

WYDZIAŁY POLITECHNICZNE KRAKÓW

BIBLIOTEKA GŁÓWNA



L. inw.

3706

W. Schwarze

Vorschule der Chemie

2. Auflage

Verlag von Leopold Voss in Leipzig und Hamburg

Biblioteka Politechniki Krakowskiej



10000294392

Po/39.

Vorschule der Chemie

Von

Dr. W. Schwarze

Professor am Realgymnasium des Johanneums
in Hamburg

2. umgearbeitete Auflage

Mit 67 Abbildungen im Text

Fritz Viewegh.



Leipzig und Hamburg / Verlag von Leopold Viewegh / 1915

Universität der Chemie

Dr. W. G. G. G.

Verlag von G. G. G.

Verlag von G. G. G.

Alle Rechte vorbehalten.

Copyright by Leopold Voss, Leipzig 1915.

BIBLIOTEKA POLITECHNICZNA
KRAKÓW

II 3706



Druck von Grimme & Trömel in Leipzig.

Akc. Nr.

166 | 50

Vorwort zur zweiten Auflage.

In der vorliegenden Auflage sind auf Wunsch mehrerer Freunde des Buches die Atomlehre und Formelbildung, die in der ersten Auflage den Teil III bildeten, in den ersten Teil eingegliedert. Außerdem ist die Anzahl der Versuche, die sich mit einfachen Mitteln von Schülern und Schülerinnen ausführen lassen, vermehrt, und dadurch die Verwendbarkeit des Buches für den praktischen Unterricht erhöht.

Sonst ist der Leitfaden den in der ersten Auflage vertretenen Anschauungen über die Methode des chemischen Unterrichts treu geblieben. Dem Ostwald'schen Leitfaden folgend, wonach die gedankliche Analyse der chemischen Erscheinungen den eigentlichen Bildungswert der Chemie ausmacht, vermeidet er möglichst die Darbietung fertigen Wissenstoffes und sucht die Begriffe und Gesetze auf streng induktivem Wege zu entwickeln. Auch gibt er, um den Schülern die Freude am eigenen Beobachten und Entdecken nicht zu verderben, nur die Anordnung, nicht aber die Beschreibung des Verlaufs der Versuche.

Dem § 2 (Oxydation der Metalle) ist mit Erlaubnis des jetzigen Herausgebers und des Verlegers der Arendt'schen Lehrbücher der bewährte Lehrgang ihres hochverdienten Verfassers zugrunde gelegt. Ihnen ist auch aus Sparsamkeitsrückichten ein großer Teil der Figuren entnommen. Bei manchen umständlicheren Versuchen ist auf die neuer erschienene „Technik der Experimentalchemie“ von Arendt-Doermer verwiesen.

Die „Vorschule“ ist bestimmt für den Unterricht an Knaben- und Mädchenschulen, die der Chemie nur ein bis zwei Jahreskurse widmen können, hat aber auch als Leitfaden für den propädeutischen Unterricht an Oberrealschulen Eingang gefunden. Wo nur ein Jahr für den Unterricht zur Verfügung steht, werden die mit einem Stern bezeichneten Abschnitte zu übergehen sein.

Hamburg, im November 1914.

Schwarze.

Inhaltsverzeichnis¹⁾.

Teil I.

Einleitung und Metalloide.

	Seite
§ 1. Die physikalischen Eigenschaften der Metalle	1
§ 2. Die Verwandlung der Metalle in Aschen.	
a) Verhalten der Metalle beim Erhitzen an der Luft	2
b) Veränderungen bei gewöhnlicher Temperatur	3
c) Ursache der Aschenbildung	3
d) Die Veränderung der Luft bei der Aschenbildung	4
§ 3. Der Sauerstoff.	
a) Darstellung aus Quecksilberasche	7
b) Analyse und Synthese, Oxydation und Reduktion, Element und Verbindung	8
c) Aenderweilige Gewinnung von Sauerstoff	8
d) Oxydation im reinen Sauerstoff	9
e) Langsame oder dunkle Oxydation	10
f) Unvollständige Verbrennung	12
g) Zusammenfassung	12
h) Ozon	13
i) Die Phlogistonhypothese und ihre Widerlegung	13
§ 4. Grundgesetze und Erklärungen.	
a) Die Erhaltung des Stoffs	15
b) Die Erhaltung der Energie	15
c) Chemische Affinität oder Anziehungskraft	16
d) Entzündungstemperatur und Verbrennungswärme	16
§ 5. Der Wasserstoff und das Wasser.	
a) Elektrolyse des Wassers	16
b) Zerlegung des Wassers durch Metalle	17
c) Darstellung des Wasserstoffs durch Zerlegung von Säuren und weitere Versuche mit Wasserstoff	18
d) Das Knallgas und die Synthese des Wassers	21
e) Wasserstoffsuperoxyd	23
f) Physikalisches Verhalten des Wassers	23
g) Kreislauf des Wassers in der Natur	25
h) Bedeutung des Wassers für die Lebewesen	25
§ 6. Gesetze und Erklärungen.	
a) Mechanisches Gemenge und chemische Verbindung	26
b) Das Gesetz der konstanten Verbindungsgewichte	26

¹⁾ Kapitel aus der allgemeinen Chemie sind durch fetten Druck hervorgehoben.

§ 7. Das Chlor.		Seite
a) Darstellung durch Elektrolyse		27
b) Andere Darstellungsmethoden		28
c) Bleichende und desinfizierende Wirkung		29
d) Einwirkung auf Metalle		29
e) Verhalten gegen Wasserstoff und Wasser		29
f) Zusammenfassung		31
§ 8. Die Salzsäure.		
a) Zusammensetzung, Eigenschaften und Darstellung		31
b) Bedeutung für die Verdauung		32
c) Die Salzsäure im Haushalt		32
d) Wasserstoffsäuren (Erklärung)		33
§ 9. Die übrigen Halogene.		
a) Brom		33
b) Jod		34
c) Fluor		34
d) Zusammenfassung der Halogene		35
e) Das spezifische Gewicht von Gasen		35
§ 10. Salze, Säuren und Basen.		
a) Wie kann man Kochsalz darstellen?		36
Salzbildungsgesetz		37
b) Säuren		37
c) Basen		38
§ 11. Entwicklung der Atomlehre.		
a) Begründung der Atomlehre durch Dalton		38
b) Die Avogadro'sche Hypothese		40
c) Die Aggregatzustände oder Formarten		41
d) Bestimmung des Atomgewichts und der Molekularformel		41
e) Wertigkeit		42
§ 12. Die chemische Formelsprache.		
a) Binäre Verbindungen		43
b) Basen		44
c) Säuren		44
d) Salze		45
e) Formeln für chemische Vorgänge		45
f) Stöchiometrische Aufgaben		47
§ 13. Der Schwefel.		
a) Eigenschaften		48
b) Vorkommen und Gewinnung		49
§ 14. Die Sulfide.		
a) Metallsulfide		50
b) Schwefelwasserstoff		50
c) Schwefelkohlenstoff		51
§ 15. Oxide und Säuren des Schwefels.		
a) Schwefeldioxyd und schweflige Säure		52
b) Schwefelsäure		53

§ 16. Luft und Stickstoff.		Seite
a) Zusammensetzung der Luft		56
b) Die Dichte der Luft und ihre Verflüssigung		57
c) Der Stickstoff		57
§ 17. Ammoniak, Salmiakgeist und Salmiak.		
a) Zusammensetzung und Eigenschaften		58
b) Formelbildung		59
c) Vorkommen, Gewinnung und Verwendung		60
§ 18. Die Oxyde und Säuren des Stickstoffs.		
a) Synthese der Salpetersäure		60
b) Darstellung der Säure aus dem Salpeter		61
c) Eigenschaften der Salpetersäure		62
d) Entstehung in der Natur		63
e) Verwendung		63
f) Sonstige Oxyde des Stickstoffs		63
§ 19. Der Phosphor.		
a) Gelber Phosphor		64
b) Roter Phosphor		65
c) Verwendung des Phosphors		65
§ 20. Die Verbindungen des Phosphors.		
a) Phosphorwasserstoff		65
b) Oxyde und Säuren		66
c) Phosphate		66
§ 21. Arsen und Antimon.		
a) Eigenschaften und Vorkommen des Arsens		67
b) Arsenik		68
c) Antimon		69
§ 22. Der Kohlenstoff.		
a) Der Diamant		69
b) Der Graphit		70
c) Die Kohle		70
1. Darstellung durch trodene Destillation		70
2. Physikalisches Verhalten		71
3. Chemisches Verhalten		72
4. Entstehung der Kohle in der Natur		73
5. Bedeutung der Kohle als Energiequelle		74
§ 23. Die Kohlenwasserstoffe.		
a) Vorkommen und Eigenschaften		75
b) Leuchtgas		76
§ 24. Die Flammenbildung.		
a) Entstehung und Bau der Flamme		79
b) Die chemische Zusammensetzung der Beleuchtungsstoffe		80
c) Die Leuchtkraft der Flamme		80
d) Die Entzündungstemperatur		81

§ 25. Oxyde und Säuren des Kohlenstoffs.		Seite
a)	Darstellung und Eigenschaften des Kohlendioxyds	81
b)	Reduktion der Kohlensäure durch Metalle	83
c)	Flüssige und feste Kohlensäure, kritische Temperatur	83
d)	Die Kohlensäure in der Natur	85
e)	Das Kohlenoxyd	86
§ 26. Silizium und Kieselsäure.		
a)	Die Kieselsäure als Mineral (Mineralien und Gesteine)	87
b)	Die Kieselsäure im Tier- und Pflanzenreich	90
c)	Eigenschaften und chemisches Verhalten der Kieselsäure	91
§ 27. Das Glas.		
a)	Zusammensetzung und Eigenschaften	92
b)	Herstellung des gewöhnlichen Glases	92
c)	Das Formen und Färben des Glases	92
d)	Verschiedene Glasarten	93
§ 28. Das Bor und die Bor Säure		93
Übersicht der binären Verbindungen der Metalloide und der Säuren		94

Teil II.

Metalle.

§ 29. Natrium.		
a)	Eigenschaften und chemisches Verhalten des Metalls	96
b)	Oxyde und Hydroxyde	96
c)	Das Chlornatrium und die Entstehung der Salzlagern	97
d)	Soda und Natriumbicarbonat	99
e)	Glauber Salz	100
f)	Salpeter	100
g)	Sonstige Salze	100
§ 30. Kalium und Ammonium.		
a)	Das Kaliummetall	101
b)	Kaliumverbindungen (Abraumsalze)	101
c)	Ammoniumverbindungen	101
§ 31. Kalzium, Barium, Strontium.		
a)	Die Metalle	102
b)	Kalk und Mörtel	102
c)	Gips	104
d)	Sonstige Kalziumverbindungen	105
e)	Barium- und Strontiumverbindungen	105
§ 32. Magnesium.		
a)	Das Metall	105
b)	Verbindungen	106
§ 33. Aluminium und andere Erdmetalle.		
a)	Das Aluminium	106
b)	Tonerde und Aluminiumhydroxyd	107
c)	Alaun	107

	Seite
d) Die Silikate des Aluminiums	108
e) Porzellan- und Tonwarenindustrie	108
f) Sonstige Erdmetalle	111
g) Zusammenfassung, Übersicht der Leichtmetalle	112

§ 34. Eisen.

a) Bedeutung des Eisens	112
b) Gewinnung des Roheisens	113
c) Stahl und Schmiedeeisen	115
d) Das chemische Verhalten des Eisens	116
e) Die wichtigsten Eisenverbindungen	118
f) Das Eisen im Tier- und Pflanzenreiche	119

§ 35. Die Verwandten des Eisens.

a) Kobalt	120
b) Nickel	120
c) Mangan	120
d) Chrom	121

§ 36. Zink.

a) Eigenschaften	121
b) Verwendung	122
c) Vorkommen und Gewinnung	122
d) Verbindungen	122

§ 37. Blei.

a) Eigenschaften	122
b) Verwendung	123
c) Vorkommen und Gewinnung	123
d) Verbindungen	123

§ 38. Kupfer.

a) Eigenschaften	124
b) Verwendung, Legierungen	125
c) Vorkommen und Gewinnung	125
d) Verbindungen	126

§ 39. Quecksilber.

a) Eigenschaften	126
b) Verwendung	127
c) Vorkommen und Gewinnung	127
d) Verbindungen	127

§ 40. Silber.

a) Eigenschaften	128
b) Verwendung	128
c) Vorkommen und Gewinnung	128
d) Silberverbindungen, Photographie	128

§ 41. Zinn.

a) Eigenschaften und Verwendung	130
b) Vorkommen und Gewinnung	131
c) Verbindungen des Zinns	131

	§ 42. Gold und Platin.	Seite
a) Eigenschaften des Goldes		131
b) Verwendung		132
c) Vorkommen und Gewinnung		132
d) Platin		132
	§ 43. Das Radium	133
	§ 44. Zusammenfassung.	
Übersicht der Schwermetalle		135

Teil III.

Organische Chemie.

	§ 45. Die Kohlenwasserstoffe.	
a) Eigenschaften, Vorkommen und Gewinnung		136
b) * Formelbildung. Homologe Reihen		138
	§ 46. Einwertige Alkohole und Äther.	
a) Eigenschaften und Verwendung des Weingeistes		139
b) Die alkoholische Gärung		140
c) * Formelbildung und Übersicht		142
d) Äther		143
	§ 47. Glycerin	144
	§ 48. Fettsäuren und Ester.	
a) Essigsäure		144
b) Sonstige Fettsäuren		145
c) * Formelbildung der Fettsäuren und Ester		145
	§ 49. Fette und Seifen.	
a) Eigenschaften und Vorkommen der Fette		146
b) Die Verseifung der Fette		147
	§ 50. Organische Säuren mit höherem Sauerstoffgehalt.	
a) Milchsäure		149
b) Klee säure		149
c) Apfel-, Wein- und Zitronensäure		149
Übersicht der Kohlenwasserstoffe, Alkohole und Säuren		150
	§ 51. Kohlehydrate.	
a) Übersicht		150
b) Einfache Zuckerarten		151
c) Zusammengesetzte Zuckerarten		152
d) Stärke, Dextrin und Gummi		153
e) Zellulose		154
f) Die Kohlehydrate im Stoffwechsel der Pflanzen und Tiere		155
	§ 52. Der Steinkohlenteer und seine Bestandteile.	
a) Die Bestandteile des Teers		157
b) Die Teerfarbenindustrie		158
	§ 53. Formelbildung und Übersicht der Abkömmlinge des Benzols.	
Übersicht VI		159

§ 54. Die Eiweißkörper und andere Stickstoffverbindungen . . . 160

§ 55. Ernährung und Stoffwechsel der Pflanzen.

a) Die wichtigsten Nährstoffe der Pflanzen	162
b) Die Aufnahme der Nährstoffe und die Düngung	162
c) Die Ernährung der chlorophyllosen Pflanzen	163
d) Die Pflanzenstoffe	164

§ 56. Ernährung und Stoffwechsel des Menschen.

a) Die Nahrungsmittel	165
Nahrungsmittel-Tabelle	166
b) Die Verdauung	168
c) Die Ausscheidung	169

Anhang.

Vorsichtsmaßregeln für die Ausführung der Versuche	169
Übersicht der Elemente	172
Alphabetisches Stichwortverzeichnis	172

Teil I.

Einleitung und Metalloide.

§ 1.

Die Metalle. (Einleitung.)

Wodurch unterscheiden sich die Metalle von nichtmetallischen Stoffen?

Untersuche und beschreibe folgende Metalle: Schmiedeeisen (Drahtstift), Stahl (Stahlfeder oder Messerklinge), Kupfer, Blei, Zink, Zinn, Quecksilber, Silber, Magnesium und Aluminium in bezug auf Glanz, Farbe, Durchsichtigkeit, Festigkeit, Gewicht, Härte, Elastizität, inneres Gefüge und Leitungsvermögen für Wärme. Stelle ihr Leitungsvermögen fest, indem du annähernd gleichlange Stücke von verschiedenen Metallen und Nichtmetallen (Glas, Kreide, Holz, Kohle für Bogenlampen) mit dem einen Ende in die Flamme hältst¹⁾.

* Schalte gleichlange und gleichdicke Stücke von Kupfer-, Eisen- und Bleidraht nacheinander in einen Stromkreis mit einer Glühlampe oder einem Läutewerk zusammen ein und stelle fest, wie sie sich als Stromleiter im Vergleich zu nichtmetallischen Stoffen (Holz, Glas usw.) verhalten.

Ordne sie nach ihrer Härte, indem du versuchst, sie der Reihe nach mit einem spitzigen oder scharfkantigen Stück Kupfer, Schmiedeeisen, Stahl und Glas zu ritzen.

Ordne sie ferner nach dem spezifischen Gewicht, indem du die Gewichte gleichgroßer Stücke vergleichst.

Ergebnis: Die Metalle sind bis auf das Quecksilber bei gewöhnlicher Temperatur feste, undurchsichtige Körper von eigenartigem Glanz und gute Leiter der Wärme und der Elektrizität.

¹⁾ Es empfiehlt sich, den Schülern die zu untersuchenden Metalle in die Hand zu geben.

§ 2.

Die Umwandlung der Metalle in Aschen.

a) Wie verändern sich die Metalle, wenn man sie an der Luft erhitzt?

Versuch 1: Halte ein Stück Kupfer mit der Zange in eine Flamme, bis es glüht, und beschreibe die Veränderung.

Versuch 2 (Fig. 1): Verfahre ebenso mit einem Stück Eisen (Drahtstift oder Blechstreifen), Zinnfolie oder Stanniol, Magnesium, Platin, Silber, unechtem und echtem Goldschaum. (Bei den letzten beiden nimm eine Spiritusflamme oder erhitze sie über der Gasflamme in einem beiderseits offenen Probierrohr.)



Fig. 1. Anlassen von Eisen.

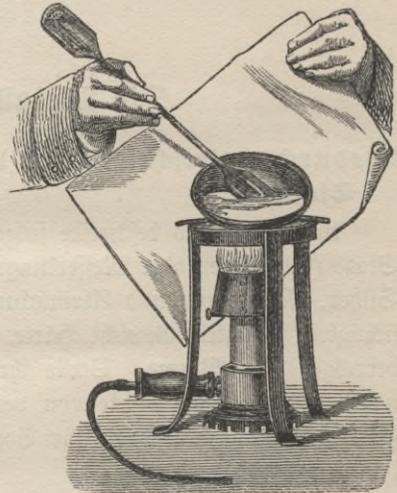


Fig. 2. Blei wird an der Luft erhitzt.

Versuch 3: Blase mit Hilfe eines Glasrohrs etwas Zink- oder Aluminiumpulver durch eine Flamme. Vorsicht!

Versuch 4 (Fig. 2): Erhitze Blei andauernd in einem offenen Porzellantiegel und streife die entstehende Haut mit einem eisernen Spatel wiederholt zur Seite. Farbenspiel!

Versuch 5: Erhitze ein erbsengroßes Stück Natrium¹⁾ auf einer Porzellanscherbe oder in einem eisernen Vöfselfchen über der offenen Flamme, wirf die entstehende Asche in ein zur Hälfte mit Wasser gefülltes Probierrohr, schmecke die Lösung und bringe ein Stück rotes Lackmuspapier hinein.

Beachte bei den Versuchen auch die Nebenerscheinungen (Erzeugung von Wärme und Licht; Farbenspiel).

Was ist aus den Metallen geworden?

Ergebnis: Silber, Gold und Platin verändern sich nicht. Man nennt sie Edelmetalle. Die unedlen Metalle werden durch das Er-

¹⁾ Natrium und Kalium nicht mit der Hand berühren!

hizen an der Luft in **nichtmetallische Aschen** verwandelt, Blei in graugelbe Bleiglätte, Zink in Zinkweiß, Eisen in schwarzen Hammer Schlag, Magnesium in weiße Magnesia. Sie gehen also in andere Stoffe über oder erleiden eine chemische Veränderung.

Was versteht man also unter **chemischen Vorgängen**? und wie unterscheiden sie sich von rein physikalischen, z. B. dem Gefrieren und Verdampfen des Wassers?

b) Wie verhalten sich die Metalle in Berührung mit Luft bei gewöhnlicher Temperatur?

Versuch 1: Laß einen blanken eisernen Nagel, nachdem er durch eine Flamme gezogen ist, in einer offenen Schale in feuchter Luft und einen zweiten in einer mit eingefettetem Glasstöpsel verschlossenen, trockenen Flasche einige Wochen stehen. Wäge den ersten vor- und nachher auf einer empfindlichen Waage.

Versuch 2: Zerschneide ein Stück Natrium und beobachte die Schnittfläche. Vergleiche die Oberfläche von Metallen, die längere Zeit an der Luft gelegen haben, mit frischen Bruch- und Schnittflächen.

Inwiefern wirkt die Luft auf das Eisen anders ein als auf andere Metalle, z. B. Zink oder Blei? Wie schützt man das Eisen vor dem Rosten?

Ergebnis: Die unedlen Metalle verlieren im Gegensatz zu den edlen an der Luft ihren Glanz und gehen allmählich oberflächlich oder ganz in andere Stoffe über (Rost, Patina). Die Veränderung erfolgt langsamer als beim Erhitzen. Bei einigen Metallen, z. B. Blei und Zink, schützt die entstehende Haut das Metall gegen weitere Veränderungen. Das Eisen wird dagegen völlig zerfressen.

c) Wodurch wird die Umwandlung der Metalle in Aschen verursacht? Genügt dazu das Erhitzen?

Versuch 1: Falte ein Stück Blattkupfer (sog. Schablonenkupfer) mehrfach flach zusammen und biege die Ränder an den offenen Enden scharf um. Erhitze darauf den „Brief“ in der offenen Flamme, bis er glüht. Falte das Kupfer nach dem Erkalten auseinander und vergleiche die Innen- mit der Außenseite.

Versuch 2: Bringe zwei gefaltete und aufgerollte, 2 cm breite und 10 cm lange Streifen blanken Blattkupfers in ein Probierrohr, das eine in das untere Ende, das andere in die Mitte, verschließe das Rohr lose mit einem Kork und erhitze über einer Bunsenflamme zuerst das obere Stück 2—3 Minuten und darauf ebenso das untere Stück.

Warum bleibt das zweite trotz des Erhitzens blank?

