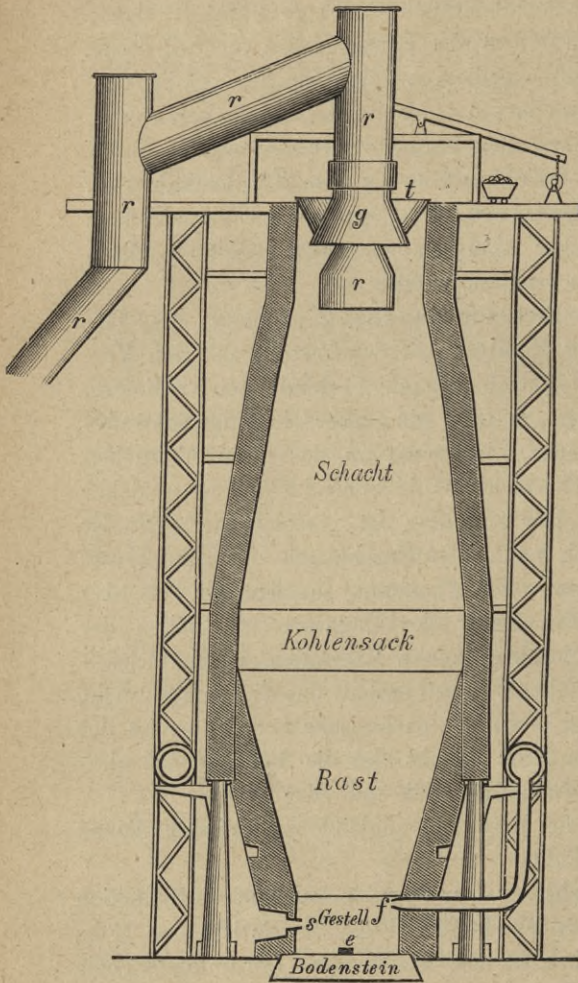
Zur Reduction der Erze und zugleich zur Heizung dienen meist Koks, selten Holzkohle.

**Hochofen, Winderhitzer.** Der Ofen, in welchem die Reduction vorgenommen wird, heißt Hochofen (Fig. 32). Er hat eine Höhe von ungefähr 20 m und besteht aus drei Theilen: Der unterste Theil, das Gestell, ist ein Cylinder; der nächste Theil, die Rast, ist ein umgekehrter Kegelstumpf; der obere Theil, der Schacht, ist ein aufrechter hoher Kegelstumpf. Die weiteste Stelle wird Kohlensack genannt. Die oberste Ebene des Ofens heißt die Gicht. Hier wird abwechselnd Möller und Brennstoff eingeworfen.

Die zur Verbrennung nothwendige Luft geht nicht freiwillig durch den Ofen; sie muss unter großem Druck hineingeblasen werden, wozu mächtige Dampfmaschinen dienen. Sie tritt unten im

Gestell aus mehreren Metallröhren *f*, den sogenannten Formen,

Fig. 32.



ein und verbrennt die Koks zu Kohlenoxyd CO. In der Ebene der Formen herrscht die höchste Temperatur, an der Gicht die geringste. Man kann daher längs der Höhe des Ofens mehrere Zonen unterscheiden (Fig. 33).

Die Vorwärmzone; hier wärmen sich Möller und Brennstoff vor.

Die Reduktionszone; hier begegnet das Kohlenoxyd dem Eisenoxyd und reducirt es:

$$\text{Fe}_2\text{O}_3 + 3\text{CO} = \text{Fe}_2 + 3\text{CO}_2.$$

Die entstehende Kohlensäure aber begegnet glühender Kohle und wird wieder zu Kohlenoxyd reducirt:  $\text{CO}_2 + \text{C} = 2\text{CO}$ , so dass oben aus der Gicht ein Gemenge von Stickstoff, Kohlenoxyd und anderen Gasen mit einer Temperatur von etwa 300°

entweicht, welches Gichtgas genannt wird.

Die Kohlunzone; das reducirt, zunächst sehr reine Eisen hat einen hohen Schmelzpunkt. Es ist daher unmittelbar nach der Reduction noch nicht geschmolzen, sondern es befindet sich in einem erweichten, schwammigen Zustand; in der Kohlunzone begegnet es sehr heißer Kohle und nimmt einen Theil derselben auf. Da aber kohlenstoffhaltiges Eisen einen bedeutend niedrigeren

entweicht, welches Gichtgas genannt wird.

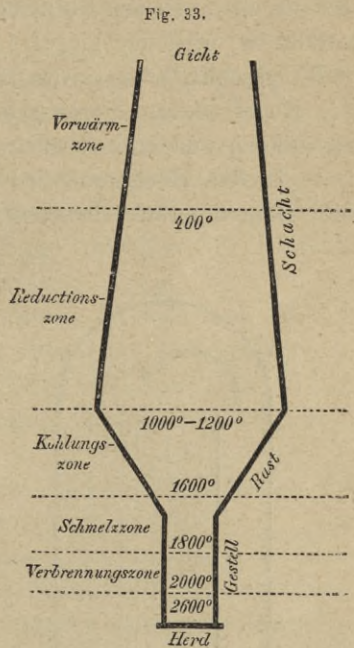
Schmelzpunkt hat, schmilzt es in der Schmelzzone und sickert in den tiefsten Theil des Gestelles, wobei es noch die Ebene der Formen, die Verbrennungszone, passiert. Gleichzeitig hat sich Schlacke gebildet, welche auch hinunterfließt und wegen ihres geringeren specifischen Gewichtes auf dem Eisen schwimmt. Aus dem Metallrohre *s* (Fig. 32) fließt die Schlacke fortwährend in eiserne Wagen ab. Von Zeit zu Zeit, etwa alle sechs Stunden, wird das Eisen abgelassen. Zu diesem Zwecke befindet sich an der tiefsten Stelle des Ofens eine Öffnung *e*, aus welcher das Eisen in Sandgräben fließen kann. Diese Öffnung ist sonst mit einem Thonstöpsel verschlossen, der erst vor dem »Abstich« des Eisens durchgeschlagen wird, um nach Abfluss des Eisens wieder ersetzt zu werden.

Vor dem Abstiche wird die Gebläseluft abgestellt.

In früherer Zeit stellte man die Hochöfen aus sehr dickem Gemäuer her, in der Absicht, die Wärmeverluste zu verringern. Heute baut man den Hochofen aus dünnen Mauern, gürtet ihn mit eisernen Bändern und kühlt ihn sogar von außen, um das Mauerwerk zu schützen, reichlich mit Wasser, ohne dadurch viel Wärme zu verlieren. Die viereckigen Ausnehmungen z. B. neben den Säulen stellen solche Kühlapparate vor, metallene Kästen, welche fortwährend von kaltem Wasser durchflossen werden. Auch die Windformen *f* und die Schlackenform *s* sind von Wasserkühlern umgeben, weil sie sonst schmelzen würden. Den Bodenstein macht man meist aus Koks.

Das Gemäuer allein wäre nicht imstande, die riesigen Lasten zu tragen; deshalb ruht der Schacht auf mehreren eisernen Säulen, die auch die Windleitung zu tragen haben.

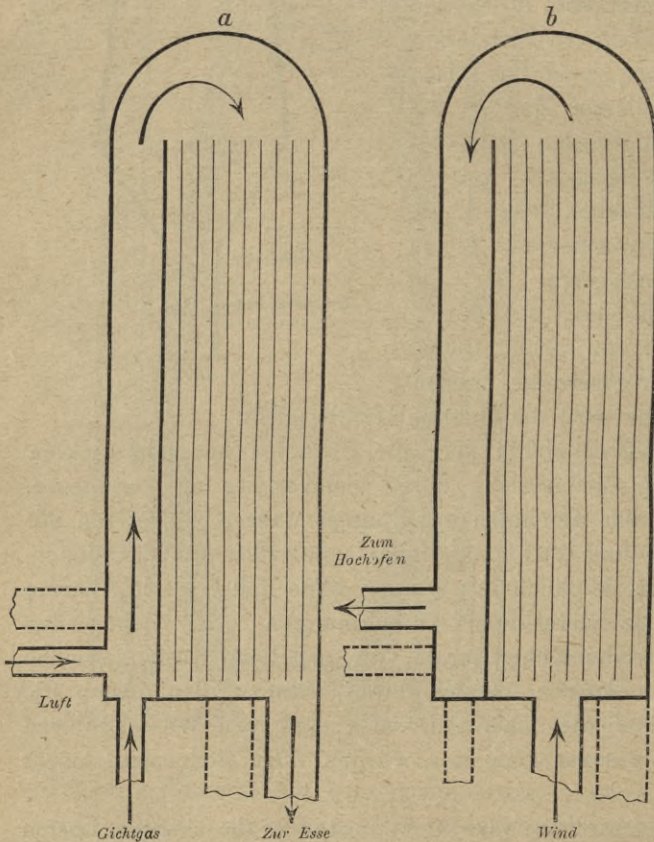
Die Gichtgase entweichen früher ungenützt oben aus dem Ofen. Da sie aber brennbar sind, sammelt man sie mittelst der Rohrleitung *r*. Die Gicht ist durch den Fülltrichter *t* und den



Kegel *g* abgeschlossen, in welchen die Rohrleitung mündet. Wenn der Raum zwischen Fülltrichter und Kegel mit Möller und Koks gefüllt ist, wird der Kegel *g* mittelst eines Hebels und eines Wellrades gesenkt, so dass die Masse in den Schacht fällt; dann wird der Kegel wieder aufgezo-gen. Ein eisernes Gerüst trägt diese Vorrichtungen und enthält auch einen Aufzug für Möller und Koks.

In den Hochofen wird nicht kalte Luft eingeblasen, weil sie die Ofentemperatur herabsetzen würde; sondern die Luft wird in

Fig. 34.



den Wind-  
erhitzern,  
Fig. 34 *a*, *b*,  
mittelst bren-  
nenden Gicht-  
gases vor-  
gewärmt. Die  
Winderhitzer  
sind aus feuer-  
festen Steinen  
erbaute Cy-  
linder, außen  
mit Blech um-  
geben. *a*) Unten  
strömt Gicht-  
gas, links die  
zu seiner  
Verbrennung  
nöthige Luft  
ein. Das  
brennende Gas  
steigt in dem  
weiten Canal  
empor, stürzt  
dann durch  
mehrere

hundert steinerne Röhren nach abwärts, erhitzt diese auf  $1000^{\circ}$  und entweicht in die Esse. *b*) Nach genügender Erhitzung der Röhren (eine Stunde) werden Gichtgas und Verbrennungsluft abgestellt und der Wind in entgegengesetzter Richtung durch die heißen Röhren gepresst, so dass er mit etwa  $700^{\circ}$  in den Hochofen gelangt. In-

zwischen werden Gichtgas und Verbrennungsluft durch einen zweiten Winderhitzer geleitet u. s. f. Die Einrichtung ist also sehr ähnlich dem Wärmespeicher (Seite 81).

**Roheisensorten.** Je nach Beschaffenheit und Menge der Erze, Zuschläge und Koks erhält man verschiedene Sorten Roheisen:

1) Graues Roheisen. Seine Bruchfläche ist grau und körnig. Es ist bei hoher Temperatur entstanden und enthält den Kohlenstoff größtentheils als Graphit. Beim Erstarren dehnt es sich aus, füllt daher Formen gut aus und lässt keine Luftblasen. Es ist daher zum Gießen geeignet und heißt Gusseisen.

2) Weißes Roheisen. Seine Bruchfläche ist weiß und strahlig. Es ist bei minder hoher Temperatur entstanden und enthält den Kohlenstoff in gebundenem Zustande. Beim Erstarren zieht es sich zusammen, bildet Hohlräume und eignet sich daher nicht zum Gießen größerer Gegenstände.

3) Oft entstehen gleichzeitig graues und weißes Roheisen. Ihr Gemenge heißt halbiertes oder meliertes Roheisen.

4) Enthält das Roheisen viel Mangan, so erstarrt es in Kristallen, zeigt dann ebene Flächen (Spiegel) und heißt Spiegeleisen.

**Schmiedbares Eisen.** Kohlenstoffarmes Eisen geht beim Erhitzen nicht unmittelbar aus dem festen Zustande in den flüssigen über, sondern es wird zuerst weich, bildsam. Es lässt sich schmieden, d. h. man kann ihm durch Hämmern, Walzen, Ziehen eine gewünschte Gestalt geben. Auch lässt es sich schweißen, d. h. zwei glühende Eisenstücke lassen sich durch Hämmern zu einem Stücke vereinigen.

Manches schmiedbare Eisen gewinnt durch plötzliches Abkühlen von der Rothglut auf gewöhnliche Temperatur bedeutend an Härte, Elasticität und Sprödigkeit. Solch härtpbares Eisen heißt Stahl, nicht härtpbares hingegen Schmiedeeisen. Durch den entgegengesetzten Vorgang: Erwärmen und langsames Erkalten werden dem Stahle seine Eigenschaften wieder genommen, und zwar durch mäßiges Erwärmen theilweise, durch Erwärmen zur Rothglut gänzlich. Man vermag also, die Härte nach Belieben zu regeln, und nennt den Vorgang das Anlassen des Stahles.

Die Erzeugung des schmiedbaren Eisens besteht darin, dass man das Roheisen bei Luftzutritt erhitzt, wodurch Schwefel, Phosphor, Silicium, ein Theil des Kohlenstoffes, des Mangans und auch des Eisens verbrannt wird. Diese Oxydation wird durch verschiedene

Verfahren bewerkstelligt. Die einen verwenden Temperaturen, bei welchen wohl das verwendete Roheisen schmilzt, nicht aber das erzeugte schmiedbare Eisen, welches einen viel höheren Schmelzpunkt hat, so dass es in Gestalt weicher Körner erhalten wird, welche zu Klumpen, sogenannten Luppen, zusammenschweißen; so erhaltenes schmiedbares Eisen heißt daher Schweiß Eisen und Schweißstahl. Die anderen Verfahren arbeiten bei so hoher Temperatur, dass auch das erzeugte schmiedbare Eisen flüssig wird; solche Producte heißen daher Flusseisen und Flusstahl.

### Erzeugung von Schweiß Eisen.

1) Der Frischprocess. In einer einfachen Herdgrube wird Holzkohle mit gepresster Luft verbrannt und Roheisen geschmolzen. Dieses wird durch die gepresste Luft oxydiert und sinkt auf den Boden des Herdes. Es wird wieder zum Gebläse emporgehoben u. s. f., bis es endlich nicht mehr schmilzt. Weil das Eisen mit dem Brennstoff in Berührung kommt, muss dieser rein sein (Holzkohle) und kommt daher theuer zu stehen. Aus den Verbrennungsproducten des Roheisens und aus der Asche der Kohle bildet sich eine eisenhaltige Schlacke, welche aus dem erhaltenen Schweiß Eisen durch Hämmern ausgepresst wird, was aber nicht vollkommen gelingt.

2) Der Puddelprocess. Bei diesem Process ist das Eisen nicht mit dem Brennstoff, sondern mit der Flamme in Berührung; es kann daher Steinkohle verwendet werden. Der Ofen ist ein Flammofen (Seite 80). Auf dem Herde, der mit einer schwer schmelzbaren eisenreichen Schlacke ausgekleidet ist, werden einige Centner Roheisen eingesetzt und geschmolzen. Damit es mit der oxydierenden Flamme in innige Berührung komme, wird es mittelst eiserner Haken gerührt. Entweichende Gase bringen das Eisen in eine brödelnde Bewegung. Die entstehende eisenreiche Puddelschlacke fließt aus der Arbeitsöffnung. Endlich entsteht schmiedbares Eisen in Gestalt weicher Körner. Das Rühren ist nicht mehr möglich. Die Masse wird mit einer Brechstange in Stücke zertheilt, die Stücke werden an dem einen Herdende aufeinandergehäuft, der große Klumpen wieder in Stücke zertheilt, diese über den Herd gerollt und am anderen Herdende aufeinandergehäuft. Der Klumpen ist größer als die Arbeitsthür, er wird daher abermals in Stücke zertheilt, jedes solche Stück, Luppe genannt, mit einer großen Zange aus dem Ofen gezogen, zum Dampfhammer gefahren und von diesem gehämmert: Die eingeschlossene Schlacke wird dadurch ausgepresst und das voluminöse Schweiß Eisen zu

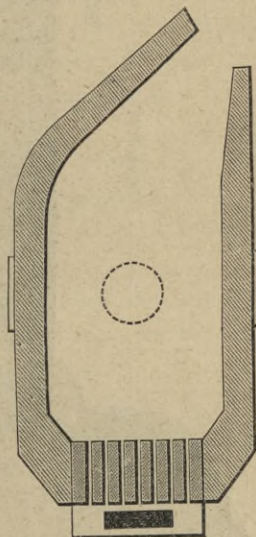


Blöcken gedichtet. Diese Blöcke werden dann zu langen Streifen, Rohschienen, ausgewalzt. — Der Puddelprocess ist zehnmal leistungsfähiger als der Frischprocess. Er verlangt kräftige Arbeiter. Besondere Geschicklichkeit erfordert die Erzeugung von Puddelstahl. Die eisenreiche Puddelschlacke wird wie ein Erz in den Hochofen eingeführt.