* **Versuch 3** (Fig. 3): Bringe in ein gewöhnliches Probierrohr ein Stück blankes, zusammengeroßtes Kupferblech, verdränge die Luft durch Wasserstoff (Darstellung nach § 5, c, 1), den du durch ein bis auf den Boden des Probierrohrchens reichendes Glasrohr einleitest. Halte dabei das Probierrohrchen mit der Öffnung nach unten und erhitze das Kupferblech mit einer Bunsenflamme.

Verändert sich das Kupfer?

Laß darauf den Wasserstoff aus dem mit der Öffnung nach oben gehaltenen Probierrohr entweichen, blase Luft hinein und erhitze noch einmal.

Wie erklärt sich das verschiedene Verhalten des Kupfers im Wasserstoff und in der Luft?

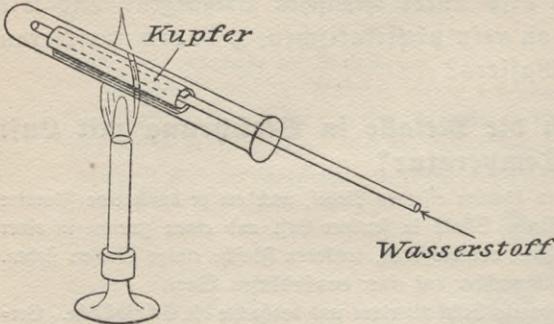


Fig. 3. Erhitzen von Kupfer im Wasserstoff.

Schließlich leite wieder Wasserstoff in der zuerst angegebenen Weise ein und erhitze das geschwärzte Kupfer im Wasserstoffstrom zum dritten Male. Beobachtung?

Ergebnis: Die Metalle gehen nur dann in Aschen über, wenn

sie mit der Luft in Berührung kommen. Das Erhitzen wirkt dabei nur beschleunigend. Durch die Veraschung eines Metalls wird die Luft so verändert, daß sie die Metalle beim Erhitzen nicht mehr angreift. Metallaschen werden durch das Erhitzen im Wasserstoff wieder in Metalle zurückverwandelt.

d) Worin besteht die Einwirkung der Luft auf die Metalle?

Überlege: Ein Stoff kann sich nur dadurch in einen andern verwandeln, daß er entweder aus der Umgebung einen neuen Bestandteil aufnimmt oder an sie einen seiner Bestandteile abgibt, oder daß er drittens einen seiner Bestandteile gegen einen andern Stoff austauscht. Wenn keine dieser drei Möglichkeiten eintritt, so kann der Stoff zwar, wie das Wasser beim Kochen, seinen physikalischen Zustand ändern, aber nicht seine chemische Zusammensetzung.

Welche dieser drei Möglichkeiten tritt nun bei der Veränderung der Metalle ein?

Versuch 1: Stoße oder schmelze ein Loch in den Boden eines Probierrohrs¹⁾, schiebe Kupferlametta oder ein ca. 10 cm langes und ebenso breites Stück von dünnem Schablonenkupfer hinein, das vorher gefältelt und ausgerollt ist, vertreibe durch gelindes Erwärmen die Feuchtigkeit aus dem Rohr, wäge es, erhitze es in der Bunsenflamme von allen Seiten so lange, bis sich eine starke schwarze Haut auf dem Kupfer gebildet hat, und wäge es dann mit dem Rohr noch einmal.

Versuch 2 (Fig. 4): Hänge einen kleinen Nadelmagneten an einen Wagebalken und tauche sein unteres Ende in Eisenpulver, das vorher in einer Porzellan-

¹⁾ Wenn man ein dünnwandiges Probierrohr fest verschließt und am unteren Ende stark erhitzt, so erzeugt die sich ausdehnende Luft ein Loch.

schale über einer kleinen Flamme getrocknet ist. Entzünde das Eisenpulver, beachte den Ausschlag der Waage, nachdem die Masse verglüht ist, und vergleiche die entzündete Asche mit dem ursprünglichen Pulver.

* **Versuch 3** (Fig. 5): Setze eine ca. 30—40 cm hohe, unten offene und oben mit einem Tubus versehene Glasglocke in ein weites Gefäß mit Wasser, so daß sie etwa 8 cm tief eintaucht, und bezeichne den Wasserstand durch eine Marke mit Kreide. Klemme dann in einen Stöpsel, der genau in den Tubus paßt, ein etwa 20 cm langes Stück Magnesiumband, entzünde dieses und setze den Stöpsel luftdicht

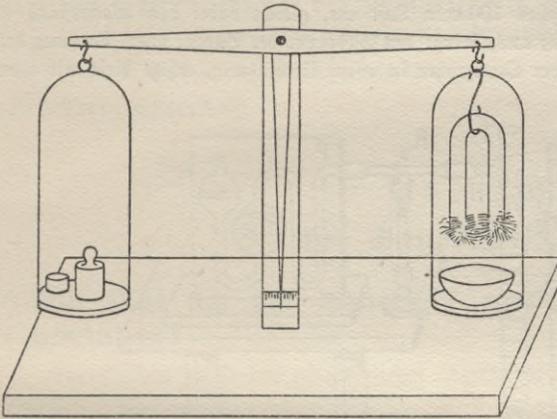


Fig. 4. Verbrennung von Eisenpulver.

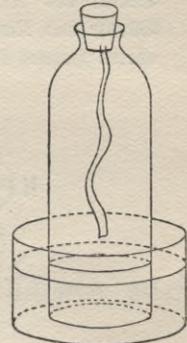


Fig. 5. Verbrennen von Magnesium im abgeschlossenen Luutraum.

in den Tubus. Gieße nach dem Verbrennen des Magnesiums so viel Wasser im äußeren Gefäße nach, daß der Wasserstand innen und außen gleich ist, und schätze den Raumteil ab, um den das Wasser gestiegen ist. Bringe schließlich einen brennenden Span in die geöffnete Glocke. (An Stelle des Magnesiums kannst du auch etwas Phosphor, der in einem Porzellanschälchen auf dem Wasser schwimmt und durch einen erhitzten Draht entzündet wird, oder ein auf einem Korken befestigtes, schwimmendes Licht unter der Glocke verbrennen lassen.)

Versuch 4 (Fig. 6): Zue in ein Zenerser Probierrohr aufgerolltes Schablonenkupfer und setze dieses Rohr durch ein enges Glasrohr und einen Gummischlauch in luftdichte Verbindung mit einem ebenso weiten, 25 cm langen und unten offenen Glasrohr, das bis zu $\frac{2}{3}$ seiner Länge in Wasser taucht. Bezeichne den Wasserstand, erhitze das Kupfer im ersten Rohr einige Minuten und lasse sich's abkühlen. Um welchen Bruchteil der Länge des ersten Rohres steigt das Wasser im zweiten?

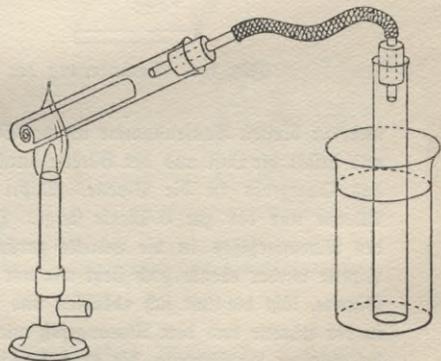


Fig. 6. Verbrennung von Kupfer im abgeschlossenen Luutraum.

* Wo eine **Buntesche Bürette** mit Pipette und Quarzrohr zur Verfügung steht, läßt sich dieser Versuch mit größerer Genauigkeit ausführen (Fig. 6a). Man füllt ein etwa 10—12 cm langes und 0,5 cm weites Quarzröhrchen R mit einem fest zusammengedrücktten Bündel Kupferlametta, schiebt an beiden Enden, um den schädlichen Raum zu vermindern, je ein Stückchen Glasrohr ein und verbindet das Quarzrohr durch kurze, mit Drähten befestigte Schlauchstücke einerseits mit der Bürette B, andererseits mit der auf einem Becken stehenden Pipette P. Ferner verbindet man die Bürette mit dem Niveaugefäß N, füllt sie, indem man den Zweiweghahn H nach dem Trichteransatz T hin öffnet, mit Wasser, saugt dann durch Senken des Niveaugefäßes 100 ccm Luft ein, gleicht dabei den Wasserstand in Bürette und Niveaugefäß aus, bringt den Gasraum der Bürette durch Drehung des oberen Hahnes H mit der Quarzröhre in offene Verbindung, erhitzt diese mit einer

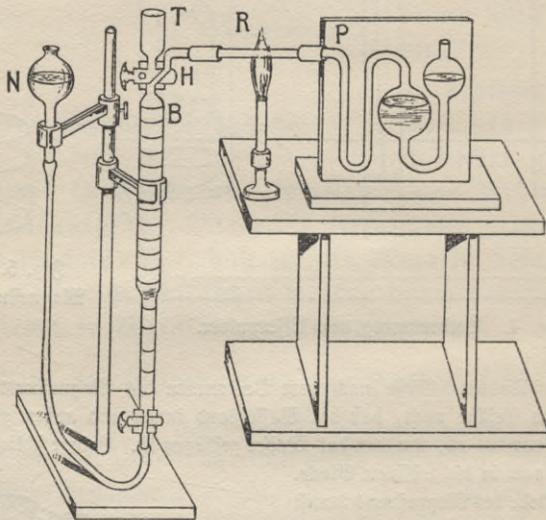


Fig. 6a. Veränderung der Luft durch glühendes Kupfer.

nicht zu breiten Bunsenflamme an der Stelle, wo das Kupfer liegt, bis diese glüht, und drückt die Luft aus der Bürette durch Heben des Niveaugefäßes langsam durch das Quarzrohr in die Pipette. Dabei gebe man acht, daß das Wasser in der Bürette nur bis zur 0-Markte steigt. Hierauf saugt man die Luft durch Senkung des Niveaugefäßes in die Bürette zurück, bis das Wasser im linken Schenkel der Pipette wieder ebenso hoch steht wie vor dem Versuch, schließt den oberen Hahn der Bürette, läßt die Luft sich abkühlen und liest das Volumen ab, nachdem das Niveau in der Bürette und dem Niveaugefäß wieder ausgeglichen ist. Das Ergebnis stimmt bei richtiger Ausführung, die etwa 5 Minuten erfordert, bis auf etwa $\frac{1}{2}$ Proz.

Auch die Gewichtszunahme des Kupfers läßt sich durch Wägen des Quarzrohres vor und nach dem Versuch feststellen.

(Die Buntesche Bürette und ihre Anwendung zu einfachen und schnell auszuführenden quantitativen Gasversuchen ist von Nischbieth in der Zeitschrift für phys. und chem. Unt. XXII, S. 22, und in Ahrendt=Doermers „Technik der Experimentalchemie“ beschrieben.)

Wie verändert sich das Kupfer? Wo ist der verloren gegangene Bruchteil der Luft geblieben? Was geschieht mit einem brennenden Span, den man nach dem Versuch in die Luft einführt, in der das Kupfer erhitzt wurde?

Ergebnis: Die Metalle nehmen bei der Verwandlung in Aschen an Gewicht zu, die Luft verliert ungefähr $\frac{1}{5}$ ihres Rauminhalts, und der Rest erstickt die Flamme.

Die Umwandlung der Metalle in Aschen beruht also auf der chemischen Verbindung der Metalle mit einem Bestandteile der Luft, und die Aschen sind chemische Verbindungen. Den zurückbleibenden Bestandteil der Luft nennt man **Stickstoff**, den verbrauchten **Sauerstoff**.

§ 3.

Der Sauerstoff.

a) Wie läßt sich der Sauerstoff aus Metallaschen zurückgewinnen?

Quecksilber wird bei gewöhnlicher Temperatur von der Luft nicht angegriffen. Bei andauerndem Erhitzen auf ungefähr 300° bedeckt sich die Oberfläche des Metalls mit einer Schicht von roter Quecksilberasche.

Versuch 1 (Fig. 7):

Erhitze längere Zeit in einem Jenaer Rohr ungefähr 1 cm rote Quecksilberasche, indem du das Rohr schwach neigst, und halte einen glimmenden Holzspan vor die Öffnung des Rohres. (Sobald der Span anfängt zu brennen, fange das entweichende Gas in einem mit Wasser gefüllten, umgekehrten Probierrohre auf.)

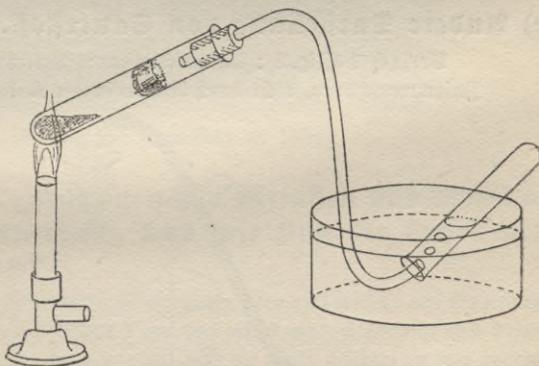


Fig. 7. Zerlegung von Quecksilberasche.

Was geschieht mit dem Span?

Was bemerkst du an der Wand des ersten Rohres?

Ergebnis: Die Quecksilberasche gibt bei starkem Erhitzen den Bestandteil der Luft, den das Quecksilber bei schwächerem Erhitzen aufgenommen hat, wieder ab. Man nennt ihn **Sauerstoff**. Die Quecksilberasche zerfällt also in **Quecksilber** und **Sauerstoff**. Der Sauerstoff bringt einen glimmenden Span zum hellen Brennen.

b) Erklärungen.

Analyse nennt man einen chemischen Vorgang, durch den ein zusammengesetzter Stoff in einfachere Stoffe zerlegt wird. Sie lehrt uns also die Bestandteile eines zusammengesetzten Stoffes kennen.

Unter **Synthese** versteht man die Bildung eines zusammengesetzten Stoffes aus einfachen Stoffen.

Zu welcher Gruppe gehören die in § 2 beschriebenen Vorgänge?

Verbindung und Element. Stoffe, die sich auf keine Weise in verschiedenartige Stoffe zerlegen lassen, nennt man einfache Stoffe, **Elemente** oder **Grundstoffe**; die zerlegbaren dagegen **chemische Verbindungen**. Man kennt etwa 80 Elemente und teilt sie in **Metalle** und **Nichtmetalle** oder **Metalloide**. Stickstoff und Sauerstoff sind gasförmige Metalloide.

Oxydation und Reduktion. Den chemischen Vorgang, durch den Metalle in Aschen verwandelt werden, nennt man **Oxydation**, die dabei entstehenden Aschen **Oxyde**.

Unter **Reduktion** versteht man umgekehrt die Abtrennung oder Spaltung von Sauerstoff. Die Zerlegung des roten Quecksilberoxyds in Quecksilber und Sauerstoff ist also eine durch Erhitzen bewirkte Reduktion.

c) Andere Darstellung von Sauerstoff.

Versuch 1 (Fig. 8): Mische chlorsaures Kalium und Braunstein durch einfaches Zusammenschütten, nicht durch Reiben in der Reibschale, ungefähr zu gleichen Teilen

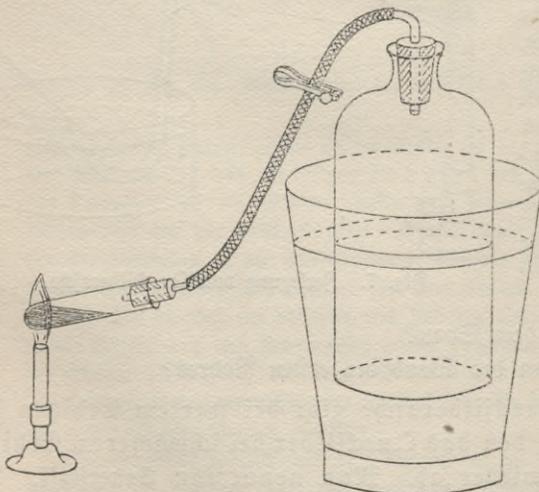


Fig. 8. Darstellung von Sauerstoff aus chlorsaurem Kalium und Braunstein.

und fülle ein 3 cm weites, dünnwandiges Probierrohr oder eine Retorte ungefähr zu $\frac{1}{4}$ mit der Mischung. Erhitze die Mischung, indem du das Rohr zuweilen etwas drehst, und leite das entweichende Gas, nachdem es mit einem glimmenden Span geprüft ist (vgl. den vor. Versuch), von unten in ein Gasometer oder in eine mit Wasser gefüllte Glasglocke, die in einen Eimer mit Wasser eintaucht, und in deren Tubus oben ein Ableitungsröhrchen mit Schlauch und Quetschhahn eingesetzt ist. Wenn die Sauerstoff-

entwicklung aufhört, nimm den Stöpsel aus dem Probierrohr, damit das sich abkühlende Gas das Wasser nicht in das Probierrohr saugen kann¹⁾.

Erklärung: Das chlorsaure Kalium ist ein Salz, das viel Sauerstoff enthält und diesen leicht abgibt, wobei ein einfacheres Salz, Chlorkalium, zurückbleibt. (Reduktion).

Der Braunstein, ein Metalloxyd, wird selbst nicht zerlegt, beschleunigt aber die Zersetzung des chlorsauren Kaliums.

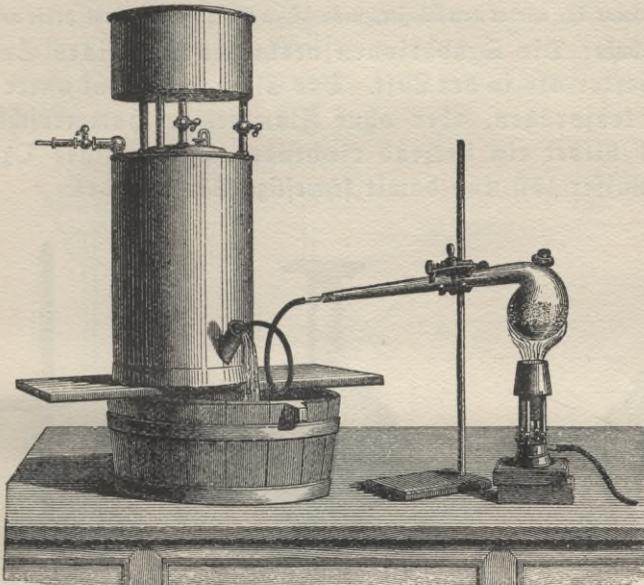


Fig. 9. Darstellung von Sauerstoff im kleinen.

d) Wie verlaufen die Oxydationen von Metallen und Metalloiden in reinem Sauerstoff, und wie sind die Oxyde der Metalloide beschaffen?

Versuch 1 (Fig. 10): Fülle einen Glaszylinder oder eine Flasche mit Sauerstoff, verschließe ihn und bedecke den Boden 1 cm hoch mit Sand. Stecke eine 15–20 cm lange Uhrfeder von unten in eine Korkplatte oder ein Brett, befestige an dem unteren Ende der Feder mit einem sehr dünnen Draht ein Stückchen Zunder, entzünde diesen und bringe die Feder schnell in den Zylinder, so daß die Korkplatte dessen Öffnung schließt.

Wie verläuft die Oxydation, und was wird aus dem Stahl? (Das schwarze Oxyd ist Hammer Schlag.)

Versuch 2 (Fig. 11): Bringe ein erbsengroßes Stück Schwefel in einem eisernen Löffel, der mit dem Stiel in der Korkplatte befestigt ist, zum Brennen und senke den Löffel in einen mit Sauerstoff gefüllten Zylinder. Ist der Schwefel verbrannt, so

¹⁾ Wenn ein Gasometer vorhanden, läßt sich der Versuch nach Figur 9 ausführen.

gieße ein wenig Wasser in den Zylinder, bedecke ihn mit einer abgeschliffenen Glasplatte, schüttele, achte auf das Ausaugen der Luft, schmecke die entstehende Lösung und prüfe sie mit blauem Lackmuspapier.

Versuch 3: Bringe auf dieselbe Art etwas glühende Holzkohle in den mit Sauerstoff gefüllten Zylinder und schwenke ihn, nachdem die Kohle erloschen ist, mit etwas Kaltwasser aus.

Versuch 4: Bringe ein linsengroßes Stückchen Phosphor (unter Wasser schneiden und mit der Zange anfassen!) im Köffel in einen mit Sauerstoff gefüllten weiten Zylinder¹⁾, entzünde ihn mit einem erhitzten Draht, schüttele, wenn der Phosphor verbrannt ist, wieder mit Wasser, stelle dessen Geschmack fest und prüfe mit Lackmus.

Ergebnis: Die Oxydationen verlaufen im reinen Sauerstoff viel lebhafter als in der Luft. Das Eisen verbrennt unter Glühen und Funkenprühen, aber ohne Flamme, zu Hammerschlag, der Schwefel bildet ein stechend riechendes, gasförmiges Oxyd, das sich in Wasser löst und damit **schweflige Säure** bildet.



Fig. 10.

Eisen und Schwefel (Phosphor) in Sauerstoff verbrannt.



Fig. 11.

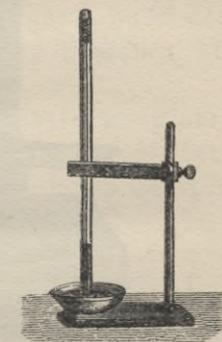


Fig. 12.

Langsame Verbrennung.

Der Kohlenstoff verbindet sich unter Funkenprühen mit dem Sauerstoff zu gasförmiger **Kohlensäure**, die mit Kaltwasser einen weißen Niederschlag gibt. Der Phosphor schließlich verbrennt mit blendendem Licht und bildet weiße Nebel, die sich begierig in Wasser lösen und damit **Phosphorsäure** bilden.

Wie unterscheiden sich die Oxyde dieser drei Metalloide von denen der Metalle? Wie lassen sich Säuren herstellen? Wie reagieren sie auf Lackmus? Woran erkennt man die Kohlensäure?

e) Langsame Oxydationen. Atmung.

Gibt es auch Oxydationen ohne Feuererscheinung?

Versuch 1 (Fig. 12): Befestige auf einem ca. 40 cm langen Draht eine kleine Korkscheibe, lege ein erbsengroßes Stück Phosphor darauf und schiebe es in ein

¹⁾ Man tut in diesem Falle gut, den Sauerstoff in einen gut getrockneten Zylinder oder in eine, mit Tubus versehene trockne Glasglocke einzuleiten.

leeres, etwa 1–2 cm weites, oben geschlossenes Glasrohr. Stelle dieses mit der Öffnung nach unten in ein weites Gefäß mit Wasser, achte auf die Nebelbildung, laß es bis zum nächsten Tage stehen und tauche es dann so tief ein, daß das Wasser im Rohre ebenso hoch steht wie außen¹⁾.

Vergleiche das Volumen der Luft vor und nach dem Versuch. Verschließe die Röhre dann unter Wasser mit dem Daumen, kehre sie um und führe einen brennenden Span hinein.

Ergebnis: Der Phosphor hat $\frac{1}{5}$ der Luft, nämlich den darin enthaltenen Sauerstoff, verzehrt und damit ein Oxid (weiße Nebel) gebildet, das sich im Wasser gelöst hat.

Vgl. Versuch d, 4 und die Beobachtungen über die Veränderungen der unedlen Metalle an der Luft in § 2, b.

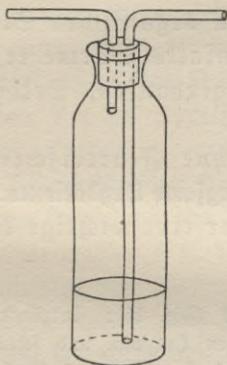


Fig. 13. Atmungsversuch mit Kaltwasser.

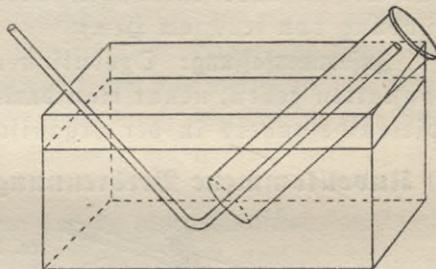


Fig. 14. Atmungsversuch.

Versuch 2 (Fig. 13): (Atemung) Bringe in eine weithalsige Flasche, in deren Öffnung ein langes und ein kurzes Rohr luftdicht eingesetzt sind, unten etwas Kaltwasser und sauge vermittels des kurzen Rohres Luftblasen hindurch. Verändert sich das Kaltwasser? Darauf blase durch das lange Rohr Atemluft in die Flasche. Beobachtung? Vgl. Versuch d, 3.

Versuch 3: Fülle den Zylinder zu $\frac{2}{3}$ mit Erbsen, die im Wasser aufgequollen sind, lasse sie einen Tag im warmen Zimmer stehen und blase die darin enthaltene Luft in Kaltwasser. (Man bläst in das kurze Rohr.)

Versuch 4 (Fig. 14): Halte einen mittelgroßen Glaszylinder mit der Öffnung nach unten in eine mit Wasser gefüllte Schale, sauge die darin enthaltene Luft durch ein gebogenes Rohr einige Male heraus und blase sie wieder hinein. Nimm den mit der ausgeatmeten Luft gefüllten und mit einer Glasplatte geschlossenen Zylinder heraus und halte einen brennenden Span oder ein Licht auf einem gebogenen Draht hinein. Schließlich schwenke den Zylinder mit Kaltwasser aus.

Wie unterscheidet sich die eingeatmete von der ausgeatmeten Luft?

Wodurch kann die Veränderung bewirkt sein?

¹⁾ Derselbe Versuch läßt sich schneller und genauer mit der Buntischen Bürette und einer mit Phosphor gefüllten Pipette ausführen (Nrendt-Doermer, Technik der Experimentalchemie, S. 479).

Ergebnis: Die ausgeatmete Luft enthält mehr Kohlensäure und weniger Sauerstoff als die eingeatmete. Es muß also in unserem Körper eine langsame Oxydation von Kohlenstoff stattfinden, der in der Nahrung dem Körper zugeführt wird. Durch diese Oxydation wird die Körperwärme erzeugt. (Vgl. diesen Stoffwechsel mit der Heizung der Dampfmaschine.) Auch bei nicht-grünen Pflanzenteilen, z. B. keimenden Erbsen, Blüten, Pilzen, kann man einen Verbrauch von Sauerstoff und Erzeugung von Kohlensäure nachweisen. Bei den grünen Pflanzenteilen wird am Tage die Atmung durch die Assimilation verdeckt, bei der viel mehr Sauerstoff aus der aufgenommenen Kohlensäure frei gemacht als durch die Atmung verbraucht wird.

Eine ähnliche dunkle Verbrennung von organischen Stoffen findet bei der Verwesung statt, wobei ebenfalls Wärme erzeugt und Kohlensäure entbunden wird. (Düngerhaufen, Selbstentzündung von feuchtem Heu.)

Zusammenfassung: Oxydationen, die ohne Feuererscheinung vorstatten gehen, nennt man **dunkle oder langsame Oxydationen**. Sie spielen besonders in der organischen Natur eine wichtige Rolle.

f) Unvollkommene Verbrennung.

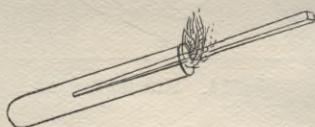


Fig. 15. Unvollständige Verbrennung von Holz.

Versuch 1 (Fig. 15): Entzünde einen ca. 25 cm langen Holzspan und schiebe das brennende Ende so langsam in ein Probierrohr, daß die Flamme an der Mündung des Rohres weiterbrennt. Nachdem ein fingerlanges Stück des Spans verkohlt ist, lösche die Flamme aus, ziehe den Span heraus und entzünde die entstandene Kohle.

Wie unterscheidet sich das Brennen des Holzes von dem der Kohle? (Vgl. das Brennen der gewöhnlichen Steinkohle und des Kokes.)

Ergebnis: Wenn ein Brennstoff flüchtige und nichtflüchtige Bestandteile enthält, so verbrennen zuerst die flüchtigen mit einer Flamme, dann die nichtflüchtigen ohne Flamme. Nicht brennbare und nichtflüchtige Bestandteile bleiben als Asche zurück.

g) Zusammenfassung.

Der **Sauerstoff** ist ein farbloses und geruchloses Gas, das sich mit den meisten Elementen chemisch verbindet, zumal bei höherer Temperatur. Durch diesen Vorgang, die Oxydation, wird oft Wärme und Licht erzeugt.

Die Oxyde der Metalle sind aschenartige, meistens in Wasser unlösliche Stoffe. Wenn sie sich, wie das Oxyd des Natriums,

in Wasser lösen, bilden sie damit Laugen. Die Oxyde der Metalloide bilden mit Wasser Säuren.

Die Wärmeerzeugung im Körper der Menschen, Tiere und Pflanzen und bei der Verwesung wird durch dunkle Oxydationen bewirkt.

h) Ozon¹⁾.

In der Nähe von elektrischen Funkenentladungen, wie sie durch die Reibungselektriermaschine oder die Holtz'sche Influenzmaschine erzeugt werden, bemerkt man einen eigenartigen Geruch, der an den Geruch feuchten Phosphors erinnert. Er rührt vom Ozon her, einem Gase, das aus gewöhnlichem Sauerstoff hervorgeht, wenn man diesen in den sogenannten Ozonisierungsröhren elektrischen Entladungen aussetzt. Leitet man das Ozon durch erhitzte Glasröhren, so geht es wieder in gewöhnlichen Sauerstoff über, wobei das Volumen entsprechend zunimmt. Ozon ist also eine besondere Art des Sauerstoffs und unterscheidet sich von diesem durch ein stärkeres Oxydationsvermögen. Es oxydiert z. B. Silber und Quecksilber schon bei gewöhnlicher Temperatur, zerstört den Indigofarbstoff und macht aus dem Jodkalium das Jod frei (Nachweis durch Blaufärbung von Jodkaliumstärkepapier § 9, b). Da es Bakterien schnell tötet, wird es zum Desinfizieren von Wasser benutzt.

Ozon entsteht auch bei Gewittern und bei vielen chemischen Vorgängen, z. B. bei der Elektrolyse der verdünnten Schwefelsäure und bei der langsamen Oxydation von Phosphor an feuchter Luft.

i) * Die Phlogistonhypothese und ihre Widerlegung durch Lavoisier.

Das Mittelalter kannte die Chemie als selbständige Wissenschaft nicht. Das wenige, was an chemischem Wissen und Können vorhanden war, diente als „schwarze Kunst“ den Alchimisten, den Stein der Weisen zu suchen, den Ärzten zur Herstellung von Arzneien und den Hüttenleuten zum Ausschmelzen der Metalle aus den Erzen.

Das änderte sich erst, als gegen Ausgang des 17. Jahrhunderts der Engländer Robert Boyle und der Deutsche Ernst Stahl den Versuch machten, die einzelnen bekannten Tatsachen unter allgemeineren Gesichtspunkten zusammenzufassen und zu erklären. So gelangte Boyle zu der begrifflichen Unterscheidung von Elementen und Verbindungen; Stahl dagegen wurde zum Begründer der **Phlogistontheorie**, welche 100 Jahre hindurch die chemische Forschung beherrschte, trotzdem sie von falschen Voraussetzungen ausging.

¹⁾ Das Ozon kann auch später, z. B. nach den Halogenen durchgenommen werden.

Stahl nahm an, daß alle brennbaren Körper einen flüchtigen Stoff enthielten, den er Phlogiston nannte. Dieser Stoff sollte bei jeder Verbrennung entweichen und als Rest die Asche zurücklassen. Die beim Verbrennen von Metallen entstehenden Aschen nannte er „Kalk“ und die Verbrennung selber „Verfälschung“. Die Kohle galt, da sie beim Verbrennen fast keinen festen Rückstand hinterließ, als reines Phlogiston.

Durch das Erhitzen der Metallkalk mit Kohle nahmen diese nach Stahls Ansicht Phlogiston auf und wurden dadurch wieder zu Metallen.

Diese Anschauung ist also der heute herrschenden genau entgegengesetzt, indem sie die Oxydation der Metalle als eine Zersetzung, die Reduktion als eine Synthese auffaßt. Man kannte zwar die Tatsache, daß die Metallaschen schwerer sind als die verbrannten Metalle, aber man verstand es nicht, daraus die richtigen Schlüsse zu ziehen. Selbst der geniale deutsche Chemiker **Scheele**, dem wir unter vielen anderen Entdeckungen die erste Darstellung des Sauerstoffs („Feuerluft“, 1773) verdanken, stand noch unter dem Banne der Phlogistontheorie.

Erst von dem französischen Chemiker **Lavoisier**, einem Zeitgenossen Scheeles, wurde sie auf Grund genauer Wägungen und Messungen endgültig widerlegt (1777).

Er erhitzte Quecksilber tagelang in einem abgeschlossenen Lustraum (Fig. 15 a), bis es an der Oberfläche in rote Quecksilberasche überging, und

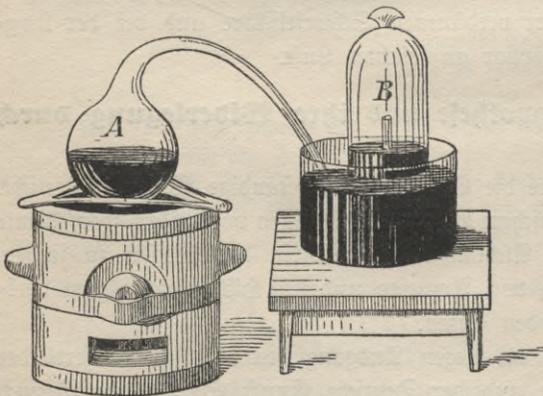


Fig. 15 a. Lavoisiers Versuch.

stellte dann fest, daß dabei die Luft $\frac{1}{5}$ ihres Volums einbüßte und Quecksilber + Asche ebensoviel an Gewicht gewann, wie die Luft verlor. Der Rest der Luft unterhielt die Verbrennung nicht (vgl. die Versuche in § 2, c und d). Die entstandene rote Quecksilberasche erhitzte er stärker und zerlegte sie dadurch wieder in Quecksilber und ein

Gas, das die Verbrennung sehr lebhaft unterhielt und genau den Raum einnahm, den die Luft vorher eingebüßt hatte. Es war die „Feuerluft“ Scheeles, die von Lavoisier als „Oxygenium“, d. h. Säurebildner, bezeichnet wurde. Hieraus wurde die deutsche Bezeichnung „Sauerstoff“ abgeleitet. Lavoisier mischte diesen Sauerstoff mit dem vorher übrig gebliebenen Stickstoff und erhielt dadurch wieder gewöhnliche Luft. Durch

diese Untersuchungen, denen noch viele ähnliche folgten, stellte Lavoisier die wahre Natur des Verbrennungsvorganges fest und wurde dadurch zum Begründer der neueren Chemie.

§ 4.

Grundgesetze und Erklärungen.**a) Die Erhaltung des Stoffs.**

Wägt man die Stoffe, die bei einem chemischen Vorgange beteiligt sind, vor und nachher, so wird man in jedem Falle finden, daß das Gewicht der neu entstandenen Stoffe gleich dem des ursprünglichen ist.

Ergebnis: Das Gesamtgewicht der bei einem chemischen Vorgange beteiligten Stoffe wird durch den Vorgang nicht verändert. Neue Stoffe können nur durch chemische Umsetzungen aus schon vorhandenen Stoffen entstehen: **Gesetz von der Erhaltung des Stoffes.**

b) Die Erhaltung der Energie (Robert Mayer 1814–1878).

Wenn wir sehen, daß von einer Maschine eine mechanische Arbeit geleistet oder Licht, Wärme, Elektrizität erzeugt wird, so wissen wir, daß die Maschine nur arbeitet, wenn ihr Kraft oder Energie in irgend einer Form zugeführt wird. Die Lokomotive wird durch die Spannkraft des Dampfes, der Elektromotor durch die Energie des elektrischen Stromes, das Räderwerk der Uhr durch die Spannkraft der Feder getrieben. Wir erkennen ferner, daß durch die Arbeitsleistung die zugeführte Energie verzehrt wird. So verschwindet die Spannkraft des Dampfes, nachdem sie die Kolbenstange der Lokomotive in Bewegung gesetzt hat.

Wird von einer Maschine, z. B. von einem mechanischen Uhrwerk oder von einem Akkumulator, Arbeit geleistet, ohne daß gleichzeitig Energie zugeführt wird, so muß in ihr vorher ein Vorrat von Energie aufgespeichert sein. Diese **ruhende Energie** kann nach Belieben in **tätige**, d. h. Arbeit leistende, umgewandelt werden, bis sie schließlich erschöpft ist. In jedem Falle ist die Summe der aufgewandten Kräfte immer gleich derjenigen der erzeugten. Ein Perpetuum mobile, d. h. eine Maschine, die fortwährend arbeitet, ohne daß die verbrauchte Energie ersetzt wird, ist unmöglich.

Da nun bei sehr vielen chemischen Vorgängen Energie in Gestalt von Wärme oder Elektrizität frei wird, ohne daß solche von außen zugeführt wurde, so muß diese in den Stoffen vorher aufgespeichert gewesen sein, wie die Elektrizität in einem Akkumulator.

Durch chemische Vorgänge, z. B. durch Verbrennung von Kohle oder

durch Auflösung von Zink in Schwefelsäure, wird also ruhende Energie in tätige verwandelt.

* Derartige Vorgänge bezeichnet man als **exothermische** im Gegensatz zu den **endothermischen**, bei denen Energie verbraucht oder aufgespeichert wird. Zu den endothermischen Vorgängen gehört die Assimilation der Kohlensäure bei den Pflanzen, wobei die Energie des Sonnenlichtes in chemische Spannkraft umgewandelt wird.

Die chemische Energie läßt sich in andere Energiearten umwandeln und umgekehrt aus ihnen erzeugen und steht, wie jene, unter dem Gesetz von der Erhaltung der Energie.

c) Chemische Affinität oder Anziehungskraft.

Das Bestreben der Stoffe, sich chemisch miteinander zu verbinden, bezeichnet man als chemische Affinität, Anziehungskraft oder Reaktionsfähigkeit.

Ihre Stärke hängt in erster Linie von der Art der beteiligten Stoffe ab, daneben aber auch von physikalischen Bedingungen, besonders von der Temperatur.

d) Entzündungstemperatur und Verbrennungswärme.

Will man brennbare Stoffe, wie Holz oder Petroleum, zum Brennen bringen, so muß man sie anzünden, d. h. an einer Stelle so weit erhitzen, daß die Verbrennung eingeleitet wird. Die **Entzündungstemperatur** hat für jeden Stoff eine bestimmte Höhe.

Hat die Verbrennung an einer Stelle begonnen, so geht sie bei „brennbaren“ Stoffen von selber weiter und erzeugt ihrerseits Wärme, die man als **Verbrennungswärme** bezeichnet. Auch diese hat für jeden Stoff eine bestimmte Größe, so daß man z. B. den Wert der Steinkohlensorten nach den Wärmemengen (Kalorien), die bei der Verbrennung frei werden, bestimmt.

§ 5.

Der Wasserstoff und das Wasser.

a) Zersetzung des Wassers durch den elektrischen Strom oder Elektrolyse des Wassers.

Versuch: Man fülle den Hoffmannschen Apparat (Fig. 16) mit stark verdünnter Schwefelsäure (1 Teil Säure auf 10 Teile Wasser) und lasse einen Strom von 3 Akkumulatoren oder 3 Bunsenelementen hindurchgehen¹⁾.

¹⁾ An Stelle des Hoffmannschen Apparates kann man den leicht herzustellenden Apparat (Fig. 16a) nehmen, dessen Elektroden aus Eisendraht bestehen und durch eine gebogene Glasröhre hindurchgezogen sind. Als Elektrolyten verwendet man 20% Natronlauge. Die Reagenzröhren werden in einen Retortenhalter eingespannt, so daß die zu einer 3–4 fachen Spule aufgewickelten Enden des Eisendrahtes von unten hineinreichen.

Beschreibe den Apparat, den Weg des Stromes und seine Wirkung. Stelle das Mengenverhältnis der entwickelten Gase fest und bringe in das an der Eintrittsstelle des Stromes (+ Pol) entstehende einen glimmenden Span. Das andere Gas entzünde mit einem brennenden Span. Wie unterscheiden sich die Gase in ihrem chemischen Verhalten?

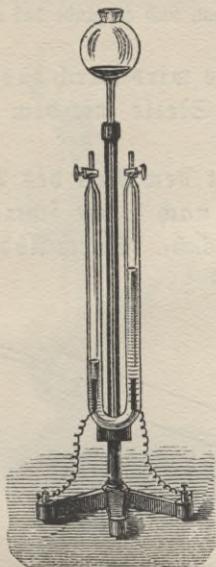


Fig. 16. Elektrolyse des Wassers.

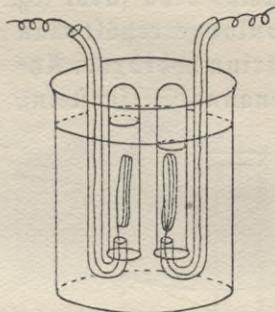


Fig. 16a. Elektrolyse des Wassers.

ferstoff zerlegt. Man nennt diesen Vorgang „**Elektrolyse**“. (Die Menge der zugefügten Schwefelsäure bleibt dabei unverändert.)

b) Zersetzung des Wassers durch Metalle.

Versuch 1: Trockne ein Stück Natrium mit Filtrierpapier, befreie es von der Kruste, schneide Stücker von Linsengröße (mit größeren Stücken ist der Versuch gefährlich!) ab und wirf eins nach dem andern 1. in eine flache Schale mit reinem Wasser, 2. in eine Schale mit ganz schwach angesäuertem und durch Lackmus rot gefärbtem Wasser. 3. (Fig. 17) Bringe die Na-Stücker mit Hilfe einer breiten Pinzette von unten in einen mit Wasser gefüllten, umgekehrt in eine Schale mit Wasser gestellten Zylinder. 4. Bedecke den Boden einer flachen Schale $\frac{1}{2}$ cm hoch mit Wasser, lege ein Stück Filtrierpapier hinein, so daß es nur in der Mitte vom Wasser bedeckt wird, und wirf ein kleines Stück Natrium in das Wasser (Augen in acht nehmen oder Glasplatte über die Schale legen!)

Beachte bei allen Versuchen das Verhalten des Metalls, probiere das Wasser der ersten Schale nach dem Versuch und dampfe es ein.

Beachte in der Schale 2 die Farbenveränderung und vergleiche sie mit der durch Säuren erzeugten (§ 3, d). Untersuche das beim dritten Versuche entstehende Gas auf seine Brennbarkeit.

Versuch 2: Laß ebenso ein Stück Magnesium zuerst auf kaltes, dann auf erwärmtes Wasser einwirken.

Versuch 3 (Fig. 17 a): Bringe in den untersten Teil eines Jenerser Probierrohres einige Tropfen Wasser, halte es dann schräg, schütte etwa 2—3 cem Eisenpulver hinein und verschleße es durch einen Stöpsel mit einem ausgezogenen Gasableitungsrohr. Erhize das Eisenpulver zunächst oben, wo es trocken geblieben ist, dann weiter unten, wo es Wasser aufgenommen hat, und entzünde das austretende Gas. Beobachtung?

Ergebnis: Der Wasserstoff des Wassers wird durch das Metall frei gemacht, und dieses tritt an seiner Stelle mit dem Sauerstoff in Verbindung.

Das Natriumoxyd verbindet sich mit dem Rest des Wassers zu Natronlauge, die (wie die Kalilauge) nach Seife schmeckt und rotes Lackmus blau färbt (vgl. Versuch § 2, d, 5). Durch Abdampfen der Natronlauge erhält man festes Natriumhydroxyd, Ätznatron genannt (Seifenstein).

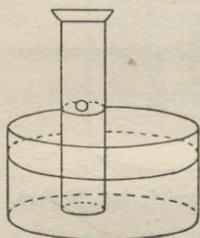


Fig. 17.

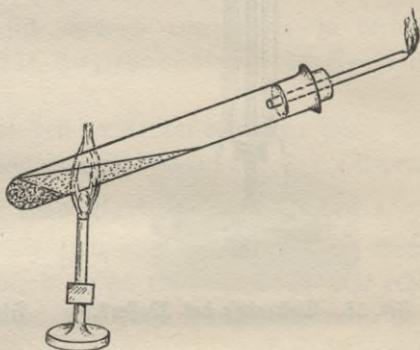


Fig. 17 a.

Zersetzung von Wasser durch Natrium. Zersetzung von Wasser durch glühendes Eisenpulver.

Formel: Natrium + Wasser gibt Natronlauge + Wasserstoff.

Die Metalle wirken demnach reduzierend auf das Wasser.

c) Darstellung von Wasserstoff durch Zersetzung von Säuren und weitere Versuche mit Wasserstoff.