### Erzeugung von Flusseisen.

1) Der Bessemer-Process (1855), verbessert von Thomas und Gilchrist (1878). Das Wesentliche desselben ist, dass die zur Oxydation nöthige Luft durch das geschmolzene Roheisen von unten durchgeblasen wird. Hierzu dient ein großes cylindrisches Gefäß mit seitwärts gebogenem Hals, aus feuerfesten Steinen, mit Blech bekleidet, in der Mitte mit einem starken Eisenband gegürtet, genannt Birne oder Converter (Fig. 35). Das Eisenband trägt zwei starke Zapfen (in der Figur als punktirter Kreis angedeutet), welche in einem Lager ruhen, so dass die Birne gedreht werden kann. Unter dem Boden der Birne befindet sich der Windkasten, aus welchem etwa 50 Öffnungen in die Birne führen. Man arbeitet mit zwei Birnen (Fig. 36). Zum Entleeren muss die Birne die Lage *B* einnehmen, zum Füllen eine ähnliche Lage. Das Roheisen wird in geschmolzenem Zustand eingeführt (ungefähr 10 *t*), und zwar wird es entweder direct vom Hochofen weg durch kleine Locomotiven herbeigeschafft, oder es wird in eigenen Öfen mit Koks und gepresster Luft geschmolzen. Vor dem Einfüllen des Roh Eisens wird die Birne mit Koks zur Rothglut erhitzt. Nach dem Einfüllen wird die Birne aufgerichtet und gleichzeitig Luft durch die Öffnungen gepresst. Sofort verbrennen Silicium, Mangan, Eisen und bilden eine Schlacke. Später verbrennt Kohlenstoff zu Kohlenoxyd. Unter lautem Brausen entweicht aus dem Halse eine große weiße Flamme, welche endlich erlischt. Durch die Verbrennung der Stoffe, namentlich des Siliciums, ist eine so hohe Temperatur erzeugt

Fig. 35.



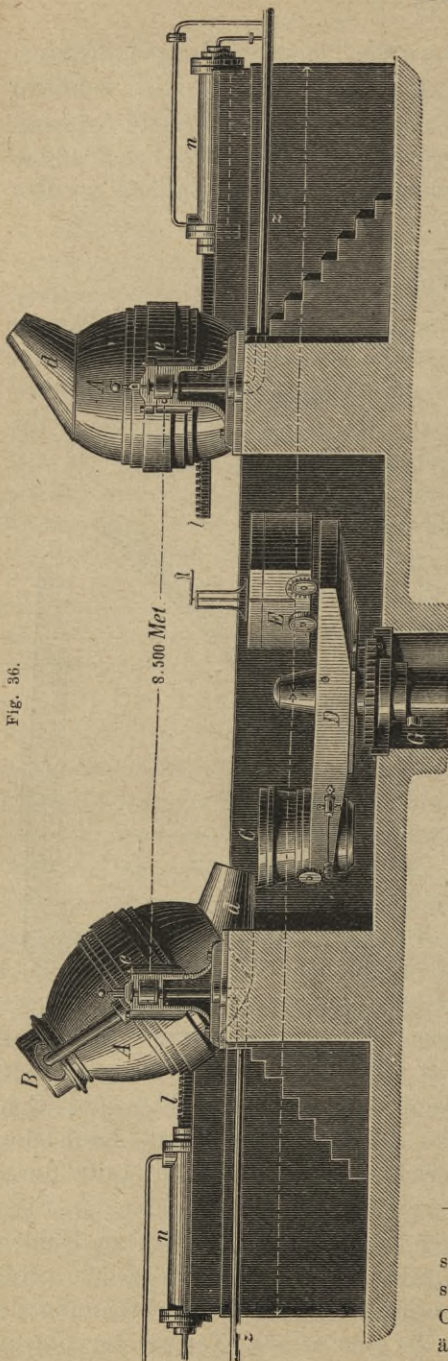


Fig. 36.

worden,<sup>1)</sup> dass das entstandene schmiedbare Eisen flüssig bleibt. Die Oxydation ist aber zu weit gegangen. Es wird daher zuletzt geschmolzenes Spiegeleisen eingetragen (wozu die Birne wieder umgelegt werden muss). Hiedurch erfolgt die sogenannte Rückkohlung, d. h. die Einführung des nöthigen Kohlenstoffes. Behufs inniger Mischung wird noch kurze Zeit Luft durchgepresst und dann das flüssige Eisen in die glühende Gießpfanne *C* entleert. Das ganze Verfahren dauert etwa 20 Minuten. Die Gießpfanne hat in ihrem Boden eine verschließbare Öffnung, aus welcher man das flüssige Eisen in prismatische eiserne Formen, Coquillen, fließen lässt, in denen es erstarrt.

Die Verbesserung von Thomas und Gilchrist. Durch den beschriebenen Process wird einer der schädlichsten Bestandtheile, der Phosphor, nicht entfernt. Man konnte daher früher den Bessemerprocess nur für phosphorfrees Roheisen anwenden. Wenn man dem flüssigen Eisen gebrannten Kalk zusetzt, bildet

<sup>1)</sup> Die hohe Temperatur entsteht, 1) weil die Stoffe in der Masse selbst verbrennen (nicht nur an der Oberfläche), 2) weil die Verbrennung äußerst rasch verläuft (Seite 74).

dieser wohl mit dem entstehenden Phosphorpentoxyd eine Schlacke; aber diese Schlacke würde von der kieselensäurereichen Ausfütterung der Birne wieder zersetzt werden: phosphorsaurer Kalk + Kieselsäure = kieselaurer Kalk + Phosphorsäure. Die Folge wäre einerseits, dass die Ausfütterung der Birne litte, anderseits dass das Phosphorsäureanhydrid doch nicht verschlackt würde. Daraus ergibt sich die Nothwendigkeit, statt der sauren Ausfütterung der Birne eine basische und doch feuerfeste Ausfütterung zu verwenden. Thomas und Gilchrist erfanden diese Ausfütterung: Dolomit (Seite 119) wird gebrannt, gemahlen, mit heißem Theer gemengt, unter starkem Druck zu Steinen gepresst und wieder gebrannt. Mit diesem Stoffe wird die Birne ausgekleidet.

Man bringt in die Birne zuerst gebrannten Kalk, dann das Roheisen.<sup>1)</sup> Durch den Wind wird zuerst der Kohlenstoff, dann der Phosphor verbrannt, dessen Oxyd mit dem Kalk eine Schlacke, die Thomasschlacke, bildet. Nach dem Erlöschen der Flamme wird die Birne umgelegt, die Schlacke abgegossen; erst dann wird mit Spiegeleisen rückgekohlt.<sup>2)</sup>

Das Bessemer-Verfahren ist etwa 100mal leistungsfähiger als der Puddelprocess, den es wohl einst ganz verdrängen wird. Überdies hat es den Vortheil, dass es das schmiedbare Eisen in flüssigem Zustand und daher schlackenfrei liefert.

Die Thomasschlacke enthält Kalk und Phosphorsäure gebunden und ist daher in gemahlenem Zustand ein vorzügliches Düngemittel (Seite 46).

2) Der Martin-Process (1865). Das alte Problem, durch Zusammenschmelzen von kohlenstoffreichem und kohlenstoffarmem Eisen (Roheisen und Schmiedeeisen) ein Eisen von mittlerem Kohlenstoffgehalt herzustellen, scheiterte in früherer Zeit an der Unmöglichkeit, große Räume auf genügend hohe Temperatur zu erhitzen. Die Franzosen Brüder Martin lösten das Problem, indem sie sich die Erfindung der Regenerativ-Feuerung durch die Gebrüder Siemens zunutze machten. Das Verfahren verdient daher den Namen Siemens-Martin-Process. Der Martinofen ist demnach ein Flammpfen mit Generator und Regenerator. Der Herd hat eine saure

<sup>1)</sup> Für dieses Verfahren muss siliciumarmes Roheisen verwendet werden, weil sonst viel Kalk von der Kieselsäure verbraucht würde.

<sup>2)</sup> Würde die Schlacke nicht vorher entfernt, so würde sie durch den Kohlenstoff des Spiegeleisens wieder zu Phosphor reduciert.

Ausfütterung (Quarz) für phosphorfrees Roheisen oder eine basische (Dolomit) für phosphorhaltiges Roheisen. Er bildet eine Mulde. An seiner tiefsten Stelle ist eine verschließbare Öffnung zum Abstechen des Productes. Auch sind mehrere Arbeitsthüren angebracht zum Einsetzen der Rohstoffe, zum Ablassen der Schlacke u. dgl. Man schmelzt zuerst das Roheisen und trägt dann nach und nach das kohlenstoffarme Eisen ein. Es dauert mehrere Stunden, ehe die Masse gleichmäßig geschmolzen ist. Es ist daher begreiflich, dass während dieser Zeit der Luftüberschuss der Feuergase auch eine oxydierende Wirkung auf den Kohlenstoff ausübt. Das Martinverfahren ist also gleichzeitig ein Mischprocess und ein Frischprocess. Geht die Entkohlung zu weit, so wird mit Spiegeleisen rückgekohlt. Das Verfahren hat zwei große Vorthelle: 1) Es ermöglicht die Verwertung von Eisenabfällen (alten Eisenbahnschienen). 2) Wegen der längeren Dauer des Erhitzens lässt sich der Process leichter regeln als der Bessemer-Process; man hat es in der Hand, Producte von genau vorgeschriebener Qualität zu erzeugen. Dieses Verfahren trägt daher ganz besonders zur Verdrängung des Puddelprocesses bei.

### Andere Bearbeitungen des Eisens.

1) Das Tempern oder Glühfrischen. Wenn weißes Roheisen mit Eisenoxyd umgeben und stark erhitzt wird, so wird der gebundene Kohlenstoff des Roheisens von dem Sauerstoff des Eisenoxydes verbrannt. Diese Verbrennung geschieht anfangs nur an der Oberfläche des Roheisens; dann aber wandert auch Kohlenstoff aus dem Inneren des Roheisens an die Oberfläche, um oxydiert zu werden, so dass das Roheisen endlich in schmiedbares Eisen übergeführt ist. Dieser Oxydation ist nur der gebundene Kohlenstoff, nicht aber der graphitische Kohlenstoff fähig; daher kann das Verfahren nicht auf graues Roheisen angewendet werden. Die Ausführung ist folgende: Die Gegenstände werden aus weißem Roheisen unter Zusatz von etwas schmiedbarem Eisen gegossen. In gemauerten Kammern werden sie dann zwischen gepulvertem Rotheisenstein gebettet und die Kammern von außen tagelang erhitzt. Das Product heißt schmiedbarer Guss oder Temperstahl. Das Verfahren ist nur für kleine Gegenstände verwendbar, deren Dicke höchstens 25 mm beträgt: Werkzeuge, Schlossteile, Schlüssel, Beschläge. Es kommt billiger, als wenn die Gegenstände aus schmiedbarem Eisen geschmiedet würden.

2) Cementstahl. Alle bisher beschriebenen Verfahren gehen von dem kohlenstoffreichen Roheisen aus und entkohlen dasselbe. Das Cementieren aber geht umgekehrt von dem kohlenstoffarmen Schmiedeseisen aus und führt demselben von außen Kohlenstoff zu. Stäbe aus Schweißeseisen (vom Puddelprocess) werden in gemauerten Kammern zwischen Holzkohle gebettet und tagelang bei 1000° er-

hitzt. Die Kohle dringt allmählich in das Eisen ein. Das Product heißt roher Cementstahl; es ist aber nicht homogen und wird daher auf eine der folgenden Arten weiter behandelt:

a) Man gürtet mehrere Stäbe zu einem Bündel, einer Garbe, zusammen, erhitzt sie bis zum Erweichen und walzt oder hämmert sie aus. Das Product heißt Gärbstahl.

b) Man schmelzt den rohen Cementstahl mittelst eines Koksfeuers in Graphittiegeln;<sup>1)</sup> das Product heißt Tiegelgusstahl. Hierbei steigt die Schlacke, welche in dem verwendeten Schweiß-eisen eingeschlossen war, an die Oberfläche. Tiegelgusstahl gehört, weil er in flüssigem Zustand erhalten wird, zu den Flusseisensorten; er ist aber wegen seiner vorzüglichen Eigenschaften, durch welche die hohen Herstellungskosten aufgewogen werden, der edelste Stahl. Er dient hauptsächlich zur Erzeugung von Messern (Sheffield, Remscheid).

Eisen rostet bekanntlich an feuchter Luft, d. h. es oxydiert sich zu  $\text{Fe}_2[\text{OH}]_2$ . Man kann das Rosten verhindern, indem man das Eisen mit Graphit, Ölfarbe, Zink, Zinn oder Nickel überzieht. In glühendem Zustande oxydiert sich das Eisen gleichfalls; hierbei bildet sich aber  $\text{Fe}_3\text{O}_4$ , Eisenoxyduloxyd, dasselbe Oxyd, aus welchem der Magneteisenstein besteht. Dieses Oxyd springt unter dem Schlag des Hammers ab und heißt daher Hammerschlag; auch beim Walzen des Eisens bröckelt es ab und heißt dann Walzensinter.

Vom Magneten wird Eisen angezogen; Stahl behält den Magnetismus, während weiches Eisen ihn schnell verliert.

In verdünnten Säuren löst sich Eisen auf; gegen concentrirte ist es passiv.

Das Blattgrün der Pflanzen und das Hämoglobin des Blutes enthalten Eisen. Blutarmen Personen werden Eisenpräparate gegeben, um die Blutbildung zu begünstigen.

### Eisenvitriol, $\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ .

Eisen löst sich in verdünnter Schwefelsäure als Ferrosulfat:  
 $\text{Fe} + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{FeSO}_4 + \text{H}_2$  (Seite 9).

Wenn Schwefelkies  $\text{FeS}_2$  an der Luft verwittert, entsteht  $\text{FeSO}_4$  und  $\text{H}_2\text{SO}_4$  (Seite 121). Der Eisenvitriol ist daher ein Nebenproduct der Alaungewinnung.

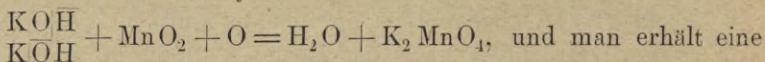
<sup>1)</sup> Mit Koksfeuer können nämlich nur kleine Mengen schiedbaren Eisens geschmolzen werden; für größere Mengen wäre die Regenerativ-Feuerung nöthig, die aber hier wegen ihrer oxydierenden Wirkung nicht anwendbar ist.

Er krystallisiert monoklin und hat eine grüne Farbe. Bei Zutritt der Luft oxydiert er sich zu basischem Ferrisulfat (Seite 45):  $2\text{FeSO}_4 + \text{O} = \text{Fe}_2\text{O}[\text{SO}_4]_2$  und wird braun. Er dient zur Erzeugung von Tinte, in der Färberei und zur Desinfection.

### Mangan, Mn = 55.

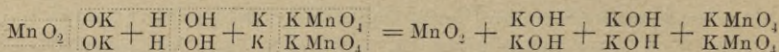
Mangan findet sich in manchen Eisenerzen und bildet daher einen Bestandtheil mancher Eisensorten. Das Metall allein wird nicht verwendet. Das wichtigste Mineral des Mangans ist der Braunstein  $\text{MnO}_2$  (Mangansuperoxyd), welcher namentlich im sächsischen Erzgebirge und in Spanien vorkommt. Er dient zur Erzeugung des Sauerstoffes (Seite 22), des Chlors (Seite 13) und zur Herstellung der Manganverbindungen.