Versuch 1 (Fig. 18): Bringe in eine Gasentwicklungsflasche, die mit einem Gasableitungsrohr und einem Trichterrohr versehen ist, oder in einen Kipp'schen Apparat granuliertes Zink und verdünnte Schwefelsäure (1:3)¹⁾. Vorprobe: Fange das entweichende Gas in einem Probierrohr über Wasser auf, schließe das gefüllte Rohr mit dem Daumen und halte es dann mit der Öffnung in eine Flamme. Sobald es ruhig abbrennt, fülle vier Zylinder mit dem Gase und schließe sie durch Glasplatten.

Versuch 2, Synthese des Wassers (Fig. 19): Dann laß das Gas aus einem ausgezogenen Glasrohr ausströmen und entzünde es, so daß die Flamme schräg von unten in eine reine, trockne Glasglocke hineinschlägt. Achte auf die Wand der Glocke und schmecke die entstehende Flüssigkeit²⁾.

¹⁾ Man kann das Gas auch zunächst in einem Gasometer auffangen. Vgl. Fig. 9.

²⁾ Wenn die Entwicklung nachläßt, gieße etwas 1:1 verdünnte Schwefelsäure durch das Trichterrohr nach. Man entzünde wegen der Explosionsgefahr das ausströmende Gas nie, bevor man sich durch die Vorprobe überzeugt hat, daß keine Luft mehr bei-

Versuch 3 (Fig. 20): Halte einen der mit Wasserstoff gefüllten Zylinder mit der Öffnung nach unten, nimm den Glasdeckel ab und führe einen brennenden Span oder ein Licht hinein.

Was geschieht mit dem Span und was mit dem Gase?

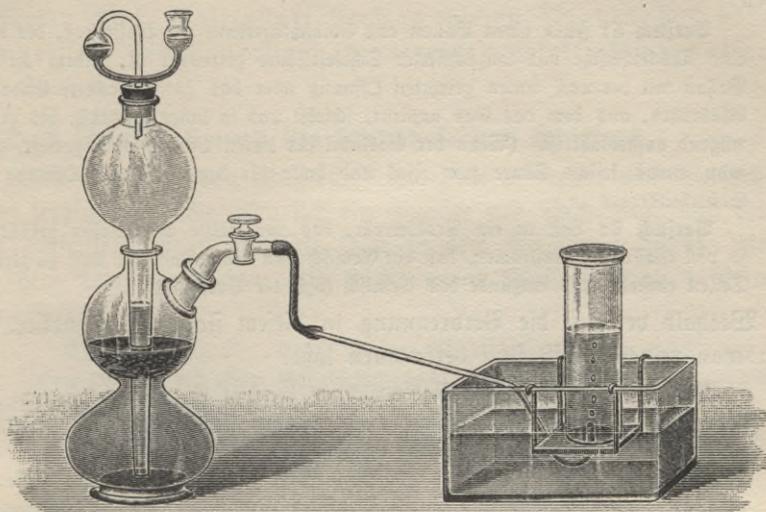


Fig. 18. Darstellung von Wasserstoff im Kippischen Apparat.

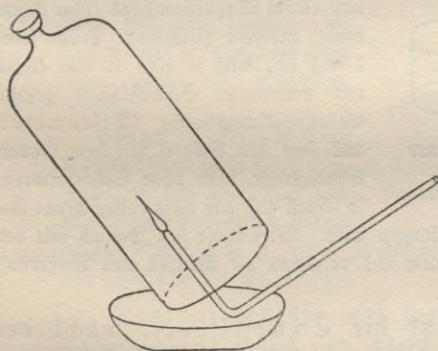


Fig. 19.

Wasserstoff brennt unter einer Glasglocke.

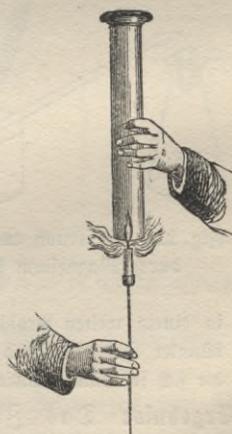


Fig. 20.

Entzündungsversuch mit Wasserstoff.

gemischt ist. Da Schwefelsäure und Zink oft Arsen enthalten, woraus sich bei diesem Versuch der sehr giftige Arsenwasserstoff entwickelt, so prüfe man das Gas, indem man eine reine Porzellanschale in die Wasserstoffflamme hält. Entsteht ein dunkler Arsenspiegel auf dem Porzellan, so darf das Gas nicht zu diesen Versuchen verwandt werden. Man gieße ferner die Schwefelsäure, die man verdünnen will, allmählich zum Wasser, nicht umgekehrt.

Versuch 4: Öffne einen aufrechten und einen umgekehrten mit Wasserstoff gefüllten Zylinder gleichzeitig, schließe sie nach 15 Sekunden gleichzeitig mit der Glasplatte und untersuche ihren Inhalt mit dem brennenden Span.

Weshalb läßt sich der Inhalt des aufrechten Zylinders nicht mehr entzünden?

Versuch 5: Fülle einen Ballon aus Goldschlägerhaut mit Wasserstoff, der durch eine Trockenflasche mit konzentrierter Schwefelsäure getrocknet ist, indem du den Ballon mit der nach unten gekehrten Öffnung über das gut getrocknete Ende des Glasrohrs, aus dem das Gas austritt, schiebst und so lange festhältst, bis er genügend aufgebläht ist. (Wenn der Gasdruck für diesen Versuch nicht genügt, gieße man etwas frische Säure zum Zink und halte für kurze Zeit die Öffnung des Sicherheitsrohrs zu.)

Versuch 6: Laß in ein Probierrohr, das zur Hälfte mit Wasser gefüllt ist, so viel Wasserstoff einströmen, daß ein Gemisch von Wasserstoff und Luft zu gleichen Teilen entsteht, und entzünde das Gemisch (vgl. die Vorprobe).

Weshalb verläuft die Verbrennung in diesem Falle viel schneller, als wenn man reinen Wasserstoff verbrennen läßt?

Versuch 7: Nachdem die Gasentwicklung beendet ist, filtriere die vom Zink abgegebene Flüssigkeit und laß sie so lange in einer flachen Glasschale stehen, bis sich infolge der Verdunstung Kristalle ausgeschieden haben.

* **Versuch 8:** Übergieße in einem Probierrohr Eisenspäne oder Drahtstücke mit verdünnter Schwefelsäure und ferner Zink oder Aluminium oder Magnesium mit Salzsäure und untersuche das entstehende Gas mit einem brennenden Streichholz. (Vorher die Mündung des Rohres einen Augenblick lose mit dem Daumen verschließen.)

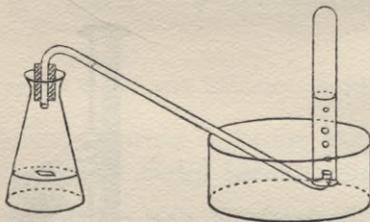


Fig. 21. Wasserstoff aus Schwefelsäure durch Magnesium freigemacht.

in einem weiten Probierrohr aufgefangen wird. Wiederhole den Versuch mit verdünnter Salzsäure und mit Essigsäure und vergleiche die Mengen von Wasserstoff, die sich jedesmal entwickeln.

Ergebnis: Das Zink zerlegt die Schwefelsäure, macht den darin enthaltenen Wasserstoff frei und bildet mit dem Rest der Säure ein Salz, schwefelsaures Zink, welches aus der gesättigten Lösung auskristallisiert. Ebenso zerlegen andere Metalle (z. B. Eisen, Aluminium und Magnesium) die Säuren und bilden mit dem Säurerest Salze. (Benennung?) Gleiche Mengen eines Metalls entbinden aus verschiedenen Säuren gleiche Mengen von Wasserstoff.

* **Versuch 9** (Fig. 21): Schneide von einem Magnesiumband (oder Eisendraht) mehrere gleichlange Stücke (etwa 1 cm) ab, wirf je eins in eine kleine, mit verdünnter Schwefelsäure gefüllte Gasentwicklungsflasche (Erlenmeyer) und setze den Stöpsel mit dem Gasableitungsrohr, aber ohne Sicherheitsrohr, so schnell auf, daß alles entweichende Gas

Zusammenfassung: Der **Wasserstoff** ist ein farbloses, geruchloses, sehr leichtes Gas (14,4mal so leicht wie Luft). Er brennt mit nicht leuchtender Flamme und gibt mit Luft gemischt ein explosives Gemenge. Sein Verbrennungsprodukt ist Wasser (Synthese des Wassers). Der Wasserstoff vermag vielen Dryden bei höherer Temperatur den Sauerstoff zu entreißen, wirkt also reduzierend (vgl. Versuch 3, § 2, c).

d) Das Knallgas und die Synthese des Wassers.

Eine Mischung von Wasserstoff und Luft verbrennt nach Versuch c, 6 unter Explosion. Wie wird sich ein Gemisch von Wasserstoff und Sauerstoff verhalten, wenn man die Gase in dem Verhältnis mischt, wie sie aus dem Wasser entstehen, also 2 Raumteile Wasserstoff zu 1 Raumteil Sauerstoff?

Versuch 1 (Fig. 22): Mische in einer Glocke, die mit Wasser gefüllt, und deren obere Öffnung mit einem Gasableitungsrohr und einem Schlauch mit Quetschhahn versehen ist, 2 Raumteile (Zylinder) Wasserstoff mit 1 Raumteil Sauerstoff (pneumatische Wanne). Leite das Gas, indem du den Quetschhahn öffnest und die Glocke in das Wasser drückst, durch ein Glasrohr in Seifenlauge, die in einer Porzellanschale oder einer Blechschale angerührt ist. Nimm darauf das Rohr fort und entzünde die Seifenblasen mit einem auf einen Stock gebundenen Wachsstock. **Vorsicht!**

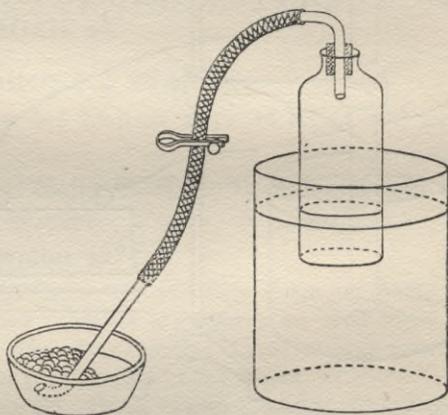


Fig. 22. Knallgas wird in Seifenwasser geleitet.

Versuch 2: Leite in einen Daniellschen Hahn (Fig. 23a) Sauerstoff und Wasserstoff und entzünde das Gasgemisch. Bringe in die Stichflamme 1. einen Platindraht, 2. eine Uhrfeder, 3. ein Stück Kreide und beschreibe die Wirkungen.

Das Knallgasgebläse wird verwandt zum Schmelzen von Platin, zum Schneiden von Eisen und Stahl und zur Erzeugung des Kalklichts.

* **Versuch 3** (Fig. 23) (Eudiometerversuch): Bringe in ein Eudiometer, das mit Wasser gefüllt, umgekehrt in ein Gefäß mit Wasser gesetzt ist, gleiche Teile Wasserstoff und Sauerstoff¹⁾. Laß dann mit Hilfe einer Leydener Flasche oder eines Induktionsapparates einen Funken zwischen den Platinspitzen überspringen, während du das Rohr festhältst. (Die Explosion ist ungefährlich.) Halte dann das

¹⁾ Man füllt ein etwa 8 cm langes Röhrchen einmal mit Wasserstoff und einmal mit Sauerstoff und bringt die Gase von unten mit Hilfe eines Trichters in das Eudiometerrohr.

Rohr mit dem Daumen zu, kehre es um, so daß der Rest des Gases nach oben steigt, und untersuche ihn mit einem glimmenden Span.

Was bewirkt der elektrische Funken?

Was wird aus dem Gasgemisch?

Welches Gas und wieviel bleibt übrig?

Vergleiche die Ergebnisse der Versuche in § 5, a und b.

Ergebnis: Das Knallgasgemisch wird durch den Funken entzündet, und es verbinden sich genau 2 Raumteile Wasserstoff mit 1 Raumteil Sauerstoff, so daß die Hälfte des Sauerstoffs zurückbleibt (vgl. damit die Ergebnisse der Elektrolyse des Wassers § 5a und des Versuchs § 5, c, 2).

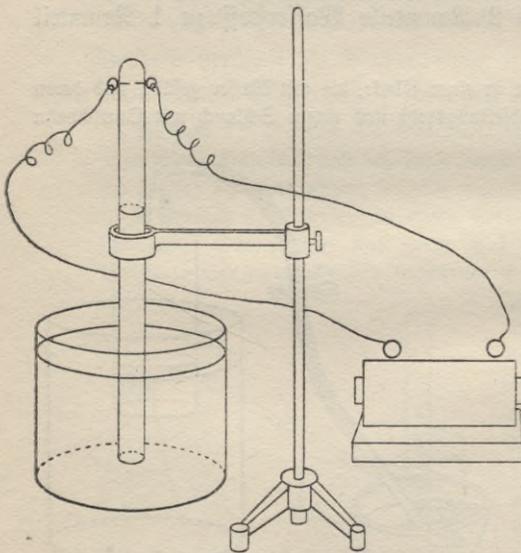


Fig. 23. Ein Gemenge von Wasserstoff und Sauerstoff wird im Eudiometer zur Explosion gebracht.

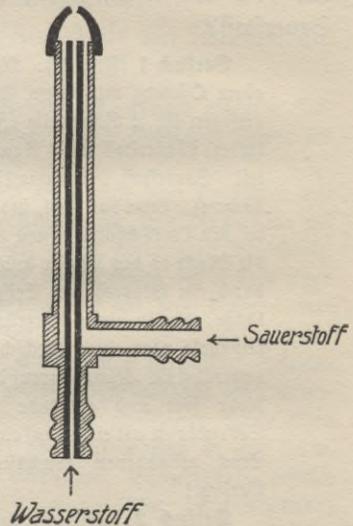


Fig. 23a. Daniellscher Hahn (Knallgasgebläse).

Ist in der Knallgasmischung von einem Gase mehr vorhanden als diesem Verhältnis entspricht, so bleibt der Überschuß bei der Verbindung der Gase zurück. Das Gewichtsverhältnis der Bestandteile des Wassers ist konstant, d. h. es ist unter allen Umständen dasselbe.

Wasser ist also ein Oxyd des Wasserstoffs und entsteht durch Verbindung von 2 Raumteilen Wasserstoff und 1 Raumteil Sauerstoff. Da ein Raumteil Sauerstoff 16mal so viel wiegt wie ein gleicher Raumteil Wasserstoff, so kommen im Wasser auf 1 Gewichtsteil Wasserstoff 8 Gewichtsteile Sauerstoff. Bei der

Verbindung von Wasserstoff und Sauerstoff wird außerordentlich viel Wärme erzeugt.

e) * Wasserstoffsuperoxyd.

Versuch 4: Lue in ein Probierrohr, das zu $\frac{1}{3}$ mit Wasserstoffsuperoxyd gefüllt ist, etwas gepulverten Braunstein und prüfe das entstehende Gas mit einem glimmenden Span.

* Neben dem Wasser gibt es ein anderes Oxyd des Wasserstoffs, das als Bleich- und Desinfektionsmittel bekannte Wasserstoffsuperoxyd. Dieses enthält auf dieselbe Menge Wasserstoff genau die doppelte Menge Sauerstoff wie das Wasser. Es gibt die Hälfte seines Sauerstoffs leicht ab und wird dadurch zu Wasser reduziert. Die bleichende und antiseptische Wirkung des Wasserstoffsuperoxyds kommt auf Rechnung des frei werdenden Sauerstoffs, der Farb- und Fäulnisstoffe und Bakterien zerstört.

Die Eigenschaften einer Verbindung hängen also nicht allein von der Qualität der darin enthaltenen Grundstoffe, sondern auch von deren Mengenverhältnis ab.

f) Das physikalische Verhalten des Wassers.

Wie ändert sich das Volumen des Wassers, wenn es erhitzt, und wenn es abgekühlt wird?

Weshalb zersprengt gefrierendes Wasser Gefäße, in die es eingeschlossen ist?
Weshalb schwimmt Eis auf Wasser?

Wovon hängt die Siedetemperatur ab?

Versuch 1: Fülle ein Kochfläschchen mit gewölbtem Boden zur Hälfte mit Wasser, bringe es zum Kochen und verschließe es, während der obere Raum mit Wasserdampf gefüllt ist, fest mit einem Gummistöpfel. Tauche es dann umgekehrt mit der Öffnung in kaltes Wasser und übergieße es mit Wasser.

Versuch 2: Destillation (Fig. 62). Bringe in einer Kochflasche, die mit einem Liebig'schen Kühler verbunden ist, Wasser, worin etwas Salz und etwas Indigo oder Tinte enthalten ist, zum Kochen und schmecke das Destillat.

Versuch 3: Verdampfung. Erhitze eine kleine, mit Kochsalzlösung gefüllte Porzellanschale über einer 2 cm hohen Flamme, bis das Wasser fast völlig verdunstet ist, und entferne darauf die Flamme.

Versuch 4: Verdunstung. Laß eine mit kalt gesättigter Alaunlösung gefüllte flache Schale einige Tage an einem luftigen und trocknen Orte offen stehen.

Versuch 5: Hänge ein mit Wasser befeuchtetes Stück Leinen unter einer Glasglocke und ein ebensolches in freier Luft auf und untersuche ihren Feuchtigkeitsgehalt nach einigen Stunden.

Versuch 6: Auflösung von Gasen. Erhitze frisches Trinkwasser in einem bis zum Halse gefüllten Kochfläschchen und beachte die vor dem Sieden aufsteigenden Gasblasen. Woraus mögen sie bestehen?

Versuch 7: Erhitze auf einem blanken Platinblech oder in 2 Uhrschälchen (Sandbad) 1. einige Tropfen destilliertes und 2. etwas Leitungswasser.

Versuch 8: Auflösung fester Stoffe. Stelle gesättigte Lösungen von Kochsalz und Salpeter in kaltem Wasser her (Temperaturveränderung?). Erhitze sie dann beide und versuche, ob sie bei höherer Temperatur noch mehr von den Salzen zu lösen vermögen. Nachdem sie wieder gesättigt sind, laß sie abkühlen.

* **Versuch 9:** Erhitze eine eiserne Schale oder den Deckel einer Blechbüchse nahezu bis zum Glühen und laß einige Wassertropfen hineinschallen (Leidenfrostscher Versuch).

Woraus besteht der sichtbare Wasserdampf?

Halte ein blankes, kaltes Stück Metall oder eine mit kaltem Wasser gefüllte Kochflasche in die Dämpfe.

Was bemerkst du auf der Oberfläche der Flasche?

Weshalb beschlagen im Winter die Fenster?

Wie wirkt der Liebig'sche Kühler?

Gefrier- und Siedepunkt: Bei normalem Luftdruck liegt der Gefrierpunkt des Wassers bei 0° , der Siedepunkt bei 100° . Nimmt der Luftdruck ab, so siedet es schon bei niedrigerer Temperatur. Am dichtesten ist das Wasser bei 4° . Beim Gefrieren dehnt es sich stark aus. Zum Schmelzen des Eises und zum Verdampfen des Wassers wird sehr viel Wärme verbraucht.

Verdunstung und Verdampfung: Das Wasser verdunstet auch bei gewöhnlicher Temperatur, d. h. es geht in unsichtbaren Wasserdampf über, solange die Luft damit noch nicht gesättigt ist. Die Verdunstung ist um so stärker, je wärmer, trockner und bewegter die Luft ist. Wie beim Verdampfen, so wird auch beim Verdunsten Wärme verbraucht (Verdunstungskälte). Durch das Verdampfen, Destillieren und Verdunsten läßt sich das Wasser von den darin gelösten festen Stoffen trennen.

Verdichtung des Wasserdampfes: Wird Luft, die mit Wasserdampf gesättigt ist, abgekühlt, so scheidet sich das Wasser wieder im flüssigen Zustande aus; es verdichtet oder kondensiert sich (Tau). Dabei bildet sich oft als Zwischenform sichtbarer Wasserdampf oder Nebel, der aus kleinen, schwebenden Wasserbläschen besteht. Die meisten festen Körper verdichten auf ihrer Oberfläche Wasser, das beim Erhitzen entweicht.

Auflösung von anderen Stoffen: Die meisten festen Körper sind mehr oder weniger in Wasser löslich, und ihre Löslichkeit steigt gewöhnlich mit der Temperatur. Manche gehen mit dem Wasser chemische Verbindungen ein, z. B. gebrannter Kalk. Auch Gase vermag die Luft aufzulösen, und zwar um so mehr, je stärker der Druck und je niedriger die Temperatur ist. So ist das Selterswasser eine Auflösung von Kohlenensäure in Wasser. Auch die Luft löst sich im Wasser, gibt diesem seinen erfrischenden Ge-

schmack und ermöglicht den Fischen und anderen Kiemenatmern die Sauerstoffatmung unter Wasser (Lufterneuerung in Aquarien).

Wird frisches Wasser erhitzt (Versuch 6), oder steht es längere Zeit in offenen Gefäßen, so entweicht die Luft, und das Wasser schmeckt fade, es „steht ab“.

g) Kreislauf des Wassers in der Natur.

Das Wasser verdunstet besonders stark von der Oberfläche des Meeres und anderer Gewässer, daneben aber auch vom feuchten Erdboden aus. Diese Verdunstung wird durch Pflanzenwuchs verstärkt. Saugt doch ein größerer Waldbaum im Sommer täglich mehrere Hektoliter Wasser aus dem Erdboden auf, um sie von den Blättern aus verdunsten zu lassen. Der Wasserdampf verdichtet sich durch Abkühlung entweder in der Luft zu Nebel, Regenschichten, Schnee- oder Eiszwolken (Cirruswolken) oder am Erdboden zu Tau und Reif.

Die Niederschläge bringen z. T. in den Boden ein, sammeln sich im Grundwasser, treten als Quellen zutage und fließen wieder dem Meere zu. Dabei wirkt das Wasser umgestaltend auf die Erdkruste (Verwitterung, Erosion und Anschwemmung) und löst mancherlei Bestandteile auf (Salz- und sonstige Mineralquellen, Höhlenbildung im Kalkgebirge).

h) Bedeutung des Wassers für die Lebewesen.

Den Pflanzen dient das Wasser zur Erzeugung der wichtigsten Stoffe, aus denen sie sich aufbauen, also als Nahrungsmittel, und außerdem als Lösungs- und Beförderungsmittel für die mineralischen Nährstoffe. Ebenso ist es für den tierischen und menschlichen Stoffwechsel unentbehrlich.