Wenn man Braunstein mit Ätzkali und chlorsaurem Kali erhitzt, so wirkt dieses oxydierend:



grüne Schmelze,  $\text{K}_2\text{MnO}_4$ , mangansaures Kali, welches einer Säure  $\text{H}_2\text{MnO}_4$ ,<sup>1)</sup> Mangansäure, entspricht. Kocht man dasselbe mit Wasser, so verwandelt es sich in  $\text{KMnO}_4$ , übermangansaures Kali.

Die Reaction ist ziemlich verwickelt:



oder:  $2\text{H}_2\text{O} + 3\text{K}_2\text{MnO}_4 = \text{MnO}_2 + 4\text{KOH} + 2\text{KMnO}_4$ .

Das gleichzeitig entstehende Mangansuperoxyd fällt aus; das übermangansaure Kali aber wird durch Abdampfen der Lösung zur Krystallisation gebracht. Es bildet glänzende, dunkle Krystalle, welche sich in Wasser mit schön violetter Farbe lösen. Wegen seines hohen Sauerstoffgehaltes ist es ein kräftiges Oxydationsmittel. Es dient zur Desinfection.

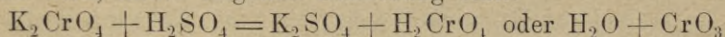
### Chrom, Cr = 52.1.

Chrom ist vier- und sechswertig. Zwei vierwertige Atome sind aneinander gebunden, so dass sie zusammen sechs Valenzen haben:  $\equiv\text{Cr} - \text{Cr}\equiv$ . Die Formel des Chromoxydes ist daher  $\text{Cr}_2\text{O}_3$ ; vergleiche  $\text{Fe}_2\text{O}_3$  Seite 128. Dem sechswertigen Chrom entspricht das Chromtrioxyd  $\text{CrO}_3$  (vergleiche  $\text{SO}_3$ ).

Das wichtigste Mineral des Chroms ist der Chromeisenstein  $\text{FeO} \cdot \text{Cr}_2\text{O}_3$ . Wenn dieser mit Pottasche und Salpeter erhitzt wird, entsteht  $\text{K}_2\text{CrO}_4$ , chromsaures Kali, welches einer Säure  $\text{H}_2\text{CrO}_4$ ,<sup>1)</sup> Chromsäure, entspricht.

<sup>1)</sup> Die Formel erinnert an  $\text{H}_2\text{SO}_4$ .

Wenn die Lösung des chromsauren Kalis mit Schwefelsäure erhitzt wird, findet folgende Umsetzung statt:



Chromtrioxyd, genannt Chromsäure, krystallisiert in rothen Nadeln aus. Chromsäure ist ein starkes Oxydationsmittel. Sie wird zur Füllung galvanischer Elemente und als wirksamstes Mittel gegen Fußschweiß verwendet.

Gebraucht man weniger Schwefelsäure, so bleibt ein Theil des chromsauren Kalis unzersetzt und verbindet sich mit der Chromsäure zu  $\text{K}_2\text{CrO}_4 \cdot \text{CrO}_3$  oder  $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ .<sup>1)</sup> Dieses Salz heißt doppelchromsaures Kali oder Kaliumbichromat und krystallisiert in großen rothen Krystallen. Es dient zur Herstellung von Farbstoffen und zur Erzeugung der anderen Chromverbindungen.

$\text{Cr}_2\text{O}_3$ , durch Reduction der Chromsäure gewonnen, ist ein grüner Farbstoff und heißt Chromgrün; eine borsäurehaltige Sorte heißt Guignet's Grün.

### Nickel, Ni = 58·7.

Das Nickel ist in mehreren Mineralien enthalten. Es wird auf sehr verschiedene Art gewonnen und kommt in Würfeln in den Handel. Es hat eine schöne, silberweiße Farbe und starken Glanz, ist fester als Kupfer, dehnbar und schweißbar. Es wird vom Magneten angezogen. Sein Schmelzpunkt ist dem des Eisens nahe. Seine schätzbarste Eigenschaft ist, dass es sich an der Luft nicht verändert. Es dient daher zum Überziehen anderer Metalle, was entweder auf galvanischem Wege oder durch Zusammenschweißen geschieht, und zur Herstellung vieler Legierungen (Neusilber, Chinasilber, Packfong, Münzen). Auch aus Nickel allein werden Gegenstände erzeugt. Seine Salze sind grün.

### Kobalt, Co = 59.

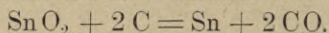
Das Kobalt ist in mehreren Mineralien enthalten. Das Metall selbst findet wenig Anwendung. Seine Salze sind in wasserhaltigem Zustande roth, in wasserfreiem Zustande blau. Kobaltoxyd färbt den Glasfluss schön blau. Gepulvertes Kobaltglas heißt Smalte und dient als Farbstoff, ist aber durch das Ultramarin sehr verdrängt worden.

### Zinn, Sn = 118·5, zwei- und vierwertig.

Zur Erzeugung des Zinnes dient nur der Zinnstein  $\text{SnO}_2$ , welcher besonders auf den ostindischen Inseln Banka und Biliton,

<sup>1)</sup> Die Formel erinnert an  $\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_7$  (Seite 45).

aber auch in Cornwall (England), Sachsen, Böhmen<sup>1)</sup> vorkommt. Er findet sich entweder an primärer Lagerstätte bedeutend verunreinigt oder an secundärer Lagerstätte sehr rein vor. Er wird zuerst geröstet, damit Schwefel und Arsen verbrennen, und dann im Flammofen mit Steinkohle reducirt. Hierbei entsteht auch eine zinnhaltige Schlacke, welche in den Betrieb zurückkehrt.



Das Rohzinn enthält noch fremde Metalle; es wird durch Pauschen gereinigt, d. h. man gießt das geschmolzene Rohzinn aus einiger Höhe auf eine mit glühender Holzkohle bedeckte Eisenplatte: Metalle von höherem Schmelzpunkt bleiben liegen, während das leichtflüssige Zinn abfließt. Trotzdem enthält das Zinn des Handels noch geringe Mengen fremder Metalle.

Das Zinn hat eine silberähnliche Farbe und starken Glanz. Es ist bei gewöhnlicher Temperatur weich und dehnbar. Bei 200° aber ist es so spröde, dass es sich pulvern lässt, und bei 230° schmilzt es. Dünn gewalztes Zinnblech heißt Stanniol. Es dient zum Belegen von Spiegeln, zur Verpackung von Zuckerwaren u. dgl.

Zinn ist krystallinisch. Beim Biegen einer Zinnstange reiben sich die Krystalle und verursachen das sogenannte Zinngeschrei. Wenn man Zinn mit Säuren ätzt, zeigen sich die Krystallflächen und bilden eine eigenthümliche Zeichnung.

Die Festigkeit des Zinnes ist gering; sie wird durch Zusatz von Blei erhöht. Wegen seiner Widerstandsfähigkeit gegen feuchte Luft wird es zum Verzinnen des Eisens und des Kupfers verwendet; verzinntes Eisenblech heißt Weißblech. Zinnfiguren, Zinnteller, Zinnbecher u. dgl. werden aus einer Legierung von Zinn und Blei hergestellt; doch darf der Bleigehalt der Speise- und Trinkgeräthe wegen der Giftigkeit des Bleies 10% nicht übersteigen.

Vom zweiwertigen Zinn leiten sich die Verbindungen SnO, Zinnoxidul, und SnCl<sub>2</sub>, Zinnchlorür, vom vierwertigen die Verbindungen SnO<sub>2</sub>, Zinnoxid und SnCl<sub>4</sub>, Zinnchlorid, ab. Zinnoxid oder Zinnasche wird durch längeres Erhitzen des geschmolzenen Zinnes bei Luftzutritt gewonnen; es dient zur Herstellung weißer Gläser und Emaille und als Poliermittel. Chlorür und Chlorid werden in der Färberei verwendet. SnS<sub>2</sub>, Zinnsulfid oder Musivgold, bildet goldgelbe Schuppen und dient zur unechten Vergoldung.

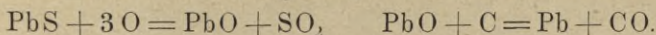
<sup>1)</sup> Weltproduction 1898: 23.000 t, davon Österreich gegen 500 t.



**Blei**, Pb = 206·9, zwei- und vierwertig.

Das wichtigste Bleierz ist der Bleiglanz **PbS**. Er enthält meist auch andere Metalle, darunter Silber, welches oft daraus gewonnen wird. Er wird nach drei Verfahren verarbeitet:

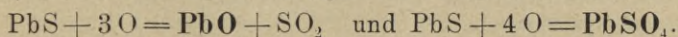
1) Durch die Röst-Reductionsarbeit, d. h. durch Rösten im Flammofen und darauffolgendes Reducieren im Hochofen:



Die Verunreinigungen gehen theils beim Rösten weg ( $\text{As}_2\text{O}_3$ ), theils werden sie im Hochofen durch Zuschläge verschlackt. Die Temperatur des Hochofens wird mäßig gehalten und daher der Wind nicht vorgewärmt.

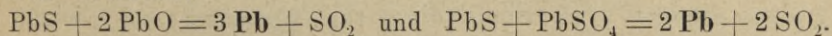
2) Durch die Röst-Reactionsarbeit, welche nur für reine Sorten von Bleiglanz verwendbar ist. Sie wird in Flammöfen ausgeführt und zerfällt in zwei Perioden:

a) Die Röstperiode: Der Bleiglanz wird geröstet, aber nur so weit, dass ein Theil des Bleiglanzes unzersetzt bleibt:



Es bildet sich: Schwefeldioxyd, Bleioxyd und Bleisulfat.

b) Die Reactionsperiode. Die Temperatur wird gesteigert, der Luftzutritt vermindert. Unzersetzter Bleiglanz, Bleioxyd und Bleisulfat wirken derart aufeinander, dass Schwefel und Sauerstoff sich verbinden:



Das Blei fließt ab.

3) Durch die Niederschlagsarbeit: Der Bleiglanz wird in einem Hochofen mit Eisenabfällen erhitzt:  $\text{PbS} + \text{Fe} = \text{FeS} + \text{Pb}$ . Dieses Verfahren erfordert viel Brennstoff und wird nur an wenigen Orten angewendet.

Das erzeugte Rohblei ist in jedem Falle noch mit anderen Metallen vermennt und wird auf mehrere Arten raffiniert.

Das meiste Blei wird in den Vereinigten Staaten erzeugt. Außerdem erzeugen Blei: Spanien, Deutschland, Mexiko, Kärnten.<sup>1)</sup>

Blei hat eine bläuliche Farbe und auf frischen Schnittflächen einen starken Glanz, welcher bald verschwindet, weil das Blei sich oxydiert. Schmelzpunkt 334°. Blei ist sehr weich und dehnbar und hat eine geringe Festigkeit; es lässt sich daher wohl zu dünnem

<sup>1)</sup> Weltproduction 1898: 777.000 t, davon Österreich-Ungarn 12.000 t.

Blech auswalzen, aber nicht zu dünnem Draht ziehen. Durch Beimengung anderer Metalle wird es härter. Es ist fast unlöslich in Schwefelsäure und dient daher zur Herstellung der Bleikammern und Bleipfannen.

Aus Blei werden Wasserleitungsröhren gemacht. Hartes Wasser löst kein Blei, weiches Wasser etwas Blei als Hydroxyd. Man soll daher das Wasser einer Analyse unterziehen, bevor man sich entschließt, bleierne Röhren zu verwenden, denn das Blei und seine Verbindungen sind giftig.

Blei dient zur Herstellung der Accumulatoren, welche den Bedarf an Blei sehr gesteigert hat. Es dient ferner zur Herstellung der Flintengeschosse, die meist mit einem Stahlmantel umgeben werden.

Flintenschrot wird bereitet, indem man eine Legierung von Blei mit  $\frac{1}{2}\%$  Arsen schmelzt, durch einen Trichter gießt und aus einiger Höhe in Wasser tropfen lässt. Das Schnellloth der Spengler besteht aus gleichen Theilen Blei und Zinn; es schmilzt schon bei  $186^{\circ}$ .

Vom zweiwertigen Blei leitet sich das Bleioxyd  $PbO$ , vom vierwertigen das Bleisuperoxyd  $PbO_2$  ab.

### **$PbO$ , Bleioxyd.**

1) Silberhaltiges Blei wird auf Silber und Bleioxyd verarbeitet, indem man es im Flammofen unter starkem Luftzutritt erhitzt: Das Blei oxydiert sich, das Silber nicht. Bleioxyd fließt ab und erstarrt zu einer krystallinischen röthlichen Masse, welche Bleiglätte genannt wird. Glätte dient zur Erzeugung von Bleiglas, Glasuren, Firnissen, Pflastern und anderen Bleiverbindungen.

2) Durch Erhitzen von Bleicarbonat oder Bleinitrat erhält man gleichfalls Bleioxyd. Hiezu genügt eine geringere Temperatur. Das Oxyd ist dann gelb und heißt Massicot. Beim weiteren Erhitzen geht das Massicot zuerst in Mennige, dann in Glätte über.

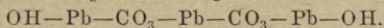
**$Pb_3O_4$ , Mennige oder Minium,** ist eine Doppelverbindung von Oxyd und Superoxyd:  $2 PbO.PbO_2$ . Behandelt man es mit Salpetersäure, so löst sich das Oxyd auf, während das Superoxyd ungelöst als braunes Pulver zurückbleibt. Mennige wird durch vorsichtiges Rösten von Massicot erhalten und ist ein Pulver von schön rother Farbe. Verschiedene Sorten haben verschiedene Farbentöne. Es dient als Anstrichfarbe für Eisen, zur Erzeugung von besseren Bleigläsern, Kitten und Zündhölzchen (als Sauerstoffspender).

## Bleiweiß.

Bleiweiß ist ein geschätzter weißer Farbstoff, welcher zwar den Nachtheil hat, dass er allmählich von dem Schwefelwasserstoff der Atmosphäre durch Bildung von Schwefelblei geschwärzt wird, aber den großen Vortheil hat, gut zu decken; während man mit anderen Farbstoffen (Permanentweiß Seite 119) mehrmals anstreichen muss, um eine weiße Fläche zu erhalten, genügt mit Bleiweiß ein einziger Anstrich.

Es ist basisches Bleicarbonat.

Bleihydroxyd  $\text{Pb}[\text{OH}]_2$  ist eine Base. Man bezeichnet daher das Bleiweiß, weil es  $\text{Pb}[\text{OH}]_2$  und  $\text{PbCO}_3$  enthält, als basisches Bleicarbonat. Seine Zusammensetzung ist:  $\text{Pb}[\text{OH}]_2 \cdot 2 \text{PbCO}_3$  oder richtiger:



Es wird auf mehrere Arten hergestellt, welche aber darin übereinstimmen, dass man vom essigsauren Blei ausgeht.

1) Holländisches Verfahren. In irdene, innen glasierte Töpfe, deren Boden mit Essig bedeckt ist, werden zusammengerollte Bleiplatten gestellt, jedoch so, dass sie nicht in den Essig tauchen. Die Töpfe werden mit Pferdemist umgeben, durch dessen Verwesung 1) soviel Wärme entwickelt wird, dass der Essig verdunstet, 2) so viel Kohlensäure entwickelt wird, dass das entstandene essigsaure Blei in Carbonat verwandelt wird. Nach einigen Wochen wird das Bleiweiß von den Platten abgeklopft.

2) Deutsches Verfahren. In großen Kammern werden Bleiplatten aufgehängt. Essigdampf und Kohlensäure (durch Verbrennung von Koks) werden eingeleitet. Nach einigen Wochen ist alles Blei in Bleiweiß verwandelt.

Holländisches und deutsches Bleiweiß werden mit Wasser geschlämmt, einerseits damit essigsaures Blei gelöst werde, andererseits damit etwaige Bleikörnchen zurückbleiben. Dann wird das Bleiweiß getrocknet. Die Arbeiter müssen durch geeignete Vorrichtungen gegen das Einathmen des giftigen Staubes geschützt werden.

3) Französisches Verfahren. Statt des Metalles wird Bleiglätte in Essigsäure aufgelöst und Kohlensäure (aus Kalkstein) in die Lösung geleitet. Die Verluste an Essigsäure sind geringer; das Schlämmen ist unnöthig. Französisches Bleiweiß hat aber eine geringere Deckkraft als holländisches oder deutsches.