Das **Trinkwasser** muß klar, geruchlos, von erfrischendem Geschmack und frei von schädlichen und verunreinigenden Stoffen sein. Vor allem darf es keine Fäulnisstoffe, Bakterien oder sonstige Krankheitserreger enthalten. Verdächtigtes Wasser wird durch Kochen oder Filtrieren genießbar gemacht, jedoch sind nur die Filter mit sehr engen Poren imstande, das Wasser von Bakterien zu befreien. Bei Sandfiltern, wie sie in den Wasserwerken benutzt werden, bewirkt hauptsächlich der an der Oberfläche entstehende Algenfilz die Reinigung des Wassers.

Das **harte Wasser** enthält gelösten Kalk und ist zwar zum Trinken, nicht jedoch zum Waschen zu gebrauchen, da es mit Seife nicht schäumt. In Dampfkesseln setzt es den lästigen Kesselstein ab.

Versuch 7: Schüttele ein wenig gebrannten Kalk mit Wasser, laß ihn sich absetzen, gieße das klare Kalkwasser ab und vermische es mit klarer Seifenlauge. Zur Gegenprobe schüttele destilliertes Wasser mit Seifenlauge.

Wodurch unterscheidet man also hartes und weiches Wasser?

Im norddeutschen Tieflande und auch anderswo enthält das Grundwasser

oft Eisensalze gelöst, die, wenn es mit Luft in Berührung kommt, in gelbbraunes Oxidhydrat (Rost) übergehen. Der gelbe Eisenniederschlag auf dem Grunde von Quellen und Bächen wird durch Bakterien verursacht. Durch Anhäufung dieser Niederschläge entsteht der Raseneisenstein. Ein sehr geringer Eisengehalt ist unschädlich. Ist er zu stark, so muß das Wasser durch Durchlüftung in Kiesfiltern enteisenet werden.

§ 6.

Gesetze und Erklärungen.**a) Wie unterscheiden sich einfache Gemenge von chemischen Verbindungen?**

Versuch 1: Mische 28 g Eisenpulver mit 16 g Schwefelblumen innig miteinander. Stelle das Aussehen des Gemenges fest. Versuche mit Hilfe eines Magneten das Eisen vom Schwefel zu trennen und besieh das Gemisch durch das Mikroskop. Schütte es dann in einem länglichen Haufen auf ein Stück Asbestpappe und berühre das eine Ende des Haufens mit einem bis zum Glühen erhitzten Glasstabe. — Beschreibe den Vorgang, untersuche die entstehende Verbindung und vergleiche deren Eigenschaften mit denen der ursprünglichen Mischung. (Was entsteht bei der Einwirkung verdünnter Schwefelsäure auf die Verbindung von Schwefel und Eisen?) Vergleiche ferner die Eigenschaften des Knallgases (§ 5, d) mit denjenigen seiner Bestandteile und des Wassers.

Ergebnis: Ein Gemenge trägt stets die Eigenschaften seiner Bestandteile zur Schau, und diese lassen sich meistens durch mechanische Mittel wieder trennen oder nebeneinander erkennen. Auch kann man beliebige Mengen der Bestandteile miteinander mischen.

Die **chemische Verbindung** bildet sich dagegen stets nach bestimmten Gewichtsverhältnissen, und ihre Entstehung ist von physikalischen Vorgängen — z. B. Erzeugung von Wärme, Licht und Elektrizität — begleitet.

In der chemischen Verbindung verschwinden die Eigenschaften der Bestandteile, und diese sind mechanisch nicht zu trennen. Die kleinsten erkennbaren Teilchen stimmen in ihren Eigenschaften unter sich und mit der gesamten Masse überein.

b) Gewichtsverhältnisse bei chemischen Vorgängen.

Die Elektrolyse (§ 5, a) und die Synthese des Wassers (Eudiometerversuch § 5, d) haben bewiesen, daß das Wasser immer durch Verbindung von 2 Raumteilen Wasserstoff mit 1 Raumteil Sauerstoff oder von 1 Gewichtsteil Wasserstoff mit 8 Gewichtsteilen Sauerstoff entsteht.

Wenn man eine abgewogene Menge Quecksilberoxyd durch Erhitzen voll-

ständig zerlegt und das dabei entstehende Quecksilber wieder wägt, so ergibt sich, daß das Gewichtsverhältnis des Quecksilbers zum Sauerstoff, nämlich 100 : 8, ebenso konstant ist wie das obige.

*** Versuch 1** (Fig. 21): Schneide von einem Magnesiumbunde sechs gleichlange Stücke (1 cm) ab, wirf davon je eins in eine kleine Gasentwicklungsflasche (Erlenmeyer) mit verdünnter Salzsäure und in eine solche mit verdünnter Schwefelsäure und verschließe die Flasche so schnell durch einen Stöpsel mit Gasableitungsröhr, daß alles entstehende Gas (Wasserstoff) in einem weiten Reagenzröhr aufgefangen wird. Wiederhole den Versuch mit der doppelten Menge (2 Stückchen) Magnesium und vergleiche die entstehenden Gasmenngen, nachdem das Röhr bis zur Höhe des inneren Wasserstandes eingetaucht ist.

Ergebnis: Die Menge des verdrängten Wasserstoffes hängt nur von der Menge des in Lösung gegangenen Metalls ab und steht zu dieser in einem bestimmten Verhältnis.

Wie diese Versuche, so ergab die Untersuchung aller möglichen chemischen Verbindungen das

Gesetz: Die Elemente verbinden sich miteinander oder ersetzen einander in den Verbindungen nach konstanten Gewichtsverhältnissen (Dalton 1805).

Versuch 2: Vergleiche Bleiglätte, Mennige und Bleisuperoxyd, die alle drei Verbindungen von Blei und Sauerstoff sind, miteinander. Erhitze etwas Bleisuperoxyd stark in einem Zenersen Glührohr, halte dabei einen glimmenden Span an dessen Öffnung und beachte nachher die verschiedenen Farben des Glührückstandes im Röhr. Vergleiche auch Wasser und Wasserstoffsuperoxyd nach § 5, d.

Gesetz: Wenn zwei Elemente sich in verschiedenen Verhältnissen miteinander verbinden, so entstehen auch Verbindungen von verschiedenen Eigenschaften.

Die stofflichen Eigenschaften der Verbindungen hängen also nicht allein von der Art, sondern auch von dem Mengenverhältnis der in ihnen enthaltenen Elemente ab.

§ 7.

Das Chlor.

a) Darstellung des Chlors durch Elektrolyse der Salzsäure.

Versuch 1: Fülle den Hoffmannschen Apparat zur Zerlegung von Chlorwasserstoff mit reiner Salzsäure und laß einen Strom von 4 Akkumulatoren bei geöffneten Hähnen $\frac{1}{2}$ Stunde vor der Ausführung des weiteren Versuchs hindurchgehen¹⁾. Darauf schließe die Hähne und untersuche die entstehenden Gase.

¹⁾ Wie alle Versuche, bei denen Chlor in größerer Menge frei wird, so muß auch dieser unter dem Abzuge oder im Freien ausgeführt werden. Auch kann man das entstehende Chlor in starke Natronlauge einleiten und dadurch unschädlich machen.

Ergebnis: Der galvanische Strom zerlegt die Salzsäure in Wasserstoff und ein grünliches, unangenehm stechend riechendes Gas, das Jodkaliumstärkepapier dunkelblau färbt. Dieses Gas ist Chlor (vom griechischen chlóros = hellgrün). Sobald die Salzsäure mit diesem Gase gesättigt ist, werden in gleichen Zeiten gleiche Raumteile von Wasserstoff und Chlor durch den Strom freigemacht.

b) Andere Darstellung des Chlors.

* **Versuch 1:** Übergieße in einem Reagenzrohr 1 ccm **Braunsteinpulver** mit etwas **Salzsäure**, die mit einer gleichen Menge Wasser verdünnt ist, erwärme es gelinde und prüfe das entstehende Gas.

Ergebnis: Durch Braunstein wird aus der Salzsäure Chlor freigemacht.

Versuch 2: Darstellung des Chlors aus **Chlorkalk**¹⁾ (Fig. 24). Bringe

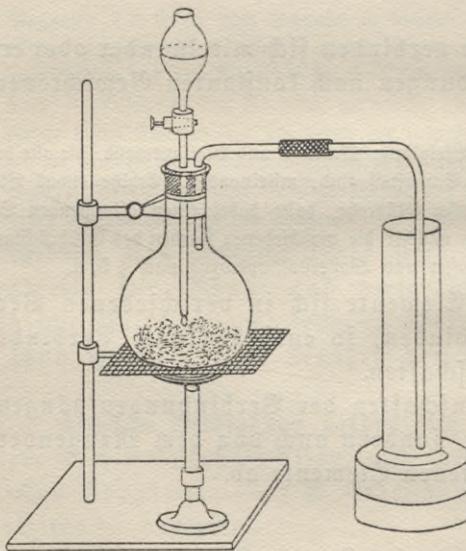


Fig. 24.

Chlor aus Chlorkalk und Salzsäure dargestellt.

in die $\frac{1}{2}$ l fassende Kochflasche *a* eine Handvoll frischen Chlorkalk, laß von dem Scheidetrichter *b* aus konzentrierte Salzsäure eintropfen und leite das entstehende Chlor durch das Ableitungsrohr *c* auf den Boden eines trocknen Zylinders.

Die Entwicklung läßt sich durch Schütteln und gelindes Erwärmen der Kochflasche beschleunigen. Will man das Chlor frei von Salzsäure haben, so muß man es durch eine Waschflasche mit konzentrierter Kochsalzlösung leiten.

Versuch 3: Derselbe Apparat (Fig. 24) läßt sich zur bequemeren Erzeugung kleinerer Mengen von Chlor aus konzentrierter **Salzsäure** und **Kaliumpermanganat** verwenden.

Letzteres tut man in eine kleinere Kochflasche oder ein weites Probierrohr und läßt aus dem Scheidetrichter die Salzsäure eintropfen. Man erhält einen leicht zu regelnden Strom von sehr reinem Chlor.

¹⁾ Diese Darstellung eignet sich für Schulversuche besser als die meist übliche mit Braunstein und Salzsäure, weil sie mit Hilfe des Glashahns am Scheidetrichter besser zu regeln ist. Der Kolben muß auf ein Asbestdrahtnetz oder ein Wasserbad gesetzt werden. Bevor man erhitzt, muß der Boden des Kolbens durch Schütteln völlig benetzt werden, da er sonst leicht springt. Längere Schlauchverbindungen sind bei Chlorversuchen zu vermeiden. Man erkennt an der grünen Farbe des Gases, ob die Zylinder mit Chlor gefüllt sind.

Weshalb wird Chlor nicht über Wasser aufgefangen?

Was ergibt sich aus der Art des Auffangens? (Gewicht des Chlors im Verhältnis zur Luft?)

Man füllt zunächst 4 Zylinder mit Chlor und bedeckt sie mit Glasplatten.

c) Wie wirkt das Chlor auf organische Stoffe?

Versuch 1: Gieße in einen Zylinder etwa 2 cm hoch verdünnte Indigolösung, bringe darüber angefeuchtete bunte Kattunlappen, farbige Blumen und etwas bedrucktes Papier, leite Chlor bis auf den Boden und lasse den Zylinder, wenn er mit Chlor gefüllt ist, mit einer Glasplatte bedeckt stehen.

Versuch 2: Setze eine brennende, auf einem Draht oder einem Verbrennungslöffel befestigte Kerze allmählich in einen halb mit Chlor gefüllten Zylinder.

Versuch 3: Hänge in einen mit trockenem Chlor gefüllten Zylinder einen mit Terpentinöl befeuchteten Streifen Filtrierpapier und schließe darauf den Zylinder.

Beachte ferner die Anwendung von Chlorkalk zum Waschen und Desinfizieren.

Ergebnis: Das Chlor zerstört organische Farbstoffe und Krankheitskeime. Dagegen verbindet es sich nicht direkt mit Kohle. Daher bleibt Druckerfchwärze, die Kienruß enthält, unverändert, und von der Kerze verbrennt nur der darin enthaltene Wasserstoff, während der Kohlenstoff als Ruß ausgeschieden wird.

d) Wie verhält sich das Chlor zu den Metallen?

Versuch 1: Wirf einen Hauch unedhtes Blattgold in einen mit Chlor gefüllten Zylinder.

Versuch 2: Schütte etwas in einem Metalllöffel erwärmtes Eisenpulver in einen mit Chlor gefüllten Zylinder und schüttele den Inhalt nach Beendigung der Reaktion mit etwas Wasser.

Versuch 3: Erwärme ein erbsengroßes Stück Natrium in einem reinen Verbrennungslöffel und bringe es in einen Zylinder mit Chlor. Sollte keine Entzündung eintreten, so laß das Metall einen Tag in dem Zylinder mit Chlor liegen und probiere den entstehenden Stoff, nachdem du dich überzeugt hast, daß kein Metall mehr darin enthalten ist. Um ein Zerspringen des Gefäßes zu vermeiden, bedecke den Boden vor dem Einleiten des Chlors mit Asbestpapier.

Ergebnis: Das Chlor verbindet sich lebhaft, oft sogar unter Feuererscheinung, mit den Metallen und bildet mit ihnen Salze, die man **Chloride** nennt (Halogene = Salzerzeuger).

Eisen + Chlor gibt Eisenchlorid,

Kupfer + Chlor „ Kupferchlorid,

Natrium + Chlor „ Natriumchlorid (Chlornatrium oder Kochsalz),

Quecksilber + Chlor „ Quecksilberchlorid oder Sublimat.

Die Chloride sind meistens in Wasser löslich.

e) Wie verhält sich das Chlor gegen Wasserstoff und Wasser?

Versuch 1 (Fig. 25): Setze eine Wasserstoffflamme (§ 5, e), die aus einem gebogenen und zu einer Spitze ausgezogenen Rohre brennt, langsam bis zur Mitte

in einen mit Chlor gefüllten Zylinder, halte ein angefeuchtetes, blaues Stück Lackmuspapier in die aufsteigenden Dämpfe und wirf es nachher auf den Grund des Zylinders.

Beachte die Flamme, die aufsteigenden Nebel und die Farbenveränderungen des Lackmuspapiers.

Vgl. Versuch 1, § 7, a (Elektrolyse der Salzsäure). Wodurch mag die Rötung des Lackmuspapiers bewirkt sein?

*** Versuch 2** (Fig. 26): Nachdem die übrigen Versuche mit Chlor beendet sind, leite einen langsamen Chlorstrom etwa $\frac{1}{4}$ Stunde lang, wie aus der Figur ersichtlich, in eine mit kaltem Wasser bis unter die Mündung gefüllte Biterflasche. Das austretende Gas leite in einen Abzug oder in eine mit Sodablösung gefüllte Flasche, durch die das überflüssige Chlor absorbiert wird.

Fülle die Flasche, sobald der Inhalt eine grünliche Färbung zeigt, bis an die Mündung mit Wasser, setze einen Stöpsel darauf, in dem eine beiderseits offene

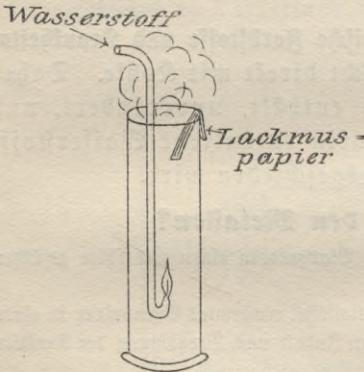


Fig. 25.

Wasserstoff brennt im Chlor.

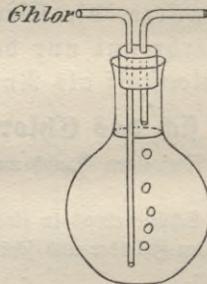


Fig. 26.

Chlor löst sich in Wasser.

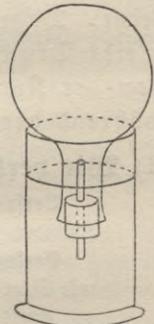


Fig. 27. Chlor

zerfest das Wasser.

Glasröhre steckt, und stelle sie umgekehrt mit Hilfe eines Ringhalters oder Dreifußes so auf, daß das untere Ende des Glasrohres in ein Becherglas mit Wasser taucht (Fig. 27). Dann lasse sie so lange an einem möglichst sonnigen Plage stehen, bis die Flüssigkeit entfärbt ist, und sich oben in der Flasche einige Kubikzentimeter eines farblosen Gases gesammelt haben (ca. 8 Tage). Lockere dann den Stöpsel unter Wasser, stelle die Flasche aufrecht, so daß das Gas nach oben steigt, entferne den Stöpsel und tauche sofort einen glimmenden Span in das Gas. Prüfe die Flüssigkeit mit Lackmuspapier und mit der Zunge, nachdem du dich vorher überzeugt hast, daß kein Chlorgeruch mehr vorhanden ist.

Ergebnis: Wasserstoff verbrennt im Chlor und gibt damit ein Gas, **Chlorwasserstoff** genannt, das in der Luft sauer reagierende Nebel bildet. Diese Nebel enthalten Salzsäure oder Chlorwasserstoffsäure. Wir sehen hier also eine Verbrennung ohne Sauerstoff! (Erweiterung des Begriffs „Verbrennung“.)

Ein Gemenge von gleichen Raumteilen dieser beiden Gase, das sogenannte

Chlorknallgas, explodiert in ähnlicher Weise wie das gewöhnliche Knallgas, ja sogar schon durch Einwirkung des Sonnenlichtes. Dabei entsteht wieder Chlorwasserstoff. Wasser löst Chlor in ziemlich großer Menge auf. Diese Lösung, **Chlorwasser**, ist ein Gemenge, das die Eigenschaften des Chlors deutlich erkennen läßt.

Unter Einwirkung des Sonnenlichtes zersetzt das Chlor das Wasser, indem es sich mit dem Wasserstoff zu Salzsäure verbindet und den Sauerstoff frei macht.

Chlor + Wasser gibt Salzsäure + Sauerstoff (vgl. die Zersetzung des Wassers durch Metalle § 5, b).

Zusammenfassung: Das **Chlor** ist ein gelbgrünes, schweres (35,5 mal so schwer wie Wasserstoff), stark riechendes, giftiges Gas, das, im verdünnten Zustande eingeatmet, zum Husten reizt, im reinen Zustande tödlich wirkt¹⁾. Es zeigt ein lebhaftes Bestreben, sich mit andern Elementen unmittelbar zu verbinden, und diese Verbindungen nennt man Chloride. Die Chloride der Metalle sind Salze. Das Wasserstoffchlorid oder der Chlorwasserstoff gibt mit Wasser Salzsäure. Auf das Wasser wirkt Chlor zersetzend. Es zeichnet sich vor andern Elementen durch seine außerordentliche chemische Energie oder Reaktionsfähigkeit aus. Durch Zerstörung der organischen Farbstoffe wirkt es bleichend, durch Tötung der Krankheitskeime und anderer Bakterien desinfizierend.

§ 8.

Chlorwasserstoff und Salzsäure.**a) Chemische Zusammensetzung, Eigenschaften und Darstellung der Salzsäure.**

Welche Zusammensetzung hat der Chlorwasserstoff nach dem Ergebnis der Versuche § 7, a und e? (Elektrolyse und Synthese.)

Nach welchem Mengenverhältnis verbinden sich Wasserstoff und Chlor?

Versuch 1, Eigenschaften der Salzsäure: Öffne eine Flasche mit konzentrierter Salzsäure und beachte die Nebelbildung. Halte ein Stück blaues Lackmuspapier und einen mit Salmiakgeist benetzten Glasstab an die Mündung. Gieße einige Tropfen der Säure in ein Weinglas voll Wasser und probiere die Mischung.

Versuch 2, Einwirkung auf Marmor: Übergieße in einem Probierrohr ein Stückchen Marmor mit Salzsäure und dampfe die entstehende Lösung ein.

Versuch 3, Auflösung von Metallen: Übergieße in einem Probierrohr einige eiserne Nägel mit Salzsäure und prüfe das entstehende Gas durch eine Flamme. Vergleiche damit die Einwirkung von Schwefelsäure auf Zink.

¹⁾ Als Gegenmittel gegen Chlorvergiftungen wendet man das Einatmen einer Mischung von Alkohol- und Ammoniakdämpfen an.

Versuch 4, Chlornwasserstoff und Wasser: Bringe in einen Literkolben $\frac{1}{4}$ l konzentrierte Salzsäure, laß aus einem Scheidetrichter konzentrierte Schwefelsäure eintropfen und leite das freiwerdende Gas durch ein gut getrocknetes Rohr auf

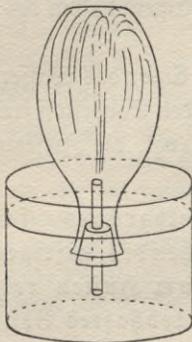


Fig. 28.
Chlornwasserstoff wird
von Wasser absorbiert.

den Boden einer ganz trockenen, starkwandigen Flasche (vgl. Fig. 24). Durch gelindes Erwärmen wird die Gasentbindung beschleunigt. Sobald an einem mit Salmiakgeist benetzten und an die Mündung der Flasche gehaltenen Glasstabe starke, weiße Nebel auftreten, verschließe die Flasche mit einem nassen Gummistöpsel, durch den eine kurze, beiderseits offene Glasröhre geht, und tauche sie sofort mit der Mündung nach unten in ein großes Gefäß mit Wasser, das durch Lackmuspapier blau gefärbt ist (Springbrunnenversuch, Fig. 28). Woher kommt die Sauerwirkung?

Versuch 5, Darstellung von Chlornwasserstoff aus Kochsalz: Erwärme in einem Probierröhrchen etwas Kochsalz mit konzentrierter Schwefelsäure und prüfe das entstehende Gas wie beim Versuch 1 mit Lackmus und Salmiakgeist.

Ergebnis: Chlornwasserstoff entsteht durch die Verbindung gleicher Raumteile von Wasserstoff und Chlor. Die **Salzsäure** ist eine Lösung von Chlornwasserstoff in Wasser. Es ist eine im reinen Zustande farblose, im rohen gelb gefärbte, stark sauer schmeckende Flüssigkeit von stechendem Geruch. Der darin enthaltene Chlornwasserstoff verflüchtigt sich zum Teil schon bei gewöhnlicher Temperatur, stärker aber beim Erhitzen und bildet, indem er sich mit dem Wasserdampf der Luft verbindet, Nebel. Viele in Wasser unlösliche Stoffe lösen sich in der Salzsäure leicht auf, die Metalle unter Entwicklung von Wasserstoff. Durch Einwirkung von Schwefelsäure auf Kochsalz (Chlornatrium) entwickelt sich ebenfalls Chlornwasserstoffgas, das sich sehr begierig in Wasser löst. (Ungefähr 500 l Chlor in 1 l kalten Wassers.) Auf diese Weise wird die Salzsäure in Fabriken gewonnen.

b) Vorkommen im menschlichen Körper.