Große Mengen Bleiweiß werden mit Baryumsulfat, Gips oder Kreide vermengt und führen dann verschiedene Namen: Kremserweiß, Perlweiß, Hamburgerweiß, Venetianerweiß.

$\text{PbCrO}_4$ , Chromgelb, ein geschätzter gelber Farbstoff von verschiedenen Farbentönen, ist das Bleisalz der Chromsäure (Seite 140) und wird durch Einwirkung von Kaliumbichromat auf Bleisalze gewonnen.

Chromroth ist basisch chromsaures Blei:  $\text{Pb}[\text{OH}]_2 \cdot \text{PbCrO}_4$  oder:  $\text{OH} \cdot \text{Pb} \cdot \text{CrO}_4 \cdot \text{Pb} \cdot \text{OH}$ . Es entsteht, wenn Kaliumbichromat auf Bleisalze in Gegenwart von Natronlauge bei Siedhitze einwirkt.

## Antimon, Sb = 120, drei- und fünfwertig.

Das wichtigste Erz des Antimons ist der Grauspießglanz  $Sb_2S_3$ . Er enthält meist Verunreinigungen, von welchen er durch Saigern, d. h. Ausschmelzen bei geringer Temperatur befreit wird; das Antimonsulfid hat nämlich einen niedrigen, die Verunreinigungen einen höheren Schmelzpunkt. Das Product kommt als Antimonium crudum in den Handel; es ist eine graue strahlige Masse und dient zur Erzeugung von Feuerwerk (Weißfeuer) und Zündhölzchen. Zur Erzeugung des Metalles wird das natürliche oder gesaigerte Erz auf zwei Arten behandelt:

1) Die Röstarbeit: Das Erz wird vorsichtig unter beständigem Rühren geröstet. Das entstandene Oxyd  $Sb_2O_4$ <sup>1)</sup> wird mit Kohle und Zuschlag reducirt. Der Zuschlag ist in diesem Falle hauptsächlich Soda oder Natriumsulfat; er verwandelt die Verunreinigungen in Schlacke.

2) Die Niederschlagsarbeit: Das Erz wird mit Eisen und Zuschlag (gleichfalls Soda oder Sulfat) in Graphittiegeln erhitzt:  $Sb_2S_3 + 3Fe = 3FeS + Sb_2$ .

Das Metall heißt im Handel Antimonregulus. Es hat eine weiße Farbe und starken Glanz. Wegen seiner großen Sprödigkeit wird es nicht allein, sondern nur für Legierungen verwendet, denen es große Härte verleiht. Schmelzpunkt 450°. Das meiste Antimon erzeugen: England (aus überseeischem Erz), Österreich-Ungarn<sup>2)</sup> und Frankreich (aus Senarmontit  $Sb_2O_3$  von Algier).

Britanniametall: 90% Sn, 10% Sb.

Letternmetall: 60% Pb, Rest Sb und Sn.

Hartblei ist antimonhaltiges Blei.

$SbCl_3$ , Antimonchlorür, dient zum Bräunen eiserner Waren (Gewehrläufe).

## Wismut, Bi = 208·5, dreiwertig.

Die größten Mengen Wismut kommen, zwar gediegen, aber sehr verunreinigt mit Nickel-, Kobalt- und Silbererzen, im sächsischen Erzgebirge vor. Diese Erze werden geröstet und dann unter Zusatz von Eisen (zur Bindung des Schwefels) mit Kohle reducirt. Beim Erkalten erstarrt die Schlacke früher als das Wismut; daher ist die Trennung einfach. Das rohe Wismut wird

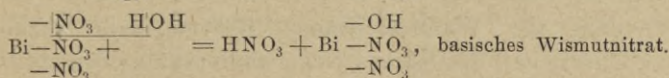
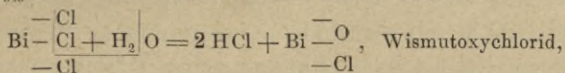
<sup>1)</sup> Ersetzt man in der Antimonsäure  $H_3SbO_4$  (vergleiche  $H_3PO_4$ ) die 3 H durch Sb, so ergibt sich die Formel:  $SbSbO_4$ , antimonsaures Antimon.

<sup>2)</sup> Über 1000 t im Jahre 1896.

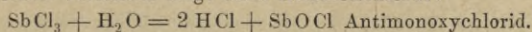
dann auf einer schrägen Eisenplatte bei geringer Temperatur geschmolzen: das reine Metall fließt ab, die fremden Metalle bleiben liegen. Das so raffinierte Metall kommt in halbkugeligen Stücken von 10 kg in den Handel. Jährliche Production in Sachsen: gegen 20 t.

Wismut hat eine röthlichweiße Farbe und starken Glanz und ist spröde. Schmelzpunkt 260°. Es dient zur Herstellung von Legierungen mit Zinn, Blei und Cadmium, denen es sehr niedrige Schmelzpunkte ertheilt. Eine derselben, das Lipowitz'sche Metall, schmilzt bei 60°! Solche Metalle dienen zum Abdrücken von Holz-schnitten, welche durch höhere Temperatur verkohlt würden.

In Königswasser löst sich Wismut als Chlorid  $\text{BiCl}_3$ , in Salpetersäure als Nitrat  $\text{Bi}[\text{NO}_3]_3$ . Diese Salze werden durch Wasser zersetzt:



Ein gleiches Verhalten zeigt auch Antimonchlorür:



Dieses Verhalten der Salze und die Sprödigkeit der Elemente selbst widerspricht der metallischen Natur (Seite 89, 90). Antimon und Wismut haben also wie Arsen (Seite 57) theils metallischen, theils nichtmetallischen Charakter.

$\text{BiOCl}$  wird unter dem Namen Wismutweiß als Farbstoff verwendet.

$\text{Bi}[\text{OH}][\text{NO}_3]_2$  und  $\text{Bi}[\text{OH}]_2[\text{NO}_3]$ . Ein Gemenge dieser basischen Nitrate dient unter dem Namen Bismutum subnitricum als Heilmittel; ebenso  $\text{SbOCl}$  unter dem Namen Algarothpulver.

### Zink, $\text{Zn} = 65.4$ , zweiwertig.

Die wichtigsten Erze des Zinks sind: die Zinkblende  $\text{ZnS}$ , der Edalgalmei  $\text{ZnCO}_3$  und der Kieselgalmei  $\text{Zn}_2\text{SiO}_4$ ,<sup>1)</sup> welche besonders in Preußisch-Schlesien und in Belgien gefunden werden. Sie werden geröstet und dann mit Kohle reducirt. Die Reduction geschieht in Retorten aus feuerfestem Thon, deren etwa 100 in einem Ofen mit Regenerativ-Feuerung eingesetzt sind. Der Einsatz einer Retorte beträgt etwa 50 kg Röstgut und 25 kg Koks. Die Reductionstemperatur (1200°) ist höher als der Siedepunkt des Zinks (1000°); daher destillirt das Metall in Vorlagen ab. Mit der Röstung der Blende ist die Erzeugung von Schwefelsäure verbunden. Das Rohzink wird dadurch gereinigt, dass man es schmelzt und

<sup>1)</sup> Das Zinksalz der normalen Kieselsäure  $\text{Si}[\text{OH}]_4$ .

tagelang flüssig erhält. Die leichteren Verunreinigungen steigen an die Oberfläche, die schweren setzen sich zu Boden.

Zink hat eine bläulichweiße Farbe. Die Bruchfläche ist kristallinisch und stark glänzend. Bei gewöhnlicher Temperatur ist es spröde, zwischen  $100^{\circ}$  und  $150^{\circ}$  geschmeidig; es wird daher bei dieser Temperatur gewalzt und zu Draht gezogen. Bei  $200^{\circ}$  wird es wieder spröde, bei  $420^{\circ}$  schmilzt es, bei  $500^{\circ}$  verbrennt es an der Luft mit starkem Licht zu Zinkoxyd  $ZnO$ , bei etwa  $1000^{\circ}$  (unter Luftabschluss) siedet es.

An feuchter Luft überzieht es sich mit basischem Carbonat, doch schreitet diese Veränderung nicht wie beim Eisen in das Innere fort. Aus diesem Grunde, und weil Zink nächst Eisen und Blei das billigste Metall ist, findet es mannigfache Verwendung: zur Erzeugung von Gusswaren, architektonischen Verzierungen, als Blech zur Herstellung von Wannen, Rinnen, Röhren, zum Dachdecken und zum Überziehen des Eisens (sogenanntes galvanisiertes Eisen). Eisen wird durch Zinküberzug wirksamer geschützt als durch Zinn. Ferner dient es zur Herstellung galvanischer Elemente, zur Erzeugung von Zinkweiß und von Legierungen.

Die Zinkproduction betrug 1898 468.000 t; hievon entfielen auf Oesterreich (Westgalizien) 7229 t, welche den Bedarf nicht deckten.

**Zn O**, Zinkweiß, ist ein weißes, zartes Pulver, welches als Farbstoff dient. Es deckt gut und hat vor Bleiweiß den Vorzug, dass es durch  $H_2S$  nicht geschwärzt wird, weil etwa entstehendes  $ZnS$  auch weiß ist; doch ist es theurer. Es wird durch Verbrennen von Zinkdampf erzeugt und in Kammern aufgefangen.

**ZnSO<sub>4</sub> · 7 H<sub>2</sub>O**, Zinkvitriol, wird erzeugt durch vorsichtiges Rösten der Blende:  $ZnS + 4 O = ZnSO_4$  und Auslaugen des Röstgutes. Er heißt auch weißer Vitriol oder Galitzenstein und wird verwendet zur Bereitung von Firnissen und im Zeugdruck.

Bringt man Lösungen von Zinkvitriol und Schwefelbaryum zusammen  $ZnSO_4 + BaS = BaSO_4 + ZnS$ , so bilden sich zwei unlösliche weiße Stoffe: Baryumsulfat und Schwefelzink. Das Gemenge findet unter dem Namen Lithopone als Farbstoff reichliche Verwendung.

**Zn Cl<sub>2</sub>**, Chlorzink, wird durch Auflösen von Zinkabfällen in Salzsäure erhalten und dient zum Conservieren von Eisenbahnschwellen. Aus den Poren des Holzes wird zuerst die Luft ausgepumpt; dann wird Chlorzinklösung hineingepresst.

### Cadmium, Cd = 112.

Die meisten Zinkerze enthalten etwas Cadmium. Bei der Gewinnung des Zinkes destilliert es früher über als dieses und wird durch nochmalige Destillation raffiniert. Es ist ein weißes Metall und kommt in dünnen Stangen in den Handel. Die erzeugte Menge

ist nicht groß. Seine Verwendung beruht darauf, dass es den Legierungen einen niedrigen Schmelzpunkt ertheilt (Seite 147). Ein Cadmium-Amalgam dient zum Plombieren der Zähne.

CdS, Cadmiumgelb, ist ein sehr schöner Farbstoff; es hat vor dem Chromgelb (Seite 145) den Vorzug, durch  $H_2S$  nicht geschwärzt zu werden, ist aber theurer. Zu seiner Herstellung wird Cadmium in Salpetersäure gelöst und die Lösung mit Schwefelwasserstoffgas gefällt:  $Cd[NO_3]_2 + H_2S = CdS + 2HNO_3$ . Cadmiumgrün ist ein Gemenge von Cadmiumgelb und Ultramarin.

### Quecksilber, $Hg = 200.3$ .

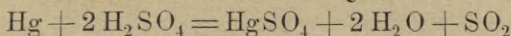
Das wichtigste Erz des Quecksilbers ist der Zinnober  $HgS$ . Er findet sich besonders in Spanien (Almaden), Krain (Idria), Kalifornien (Neu-Almaden). Bei Idria kommt auch ein Zinnober vor, der mit viel Thon und Kohlenwasserstoffen verunreinigt ist: Quecksilberlebererz.

Das Erz wird geröstet  $HgS + 2O = SO_2 + Hg$ , der entweichende Quecksilberdampf durch Abkühlung verdichtet. Das Quecksilber wird dann zur Reinigung durch Leder oder Leinwand gepresst. Es wird in eisernen Flaschen mit  $34.5\text{ kg}$  Nettogewicht versendet. Im Jahre 1898 betrug die Erzeugung  $4082\text{ t}$ ; hievon entfallen auf Österreich  $500\text{ t}$ .

Quecksilber ist das einzige Metall, welches bei gewöhnlicher Temperatur flüssig ist; es erstarrt erst bei  $-39^\circ$ . Bei  $360^\circ$  siedet es; doch ist es auch bei gewöhnlicher Temperatur etwas flüchtig. Es hat eine silberweiße Farbe und starken Glanz. Es verbindet sich mit den meisten Metallen zu Amalgamen. Man verwendet es daher bei der Gewinnung des Goldes und des Silbers. Zinnamalgam dient zum Belegen der Spiegel. Auch gebraucht man Quecksilber zur Herstellung physikalischer Apparate (Thermometer, Barometer).

Bei gewöhnlicher Temperatur verändert es sich nicht an der Luft, erst nahe seinem Siedepunkte oxydiert es sich zu rothem Quecksilberoxyd, das bei noch höherer Temperatur wieder zerfällt (Seite 18).

Quecksilber und seine löslichen Verbindungen sind sehr giftig. In heißer Schwefelsäure löst sich Quecksilber als Sulfat:



(vergleiche Kupfer und Schwefelsäure Seite 35).

$HgCl_2$ , Sublimat, wird erzeugt, indem man Quecksilbersulfat mit Chlornatrium erhitzt:  $HgSO_4 + 2NaCl = Na_2SO_4 + HgCl_2$ , wobei das Quecksilberchlorid sublimiert. Es bildet farblose Krystalle.

welche leicht löslich sind. Es ist eines der stärksten Bakteriengifte und dient daher in Lösung (1:1000) zur Desinfection. Man verwendet es auch zum Conservieren von Eisenbahnschwellen und thierischen Präparaten.

**HgS**, Schwefelquecksilber, existiert in einer schwarzen und in einer rothen Modification. Die letztere heißt Zinnober oder Vermillon und ist ein geschätzter Farbstoff. Er wird auf zwei Arten bereitet:

a) Auf trockenem Wege. Man mengt Quecksilber und Schwefel im Verhältniß ihrer Atomgewichte und erhält dadurch schwarzes Schwefelquecksilber. Dieses wird erhitzt; es sublimiert und verwandelt sich in Zinnober.

b) Auf nassem Wege. Quecksilber und Schwefel werden mit Kalilauge einige Zeit mäßig erwärmt. Es entsteht zuerst schwarzes Schwefelquecksilber, welches dann von selbst in rothes übergeht.

Der Zinnober des Handels ist oft mit minderwertigen Stoffen verfälscht. Da reiner Zinnober sich sublimieren lässt, sind Fälschungen leicht nachzuweisen.

### Kupfer, $\text{Cu} = 63.6$ .

Das Kupfer ist zweiwertig, liefert aber zwei Arten von Verbindungen, z. B.:

	Cu—
CuO Kupferoxyd und $\text{Cu}_2\text{O}$ Kupferoxydul:	O,
	Cu—

CuS Kupfersulfid und  $\text{Cu}_2\text{S}$  Kupfersulfür,

$\text{CuCl}_2$  Kupferchlorid und  $\text{Cu}_2\text{Cl}_2$  Kupferchlorür.

Große Mengen Kupfer finden sich gediegen in Nordamerika vor. Dasselbe braucht nur ausgeschmolzen und raffiniert zu werden. Die wichtigsten Erze sind: Kupferkies, Kupferglanz und Buntkupfererz. Sie bestehen aus Schwefelkupfer und Schwefeleisen. Ihre Verarbeitung ist sehr umständlich und beruht darauf, dass 1) Kupfer eine größere Affinität zum Schwefel hat als das Eisen, 2) Eisen eine größere Affinität zum Sauerstoff als Kupfer, 3) Eisenoxydul durch Kieselsäure leicht verschlackt wird.