Der durch die Labdrüsen abgeforderte Magensaft des Menschen enthält immer etwas Salzsäure (0,2%), die zusammen mit dem zugleich abgeforderten Pepsin die Verdauung der Eiweißstoffe bewirkt. Daher wird stark verdünnte Salzsäure als Arznei verordnet, wenn der Magensaft zu wenig davon enthält.

c) Die Salzsäure im Haushalt.

Wegen ihrer lösenden Wirkung wird die Salzsäure benutzt, um einen Absatz von Eisenrost oder Kalk aus Flaschen und Gefäßen zu entfernen. Als Putzmittel für Metall ist sie weniger zu empfehlen.

Bei der Benutzung von Chlorkalk zum Bleichen der Wäsche bildet sich aus Chlor und Wasser Salzsäure (vgl. Versuch 2, § 7, b), welche die Wäsche schnell zerstört. Das Chlor muß daher durch gründliches Spülen entfernt werden.

Die roten Flecken, welche Salzsäure in Kleiderstoffen erzeugt, sind durch Waschen mit Salmiakgeist zu entfernen.

d) Wasserstoffsäuren. (Erklärung.)

Im Gegensatz zu der Kohlensäure, Phosphorsäure und schwefeligen Säure enthält die Salzsäure keinen Sauerstoff. Man rechnet sie daher zu den Wasserstoffsäuren.

§ 9.

Die übrigen Salzbildner (Halogene).

a) Das Brom.

Versuch 1: Tue auf den Boden einer mit einem Glasstöpsel verschließbaren Flasche eine $\frac{1}{2}$ cm hohe Schicht Brom, darüber so viel Wasser, daß $\frac{1}{4}$ der Flasche freibleibt, schüttle und beachte die Farbe der 3 Schichten, die Luftschicht eingerechnet. (Bewahre das Brom in der Flasche auf.)

Was läßt sich in bezug auf das Gewicht, die Löslichkeit in Wasser und die Flüchtigkeit des Broms beobachten? Vergleiche es mit dem Chlor.

* **Versuch 2:** Tue in ein Probierrohr etwa 2 cm Schwefelkohlenstoff, darüber 10 cm Bromwasser und schüttle.

* **Versuch 3:** Schüttle etwas Magnesium- oder Zinkpulver mit Bromwasser, filtriere und dampfe die Lösung in einer Porzellanschale über einer 2 cm hohen Flamme ein.

* **Versuch 4:** Bringe einige Tropfen Brom in einen Glaszylinder, verschließe ihn mit einem Stöpsel oder einer Glasplatte und schüttle ihn, so daß er sich mit Bromdämpfen füllt. Senke darauf wie bei § 7, e Versuch 1 eine Wasserstoffflamme hinein (Vorprobe nach § 5, c, 1!).

Beachte die Farbenveränderung und prüfe das entstehende Gas mit blauem Lackmuspapier.

Ergebnis: Das Brom (von bromos, griechisch = Gestank) ist außer dem Quecksilber das einzige bei gewöhnlicher Temperatur flüssige Element. Es ist sehr schwer (3mal so schwer wie Wasser), dunkelbraunrot, von sehr unangenehmem und lange haltendem Geruch, giftig, flüchtig, in Wasser etwas, in Schwefelkohlenstoff stärker löslich. Mit Metallen vereinigt es sich zu Salzen, die meist löslich sind und Bromide heißen. Mit Wasserstoff verbindet es sich unmittelbar zu einer Säure, der Bromwasserstoffsäure (vgl. Chlorwasserstoff).

Vorkommen und Verwendung. Bromsalze wurden zuerst im Meereswasser entdeckt, später in den Staßfurter Salzlagern. Aus diesen wird das Brom fabrikmäßig gewonnen und zur Herstellung von Schlafmitteln (Bromsalz) und für die Photographie benutzt (Bromsilber).

b) Das Jod.

Beschreibe sein Aussehen und beachte die Farbe der Luft in der Aufbewahrungsflasche, indem du ein Stück weißes Papier dahinter hältst.

Versuch 1: Tue einige Kristallblättchen von Jod in eine große, trockene Kochflasche und erwärme sie, indem du sie über einer Flamme bewegst, bis die Blättchen verschwunden sind.

Was tritt an ihre Stelle, und was kann man nach der Abkühlung der Flasche an ihrer Wand beobachten?

Versuch 2: Schwenke die Flasche mit ein wenig absolutem Alkohol aus und löse darin noch einige Jodkristalle. Versuche ebenso einige Kristalle in Wasser zu lösen.

* **Versuch 3:** Verdünne in einem Probierrohr 1 cm Jodtinktur mit 10 cm Wasser, tue 1 cm Schwefelkohlenstoff hinein und schüttle.

Versuch 4: Stelle etwas Stärkekleister her, indem du einige Stückerle Stärke in einer Porzellan- oder Glaschale mit Wasser erwärmst. Verdünne einen Teil davon mit viel Wasser und gieße einige Tropfen Jodtinktur hinzu.

* **Versuch 5:** Versuche, ob auch eine Jodverbindung, z. B. Jodkaliumlösung, mit Stärkekleister eine blaue Färbung gibt, und gieße dann Chlorwasser hinzu.

Wie mag das Chlor auf das Jodkalium wirken? Wie erklärt sich danach der Nachweis von Chlor durch Jodkaliumstärkepapier?

Ergebnis: Das Jod kristallisiert in eisenschwarzen, glänzenden Blättchen, die beim Erhitzen in violette, schwere Dämpfe übergehen und beim Abkühlen wieder als Kristalle erscheinen. Man nennt diesen Vorgang „Sublimieren“ (vgl. das Sublimieren mit dem Destillieren). Das Jod ist in Wasser wenig, in Alkohol mit brauner Farbe leicht löslich (Jodtinktur). In Schwefelkohlenstoff löst es sich mit violetter Farbe. Es färbt im freien Zustande Stärkekleister tintenblau. Durch Chlor und Brom wird es aus seinen Verbindungen, den Jodiden, freigemacht.

Vorkommen und Verwendung. Es kommt wie Chlor und Brom im Meereswasser vor, wird durch Tange und andere Meerespflanzen als Nahrung daraus aufgenommen und läßt sich aus der Asche der Tange und des Seegrases herstellen. Die Jodtinktur wird medizinisch als Heilmittel gegen Drüsenerkrankungen, Schwellungen infolge von Verstauchungen und Zahnwurzelentzündungen verwandt (Vorsicht, Gift!).

c) Fluor.

Versuch. Mische in einer Bleischale oder einem Platintiegel gepulverten Flußspat mit konzentrierter Schwefelsäure zu einem dünnen Brei und erwärme ihn sehr

gelinde unter dem Abzuge. Prüfe das entstehende Gas mit feuchtem blauem Lackmuspapier. Vorher erwärme auf einer Glasplatte, die etwas größer ist als die obere Öffnung des Tiegels, etwas Wachs, so daß sie sich mit einer gleichmäßigen Schicht bedeckt. Laß diese erstarren und reibe mit einem Bleistift Schriftzüge oder Figuren hinein. Lege diese Glasplatte so auf die Schale, daß die Wachsfläche der Einwirkung der Dämpfe ausgesetzt ist, und reibe nach einigen Minuten das Wachs mit einem Luche ab.

Was ist mit den Schriftzügen geschehen?

(Güte dich vor der Einatmung der Dämpfe!)

Wie sieht der Flußspat als Mineral aus?

Ergebnis: Der Flußspat ist ein durchsichtiges, mit verschiedenen Färbungen vorkommendes Mineral, das meistens in Würfeln kristallisiert. Durch die Schwefelsäure wird aus dem Flußspat ein Gas freigemacht, das an der Luft sauer reagierende Nebel bildet, Glas äßt und die Atmungsorgane sehr stark angreift. Dieses Gas heißt **Fluorwasserstoff** und seine Lösung in Wasser **Flußsäure** (vgl. Chlorwasserstoff und Salzsäure).

Das Element **Fluor** ist in seinen Eigenschaften dem Chlor ähnlich, aber noch viel reaktionsfähiger als dieses, und kann, weil es sich mit fast allen Stoffen chemisch verbindet, nur mit großen Schwierigkeiten dargestellt und aufbewahrt werden.

Es ist noch leichter als Chlor.

d) Zusammenfassung der Halogene.

Vergleiche Chlor, Brom, Jod und Fluor miteinander in bezug auf den Aggregatzustand oder die Formart, Farbe, Geruch, Löslichkeit, Verhalten gegen Metalle und gegen Wasserstoff. Beachte die Abstufung der Eigenschaften und der chemischen Energie.

Ergebnis: Chlor, Brom, Jod und Fluor sind verwandte Elemente. Sie verbinden sich mit Wasserstoff zu Säuren (Chlor-, Brom-, Jod- und Fluorwasserstoffsäure) und mit Metallen zu Salzen. Man bezeichnet ihre Verbindungen mit einem anderen Element als Chloride, Bromide, Jodide und Fluoride und rechnet sie wie die Oxide zu den binären Verbindungen, d. h. Verbindungen, die je zwei Elemente als Bestandteile enthalten (lateinisch: bini: je zwei).

Die vier Elemente selber nennt man **Halogene** oder **Salzbildner** (griechisch: hals = Salz und gennan = erzeugen) und ihre Salze **Halide**.

e) Spezifische Gewichte oder Dichte von Gasen.

Vergleicht man die Gewichte gleicher Raumteile von Wasserstoff, Chlor, Brom und Jod bei gleicher Temperatur und im gasförmigen Zustande, so ergibt sich, daß sie sich verhalten wie 1 : 35,5 : 80 : 127.

Man sagt daher: Das **spezifische Gewicht** oder die **Dichte** des Chlors, bezogen auf Wasserstoff = 1, ist = 35,5,
 das des Broms = 80,
 " " Jods = 127.

Die Dichte des Sauerstoffs, bezogen auf Wasserstoff, ist annähernd = 16; die des Stickstoffs = 14.

* Da die Dichte der Luft in bezug auf Wasserstoff = 14,44 ist, so erhält man das spezifische Gewicht jener Gase, bezogen auf Luft = 1, wenn man die oben angeführten Zahlen durch 14,44 teilt.

Das absolute Gewicht eines Liters Wasserstoff bei 0° C und 760 mm Barometerstand ist annähernd = 0,09 g.

§ 10.

Salze, Säuren, Basen.

a) Wie läßt sich Kochsalz (Chlornatrium) herstellen?

Versuch 1 (vgl. § 7, a): Darstellung aus Chlor und Natrium.

1. Darstellung: Chlor + Natrium gibt Chlornatrium.

Versuch 2: Verdünne etwa 6 ccm konzentrierte Salzsäure mit der 20fachen Menge Wasser, tue davon ein Viertel in eine Porzellanschale und wirf so lange linsengroße, von der Kruste und dem Petroleum befreite Natriumstückchen hinein, bis die Lösung weder blaues Lackmuspapier rot, noch rotes blau färbt. Bedecke jedesmal, wenn das Metall hineingeworfen ist, die Schale mit einer Glasplatte, da sonst die Augen gefährdet sind, und rühre nach der Auflösung des Metalls jedesmal mit einem Glasstabe um. Achte auf die Gasentwicklung. Wenn die Lösung neutral reagiert, dampfe sie über einer kleinen Flamme ein¹⁾.

2. Darstellung: Salzsäure und Natrium geben Kochsalz + Wasserstoff.

Versuch 3: Tue in ein Becherglas dieselbe Menge verdünnter Salzsäure, wie oben; in ein zweites eine Natronlauge, die auf ca. 40 ccm Wasser ein Stück Na_2CO_3 von 2–3 cm Länge gelöst enthält (die Lösung enthält Natriumhydroxyd), und mische in einem dritten Glase die Lauge zu der Säure, bis die Mischung neutral reagiert.

Bemerkst du dabei eine Gasentwicklung? Achte auf die Temperatur. Darauf schmecke die Lösung und dampfe sie ein. Was bleibt zurück?²⁾

¹⁾ Um den Indifferenzpunkt schnell zu erreichen, legt man einige Streifen blaues und rotes Lackmuspapier auf eine Glasscheibe und betupft mit dem in die Lösung getauchten Glasstabe erst den roten, dann, wenn keine deutliche Umfärbung eintritt, den blauen Streifen. Ist die saure Reaktion in die alkalische umgeschlagen, so gibt man tropfenweise mit dem Glasstabe oder der Pipette verdünnte Säure hinzu, bis die Lösung neutral reagiert. Beim Eindampfen nimm die Schale vom Feuer, ehe die letzte Spur Wasser verdampft ist.

²⁾ Der Versuch läßt sich auch mit Hilfe der Bürette ausführen. Man tut 20 ccm von der verdünnten Natronlauge in ein Becherglas, gibt dazu etwas Lackmullösung und

3. Darstellung: Salzsäure und Natronlauge geben Kochsalz und Wasser. Neutralisation.

Versuch 4: Löse ein haselnußgroßes Stück Soda in Wasser und gieße tropfenweise verdünnte Salzsäure hinzu, bis nach dem Umrühren kein Gas mehr entweicht. Prüfe das entweichende Gas mit einem an einem Glasstabe hängenden, klaren Kaltwassertropfen. Woraus besteht es? Wenn die Lösung sauer schmeckt, so tue wieder etwas Sodalösung hinzu, bis sie rein salzig schmeckt und dampfe sie ein.

4. Darstellung: Salzsäure und Soda (kohlen-saures Natrium) geben Kochsalz und Kohlen-säure.

Zusammenfassung: Salze können entstehen:

1. Durch Verbindung eines Halogens mit einem Metall (§ 9, c).
2. Durch Einwirkung einer Säure auf ein Metall. Dabei treibt das Metall den Wasserstoff der Säure aus und verbindet sich mit dem Säurerest (in diesem Falle Chlor) zu einem Salz.
3. Durch Einwirkung einer Säure auf ein Metalloxyd oder Hydroxyd.

Dabei entsteht außer dem Salz Wasser.

* Der Wasserstoff der Säure und das Metall des Hydroxyds oder Oxyds werden gegeneinander ausgetauscht. Solche Vorgänge, bei denen die aufeinander wirkenden Verbindungen Bestandteile austauschen, nennt man *Wechselzersetzen* (vgl. sie mit der einfachen Zersetzung im Versuch 3).

4. Durch Einwirkung einer starken Säure auf ein Salz mit einer schwachen Säure: „Austreiben einer schwachen Säure durch eine stärkere“.

Der Säurerest der starken Säure (Chlor) verbindet sich beim Eindampfen wieder mit dem Metall (Natrium) zu einem Salz (vgl. § 8, a, 5).

Allgemeines Salzbildungs-gesetz: Ein Salz entsteht durch die chemische Verbindung eines Metalls mit einem Säurerest.

Beispiele für die **Benennung der Salze:** Chlornatrium oder Natriumchlorid, Bromkalium oder Kaliumbromid, schwefelsaures Zink oder Zinksulfat, kohlen-saurer Kalk oder Kalziumkarbonat, essigsaures Blei oder Bleiazetat.

b) Die Säuren sind sauer schmeckende, blaues Lackmuspapier rotfärbende Verbindungen, die aus Wasserstoff und einem Säurerest bestehen und mit Metallen Salze bilden.

Je nachdem der Säurerest Sauerstoff enthält oder nicht, unterscheidet man Sauerstoff- und Wasserstoff-säuren. Die Sauerstoff-säuren ent-

läßt aus der Burette so lange verdünnte Salzsäure einträufeln, bis die blaue Farbe gerade in Rot umschlägt. Dabei kann man zeigen, daß die halbe Menge der Lauge auch genau der halben Menge der Säure zur Neutralisation bedarf. Hinweis auf die Maßanalyse.

stehen durch Verbindung eines Oxyds (meistens von Nichtmetallen) mit Wasser. Man gewinnt die Säuren, indem man sie entweder aus ihren Bestandteilen synthetisch darstellt (§§ 3, d, 8, c und 9, a), oder indem man sie durch andere Säuren aus ihren Salzen austreibt (§ 8, a, Verf. 5, § 10, a, Verf. 4).

c) **Die Basen** (z. B. Ätznatron, gelöschter Kalk und Eisenrost) sind Verbindungen, die mit Säuren Salze und Wasser bilden.

Ihrer Zusammensetzung nach sind sie meistens **Oxydhydrate** oder **Hydroxyde** von Metallen, d. h. chemische Verbindungen eines Metalloxyds mit Wasser¹⁾.

Sie enthalten also außer dem Metall Sauerstoff und Wasserstoff. Die Hydroxyde von Kalium und Natrium heißen Alkalien und ihre wässerigen Lösungen Laugen. Diese färben rotes Lackmus blau.

§ 11.

Entwicklung der Atomlehre.

a) **Begründung der Atomlehre durch Dalton** (1766—1844).

Schon Lavoisier, der 1794 als Opfer der Revolution endete, hatte festgestellt, daß die einzelnen Bestandteile einer chemischen Verbindung immer in einem bestimmten Gewichtsverhältnis zueinander stehen. Seine Untersuchungen wurden von hervorragenden Chemikern und Physikern, denen die Chemie ihre Blütezeit zu Beginn des 19. Jahrhunderts verdankt, fortgeführt und ergänzt.

So fand man, daß sich verbinden:

1	Gewichtsteil	Wasserstoff	mit	8	Gewichtsteilen	Sauerstoff	zu	Wasser,
1	"	"	"	16	"	"	"	Schwefel zu Schwefelwasserstoff,
1	"	"	"	35,5	"	"	"	Chlor zu Chlorwasserstoff ²⁾ .

Die **Verbindungsgewichte** von Sauerstoff, Schwefel und Chlor gegenüber dem Wasserstoff sind also 8, 16 und 35,5.

Verdrängt man nun den Wasserstoff einer Säure, z. B. der Salzsäure oder Schwefelsäure durch Metalle, so wird ersetzt:

1	Gewichtsteil	Wasserstoff	durch	23	Gewichtsteile	Natrium,
1	"	"	"	20	"	Kalzium,
1	"	"	"	32	"	Kupfer,
1	"	"	"	28	"	Eisen.

¹⁾ Hydrate nennt man die chemischen Verbindungen irgend eines Stoffes mit Wasser (griechisch: hýdor = Wasser).

²⁾ Die Zahlen in den folgenden Beispielen sind nicht die von Dalton gefundenen, sondern die auf Grund genauerer Untersuchungen von Berzelius u. a. bestimmten in abgerundeter Form.

Das Verbindungsgewicht des Natriums dem Wasserstoff gegenüber ist also = 23, das des Kalziums = 20, des Kupfers = 32 und des Eisens = 28.

Verbindet sich nun eines dieser Metalle mit einem der oben angeführten Metalloide, so geschieht dieses wieder im Verhältnis ihrer Verbindungsgewichte oder Äquivalente. So enthält z. B.:

das Kalziumoxyd	auf 20 Teile Kalzium	8	Teile Sauerstoff,
„ Kalziumsulfid	„ 20	„ 16	„ Schwefel,
„ Kalziumchlorid	„ 20	„ 35,5	„ Chlor.

In den entsprechenden Natriumverbindungen sind dieselben Mengen von Sauerstoff, Schwefel und Chlor mit 23 Teilen Natrium, in den Kupferverbindungen mit 32 Teilen Kupfer, in den Eisenverbindungen mit 28 Teilen Eisen verbunden.

Wenn man ferner Kupfer aus einer Lösung von Kupfervitriol durch Eisen ausfällt, so erhält man 32 Teile Kupfer für 28 Teile Eisen, die an Stelle des Kupfers in Lösung gehen.

Das **Gesetz von der Konstanz der Verbindungsgewichte**, das diesen Tatsachen Ausdruck verleiht, lautet:

Die Stoffe verbinden sich miteinander oder ersetzen einander nach bestimmten und gleichbleibenden Gewichtsverhältnissen.

Unter dem **Verbindungsgewicht** eines Elements versteht man diejenige Gewichtsmenge, die sich mit einem Gewichtsteil Wasserstoff verbindet oder diesen in einer Verbindung ersetzt.

In vielen Fällen bilden nun 2 Elemente mehrere Verbindungen von verschiedenen Eigenschaften miteinander (vgl. § 6, b und 18, f). Dalton untersuchte auch diese Verbindungen und fand, daß z. B. im Kohlenoxyd 6 Teile Kohlenstoff mit 8 Teilen Sauerstoff, in der Kohlenäure dagegen 6 Teile Kohlenstoff mit 16 Teilen Sauerstoff verbunden sind (§ 25, d). Die Sauerstoffmengen verhalten sich also in beiden Oxyden wie 1 : 2. Ebenso enthält das Bleisuperoxyd genau doppelt soviel Sauerstoff auf dieselbe Menge Blei wie die Bleiglätte, und in den später zu besprechenden 5 Oxyden des Stickstoffs verhalten sich die Sauerstoffmengen, die sich mit einer bestimmten Menge Stickstoff verbinden, wie 1 : 2 : 3 : 4 : 5. Aus solchen Beobachtungen folgerte Dalton das **Gesetz von den multiplen Verhältnissen**:

Die Elemente verbinden sich entweder nach ihren Verbindungsgewichten oder nach einfachen Multiplen (Vielfachen) von ihnen.

Dalton suchte nun nach einer Erklärung für diese Tatsachen und fand sie in der Annahme, daß jedes Element aus kleinsten, unter sich gleichen, unteilbaren Teilchen, den **Atomen**, bestände. Er stellte die Sätze auf:

1. Jedes Element besteht aus gleichartigen Atomen von unveränderlichem Gewicht.

2. Die Gemischen Verbindungen bilden sich durch Vereinigung der Atome verschiedener Elemente nach einfachsten Zahlenverhältnissen.

Das Kohlenoxyd würde also aus 1 Atom Kohlenstoff und 1 Atom Sauerstoff, das Kohlenensäureanhydrid aus 1 Atom Kohlenstoff und 2 Atomen Sauerstoff bestehen. Ebenso das gelbe Bleioxyd (Bleiglätte) aus 1 Atom Blei und 1 Atom Sauerstoff, das braune Superoxyd aus 1 Atom Blei und 2 Atomen Sauerstoff, die Mennige dagegen aus 3 Atomen Blei und 4 Atomen Sauerstoff.

Wären die Sauerstoffatome nicht untereinander gleich, so würde es schwer zu erklären sein, weshalb z. B. die Kohlenensäure immer genau die doppelte Menge Sauerstoff enthält wie das Kohlenoxyd, oder weshalb die Sauerstoffmengen der 5 Stickstoffoxyde sich immer haarscharf wie 1:2:3:4:5 verhalten, gleichgültig, auf welche Weise die Verbindungen dargestellt werden.

Die Atomtheorie ist berechtigt, weil sie die Mengenverhältnisse, nach denen sich die Stoffe verbinden oder vertreten, am besten erklärt (Arbeitshypothese).

Sie ist übrigens sehr alten Ursprungs. Schon im griechischen Altertum vertrat eine Philosophenschule, deren Haupt, **Demokrit**, im 5. Jahrhundert vor Christi Geburt lebte, ähnliche Anschauungen, wie Dalton sie mehr als 2000 Jahre später entwickelte. Während dieser aber auf empirischem Wege, d. h. auf Grund seiner experimentellen Untersuchungen und Erfahrungen, zu dieser Hypothese gelangte, war sie bei jenem das Ergebnis philosophischer Spekulation.

Dalton machte nun auch den Versuch, die **Atomgewichte**, d. h. das Gewichtsverhältnis der Atome, nicht ihr absolutes Gewicht, zu bestimmen. Die Gewichte, die er fand, waren jedoch noch ungenau. Bei weitem bessere Ergebnisse erzielte sein großer Zeitgenosse, der Schwede **Berzelius**, der durch Tausende von sorgfältigen Versuchen die Gewichtsverhältnisse der Atome genauer feststellte und die Atomlehre weiter ausbaute. Er setzte das Gewicht eines Atoms Wasserstoff = 1 und fand für das Chloratom das Gewicht 35,5, für Kohlenstoff 12,05, für Natrium 23,27. (Die Atomgewichte sind demnach keine ganzen Zahlen.) Zugleich schuf er eine zweckmäßige Zeichensprache, indem er z. B. ein Atom Wasserstoff = H, 1 Atom Sauerstoff = O, 1 Atom Stickstoff = N setzte.

Die Symbole der Elemente und die jetzt geltenden Atomgewichte sind aus der Tabelle am Schlusse des Buches ersichtlich.

b) Die Avogadro'sche Hypothese.

Die Bestimmung der Atomgewichte gasförmiger Körper wurde erleichtert durch die Hypothese von **Avogadro**, wonach in gleichen Raumteilen verschiedener Gase bei gleichem Druck und gleicher Temperatur

gleichviele kleinste, freibewegliche Teile, die Molekel, vorhanden sind.

Aus dieser Hypothese und der Daltonschen Atomtheorie hat sich die heute herrschende Anschauung über die Zusammensetzung der Stoffe entwickelt.

Danach besteht jeder einheitliche Stoff aus kleinsten, unter sich gleichen und mechanisch nicht mehr teilbaren Teilen, die für sich bestehen können und in sich genau ebenso zusammengesetzt sind wie der Gesamtstoff. Diese Teilchen sind die **Molekel**.

Sie bestehen aus Atomen, die sich nur bei chemischen Vorgängen voneinander trennen und wieder zu neuen Molekeln vereinigen. Die Atome eines Elementes sind immer unter sich gleich und auch durch chemische Einwirkungen nicht mehr teilbar. Die Molekel der gasförmigen Elemente bestehen in der Regel aus zwei Atomen. Das Molekulargewicht jedes Stoffes ist gleich der Gewichtssumme der in der Molekel enthaltenen Atome.

c) Die Aggregatzustände oder Formarten.

Solange die Molekel eines Körpers eine bestimmte Lage zueinander haben, befindet sich der Körper im festen Aggregatzustande oder in der festen Formart. Bei flüssigen Körpern haben die Molekel zwar eine gleichbleibende mittlere Entfernung voneinander, sind aber gegeneinander frei beweglich, so daß eine Flüssigkeit ein bestimmtes Volumen, aber keine bestimmte Gestalt hat.

Die Molekel gasförmiger Stoffe sind in fortwährender lebhafter Bewegung und haben das Bestreben, sich so weit wie möglich voneinander zu entfernen. Wird ein Gas in ein Gefäß eingeschlossen, so prallen die Molekel fortwährend gegen dessen Wände und üben dadurch einen Druck aus, den man als Gasdruck bezeichnet.

d) Bestimmung des Atomgewichtes mit Hilfe der Avogadro'schen Hypothese.

1 Liter Sauerstoff wiegt 16 mal (genauer 15,88 mal) so viel wie 1 Liter Wasserstoff. Da nun nach Avogadro 1 Liter Sauerstoff genau so viele Molekel enthält wie 1 Liter Wasserstoff, so muß auch 1 Molekel Sauerstoff 16 mal so viel wiegen wie 1 Molekel Wasserstoff. Jede Molekel dieser Gase besteht nun, wie anderweitige Untersuchungen ergeben haben, aus 2 Atomen, also ist auch 1 Atom Sauerstoff 16 mal so schwer wie 1 Atom Wasserstoff. Als allgemeine Regel ergibt sich:

Die Atomgewichte einfacher Gase sind gleich ihrem spezifischen Gewichte, bezogen auf das Gewicht des Wasserstoffs = 1.

Die Avogadro'sche Hypothese gibt uns auch die Möglichkeit, die **Molekularformeln** vieler Verbindungen zu bestimmen.

Der Chlorwasserstoff entsteht, wie durch Versuche festgestellt ist, aus gleichen Raumteilen Chlor und Wasserstoff. 1 Liter Chlor + 1 Liter Wasserstoff geben 2 Liter Chlorwasserstoff. Da nun 1 Liter Chlor nach Avogadro genau so viele Atome enthält wie 1 Liter Wasserstoff, so muß auch im Chlorwasserstoff auf je 1 Atom Chlor 1 Atom Wasserstoff kommen. Also schreiben wir die Molekel **Chlorwasserstoff: HCl.**

Die Versuche über die **Zusammensetzung des Wassers** (§ 5, a und d) haben uns gezeigt, daß sich 2 Raumteile Wasserstoff und 1 Raumteil Sauerstoff zu Wasser verbinden. Da die 2 Raumteile Wasserstoff genau doppelt so viel Atome enthalten wie der eine Raumteil Sauerstoff, so kommt im Wasser auf 2 Atome Wasserstoff 1 Atom Sauerstoff, und die Molekel erhält die Formel: **H₂O.**

Ammoniakgas entsteht durch Verbindung von 3 Raumteilen Wasserstoff mit 1 Raumteil Stickstoff (§ 17, a), also lautet die Formel: **NH₃**¹⁾.

e) Wertigkeit.

Die Molekularformeln HCl und H₂O lassen erkennen, daß das Sauerstoffatom doppelt so viel Wasserstoffatome zu binden vermag wie das Chloratom.

Man bringt diese Verschiedenheit zum Ausdruck, indem man das Chlor als einwertig, den Sauerstoff als zweiwertig bezeichnet. In entsprechender Weise muß man dem Stickstoff 3, dem Kohlenstoff 4 Wertigkeiten zumessen.

Allgemein bemißt man die Wertigkeit eines Elementes nach der Anzahl der Wasserstoffatome, die es zu binden oder in den Verbindungen zu ersetzen vermag.

Für **gesättigte Verbindungen** gilt die Regel, daß alle Wertigkeiten der in einer Molekel enthaltenen Atome gegenseitig gebunden sind.

Ungesättigte Atomgruppen, z. B. die Säurereste und Radikale, enthalten dagegen freie, d. h. ungebundene Wertigkeiten.

§ 12.

* Die chemische Formelsprache.

a) **Die Formeln und Benennungen gesättigter binärer Verbindungen**, d. h. der Verbindungen von je 2 Elementen, erhält man, indem man von jedem so viele Atome nimmt, daß die Wertigkeiten von

¹⁾ Die Synthese des Chlorwasserstoffs, des Wassers und des Ammoniaks bestätigen das Volumengesetz von Gay-Lussac: Gasförmige Stoffe verbinden sich miteinander nach ganz einfachen Volumenverhältnissen.

beiden Seiten sich ausgleichen. Zu diesen binären Verbindungen gehören die meisten Chloride, Bromide, Jodide, Wasserstoffverbindungen, Dryde, Sulfide und Carbide¹⁾.

Die Anzahl der Atome wird durch eine unten rechts angehängte Zahl ausgedrückt. Steht eine Zahl vor der Molekularformel, so gilt sie als Faktor für das ganze Molekül. In den Formeln kann man die Wertigkeiten durch Bindestriche oder durch römische Zahlen andeuten.

Beispiele: Wasserstoffverbindungen:

Chlorwasserstoff $\text{H}-\text{Cl}$
(vgl. Brom-, Jod- und Fluorwasserstoff)

Wasser H_2O $\begin{array}{l} \text{H} \\ \text{H} \end{array} \text{O}$

Ammoniak NH_3 $\text{N} \begin{array}{l} \text{H} \\ \text{H} \\ \text{H} \end{array}$

Chloride usw.

Chlornatrium:	$\overset{\text{I}}{\text{NaCl}}$	Kalziumchlorid:	$\overset{\text{II}}{\text{CaCl}_2}$
Eisenchlorid	$\overset{\text{III}}{\text{FeCl}_3}$	Platinchlorid:	$\overset{\text{IV}}{\text{PtCl}_4}$

Dryde:

Bleiglätte $\overset{\text{II}}{\text{PbO}}$ ($\text{Pb}=\text{O}$)

Silberoxyd $\overset{\text{I}}{\text{Ag}_2\text{O}}$ $\begin{array}{l} \text{Ag} \\ \text{Ag} \end{array} \text{O}$

Eisenoxyd (Ferrioxyd) $\overset{\text{III}}{\text{Fe}_2\text{O}_3}$ $\begin{array}{l} \text{Fe} \text{O} \\ \text{Fe} \text{O} \\ \text{Fe} \text{O} \end{array}$

Schwefeldioxyd $\overset{\text{IV}}{\text{SO}_2}$ $\begin{array}{l} \text{S} \text{O} \\ \text{S} \text{O} \end{array}$

Kohlensäureanhydrid $\overset{\text{IV}}{\text{CO}_2}$

Elemente mit mehreren Wertigkeitsstufen.

Die normalen Dryde der Metalle werden durch die Endung „i“ des Metalls gekennzeichnet, z. B. Ferrioxyd, $\overset{\text{III}}{\text{Fe}_2\text{O}_3}$; Cuprioxyd $\overset{\text{II}}{\text{CuO}}$.

Die niederen heißen Drydule oder bei Metallen „O“-Dryde. Eisenoxydul oder Ferrooxyd: $\overset{\text{II}}{\text{FeO}}$, Kupferoxydul oder Cuprooxyd: $\overset{\text{I}}{\text{Cu}_2\text{O}}$.

¹⁾ Die Wertigkeiten und Symbole der Elemente sind aus den Tabellen S. 94 (Metalloide), 112 (Leichtmetalle) und 135 (Schwermetalle) zu entnehmen.

Die höheren Oxide heißen **Super-** oder **Peroxyde**, z. B. Bleisuper-
oxyd PbO_2 , Mangansuperoxyd MnO_2 (Braunstein).

In entsprechender Weise unterscheidet man:

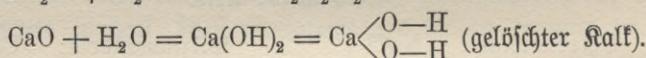
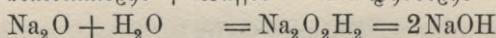
	Sulfide oder i=Sulfide
und	Sulfüre „ o=Sulfide.
Ferner:	Chloride oder i=Chloride
und	Chlorüre „ o=Chloride,
z. B.	Ferrichlorid = $\overset{\text{III}}{\text{Fe}}\text{Cl}_3$ (Eisenchlorid)
und	Ferrochlorid = $\overset{\text{II}}{\text{Fe}}\text{Cl}_2$ (Eisenchlorür).

Die Vorsilben: mono, di, tri, tetra und penta geben die Anzahl der
betreffenden Atome an, z. B. Schwefeldioxyd: SO_2 .

b) Formelbildung der Basen (vgl. § 10, c).

Die Basen sind chemische Verbindungen von Metalloxyden mit Wasser.

Natriumoxyd + Wasser = Na-Hydroxyd



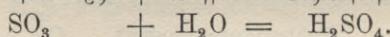
Die einwertige Gruppe OH, die in allen Basen enthalten ist, nennt
man „Hydroxyl“.

Man erhält also die Formel der normalen Basen unmittelbar, wenn
man an das Metallatom so viele OH-Gruppen hängt, wie jenes Wertig-
keiten hat.

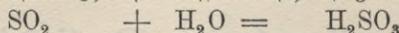
c) Formelbildung der Säuren (§ 10, b) (Sauerstoffsäuren).

Man erhält die Formeln der Säuren durch Verbindung der Anhydride
mit Wasser. Dabei können jedoch verschiedene Hydrate entstehen, je nach-
dem das Anhydrid sich mit 1, 2 oder mehreren Wassermolekeln verbindet.

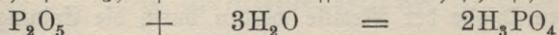
Schwefeltrioxyd + Wasser = Schwefelsäure



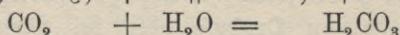
Schwefeldioxyd + Wasser = schweflige Säure (§ 3, d).



Phosphorpentoxyd + 3 Mol. Wasser = Orthophosphorsäure (§ 3, d).



Kohlendioxyd + Wasser = Kohlenensäurehydrat



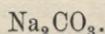
Die Formel für den Säurerest eines Säurehydrats erhält man, wenn
man aus diesem die Wasserstoffatome herausnimmt, welche durch Metalle
ersetzt werden können. In der Regel sind dieses die sämtlichen Wasser-
stoffatome. Die Säurereste haben an Stelle jedes ersetzbaren Wasserstoff-

atoms eine freie Wertigkeit. So ist der Rest der Salzsäure, das Chloratom, einwertig oder einbasisch, der Sulfatrest SO_4 zweibasisch, der Rest der Orthophosphorsäure PO_4 dreibasisch.

d) Formelbildung der Salze.

Die Salze sind nach § 10, a chemische Verbindungen eines Metalls mit einem Säurerest.

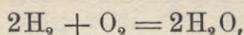
Auch hier müssen sich die Wertigkeiten des Metalls und des Säurerestes ausgleichen. Ist z. B. das Metall einwertig (Na), der Säurerest aber zweiwertig, so sind auf beiden Seiten 2 Wertigkeiten nötig, also



e) Formeln für chemische Vorgänge (Reaktionsformeln).

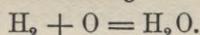
Nach dem Gesetz von der Erhaltung des Stoffs bleibt bei jedem chemischen Vorgange die Summe der beteiligten Stoffe unverändert. Daher lassen sich chemische Vorgänge durch Gleichungen darstellen, die auf beiden Seiten dieselben Atome in verschiedener Verbindung enthalten.

Die Synthese des Wassers würde sich also durch die Formel ausdrücken lassen:



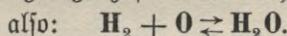
d. h.: 2 Mol. Wasserstoff und 1 Mol. Sauerstoff geben 2 Mol. Wasser.

Man vereinfacht die Formel, indem man nur so viel Atome in die Gleichung einführt, wie für die Bildung einer Molekel nötig sind, also



Dabei darf man jedoch nicht vergessen, daß das einzelne Sauerstoffatom nicht für sich besteht, sondern erst durch Spaltung einer zweiatomigen Molekel frei geworden ist.

Der umgekehrte Vorgang, die Zerlegung des Wassers durch Elektrolyse, läßt sich durch die Formel: $\text{H}_2\text{O} = \text{H}_2 + \text{O}$ darstellen. Man bezeichnet solche umkehrbaren Vorgänge zusammen durch das Zeichen: \rightleftharpoons ,



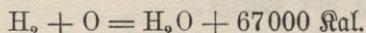
Diese Formel sagt uns folgendes:

1. Wasserstoff und Sauerstoff verbinden sich zu Wasser.
2. Wasser läßt sich in Wasserstoff und Sauerstoff zerlegen.
3. Die Wassermolekel besteht aus 2 Atomen Wasserstoff und 1 Atom Sauerstoff. Sauerstoff ist also zweiwertig.
4. Bei diesem Vorgange verbinden sich 2 Gewichtsteile (2 Atomgewichte) Wasserstoff mit 16 Gewichtsteilen oder 1 Atomgewicht Sauerstoff zu 18 Gewichtsteilen Wasser. Das Verbindungsgewicht des Sauerstoffs ist also = 8.

5. Da die Molekel gasförmiger Stoffe nach Avogadro gleiche Räume einnehmen, so sagt uns die erste Formel: $2\text{H}_2 + \text{O}_2 = 2\text{H}_2\text{O}$ außerdem,

daß sich 2 Raumteile Wasserstoff mit 1 Raumteil Sauerstoff zu 2 Raumteilen Wasserdampf verbinden (Gay-Lussac'sches Volumengesetz).

Will man in der Formel außerdem die **Wärmetonung**, d. h. die Erzeugung oder den Verbrauch von Wärme ausdrücken, so schreibt man:



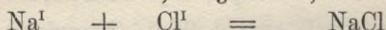
D. h.: Bei der Verbindung von 2 g Wasserstoff mit 16 g Sauerstoff entsteht so viel Wärme, wie nötig ist, um 67000 g Wasser um 1 Grad zu erwärmen.

Umgekehrt wird bei der Elektrolyse des Wassers eine Energiemenge verbraucht, die dieser Wärmemenge entspricht. Diese Wärmemengen gelten allgemein für Grammatome, d. h. für so viel Gramm, wie die an der Reaktion beteiligten Atomgewichte angeben.

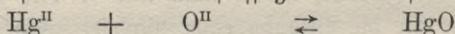
Für die vollständige Verbrennung der Kohle gilt z. B. die Gleichung: $\text{C} + \text{O}_2 = \text{CO}_2 + 97000 \text{ Kal.}$, d. h. wenn 12 g Kohlenstoff sich mit 32 g Sauerstoff verbinden, werden 97000 Grammkalorien frei.

Reaktionsformeln für einfache Synthesen und Analysen.

1. **Synthesen:** Natrium und Chlor geben Chlornatrium (§ 7, d)

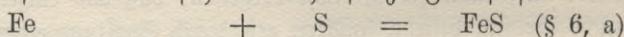


Quecksilber und Sauerstoff geben Quecksilberoxyd (§ 3, a)

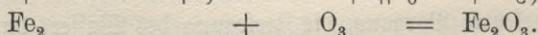


(inwiefern ein umkehrbarer Vorgang?)

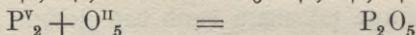
Eisen verbindet sich mit Schwefel zu Ferrosulfid



Eisen verbindet sich mit Sauerstoff zu Eisenoxyd



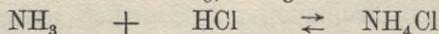
Phosphor verbrennt zu Phosphorpentoxyd (§ 3, d)



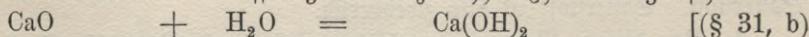
Kohlenstoff verbindet sich mit Sauerstoff zu Kohlenensäureanhydrid



Ammoniak und Salzsäure geben Salmiak (umkehrbar) (§ 8, a)



Gebrannter Kalk und Wasser geben Kalziumhydroxyd oder gelöschten Kalk

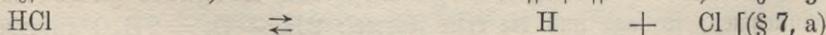


2. **Zerlegungen:**

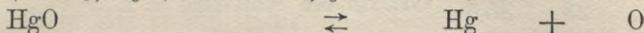
Bleisuperoxyd zerfällt in Bleioxyd und Sauerstoff



Salzsäure wird durch den elektr. Strom in Wasserstoff und Chlor zerlegt



Quecksilberoxyd zerfällt beim Erhitzen in Quecksilber und Sauerstoff (§ 3, a)



Chlorsaures Kalium zerfällt in Chlorkalium und Sauerstoff (§ 3, c)



Zersetzung von Wasser und Säuren durch Metalle usw.

Natrium zersetzt Wasser (§ 5, b): $\text{Na}^1 + \text{H}_2\text{O} = \text{NaOH} + \text{H}$

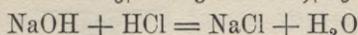
Zink zersetzt Schwefelsäure (§ 5, c): $\text{Zn}^{\text{II}} + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{ZnSO}_4 + \text{H}_2$

Eisen zersetzt Salzsäure (§ 8, a): $\text{Fe}^{\text{II}} + 2\text{HCl} = \text{FeCl}_2 + \text{H}_2$

Chlor zersetzt Wasser (§ 7, e): $\text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O} = 2\text{HCl} + \text{O}$

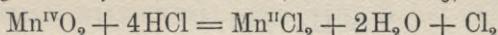
Wechselzersetzen.

Natriumhydroxyd und Salzsäure geben Kochsalz und Wasser (§ 10, a):



(Neutralisation von Basen durch Säuren)

Darstellung von Chlor aus Braunstein und Salzsäure (§ 7, b, 1):



Versuche nach diesen Mustern die Formeln für die übrigen in § 2 bis 10 besprochenen einfachen Vorgänge aufzustellen. Die Wertigkeiten und Atomgewichte sind aus den Tabellen Seite 94 (Metalloide), 112 (Leichtmetalle) und 135 (Schwermetalle) zu entnehmen.

f) Stöchiometrische Aufgaben.

Da alle Molekel einer Verbindung dieselbe Zusammensetzung haben, so muß das Gewichtsverhältnis der Bestandteile der ganzen Masse daselbe sein wie das der Bestandteile der einzelnen Molekel.

Beispiel: In der Kochsalzmolekel ist ein Atom Na (Atomgewicht: 23) mit einem Atom Chlor (35,5) verbunden, also ist das Gewichtsverhältnis von Natrium zum Chlor in der ganzen Masse auch = 23 : 35,5.