#### A. Kupfergewinnung auf trockenem Wege.

Die Erze werden zunächst einer unvollständigen Röstung unterworfen, mit welcher die Gewinnung von Schwefelsäure verbunden ist. Das Röstgut enthält dann Kupfer und Eisen als Oxyde, Sulfate und Sulfide. Nun wird die Temperatur erhöht, der Luftzutritt vermindert und Sand als Zuschlag gegeben; die Masse schmilzt, es verbrennt abermals etwas Schwefel (wozu die Oxyde



und Sulfate den Sauerstoff liefern), ein Theil Eisen geht als Ferrosilicat in die Schlacke, das Kupfer geht aus dem Oxyd wieder in Sulfid über (wozu das Schwefeleisen den Schwefel liefert). Das Product heißt Rohstein oder Kupferstein.

### Verarbeitung des Rohsteines.

I. Der Rohstein wird wieder zuerst geröstet und dann geschmolzen, wobei sich die früheren Vorgänge wiederholen. Auf diese Art wird der Kupfergehalt immer größer, weshalb das Product Concentrationsstein heißt. Dieser wird abermals geröstet und geschmolzen. Es entsteht wieder Schwefeldioxyd und Schlacke. Das Product heißt Schwarzkupfer und enthält etwa 90% Kupfer.

II. Man führt den Rohstein auch mittelst des Bessemerprocesses in Schwarzkupfer über; die Birnen sind kleiner als für Eisen, und der Wind wird nicht durch die Masse, sondern über dieselbe geblasen. Dieses Verfahren arbeitet rascher und billiger.

### Raffinierung des Schwarzkupfers.

I. Schwarzkupfer wird einem oxydierenden Schmelzen unterworfen, wobei die Verunreinigungen theils sich verflüchtigen, theils mit der Herdmasse verschlacken. Das Product, rohgares Kupfer, enthält nun Schwefeldioxyd und Kupferoxydul gelöst. Es folgt daher das Polen: Das Kupfer wird mit Holzkohlenpulver bedeckt und mit einer Stange grünen Holzes gerührt. Das Holz zersetzt sich und liefert Gase ( $H_2$ ,  $H_2O$ ,  $C_xH_y$ ,  $CO$ ), durch welche *a*) das Schwefeldioxyd ausgetrieben, *b*) das Kupferoxydul reduciert wird.

II. Schwarzkupfer wird auch durch Elektrolyse raffiniert, wodurch das reinste Kupfer erhalten wird: aus geschmolzenem Schwarzkupfer werden Platten gegossen und als Anode in eine gesäuerte Kupfervitriollösung eingehängt. Als Kathode dient ein dünnes Blech aus reinstem Kupfer. Die Zellen sind aus Holz, aber mit Blei ausgekleidet. Der elektrische Strom wird eingeleitet: An der Anode löst sich das unreine Kupfer, an der Kathode setzt sich reinstes Kupfer an. Die Verunreinigungen gehen theils in Lösung, theils fallen sie als Schlamm zu Boden; in demselben finden sich Gold und Silber und werden daraus gewonnen.

### B. Kupfergewinnung auf nassem Wege.

Arme Erze oder auch Pyritabbrände der Schwefelsäurefabriken werden in Flammöfen mit Steinsalz geröstet. Aus dem Schwefel-

kupfer bildet sich zunächst Kupfersulfat, welches sich mit Steinsalz zu Chlorkupfer und Natriumsulfat umsetzt. Das Röstgut wird nach dem Gegenstromprincip mit Wasser ausgelaugt und aus der Lösung entweder durch Elektrolyse oder durch Behandeln mit Eisenabfällen ein reines Kupfer, sogenanntes Cementkupfer, gewonnen.

In einigen Bergwerken (Rio Tinto, Spanien) finden sich natürliche Lösungen von Kupfersulfat (entstanden durch Verwitterung des Schwefelkupfers), sogenannte Cementwässer, welche mit Eisen behandelt werden:  $\text{CuSO}_4 + \text{Fe} = \text{FeSO}_4 + \text{Cu}$ , wobei Eisenvitriol als Nebenproduct erhalten wird.

Das meiste Kupfer erzeugen: Die Vereinigten Staaten, Spanien, Chile, Japan, Preußen. Im Jahre 1898 betrug die Production 428.000 t, hievon in Oesterreich-Ungarn 1418 t, welche den Bedarf nicht deckten.

Kupfer ist das einzige Metall, welches eine rothe Farbe hat. Es ist ziemlich hart und so dehnbar, dass es sich zu äußerst dünnem Blech und Draht walzen und ziehen lässt. Wegen seines großen Wärmeleitungsvermögens dient es zur Herstellung von Kesseln, Destillierblasen, Kühlapparaten, besonders in der Bierbrauerei, Spiritusbrennerei und Zuckerfabrication. Als vorzüglicher Elektricitätsleiter findet es ausgedehnte Verwendung in der Elektrotechnik. Bei heller Rothglut ist es schweißbar. Sein Schmelzpunkt liegt etwas über 1000°. Zum Gießen eignet sich reines Kupfer nicht, weil es Hohlräume bildet; hiezu sind aber seine vielen Legierungen brauchbar:

Mit Zinn: Geschützbronze und Glockenbronze.

Mit Zink: Messing und Tombak.

Mit Zinn und Zink: Maschinenbronze und Münzenbronze (95:4:1).

Mit Zinn, Zink und Blei: Statuenbronze.

Mit Zink und Nickel: Pakfong, Chinasilber, Neusilber, Argentan, Alpacca.

Mit Aluminium: Aluminiumbronze }  
Mit Phosphor: Phosphorbronze } von besonderer Härte.

In trockener Luft bleibt Kupfer unverändert; an feuchter Luft überzieht es sich mit Grünspan (basischem Carbonat); wenn es erhitzt wird, oxydiert es sich oberflächlich zu schwarzem Kupferoxyd.

$\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ , Kupfervitriol oder blauer Vitriol, wird erhalten: 1) durch Auflösung von Kupferabfällen in Schwefelsäure, 2) durch Rösten des Concentrationssteines, Auslaugen des Röstgutes, Krystallisation der Lösung, 3) durch

Krystallisation der Cementwässer. Er vermag mit Eisenvitriol gemeinsam zu krystallisieren. Solche Vitriolgemenge heißen Doppelvitriol, Salzburger Vitriol, Adlervitriol,<sup>1)</sup> Admonter Vitriol. Er dient zur Herstellung anderer Kupferverbindungen, in der Galvanoplastik, im Zeugdruck. — Ein basisches Kupfersulfat, Casselmann's Grün, ist nach Schweinfurter Grün der schönste aller grünen Mineralfarbstoffe.

$\text{CuCO}_3$ . In der Natur finden sich: Malachit  $\text{CuCO}_3 \cdot \text{Cu}[\text{OH}]_2$  (grün) und Kupferlasur  $2\text{CuCO}_3 \cdot \text{Cu}[\text{OH}]_2$  (blau), basische Carbonate des Kupfers (vergleiche Bleiweiß Seite 145). Auch der natürliche Grünspan ist basisches Carbonat, während der künstliche, als Farbstoff verwendete Grünspan essigsäures Kupfer ist. Malachit und Lasur werden gepulvert und unter den Namen Berggrün und Bergblau als Farbstoffe verwendet. Künstlich erhält man basisches Carbonat aus Kupfervitriol und Soda und nennt es Braunschweiger Grün.

$\text{Cu}[\text{OH}]_2$ , auf umständlichem Wege bereitet, sind die Farbstoffe Bremer Blau und Bremer Grün.

$\text{Cu}_3[\text{AsO}_3]_2$ , arsenigsäures Kupfer, bildet zusammen mit essigsäurem Kupfer einen herrlichen, aber sehr giftigen Farbstoff (Seite 58), welcher außer den Namen Schweinfurter Grün und Mitisgrün noch mehrere andere Namen führt.

Bronzefarben. Abfälle von Kupferlegierungen werden fein gemahlen und mit etwas Öl erhitzt, wobei sie anlaufen, d. h. sich oberflächlich oxydieren und schöne Färbungen annehmen. Solche Pulver dienen zum Bronzieren von Gips-, Holz- und Metallwaren.

### Silber, $\text{Ag} = 107.9$ , einwertig.

Das Silber kommt sowohl gediegen als auch in Verbindung mit anderen Elementen, namentlich mit Schwefel, vor; doch sind die eigentlichen Silbererze von geringer Bedeutung. Zur Gewinnung des Silbers dienen vielmehr silberhaltige Erze anderer Metalle: Bleiglanz, Kupferkies, Zinkblende u. a. Ihre Verarbeitung geschieht je nach den örtlichen Verhältnissen und nach der Qualität der Erze auf verschiedene Arten.

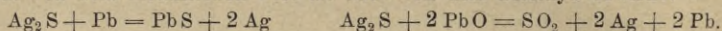
#### Silbergewinnung mittelst Blei.

1) Aus Bleiglanz entsteht meist silberhaltiges Blei, Werkblei. Wenn der Silbergehalt eine gewisse Grenze überschreitet, lohnt es sich, das Werkblei auf Silber zu verarbeiten. Dies geschieht durch Abtreiben, d. h. durch Schmelzen unter Zuführung gepresster Luft: Das Blei oxydiert sich zu Glätte, welche theils abfließt, theils von der porösen Herdmasse aufgesogen wird, und das Silber bleibt zurück.

2) Verarbeitet man nicht Bleiglanz allein, sondern mit Silbererzen zusammen, so erhält man natürlich ein desto reicheres Werkblei, welches dann gleichfalls abgetrieben wird.

<sup>1)</sup> Der Vitriol wurde in hölzernen Kisten versendet, welche das Zeichen des kaiserlichen Adlers trugen; daher der Name.

3) Silberreiche Erze<sup>1)</sup> werden nicht erst mit Bleiglanz verarbeitet, sondern direct mit metallischem Blei abgetrieben. Die Abscheidung des Silbers wird hiebei sowohl von dem metallischen Blei als auch von dem Bleioxyd bewirkt:



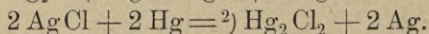
4) Werkblei enthält aber selten so viel Silber, dass sich das unmittelbare Abtreiben lohnte. Der Silbergehalt wird daher auf eine der folgenden Arten concentrirt:

a) Verfahren von Pattinson. Wenn man Werkblei in einem eisernen Kessel schmelzt, dann langsam und gleichmäßig erkalten lässt, so scheidet es sich in eine silberärmere und eine silberreichere Legierung. Diese bleibt flüssig, jene krystallisiert aus. Die Trennung erfolgt entweder dadurch, dass man die silberarmen Krystalle ausschöpft, oder dass man die silberreiche flüssige Legierung abzapft. Aber auch diese Concentration geht wenig über 2% Ag hinaus.

b) Verfahren von Parkes. Wenn man geschmolzenes Werkblei mit geschmolzenem Zink in großen eisernen Kesseln mengt, so nimmt das Zink fast alles Silber und etwas Blei auf und steigt bei langsamer Abkühlung als schaumige Masse an die Oberfläche. Dieser Zinkschaum wird abgeschöpft und, nachdem man einen Theil des Bleies vorsichtig ausgesaigert hat, in Graphittiegeln, welche mit Haube und Abzugsrohr versehen sind, bis zum Destillieren des Zinkes erhitzt. Der Zinkdampf wird condensiert, die zurückbleibende Blei-Silber-Legierung abgetrieben.

### Silbergewinnung mittelst Quecksilber.

Quecksilber vermag nicht nur, metallisches Silber als Amalgam aufzulösen, sondern auch Verbindungen des Silbers zu zerlegen:  $\text{Ag}_2\text{S} + \text{Hg} = \text{HgS} + 2 \text{Ag}$



Im selben Sinne wirken auch Eisen, Zink und Kupfer. Da aber die Zerlegung des Chlorids leichter erfolgt als die des Sulfids, führt man Schwefelsilber zuvor in Chlorsilber über.

1) Freiburger Verfahren. Das feingemahlene Erz wird mit NaCl geröstet. Hiebei entsteht zunächst aus  $\text{Ag}_2\text{S}$  durch Oxydation  $\text{Ag}_2\text{SO}_4$ , welches sich mit NaCl umsetzt. Das Röstgut wird in Holzfässern mit Wasser und Eisenkugeln rotiert:  $2 \text{AgCl} + \text{Fe} = \text{FeCl}_2 + 2 \text{Ag}$ . Hierauf wird Quecksilber zugegeben und weiter rotiert, wobei das Silber amalgamiert wird.

<sup>1)</sup> Dazu gehört auch gediegenes Silber, welches nie ganz rein ist.

<sup>2)</sup> Quecksilberchlorür

Hg—Cl		.
Hg—Cl		

2) Amerikanisches Verfahren (Mexico). Das feingemahlene Erz wird zu seichten Haufen geschüttet, angefeuchtet, mit NaCl bestreut und durch Treten gemengt. Dann wird Magistral, d. i. ein Gemenge von Kupfervitriol und Kochsalz, zugesetzt und wieder gemengt. Es entsteht zunächst Chlorkupfer, dann Chlorsilber:  $\text{CuSO}_4 + 2 \text{NaCl} = \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{CuCl}_2$ .

$\text{Ag}_2\text{S} + \text{CuCl}_2 = \text{CuS} + 2 \text{AgCl}$ . Endlich wird Quecksilber zugegeben und wieder gemengt:  $2 \text{AgCl} + 2 \text{Hg} = \text{Hg}_2\text{Cl}_2 + 2 \text{Ag}$ . Das Amalgam wird durch Waschen gereinigt. Das Verfahren arbeitet mit großem Verlust an Silber und Quecksilber, erspart aber Brennstoff, an dem es eben dort mangelt.

Das auf die eine oder andere Art gewonnene Amalgam wird in Lederbeuteln gepresst, um wenigstens einen Theil des Quecksilbers zu entfernen, und dann in Retorten geglüht. Der entweichende Quecksilberdampf wird condensiert.

### Silbergewinnung durch Lösung und Fällung.

1) Verfahren von Augustin. Es dient namentlich, um aus silberhaltigem Kupferstein beide Metalle zu gewinnen. Er wird mit NaCl geröstet. Ein Theil der Verunreinigungen verflüchtigt sich. Der nun silberreichere Rückstand wird in Holzfässern mit NaCl-Lösung ausgelaugt, wobei sich AgCl auflöst. Die Lösung wird filtrirt und fließt dann über Kupferstücke:

$2 \text{AgCl} + 2 \text{Cu} = \text{Cu}_2\text{Cl}_2 + 2 \text{Ag}$ . Das ausgefallene Silber wird gewaschen und geschmolzen, die Kupferchlorür-Lösung mittelst Eisen auf Cementkupfer verarbeitet.

2) Verfahren von Ziervogel. Kupfersteine, welche Eisen und Silber enthalten, werden vorsichtig geröstet; die Sulfide verwandeln sich in die Sulfate. Bei gesteigerter Temperatur zerfallen die Sulfate des Eisens und des Kupfers:  $\text{CuSO}_4 = \text{CuO} + \overset{\times}{\text{SO}_3}$ , nicht aber das Sulfat des Silbers. Beim Auslaugen des Röstgutes erhält man also eine Lösung von  $\text{Ag}_2\text{SO}_4$ , während Kupferoxyd und Eisenoxyd im Rückstande bleiben. Die Silberlösung fließt über Kupferstücke:  $\text{Ag}_2\text{SO}_4 + \text{Cu} = \text{CuSO}_4 + 2 \text{Ag}$ . Das Silber wird gewaschen und geschmolzen, die Kupfervitriollösung mittelst Eisen auf Cementkupfer verarbeitet.

Von den vielen übrigen Verfahren ist fast jedes im wesentlichen einer der beschriebenen Methoden ähnlich, sei es, dass (vergleiche Freiburger Verfahren) an Stelle des Eisens Zink oder Kupfer, oder dass (vergleiche Augustin-Verfahren) als Lösungsmittel für AgCl statt der Chlornatriumlösung NaCl eine Thiosulfatlösung  $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$  verwendet wird.

## Das Rohsilber,

gleichviel, durch welches Verfahren gewonnen, enthält noch immer 2—5% Verunreinigungen, meist Blei, und wird daher durch Feinbrennen raffiniert, d. h. durch ein oxydierendes Schmelzen in kleineren Gebläse-Flammöfen bei höherer Temperatur. Die Verunreinigungen werden theils verflüchtigt, theils durch zugesetzten Mergel verschlackt. Das erhaltene Feinsilber, welches fast rein ist, wird meist in Barren gegossen.

Chemisch reines Silber kann erst durch Auflösen in Salpetersäure, Fällung des Nitrates mit Salzsäure und Zersetzung des Chlorides mit Zink gewonnen werden:



Im Jahre 1896 betrug die Silberproduction der Erde 5787 t, hievon in Oesterreich rund 40 t, in Ungarn 20 t.

Das Silber hat eine rein weiße Farbe und starken Glanz. Deswegen dient es seit alter Zeit zur Herstellung von Münzen, Ziergegenständen, Prunkgeschirren; doch ist der Silberwert infolge der riesigen Production Amerikas immer tiefer gesunken. An Dehnbarkeit wird das Silber nur vom Gold übertroffen. Sein Schmelzpunkt liegt nahe bei 1000°. Geschmolzenes Silber absorbiert viel Sauerstoff; beim Erkalten gibt es ihn unter Aufbrausen ab: es spratzt. Bei sehr hoher Temperatur siedet es. An reiner Luft bleibt es unverändert; durch H<sub>2</sub>S wird es geschwärzt, weil sich schwarzes Ag<sub>2</sub>S bildet. Mitunter wird Silberware durch Eintauchen in Schwefelkalium-Lösung absichtlich geschwärzt und heißt dann fälschlich oxydiertes Silber. — Indem man Silber graviert und in die Vertiefungen eine schwarze, erhärtende Masse einreibt, erzeugt man Tula-Silber (nach der russischen Stadt benannt).

Silber wird meist mit Kupfer legiert, wodurch es größere Härte und besseren Klang erhält.

AgNO<sub>3</sub>, Silbernitrat, salpetersaures Silber oder Höllenstein, wird durch Auflösen des Silbers in Salpetersäure und Krystallisation der Lösung gewonnen. Es wird meist geschmolzen und in Stangenform gegossen. Oft wird es mit KNO<sub>3</sub> vermengt. Durch reducierende Stoffe wird aus Silbernitrat metallisches Silber je nach Umständen entweder als ein feines schwarzes Pulver oder als dünne glänzende Schicht abgeschieden. Darauf beruht die Anwendung seiner Lösung als Merktinte für Wäsche und zum Versilbern von Spiegelglas. Ferner dient es zu medicinischen und namentlich zu photographischen Zwecken.

**Ag Cl, Ag Br, Ag J,** Halogensilber. Diese Verbindungen sind in Wasser unlöslich. Wenn sie vom Lichte getroffen werden, färben sie sich anfangs violett, endlich schwarz und erhalten hiebei die eigenthümliche Fähigkeit, gewisse Metalle als feines Pulver anzuziehen und festzuhalten. Hierauf beruht ihre Anwendung in der Photographie.

Glasplatten werden mit reiner Leimlösung (Gelatine), in welcher Halogensilber und Silbernitrat gleichmäßig vertheilt sind, übergossen und getrocknet. Die Platte wird in der Camera obscura den Lichtstrahlen ausgesetzt, welche von dem aufzunehmenden Gegenstand ausgehen. Die Platte wird nun mit reducirenden Lösungen behandelt. Hiedurch wird aus Silbernitrat metallisches Silber abgeschieden, welches von den früher belichteten Stellen festgehalten wird. Hierauf wird die Platte in eine Lösung von Thiosulfat  $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$  gebracht, welche unverändertes Halogensilber zu lösen vermag (Seite 102). Dadurch wird das Bild fixiert; würde diese Behandlung unterlassen, so dürfte die Platte nicht ans Licht gebracht werden, weil dann auch das unveränderte Halogensilber beeinflusst und die ganze Platte geschwärzt würde. — Die Platte ist nun ein Negativ des Bildes, d. h. die hellen Stellen des aufgenommenen Gegenstandes erscheinen auf der Platte dunkel, die dunklen Stellen hell. Wenn man aber ein Papier, welches Halogensilber enthält, mit der Platte überdeckt und dem Licht aussetzt, erhält man ein Positiv des Bildes. Hierauf muss natürlich auch das Papier mit  $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$  oder anderen Lösungsmitteln fixiert werden, weil es sonst durch Licht vollständig geschwärzt würde.

### Gold, $\text{Au} = 197.2$ , dreiwertig.

Gold kommt in der Natur hauptsächlich gediegen vor. Auch Schwefelkies und Erze von Blei, Kupfer, Silber sind oft goldhaltig.

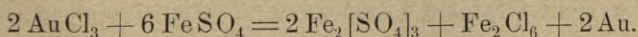
Je nach dem Reichthum der Erze und nach der Größe der Goldtheilchen wird das Metall auf verschiedene Arten gewonnen:

1) Das goldführende Gestein wird gepocht und mit Wasser geschlämmt (Goldwäscherei).

2) Durch Amalgamieren und Ausglühen des Amalgams.

3) Aus güldischem Silber, welches aus manchen Bleiglanzen und Kupfersteinen erhalten wird.

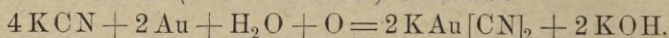
4) Aus goldhaltigen Kiesabbränden; sie werden geröstet und dann kalt mit Chlorgas behandelt, wodurch Chlorgold gebildet wird, welches dann mit warmem Wasser ausgelaugt wird. Die Lösung wird mit reducirenden Stoffen, z. B. mit Eisenvitriol, behandelt, wodurch metallisches Gold abgeschieden wird:



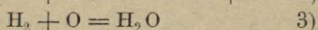
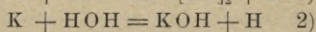
Ableitung:  $\text{AuCl}_3 + \dots \text{FeSO}_4 = \text{Fe}_2[\text{SO}_4]_3 + \dots$  Die Zahl der  $\text{SO}_4$  Gruppen erfordert:  $\text{AuCl}_3 + 3 \text{FeSO}_4 = \text{Fe}_2[\text{SO}_4]_3 + \text{FeCl}_3 + \text{Au}$ . Um nun die falsche

Formel  $\text{FeCl}_3$  durch die richtige  $\text{Fe}_2\text{Cl}_6$  zu ersetzen, muss man die Gleichung mit zwei multiplicieren.

5) Verdünnte Cyankalium-Lösung  $\text{KCN}$  <sup>1)</sup> löst bei Anwesenheit oxydierender Stoffe (z. B. Chlorkalk) Gold auf:



Ableitung:  $\dots \text{KCN} + \text{Au} = \text{KAu}[\text{CN}]_2 + \dots$  Die Zahl der Cyangruppen erfordert:  $2 \text{KCN} + \text{Au} = \text{KAu}[\text{CN}]_2 + \text{K}$  1)



Zur Eliminierung der Zeichen H und K multipliciere man die Gleichungen 1) und 2) mit zwei und addiere alle drei.

Für die Entgoldung der Cyanidlösung ist das patentierte Verfahren von Siemens und Halske das beste. Es beruht auf der Elektrolyse der Cyanidlösung; als Anode dienen Eisenplatten, als Kathode Bleispäne.

Aus Rohgold und aus güldischem Silber werden Silber und Kupfer entweder mittelst Salpetersäure oder besser mittelst heißer concentrirter Schwefelsäure entfernt, in welcher sie sich als Sulfate lösen, während das Gold widersteht. Die Lösung wird mittelst Kupfer auf Silber und Kupfervitriollösung verarbeitet. Wenn aber der Gehalt an Silber gering ist, so wird dieses durch das Gold vor der Auflösung geschützt; man muss in diesem Falle dem Gold eigens Silber zusetzen, um eine vollkommene Scheidung zu erreichen.

Gold wird hauptsächlich in Nordamerika, Australien und Südafrika gewonnen. Im Jahre 1897 wurden auf der Erde 359 t producirt, wovon auf Oesterreich-Ungarn 3 t entfielen.

Gold hat eine gelbe Farbe, starken Glanz und ein hohes specifisches Gewicht. Es hat unter allen Metallen die größte Dehnbarkeit; es lässt sich zu so dünnem Draht ausziehen, dass 2 km desselben nur 1 g wiegen! Blattgold hat eine Dicke von 0.0001 mm. Noch 50mal dünnere Goldschichten werden erhalten, wenn man vergoldeten Silberdraht auszieht. Gold ist fast so weich wie Blei; es wird daher für den Gebrauch meist mit Silber, Kupfer oder beiden legiert; die Legierung mit Silber hat eine grüngelbe, die mit Kupfer eine rothgelbe Farbe. In trockener und in feuchter Luft, auch in schwefelwasserstoffhaltiger, bleibt es vollkommen unverändert. Im Preise steht Gold am höchsten unter allen Metallen. Es dient

1) Die Gruppe Cyan  $\text{C} \equiv \text{N}$  ist einwertig. Kaliumgoldcyanid:  $\text{Au} \begin{matrix} -\text{K} \\ -\text{CN} \\ -\text{CN} \end{matrix}$



zur Herstellung von Schmuckgegenständen, Medaillen, Orden, Münzen u. dgl. Es schmilzt etwas über 1000° und zeigt dann eine grüne Färbung; auch Blattgold scheint im durchfallenden Lichte grün.

Punzierungswesen.

Der große Wert des Silbers, namentlich aber des Goldes, nöthigt zur genauen Feststellung des Feingehaltes und rechtfertigt es, dass der Verkauf der Silber- und Goldwaren einer staatlichen Controle unterliegt, durch welche der Käufer vor Betrug möglichst geschützt wird. Diese staatliche Aufsicht wird von Punzierungsämtern ausgeübt und ist in einigen Staaten, wie in Österreich-Ungarn, obligat, in anderen Staaten, wie im Deutschen Reich, facultativ. Die österreichischen Ämter haben die Aufgabe, die Silber- und Goldwaren<sup>1)</sup> auf ihren Feingehalt zu prüfen und das Ergebnis der Prüfung auf der Ware mittelst einer Punze ersichtlich zu machen.

In Österreich sind für Silber und Gold je vier Legierungen gebräuchlich:

Silber:		Gold:	
Nr. 4 . . . . .	. 75 <sup>0</sup> / <sub>10</sub>	Nr. 4 . . . . .	. 58 <sup>0</sup> / <sub>10</sub>
» 3 . . . . .	. 80 <sup>0</sup> / <sub>10</sub>	» 3 . . . . .	. 75 <sup>0</sup> / <sub>10</sub>
» 2 . . . . .	. 90 <sup>0</sup> / <sub>10</sub>	» 2 . . . . .	. 84 <sup>0</sup> / <sub>10</sub>
» 1 . . . . .	. 95 <sup>0</sup> / <sub>10</sub>	» 1 . . . . .	. 92 <sup>0</sup> / <sub>10</sub>

Weitaus am meisten werden verwendet Silber Nr. 3 und Gold Nr. 4.

Zur Prüfung des Silbers braucht man einen Probiestein (eine schwarze Quarzart) und für jeden der vier Feingehalte je eine Probiernadel. Man erzeugt zuerst mit der Ware durch Wetzen auf dem Probiestein einen breiten Strich und daneben mit der Nadel einen ebensolchen Strich. Die reichere Legierung gibt einen weißeren Strich, die ärmere einen gelblichen. In zweifelhaften Fällen muss eine Analyse vorgenommen werden.

Zur Prüfung des Goldes dient gleichfalls die Strichprobe; doch sind hier für jeden Feingehalt mehrere Nadeln erforderlich, je nachdem die Legierung mehr Silber oder mehr Kupfer enthält. Ferner entscheidet hier nicht die Farbe des Striches ohne weiteres, sondern der Strich wird mit einem Tropfen verdünnten Königswassers geätzt, welcher nach einigen Secunden abgetupft wird. Die geätzte Stelle ist umso dunkler, je schlechter die Legierung. Bei ungünstigem Befunde wird meist die chemische Analyse vorgenommen.

Schlechte Ware wird von amtswegen deformiert (zerschlagen) und das Material dem Eigenthümer zurückgegeben.

Gute Waren bekommen an gewissen Stellen, welche das Gesetz für jede Gattung von Waren vorschreibt, die amtliche Punze. Aus derselben ist für den Kundigen ersichtlich: 1) ob Silber oder Gold, 2) welcher Feingehalt, 3) von welchem Punzierungsamte geprüft.

Die Punzen für große Silberwaren (Fig. 37) zeigen einen Kopf mit dem Monde (dem alchemistischen Zeichen des Silbers), die Punzen für große Goldwaren (Fig. 38) einen Kopf mit der Sonne (dem Zeichen des Goldes). Für kleine Waren dienen als Zeichen (Fig. 39 und 40): ein Löwenkopf für Silber Nr. 4, ein

<sup>1)</sup> Nur sehr kleine Waren unterliegen nicht der Punzierungspflicht.

Windspielkopf für Silber Nr. 3, ein Fuchskopf für Gold Nr. 4, ein Gemskopf für Gold Nr. 3.<sup>1)</sup>

2) Der Feingehalt ist a) durch die Ziffern 1—4 verzeichnet, b) bei den großen Punzen durch die Contur; es bedeutet nämlich: jede einspringende Curve 14<sup>0</sup>/<sub>0</sub>, jede gerade Linie 15<sup>0</sup>/<sub>0</sub>, jede ausspringende Curve 16<sup>0</sup>/<sub>0</sub>.

Fig. 37.

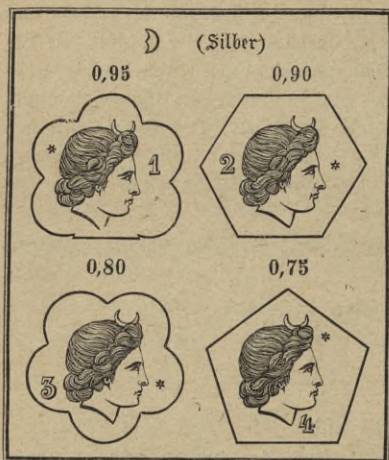


Fig. 39.

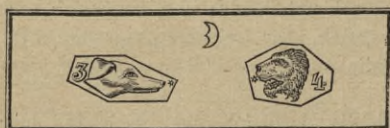


Fig. 38.

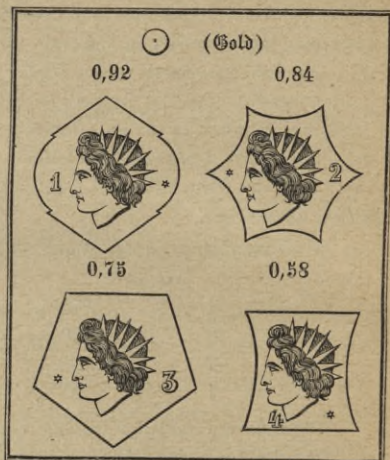
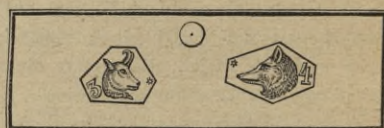


Fig. 40.



3) Jedes Punzierungsamt hat einen bestimmten Buchstaben, der in den Punzen an Stelle des Sternchens der Figuren steht; z. B. bedeutet A das k. k. Hauptpunzierungsamt in Wien. Da außer der amtlichen Punze jede Ware die Namenspunze des Erzeugers tragen muss und diese Namenspunzen im Bereich eines Amtes alle untereinander verschieden ausgeführt werden (selbst bei gleichen Initialen), kann selbst nach langer Zeit und an anderem Orte die Herkunft der Ware leicht ermittelt werden.

Die Werkstätten und Geschäfte werden hie und da von Punzierungsbeamten inspiciert. Die Controle ist also weitgehend.

Um Goldwaren oder Silberwaren das Aussehen chemisch reinen Goldes oder Silbers zu geben, werden sie gegläht, wobei das Kupfer sich oberflächlich oxydiert, dann mit verdünnter Schwefelsäure erwärmt, wobei das Kupferoxyd sich löst, so dass an der Oberfläche thatsächlich eine dünne Schichte Feingold oder Feinsilber zurückbleibt. Dieses Verfahren heißt das Ansieden.

<sup>1)</sup> Die Punzen sind mit achtfacher linearer Vergrößerung abgebildet.

Das Versilbern unedler Ware geschieht auf eine der folgenden Arten: 1) Man bestreicht die gereinigte Oberfläche mit Silberamalgam und verflüchtigt das Quecksilber durch Erhitzen (Feuerversilberung). 2) Man reibt mittelst eines Korkes ein Gemenge von Chlorsilber und einigen anderen Stoffen auf. 3) Man bereitet eine Lösung von Chlorsilber in Cyankalium, hängt die blanke Ware hinein und leitet den elektrischen Strom durch: galvanische Versilberung.

Das Vergolden geschieht auf folgende Arten: 1) mittelst Goldamalgams (Feuervergoldung). 2) Man tränkt Leinwand in Goldlösung, trocknet und verbrennt sie. Die Asche enthält dann Kohle und Goldpulver und heißt Goldzunder. Dieser wird mittelst eines Korkes aufgerieben. 3) Man bereitet eine Lösung von Chlorgold in Cyankalium, hängt die blanke Ware hinein und leitet den elektrischen Strom durch: galvanische Vergoldung. 4) Die Ware (auch Holz oder Stein) wird mit einem Klebemittel überzogen und dann mit Blattgold belegt.

### Platin, Pt = 194.8.

Im Ural findet sich in Gestalt kleiner Körner im angeschwemmten Sand eine natürliche Legierung, welche aus den Metallen Platin, Iridium, Osmium, Palladium, Rhodium, Ruthenium besteht. Der wichtigste und reichlichste Bestandtheil dieses Minerals ist das Platin, welches von seinen Begleitern auf umständliche Art getrennt wird. Russland erzeugt jährlich etwa 5 t Platin.

Platinwaren enthalten meist noch etwas Iridium, welches eine größere Härte verleiht. Platin hat eine graue Farbe und ein hohes specifisches Gewicht. Es ist sehr dehnbar und lässt sich in der Hitze schweißen. Es schmilzt erst bei sehr hoher Temperatur (Knallgasflamme), ist sehr widerstandsfähig gegen Säuren und andere Stoffe und wird deshalb zur Herstellung chemischer Geräthe verwendet, besonders zur Herstellung der Platinkessel für Schwefelsäurefabriken (Seite 43). Der Preis des Platins ist dem des Goldes nahe, unterliegt aber großen Schwankungen. Man hat in Russland versucht, aus Platin Münzen zu machen, kam aber davon wieder ab, weil Platin schwer zu bearbeiten ist, und namentlich, weil sein unscheinbares Aussehen nicht im Verhältniß zu seinem hohen Werte steht.

In Königswasser löst sich Platin als  $\text{PtCl}_4$ . Aus der Lösung wird durch Salmiak ein schwerlösliches gelbes Krystallpulver gefällt:  $\text{PtCl}_4 \cdot 2\text{NH}_4\text{Cl}$ , Platinsalmiak. Dieser zerfällt beim Glühen, und es bleibt das Metall in fein vertheiltem Zustand als Platinschwamm zurück. Platinschwamm hat die Fähigkeit, gewisse Gase an seiner Oberfläche zu verdichten. Hierauf beruht die Döbereiner'sche Zündmaschine (Seite 10) und die Erzeugung von Schwefeltrioxyd (Seite 37). Platinchlorid wird auch in der Photographie verwendet.

---

Der Schüler ordne die gewonnenen Kenntnisse nach anderen Gesichtspunkten: er entwerfe ein Verzeichnis der wichtigsten Naturproducte, der wichtigsten Industrieproducte, der Brennstoffe, der Legierungen, der Farbstoffe u. dgl.

---



# Register.

- A**bbinden 110.  
Abraumsalze 102.  
Abstich 131.  
Abtreiben 153.  
Accumulatoren 144.  
Acetylen 87.  
Achat 61.  
Äthan 72.  
Äthylen 72.  
Ätzen 118.  
Ätzkali 104.  
Ätznatron 101.  
Affinität 5.  
Alabaster 111.  
Alaun 121.  
Alchemie 56.  
Algarothpulver 147.  
Alkalimetalle 90.  
Allotropie 6.  
Alpacca 152.  
Aluminium 120.  
Amalgame 149.  
Amethyst 61.  
Ammoniak 47.  
Ammoniumsälze 107.  
Anlassen 133.  
Ansieden 160.  
Anthracit 66.  
Antichlor 102.  
Antimon 146.  
Argentan 152.  
Argon 19.  
Arragonit 108.  
Arsen 57.  
Arsenik 58.  
Atomgewichte 7.  
Atomtheorie 4.  
Auers Licht 87.  
Augustin 155.  
Auripigment 57.  
Avanturinquarz 61.  
Avogadro 6.  
**B**ackpulver 100.  
Baryum 119.  
Basen 37.  
Baumé 44.  
Bauxit 120.  
Beinglas 114.  
Benzol 72.  
Bergblau 153.  
Berggrün 153.  
Bergkrystall 61.  
Bessemer 135.  
Beton 111.  
Bicarbonat 100.  
Biscuit 127.  
Bitterwasser 25.  
Blei 143.  
Bleichen 14, 36.  
Bleistift 63.  
Bleiweiß 145.  
Blende 147.  
Bulus 127.  
Bombonne 96.  
Bor 59.  
Borax 102.  
brach 46.  
Brauneisenstein 128.  
Braunerde 127.  
Braunkohle 66.  
Braunschweiger Grün 153.  
Braunstein 140.  
Brausepulver 69.  
Bremer Blau 153.  
Bremer Grün 153.  
Brenner 87.  
brisant 106.  
Britanniametall 146.  
Brom 15.  
Bronze 152.  
Bronzefarben 153.  
Bunsen-Brenner 78.  
**C**admium 148.  
Calcinieren 96.  
Calcium 108.  
Calorie 73.  
Carbid 88.  
Carborundum 89.  
Carnallit 102.  
Carneol 61.  
Casselmann's Grün 153.  
Cement 110.  
Cementstahl 138.  
Cementwässer 152.  
Chamotte 124.  
Chance-Claus 96.  
Chilesalpeter 50.  
Chinasilber 152.  
Chlor 12.  
Chlorkalk 97.  
chlorsaures Kali 104.  
Chrom 140.  
Chromgelb 145.  
Chromroth 145.  
Concentrationsstein 151.  
Condensator 82.  
Converter 135.  
Coquillen 136.  
Cyankalium 158.  
**D**alton 4.  
Daniells Hahn 29.

- Darkau 16.  
 Denaturieren 92.  
 Destillation 27.  
 Diamant 63.  
 Dichte 28.  
 Diffusion 20.  
 Dissociation 9.  
 Döbereiner 10.  
 Dolomit 119.  
 Doppelspat 108.  
 Dornenstein 91.  
 Drahtglas 118.  
 Dünger 46.
- E**delgalmei 147.  
 Eisen 128.  
 Eisenblüte 108.  
 Eisenvitriol 139.  
 Eismaschine 47.  
 Elektrolyse 101.  
 Entglasen 114.  
 Entstehungszustand 5.  
 Entzündungstemperatur 75.  
 Erbsenstein 108.  
 Erdalkalimetalle 90.  
 Erze 90.  
 Exhaustor 86.  
 Explosion 76.  
 Exsiccator 29.
- F**ayence 124.  
 Feinbrennen 156.  
 Feldspat 120.  
 Ferri- }  
 Ferro- } Verbindungen 128.  
 Feuerfeste Steine 124.  
 Feuerstein 61.  
 Filtrieren 26.  
 Fixieren 157.  
 Flamme 77.  
 Flint 114.  
 Flugstaub 41.  
 Fluor 17.  
 Flusseisen 134.  
 Flussmittel 123.  
 Flusssäure 17.  
 Formeln 24.
- Fossilien 66.  
 Frischprocess 134.  
 Frittenporzellan 127.
- G**alitzenstein 148.  
 Galmei 147.  
 galvanisiertes Eisen 148.  
 Gärbstahl 139.  
 Gaskohle 86.  
 Gaswasser 88.  
 Gattieren 129.  
 Gay-Lussac 42.  
 Gebläse 23.  
 Gelberde 127.  
 Generator 80.  
 geschmeidig 89.  
 Gegenstrom 95.  
 Gicht 129.  
 Giftmehl 58.  
 Gilchrist 136.  
 Gips 111.  
 Glätte 144.  
 Glas 113.  
 Glaskopf 128.  
 Glasur 124.  
 Glaubersalz 102.  
 Glimmer 120.  
 Glover 42.  
 Glühfrischen 138.  
 Gneis 120.  
 Gold 157.  
 Goldzunder 161.  
 Gradierwerk 91.  
 Granit 120.  
 Graphit 63.  
 Grauspießglanz 146.  
 Grubengas 72.  
 Grünspan 152.  
 Gusseisen 133.
- H**ärten 133.  
 Hall 16.  
 Halogene 12.  
 Hammerschlag 139.  
 Hartblei 146.  
 Heizwert 74.  
 Hirschhornsalz 107.
- Hochofen 129.  
 Höllestein 156.  
 Hoffmann's Ringofen 109.  
 Holzasche 103.  
 Holzkohle 65.  
 Hydrate 37.  
 Hydraulik 82.  
 hydraulischer Kalk 110.  
 hygroskopisch 55.
- I**ndustriesalz 92.  
 Infusorienerde 61.  
 Jod 16.  
 Iridium 161.  
 isomorph 122.
- K**alilauge 104.  
 Kalium 102.  
 Kalk 108.  
 Kalusz 102.  
 Kammersäure 41.  
 Kaolin 120.  
 Katzenauge 61.  
 Kelp 16.  
 Kesselspeisewasser 112.  
 Kesselstein 27.  
 Kiese 41.  
 Kieselgalmei 147.  
 Kieselsäure 61.  
 Kieselstein 61.  
 Kieselstein 61.  
 Klinker 125.  
 Knallgas 29.  
 Knochen 52.  
 Knochenkohle 64.  
 Kobalt 141.  
 Kochsalz 92.  
 Königswasser 52.  
 Kohlenoxyd 70.  
 Kohlensäure 66.  
 Kohlenstoff 62.  
 Kohlenwasserstoffe 71.  
 Kohlung 130.  
 Koks 88.  
 Korallen 108.  
 Korund 120.  
 Kreide 108.

kritischer Druck 48.  
kritische Temperatur 48.  
Krystallisation 11.  
Krystallsysteme 12.  
Krystallwasser 93.  
Kühlofen 116.  
Kupfer 150.

**L**achgas 49.  
Lampencylinder 79.  
Lapis lazuli 122.  
Lasur (Kupfer-) 153.  
Lasurstein 122.  
Leblanc 94.  
Legierungen 89.  
Lehm 120.  
Letternmetall 146.  
Leuchtgas 82.  
Levico 58.  
Lithopone 148.  
Löschmittel 75.  
Löthrohr 23.  
Luftballon 9.  
Luppe 134.

**M**agistral 155.  
Magnesium 119.  
Magneteisenstein 129.  
Malachit 153.  
Majolica 124.  
Mangan 140.  
Marienglas 111.  
Marmor 108.  
Marsh 59.  
Martin 137.  
Massicot 144.  
Meerschaum 119.  
Meiler 65.  
Mennige 144.  
Mergel 108.  
Merktinte 156.  
Messing 152.  
Methan 72.  
Mineralwässer 25.  
Minium 144.  
Mitisgrün 153.  
Modificationen 6.

Möller 129.  
Mörtel 108.  
Morion 61.  
Muffelsäure 94.  
Muscheln 108.  
Musivgold 142.  
Mutterlauge 12.  
Mutterlangensalz 92.

**N**atrium 91.  
Natronlauge 101.  
Neusilber 152.  
Nickel 141.  
Niederschlag 26.  
Nitrate 51.  
nitrose Säure 42.

**O**cker 127.  
Öfen 80.  
Opal 61.  
Osmium 161.  
Oxydation 22.  
Ozon 31.

**P**akfong 152.  
Palladium 10.  
Parkes 154.  
Passauer Tiegel 63.  
Passivität 43.  
Pattinson 154.  
Pauschen 142.  
Perlen 118.  
Permanentweiß 119.  
Pfannensäure 94.  
Pfannenstein 92.  
Phlogiston 57.  
Phosphor 52.  
Photographie 157.  
Platin 161.  
Polen 151.  
Porzellan 125.  
Pottasche 103.  
Probierstein 159.  
Puddelprocess 134.  
Punzierung 159.  
Puzzuolane 111.  
Pyrometer 74.

Pyrophore 54.  
Pyroschwefelsäure 45.

**Q**uandel 65.  
Quarz 61.  
Quecksilber 149.

**R**affinierung 151.  
rasant 106.  
Rauchtropas 61.  
Rauschgold 13.  
Reaction 17.  
Realgar 57.  
Reduction 23.  
Regenerator 80.  
Reiniger 85.  
Retortengraphit 86.  
Revolverofen 94.  
Rhodium 161.  
Ringofen 109.  
Rösten 36.  
Röthel 127.  
Rohschienen 135.  
Rohstein 151.  
Rotheisenstein 128.  
Rubin 120.  
Rückkohlen 136.  
Ruß 65.  
Ruthenium 161.

**S**äuerlinge 25.  
Säuren 37.  
Saigern 146.  
Saline 91.  
Salmiak 107.  
Salpeter 104.  
Salpetersäure 50.  
Salze 37.  
Salzsäure 96.  
Sand 61.  
Sandstrahl 118.  
Saphir 120.  
Sauerstoff 22.  
Scheidewasser 52.  
Scherbenkobalt 57.  
Schießpulver 105.  
Schlacke 129.  
schlagende Wetter 76.

- Schlempe 103.  
 Schlicker 126.  
 schiedbarer Guss 138.  
 Schmirgel 120.  
 Schnellloth 144.  
 Schornsteine 79.  
 Schrot 144.  
 Schwarzkupfer 151.  
 Schwefel 32.  
 Schwefelblumen 33.  
 Schwefeldioxyd 35.  
 Schwefelkies 40.  
 Schwefelkohlenstoff 73.  
 Schwefelsäure 40.  
 Schwefeltrioxyd 37.  
 Schwefelwasser 25.  
 Schwefelwasserstoff 34.  
 schweflige Säure 36.  
 Schweinfurter Grün 153.  
 Schweißen 133.  
 Schwerspat 119.  
 Seesalz 92.  
 Selbstentzündung 75.  
 Senarmontit 146.  
 Serpentin 119.  
 Sicherheitslampe 76.  
 Siderolith 125.  
 Sienaerde 127.  
 Silber 153.  
 Silicate 62.  
 Silicium 61.  
 Sintern 111.  
 Skrubber 85.  
 Smalte 141.  
 Soda 93.  
 Sodawasser 69.  
 Sole 91.  
 Solvay 99.  
 Spateisenstein 128.  
 spezifisches Gewicht 28.  
 Speckstein 119.  
 Speisepulver 100.  
 Spiegeleisen 133.  
 Spiegelglas 116.  
 Spodium 64.  
 Spratzen 156.  
 Sprudelstein 108.
- Stahl 133.  
 Stahlwässer 25.  
 Stanniol 142.  
 Stassfurt 102.  
 Stein der Weisen 56.  
 Steingut 124.  
 Steinkohle 66.  
 Steinsalz 91.  
 Steinzeug 125.  
 Stereochromie 105.  
 Stickstoff 46.  
 Streckofen 116.  
 Strichprobe 159.  
 Strontium 119.  
 Stuck 112.  
 Sublimat 149.  
 Sublimieren 57.  
 Substitution 6.  
 Sudhaus 91.  
 Suffionen 60.  
 Sulfate 44.  
 Sulfide 34.  
 Sumpfgas 72.  
 Superphosphat 53.  
 Sylvin 102.
- T**alk 119.  
 Tempern 138.  
 Terracotta 124.  
 Theer 82.  
 Thermen 25.  
 Thiosulfat 102.  
 Thomas 136.  
 Thomasschlacke 137.  
 Thon 120.  
 Thonwaren 123.  
 Tiegelgusstahl 139.  
 Tombak 152.  
 Töpferware 124.  
 Torf 65.  
 trockene Destillation 64.  
 Tropfstein 108.  
 Tusche 65.
- Ü**berfangglas 118.  
 übermangansaures Kali 140.  
 Ultramarin 122.
- Umbrä 127.  
 Umsetzung 6.  
 unterchlorige Säure 97.
- V**alenz 10.  
 Varec 16.  
 Verbrennung 73.  
 Verflüssigung 48.  
 Vergolden 161.  
 Verkohlung 64.  
 Vermillon 150.  
 Versilbern 161.  
 Verwandtschaft 5.  
 Verwitterung 45.  
 Viehsalz 92.  
 Vitriol (Eisen-) 139.  
 » (Kupfer-) 153.  
 » (Zink-) 148.  
 Vitriolöl 45.
- W**ärmemessung 73.  
 Wärmespeicher 80.  
 Wäscher 85.  
 Wald und Klima 19.  
 Walzensinter 139.  
 Waschblau 122.  
 Wasser 24.  
 Wassergas 70.  
 Wasserglas 105.  
 Wasserstoff 9.  
 Wasserstoffsperoxyd 30.  
 Weißblech 142.  
 Weldon 98.  
 Werkblei 153.  
 Winderhitzer 132.  
 Wismut 146.  
 Witherit 119.
- Z**iegel 123.  
 Ziervogel 155.  
 Zink 147.  
 Zinkschaum 154.  
 Zinn 142.  
 Zinnober (Erz) 149.  
 » (Farbstoff) 150.  
 Zündhölzchen 54.  
 Zündmaschine 10.  
 Zuschlag 129.



- Kreibig, Dr. Josef Klemens**, Professor an der Wiener Handelsakademie, **Leitfaden des kaufmännischen Rechnens** für zweiklassige Handelsschulen. 5. Auflage. Preis gebunden 2 K 96 h.
- Norman, Frederick Bryon**, weil. Lektor a. d. k. k. Hochschule f. Bodenkultur, Professor an der Gremial-Handelsfachschule, **Theoretische und praktische englische Konversationsgrammatik**. 5. verbesserte u. vermehrte Aufl. Preis gebunden 3 K 40 h.
- Odenthal, Josef**, Professor an der Prager Handelsakademie, **Leitfaden der kaufmännischen einfachen Buchhaltung**. Zum Gebrauche für Handelsschulen und zum Selbstunterricht. Preis gebunden 2 K 40 h.
- Pözl, Ignaz**, **Leitfaden für den deutschen Unterricht** an Handelsschulen. I. Teil: Der Sprachunterricht. 2. Auflage. Preis gebunden 88 h. — II. Teil: Einführung in die Literatur. 2. Auflage. Preis gebunden 1 K 40 h.
- Porges, Karl**, Inhaber einer Privathandelschule in Wien, **Lehrbuch der französischen Handelskorrespondenz** (Traité de la correspondance française) für zweiklassige Handelsschulen. Preis gebunden 3 K 40 h. — Preis des dazugehörigen Wörterbuches gebunden 1 K.
- Rothaug, Joh. Georg**, **Grundriß der Handels- und Verkehrsgeographie** für zweiklassige Handelsschulen, kommerzielle Fachschulen und verwandte Anstalten sowie zum Selbstunterrichte für den Handelsstand. 3. umgearbeitete Auflage. Preis gebunden 2 K 22 h.
- Schigut, Eugen**, Hauptlehrer an der Handelsschule Allina, Lehrer der Buchführung an der k. k. Graphischen Lehr- und Versuchsanstalt in Wien, **Lehrbuch der Handelskorrespondenz** für zweiklassige Handelsschulen. Preis gebunden 4 K.
- — — **Bruno Großmann**, **Lehr- und Übungsbuch des kaufmännischen Rechnens** für zweiklassige Handelsschulen. 2. Auflage, durchgesehen und verbessert von Eugen Schigut. Preis gebunden 2 K 96 h.
- Selbert, Professor A. E.**, Mitglied der k. k. Prüfungskommission für zweiklassige Handelsschulen in Wien, **Grundzüge der allgemeinen Geographie** für zweikl. Handelssch. Vorstufe zur Handels- und Verkehrsgeographie. 2., im wesentlichen unveränderte Auflage. Mit 16 Kartenskizzen. Preis geb. 1 K 30 h.
- Tutschek, Rudolf**, Professor an der k. k. Staatsgewerbeschule und beiderer Buchsachverständiger beim k. k. Landesgerichte in Czernowitz, **Das Musterkontor**. Praktischer Geschäftsgang, angewendet auf den zweimonatlichen Betrieb eines Kompagnie-Engros- und Detailgeschäftes im Warenfache. Preis gebunden 72 h.
- Voigt, Dr. Ludwig**, früher Direktor der städtischen Handelsakademie in Gablonz a. N., jetzt Direktor der städtischen Handelslehranstalt in Frankfurt a. M., **Kleine französische Grammatik** für Handelsschulen. 2., im wesentlichen unveränderte Auflage. Preis gebunden 1 K 36 h.
- — — **Übungsbuch zur französischen Grammatik** für Handelsschulen. I. Teil (Unterstufe). 2. verbesserte Auflage. Preis geb. 1 K 32 h. — II. Teil (Oberstufe; Einführung in die französische Handelskorrespondenz). Preis geb. 1 K 20 h.
- — — **Hilfsbüchlein für den deutschen Unterricht**, enthaltend das Wichtigste aus der Literaturgeschichte, Metrik und Poetik. Preis 40 h.
- Zehden, Dr. Karl**, weil. k. k. Hofrat und Inspektor für den kommerziellen Unterricht, **Leitfaden der Handels- und Verkehrsgeographie** für zweiklassige Handelsschulen. 5., im wesentlichen unveränderte Auflage, durchgesehen von **Dr. Theodor Cicalek**, Professor an der Wiener Handelsakademie. Mit einer Karte des Weltverkehrs. Preis gebunden 2 K 36 h.
- Ziegler, Julius**, a. o. Professor an der Exportakademie des k. k. österr. Handelsmuseums, wirklicher Lehrer an der staatl. subvent. Handelsschule des Wiener kaufmännischen Vereines, **Lehr- und Übungsbuch der Buchhaltung** für zweiklassige Handelsschulen. 3. verbesserte Auflage. Preis gebunden 3 K.
- — — **Die amerikanische Buchhaltung** nebst einer Sammlung von Buchhaltungsaufgaben. Supplement zur 3. Auflage des Lehr- und Übungsbuches der Buchhaltung für zweiklassige Handelsschulen. Preis gebunden 1 K 30 h.

**D. Lehrbücher für kaufmännische Fortbildungsschulen.**

- Berger, J.**, Direktor der Handelsakademie in Graz, **Einführung in die kaufmännische (einfache und doppelte) Buchhaltung** für kaufmännische Fortbildungsschulen. 2. Auflage. Preis gebunden 1 K 28 h.
- Frucht, Adolf**, Prof. an der Handelsak. in Graz, **Lehrbuch der kaufmännischen Arithmetik** für kaufmännische Fortbildungsschulen. Preis gebunden 1 K 36 h.
- Haberer, Karl**, Direktor der Handelsakademie in Innsbruck, **Leitfaden der Handelskorrespondenz**. Für den Unterricht an kaufmännischen Fortbildungsschulen. 3. durchgesehene Auflage. Preis gebunden 1 K 50 h.
- — **Leitfaden der Handels- und Wechselkunde** für kaufmännische Fortbildungsschulen. 3. verbesserte Auflage. Preis gebunden 1 K 52 h.
- — **Rechenbuch** f. kaufm. Fortbildungsschulen u. einkl. Handelsschulen f. Mädchen. I. Teil. Preis geb. 84 h. — II. Teil. Preis geb. 80 h. — III. Teil. Preis geb. 64 h.
- Haymerles** **Deutsches Lesebuch** für kaufmännische Fortbildungsschulen. 2. Auflage, bearbeitet und herausgegeben von **Dr. Karl Preisler**, Professor an der Grazer Handelsakademie. Preis gebunden 1 K 36 h.
- Holzinger, F. S.**, Professor der öffentlichen Handelsakademie in Linz, **Leitfaden des kaufmännischen Rechnens** für kaufmännische Fortbildungsschulen. I. Teil. Preis gebunden 1 K 20 h. — II. Teil. Preis gebunden 90 h.
- Kreibitz, Dr. Josef Klemens**, Professor an der Wiener Handelsakademie, **Hilfsbuch für das kaufmännische Rechnen** an kaufmännischen Fortbildungsschulen. I. Bändchen. Preis gebunden 84 h. — II. Bändchen, Preis gebunden 1 K. — III. Bändchen, Preis gebunden 96 h.
- Mahner, A.**, Professor an der k. k. Staatshandwerkerschule in Tetschen a. E., **Leitfaden für den Unterricht in der Warenkunde** an kaufmännischen Fortbildungsschulen. 2. verbesserte Auflage. Preis gebunden 1 K 30 h.
- Odenthal, Josef**, Professor an der Prager Handelsakademie, **Die kaufmännische Buchhaltung**, mit Rücksicht auf den Gebrauch für kaufmännische Fortbildungsschulen. Preis gebunden 1 K 48 h.
- Ottel, Klemens**, Direktor der deutschen Handelsakademie in Olmütz, **Handels- und Wechselkunde** für kaufmännische Fortbildungsschulen, Mädchen-Handelschulen und zum Selbstunterrichte. Preis gebunden 1 K 44 h.
- Schigut, Eugen**, Hauptlehrer an der Handelsschule Allina, Lehrer der Buchführung an der k. k. Graphischen Lehr- und Versuchsanstalt in Wien, **Leitfaden der Handelskorrespondenz** für kaufmännische Fortbildungsschulen. I. Teil. Preis gebunden 1 K 20 h. — II. Teil. Preis gebunden 1 K.
- Selbert, Professor A. E.**, **Grundzüge der allgemeinen Geographie** für kaufmännische Fortbildungsschulen. (Erster Jahrgang.) Vorstufe zur Handels- und Verkehrsgeographie. 2. durchgesehene Auflage. Preis gebunden 56 h.
- Voigt, Dr. Ludwig**, **Hilfsbuch für den deutschen Unterricht** in kaufmännischen und anderen Fortbildungsschulen. Aufgaben aus der Rechtschreibung, Satzzeichenlehre und Grammatik. Preis 40 h.
- Voigt, Dr. Ludwig**, früher Direktor, und **Julius Weyde**, Professor der städt. Handelsakademie in Gablonz a. N., **Einführung in die deutsche Handelskorrespondenz**. Ein Leitfaden für kaufmännische Fortbildungsschulen. I. Teil. (Erstes Unterrichtsjahr.) Preis gebunden 84 h. — II. Teil. (Zweites Unterrichtsjahr.) Preis gebunden 84 h.
- Zehden, Dr. Karl**, weil. k. k. Hofrat und Inspektor für den kommerziellen Unterricht, **Leitfaden der Handels- und Verkehrsgeographie** für kaufmännische Fortbildungsschulen. 6. Auflage, durchgesehen von **Dr. Theodor Cicalek**, Professor an der Wiener Handelsakademie. Mit einer Karte des Weltverkehrs. Preis gebunden 1 K 40 h.

**E. Lehrbücher für Gewerbeschulen.**

- Di Gaspero, M.**, k. k. Professor, **Materialienkunde** auf naturgesch. Grundlage. Lehrtext f. d. Unterricht an allgemeinen Handwerkerschulen. Preis geb. 1 K 20 h.

S - 96.

S. 01

- Feitler, Dr. Siegmund**, Privatdozent und Assistent an der k. k. Technischen Hochschule in Brünn, **Leichtfaßlicher Leitfaden der Technologie der landwirtschaftlichen Gewerbe** (Zucker, Bier, Spiritus, Branntwein und Preßhefe) zum Gebrauche für Kameralbeamte, Finanzorgane, Zucker- und Branntweinsteuer-Kontrollsbeamte etc. etc. Mit 72 in den Text gedruckten Abbildungen. Preis geheftet 7 K 20 h., gebunden 7 K 90 h.
- Hanausek, Dr. T. F.**, **Lehrbuch der Materialkunde auf naturgeschichtlicher Grundlage** für den Unterricht in der Rohstofflehre mit besonderer Berücksichtigung der in den Gewerben hauptsächlich verwendeten Naturprodukte. Zum Gebrauche für Handwerker-, Gewerbe-, Handelsschulen und verwandte Lehranstalten. Im Auftrage des h. k. k. Ministeriums für Kultus und Unterricht bearbeitet. I. Band: **Materialkunde des Mineralreiches**, 2. umgearbeitete Auflage. Mit 101 Abbildungen. Preis 1 K 80 h. — II. Band: **Materialkunde des Pflanzenreiches**, 2. umgearbeitete Auflage. Mit 144 Abbildungen. Preis 2 K 52 h.
- Harti, Hans**, k. k. Professor an der Staatsgewerbeschule in Reichenberg, **Lehrbuch der ebenen Trigonometrie**, für den Gebrauch an höheren Gewerbeschulen und für das Selbststudium bearbeitet. Mit 100 in den Text gedruckten Figuren und über 400 Übungsbeispielen. Preis 1 K.
- — **Die trigonometrische Auflösung des Dreieckes** und der auf Dreiecke zurückzuführenden Figuren. Für den Gebrauch an Werkmeister- und Baugewerkschulen und für den Selbstunterricht bearbeitet. 2. verbesserte Auflage. Mit 52 in den Text gedruckten Figuren und 300 Übungsbeispielen samt Resultaten nebst einer Tafel der Winkelfunktionen. Preis gebunden 96 h.
- Haymerle, Deutsches Lesebuch für Gewerbeschulen** (Werkmeisterschulen, gewerbliche Fachschulen und verwandte Lehranstalten), bearbeitet und herausgegeben von Oswald Koller, Professor an der Staatsgewerbeschule im I. Bezirke in Wien. 5., im wesentlichen unveränderte Auflage. Preis gebunden 2 K 50 h.
- Haymerle, Dr. Franz Ritter von**, k. k. Ministerialrat im Ministerium für Kultus und Unterricht, **Biographische Charakterbilder** auf dem Gebiete des Gewerbes, der Kunst und Industrie. 2. Auflage. Preis gebunden 72 h.
- Kalman, W.**, Prof., und **Th. Morawski**, Prof. und Fachvorstand a. d. k. k. Staatsgewerbeschule in Bielitz, **Technisch-chemische Rechenaufgaben**. Preis 80 h.
- Menger, Josef**, k. k. Professor an der Staatsgewerbeschule in Innsbruck, **Leitfaden der Geometrie** für Gewerbeschulen. 3., im wesentlichen unveränderte Auflage. Mit 112 Abbildungen. Preis gebunden 1 K 10 h.
- Rambousek, Dr. Josef**, k. k. Sanitätskonzipist der Kärntner Landesregierung, **Über erste Hilfe bei gewerblichen Unfällen**, mit einem kurzen Abriss über die Lehre vom menschlichen Körper (Somatologie), ferner über Unfallverhütung und Gewerbekrankheiten, zum Gebrauche an gewerblichen Lehranstalten. Mit 55 Abbildungen. Preis gebunden 1 K 20 h.
- Siegl, Julius Ritter von**, Prof. a. d. k. k. Staatsgewerbeschule in Graz, **Schattenkonstruktionen an Umdrehungskörpern** m. Rücks. auf die prakt. Bedürfn. in Architektur- u. i. kunstgew. Fachzeihn. Mit 1 Figurentafel. Preis 1 K 20 h.
- Utz, Ludwig**, Maschineningenieur, Direktor der k. k. Fachschule für Textilindustrie in Wien, **Technologie der Textilindustrie**. Lehrbuch f. Spezialkurse a. Handelsfachschulen u. fachl. Fortbildungskursen. Lehrbehelf zum Selbststudium. Mit 104 in den Text gedruckten Holzschnitten. Preis geheftet 1 K 90 h., gebunden 2 K 20 h.
- Ziegler, Dr. Artur**, Prof. an der Reichenberger Handelsakademie, **Lehrbuch der gewerblichen Buchhaltung** nebst einem Ausz. a. d. Wechselkunde und einem Anh. über Schriftstücke und Berechnungen im Geschäftsverkehr des Kleingewerbetreibenden und Kleinhändlers. Ein Leitf. für den Unterricht an gewerblichen Fortbildungsschulen und gewerblichen Buchhaltungskursen. Preis geb. 1 K 60 h. Übungshefte hiezu: I. Die Buchhaltung des **Schuhmachers**. Preis 60 h. II. Die Buchhaltung des **Bäckers**. Preis 60 h. III. Die Buchhaltung des **Tischlers**. Preis 60 h. IV. Die Buchhaltung des **Schneiders**. Preis 60 h. — In Vorbereitung sind noch folgende Übungshefte: V. Die Buchhaltung des **Schlossers**. VI. Die Buchhaltung des **Wirtes**. VII. Die Buchhaltung des **Kleinhändlers**.

Biblioteka Politechniki Krakowskiej



100000294715

DEPARTMENT OF MECHANICAL ENGINEERING  
POLITECHNICA KRAKOW