Danach lassen sich folgende Aufgaben berechnen:

1. Wieviel Prozent Na oder Cl sind im Chlornatrium enthalten?

$$\begin{array}{r} \text{NaCl} \\ 23 + 35,5 \\ \hline 58,5 \end{array}$$

58,5 Chlornatrium enthalten 23 Teile Na

100 " " " " " "

$$58,5 : 23 = 100 : x. \quad x = \frac{23 \cdot 100}{58,5} = 39,5 \% \text{ Na.}$$

2. Wieviel Kilogramm Natrium oder Chlor sind in einer gegebenen Menge Kochsalz, z. B. n-Kilogramm enthalten?

$$\begin{array}{r} \text{Na} \quad \text{Cl} \\ 23 \quad 35,5 \\ \hline 58,5 \end{array} \quad \begin{array}{l} \text{Gewicht des Natriums} = x \\ \text{ " " Chlor} = y \end{array}$$

$$58,5 : 23 = n : x$$

$$x = \frac{23n}{58,5} \text{ kg Natrium}$$

$$58,5 : 35,5 = n : y$$

$$y = \frac{35,5n}{58,5} \text{ kg Chlor.}$$

Aus den Reaktionsformeln lassen sich ebenso die Mengen der zu verbindenden und der entstehenden Stoffe berechnen:

3. Wieviel Blei gebraucht man zur Herstellung von 2 kg Bleiglätte?

$$\begin{array}{r} \text{Pb} + \text{O} = \text{Pb} \quad \text{O} \\ 207 \quad \quad 207 + 16 \\ \hline \quad \quad \quad 223 \\ \hline x \text{ kg} \quad \quad 2 \text{ kg} \\ 223 : 207 = 2 : x \\ x = 414 : 223 \\ x = 1,86 \text{ kg Blei.} \end{array}$$

Bilde selber weitere Aufgaben unter Benutzung der oben angeführten Reaktionen.

§ 13.

Der Schwefel.

a) Eigenschaften.

Versuch 1: Untersuche und beschreibe ein Stück Stangenschwefel in bezug auf Geruch, Gefüge und Festigkeit. Reibe es an Wollzeug und halte es nahe über ein ganz kleines Papierstückchen.

Versuch 2: Löse ein erbsengroßes Stück in ein wenig Schwefelkohlenstoff und laß die Lösung in einer flachen Schale verdunsten. (Abzug! Der Schwefelkohlenstoff ist feuergefährlich!)

In welcher Form erscheint der Schwefel dabei wieder?

Versuche ein Stück Schwefel in Wasser zu lösen.

Versuch 3: Erwärme in einem Kochfläschchen 20 g grob zerstoßenen Schwefel, indem du den Kolben mit einem Halter faßt und über einer Flamme bewegst. Achte auf die Veränderungen! Wenn der geschmolzene Schwefel dunkelbraun und dickflüssig geworden ist, kehre die Flasche für einige Augenblicke um. Erhitze dann weiter und gieße ihn, wenn er wieder dünnflüssiger geworden ist, in kaltes Wasser. Untersuche den ausgegossenen Schwefel sofort, laß ihn dann bis zur nächsten Stunde liegen und stelle die Veränderungen fest.

Versuch 4: Den in der Flasche bleibenden Rest erhitze noch einen Augenblick, bis er verdampft, und bringe mit der Pinzette einen Bausch unechtes Blattgold (zumeist aus Kupfer bestehend) in die Schwefeldämpfe, die den Kolben erfüllen. Die dabei zuweilen eintretende Verpuffung ist gefahrlos.

Welche Eigenschaften zeigt der Schwefel bei gewöhnlicher Temperatur?
 Worin läßt er sich lösen?
 Wie verhält er sich beim Erhitzen unter Luftabluß?
 Wie wirkt Schwefeldampf auf Kupfer?
 Welche Erscheinungsformen lassen sich beim Schwefel feststellen?

Ergebnis: Der **Stangenschwefel** ist ein blaßgelber, geruchloser, spröder Körper von kristallinischem Gefüge und geringer Festigkeit. Er löst sich nicht in Wasser, wohl aber in Schwefelkohlenstoff und kristallisiert beim Verdunsten der Lösung in Doppelpyramiden aus. Der Stangenschwefel besteht aus ebensolchen Kristallen in undeutlicher Ausbildung (vgl. damit Kandis und Hutzucker). Er schmilzt bei 120° . Bei weiterem Erhitzen wird er zunächst immer dunkler und zähflüssiger, dann wieder dünnflüssiger. Gießt man ihn jetzt in kaltes Wasser, so bildet er eine gummiartige Masse, die man **amorph**, d. h. gestaltlosen Schwefel nennt, und die sich allmählich wieder in den gewöhnlichen kristallinen Schwefel verwandelt. Bei 450° siedet er und entwickelt gelbe Schwefeldämpfe, die sich am Halse des Kolbens zu einem gelben Pulver, den **Schwefelblumen**, verdichten; er „sublimiert“. Kupfer verbrennt im Schwefeldampf und verwandelt sich in eine schwarze Masse: Kupferjulfid oder Schwefelkupfer.

Verbrenne je ein Stückchen Stangenschwefel und amorph und vergleiche die Verbrennungsprodukte. Ist der amorphe Schwefel ein anderer Stoff als der kristallinische?

Erklärung: Der Schwefel gehört zu den Elementen, die in verschiedenen oder **allotropen Formen** vorkommen (allotrop = verschieden geartet).

* Außer dem **Pyramidenschwefel**, den man nach Versuch 2 erhält, gibt es noch eine zweite kristallisierte Form, den **prismatischen Schwefel**. Im ganzen bildet der Schwefel also 3 Allotropien.

Den prismatischen Schwefel erhält man, wenn man in einem glasierten irdenen Topf von ungefähr $\frac{1}{4}$ l Inhalt Schwefel zum Schmelzen erhitzt, ihn abkühlen läßt, bis sich an der Oberfläche eine Kruste bildet, und dann den Rest des flüssigen Schwefels durch ein in die Kruste gestoßenes Loch ausgießt.

b) Vorkommen, Gewinnung und Verwendung.

Der Schwefel findet sich gediegen, d. h. als Element, in vulkanischen Gegenden, besonders in Sizilien, und wird durch Bergbau gewonnen. Durch Sublimieren des Rohschwefels erhält man Schwefelblumen, die durch stärkeres Erhitzen schmelzen. Der geschmolzene Schwefel wird in Stangenform gegossen. Man benutzt ihn zur Herstellung von Schießpulver und zum Desinfizieren. (Einschwefeln von Fässern.)

§ 14.

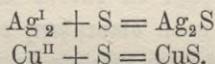
Die Sulfide.

a) Wie verhält sich der Schwefel zu den Metallen?

* **Versuch 1:** Laß ein Stück Schwefel auf einer mit Salmiakgeist und Puzpulver abgeriebenen silbernen Münze einen Tag liegen und beachte genau, wie und wo sich das Silber verändert. Vergleiche damit die Ergebnisse von § 6, a (Eisen + Schwefel) und § 13, a (Kupfer + Schwefel).

Ergebnis: Der Schwefel vereinigt sich wie der Sauerstoff direkt mit Metallen und bildet mit ihnen **Sulfide**, die den Oxyden entsprechen. Sie sind meistens dunkel gefärbt und in Wasser unlöslich und gehören, wie die Oxyde und Chloride, zu den „binären“, d. h. aus zwei Elementen zusammengesetzten Verbindungen.

Sie entstehen nach den Formeln:



* In den Sulfiden ist der Schwefel zweiwertig.

Vorkommen: Die Sulfide der Metalle sind als Erze weit verbreitet und werden vielfach zur Gewinnung der Metalle verhüttet (**Bliesglanz, Silberglanz, Zinkblende, Kupferkies, Eiskies, Zinnober**).

b) Der Schwefelwasserstoff.

Versuch 1: Übergieße in einer Gasentwicklungsflasche im Freien oder unter dem Abzuge etwas grob zerkleinertes Schwefeleisen mit Salzsäure oder Schwefelsäure, die mit einer gleichen Menge Wasser verdünnt ist¹⁾. Laß das entweichende Gas 1. auf eine blank gepuzte Silbermünze, 2. auf Papier, das mit Bleiwasser (essigsaurem Blei) getränkt ist, 3. auf angefeuchtetes blaues Lackmuspapier einwirken. Leite es 1. in eine Lösung von Kupferdinitriol, 2. in kaltes Wasser (10 Minuten, vgl. Fig. 26) und entzünde schließlich den aus einer ausgezogenen Röhre austretenden Gasstrom (Fig. 29).

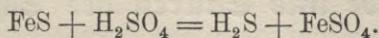
Versuch 2: Wenn die Gasentwicklung beendet ist, gieße die Flüssigkeit aus der Gasentwicklungsflasche durch ein Filter in eine Porzellan- oder Glaswanne und dampfe sie auf dem Wasserbade ein²⁾.

Ergebnis: **Schwefeleisen** und **Schwefelsäure** geben durch **Wechselzerlegung Schwefelwasserstoff** und **schwefelsaures Eisen**. Salze können

¹⁾ Am besten läßt man die Säure allmählich durch einen Hahntrichter in die Gasentwicklungsflasche eintropfen. Wendet man einen Rippischen Apparat an, so empfiehlt es sich, unten in die mittlere Kugel etwas grob zerstoßenes Glas zu tun und darauf erst das Schwefeleisen.

²⁾ Schwefelwasserstoff gibt mit Luft ein knallgasartiges Gemenge und darf daher erst entzündet werden, wenn alle Luft verdrängt ist. Will man ihn zur Vorprobe, wie bei der Wasserstoffdarstellung, in einem Probierrohr auffangen, so muß man warmes Wasser verwenden.

also auch durch Einwirkung von Säuren auf Sulfide entstehen (vgl. § 10, a, Vers. 4).



Der **Schwefelwasserstoff** ist ein farbloses, nach faulen Eiern riechendes, giftiges Gas, das sich in kaltem Wasser ziemlich stark löst. Die Lösung — Schwefelwasserstoffwasser — reagiert auf Lackmus wie eine Säure. Man zählt daher den Schwefelwasserstoff zu den Wasserstoffsäuren. Das Gas brennt mit blauer Flamme und gibt dabei denselben stechenden Geruch wie brennender Schwefel. Wenn es mit Metallen und deren Lösungen in Berührung kommt, so bilden sich deren Sulfide (vgl. § 12, Vers. 1 und 2).

Vorkommen: Schwefelwasserstoff kommt in heilkräftigen Quellen, z. B. in Aachen, vor. Es entwickelt sich bei der Zersetzung von Eiweißstoffen; daher der unangenehme Geruch fauler Eier und das Schwarzwerden eines silbernen Löffels, der längere Zeit mit Eisubstanz in Berührung bleibt.

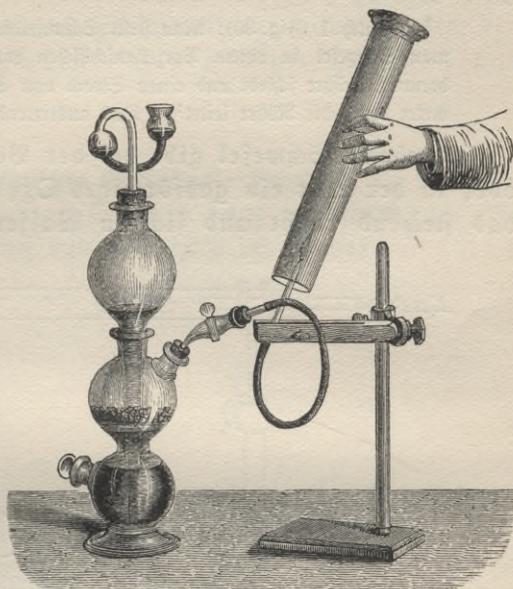
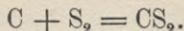


Fig. 29. Verbrennung von Schwefelwasserstoff.

c) Schwefelkohlenstoff.

Der Schwefel verbindet sich auch mit andern Metalloiden, z. B. mit dem Kohlenstoff.



Der **Schwefelkohlenstoff**, den wir zum Auflösen von Schwefel benutzt haben, ist eine übelriechende, stark lichtbrechende, feuergefährliche und giftige Flüssigkeit. Er ist ein vorzügliches Lösungsmittel für viele in Wasser unlösliche Stoffe und wird zum Auflösen und Ausziehen von Fetten, zum Schwefeln oder Vulkanisieren des Kaugummis (Kautschuk) und zum Töten schädlicher Insekten (Reblaus, Motten) verwendet.

§ 15.

Die Oxide und Säuren des Schwefels.**a) Schwefeldioxyd und schweflige Säure.**

Was lehrte uns die Verbrennung von Schwefel in reinem Sauerstoff? (§ 3, d, Verf. 2.)

Versuch 1 (Fig. 30): Man stellt Schwefeldioxyd in größerer Menge dar, indem man Schwefel in einem Porzellanschiffchen entzündet, dieses in eine weite Verbrennungsröhre schiebt und einen Strom von Sauerstoff oder Luft aus dem Gasometer durch die Röhre leitet¹⁾. Das austretende Gas leitet man in kaltes Wasser.

Ergebnis: Schwefel gibt bei der Verbrennung in Sauerstoff oder in der Luft ein gasförmiges Oxid, **Schwefeldioxyd** genannt, das stechend riecht und sich in Wasser ziemlich stark löst. Die

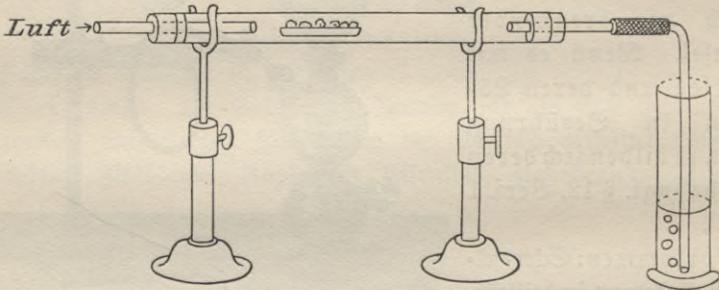
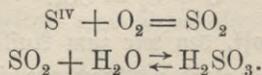


Fig. 30. Schwefel wird im Luftstrom verbrannt.

Lösung schmeckt und reagiert sauer und heißt **schweflige Säure**. Dieselbe Benennung gebraucht man allerdings auch für das Dioxyd. Erhitzt man die Lösung, so trennt sich das gasförmige Dioxyd wieder vom Wasser und entweicht als Gas. Man nennt es daher auch Schwefligsäureanhydrid, d. h. schweflige Säure ohne Wasser. (Anhydride sind wasserfreie Substanzen im Gegensatz zu den Hydraten.)

Formel:



* Durch Natronlauge läßt sich die schweflige Säure neutralisieren. Dampft man die Lösung ab, so hinterbleibt ein Salz: schwefligsaures Natrium oder Natriumsulfite: Na_2SO_3 .

Unterscheide danach Sulfite und Sulfide.

¹⁾ Das Einschieben der Röhre geschieht mit dem Glasrohr, aus dem die Luft oder der Sauerstoff ausströmt.

Verwendung des Schwefeldioxyds:

Versuch 2 (Fig. 31): Lege auf einen Dreifuß ein Drahtnetz und auf dieses einige bunte Blumen, stelle ein Schälchen mit brennendem Schwefel darunter und stülpe eine große Glasglocke darüber. Was geschieht mit den Blumen?

Ergebnis: Das Schwefeldioxyd wirkt bleichend, und da es die Stoffe weniger stark angreift als Chlor, so benutzt man es zum Bleichen von Stroh, Seide und andern empfindlichen Stoffen. Ferner tötet es Bakterien und Schimmelpilze und läßt sich daher zum Desinfizieren (Schwefeln) von Einmachegläsern und Fässern verwenden.

b) Schwefelsäure.

1. **Eigenschaften und Gemisches Verhalten.** Vergleiche die Schwefelsäure mit der wässerigen schwefligen Säure in bezug auf den Geruch. In welcher Beziehung stehen Geruch und Flüchtigkeit der Stoffe?

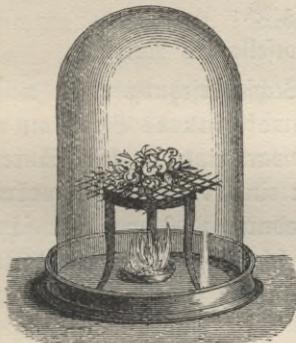


Fig. 31. Schwefeldioxyd.

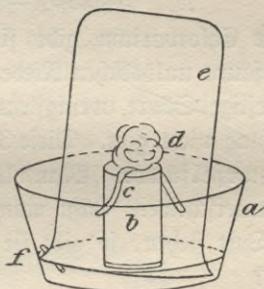


Fig. 32. Darstellung von Schwefelsäure.

Versuch 1: Nimm ein Stück Holz und ein Stück Zucker mit konzentrierter Schwefelsäure und beachte die allmähliche Veränderung.

Versuch 2: Gieße konzentrierte Schwefelsäure in einem dünnen Strahle in Wasser und beachte die Temperaturveränderung. (Beim Verdünnen der Schwefelsäure darf man niemals das Wasser zur Säure gießen.)

Versuch 3: Laß einen Glaszylinder oder ein Becherglas durch Wasserdampf innen beschlagen und stülpe es über eine kleine, mit konzentrierter Schwefelsäure gefüllte Schale. Wo bleibt das Wasser?

Versuch 4: Mische in einem Probierrohr etwas Chlorbariumlösung mit verdünnter Salpetersäure und gieße Schwefelsäure hinzu.

*** Versuch 5:** Gieße etwas Schwefelsäure auf schwefligsaures Natrium und beachte den Geruch.

Ergebnis: Die konzentrierte Schwefelsäure ist eine ölige, farblose, nicht flüchtige und daher geruchlose Flüssigkeit, die erst bei 340° siedet und beinahe das doppelte Gewicht des Wassers hat. Sie verbindet sich sehr energisch unter Wärmeentwicklung mit Wasser

und wird daher zum Trocknen von Gasen und andern Stoffen gebraucht. (Anwendung der Trockenflasche). Dem Zucker und dem Holz, die aus Kohlenstoff und den Bestandteilen des Wassers zusammengesetzt sind, entzieht sie die letzteren und läßt die schwarze Kohle zurück. Flüchtige Säuren treibt sie aus ihren Salzen aus (vgl. die Darstellung der Salzsäure und des Schwefelwasserstoffs).

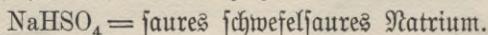
* Die Schwefelsäure ist eine Verbindung des Schwefeltrioxyd, SO_3 , mit Wasser $\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O} = \text{H}_2\text{SO}_4$.

Bei der Auflösung von Metallen in Schwefelsäure tritt das Metall an die Stelle des Wasserstoffs der Säure und macht diesen frei:



Darstellung von Wasserstoff (§ 5, c). Die entstehenden Salze nennt man Sulfate.

* Wird nur eins von den beiden Wasserstoffatomen durch ein Metall ersetzt, so entsteht ein saures Salz, z. B.:



Mit Chlorbarium gibt sie durch Wechselzeretzung einen weißen, in Salpetersäure unlöslichen Niederschlag, schwefelsaures Barium, während die schweflige Säure, wenigstens in Gegenwart einer starken Säure, diesen Niederschlag nicht gibt. Diese Reaktion ist ein Erkennungsmerkmal für die Schwefelsäure. Man kann sie dadurch z. B. von der schwefligen Säure unterscheiden. Läßt man wässerige schweflige Säure einige Zeit offen an der Luft stehen, so gibt sie dieselbe Reaktion. Was kann man daraus schließen?

2. Darstellung der Schwefelsäure. Der Schwefel bildet mit Sauerstoff neben dem Dioxyd SO_2 noch ein zweites Oxyd, das Trioxyd oder Schwefelsäureanhydrid SO_3 . Dieses enthält auf dieselbe Menge Schwefel genau um die Hälfte Sauerstoff mehr, so daß die Sauerstoffmengen der beiden Oxyde sich wie 2:3 verhalten (vgl. § 6, b). Da man durch Verbrennung des Schwefels immer nur Schwefeldioxyd, das Anhydrid der schwefligen Säure, erhält, so kann man das Trioxyd und sein Hydrat, die Schwefelsäure, daraus nur durch weitere Oxydation herstellen. Dazu bedarf es besonderer Oxydationsmittel, durch die die Sauerstoffübertragung beschleunigt wird. Als solche kommen zur Anwendung:

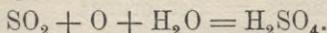
1. Die **Salpetersäure im Bleikammerprozeß**, der die sogenannte englische Schwefelsäure liefert.

* **Versuch 6** (Fig. 32)¹⁾: Stelle in eine Glasschale *a* ein umgekehrtes kleines Becherglas oder einen Liebig'schen Tiegel, *b*, lege quer darüber einen Schwefelfaden *c* und daneben einen mit starker Salpetersäure getränkten Schwamm oder

¹⁾ Nach Dahms aus den Monatsheften für naturwissenschaftlichen Unterricht, Bd. II.

einen Filtrierpapierbausch *d*; stülpe eine Glasglocke oder ein großes Becherglas *e* darüber, das an der einen Seite mit dem Rande auf einem dünnen Glasstabe ruht und dadurch etwas getippt wird. Gieße schließlich in die Schale *a* so viel verdünnte und mit Salpetersäure angeäuerte Chlorbariumlösung, daß der Rand des Becherglases *e* ringsum gerade eintaucht, entzünde den Schwefelfaden und stelle das Becherglas darüber. Nachdem die Luft in Folge der Erwärmung anfänglich bei *f* zum Teil entwichen ist, werden nachher Luftblasen eingesogen. Achte dabei auf die Färbung der Gase in *e* und auf die Veränderung der Chlorbariumlösung. Was wird dadurch angezeigt?

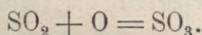
Ergebnis: Die Salpetersäure gibt einen Teil ihres Sauerstoffs an die schweflige Säure ab und oxydiert diese zu Schwefelsäure.



Dies geschieht fabrikmäßig in großen Kammern, deren Wände aus Blei bestehen, den sogenannten Bleikammern. Die darin entstehende Säure enthält noch ziemlich viel Wasser und wird durch Eindampfen konzentriert.

Die Salpetersäure wird durch die Abgabe von Sauerstoff in niedere Stickstoffoxyde verwandelt. Diese nehmen jedoch wieder Sauerstoff und Wasser auf und gehen dadurch wieder in Salpetersäure über.

2. Das **Kontaktverfahren**. Man kann die Oxydation des Schwefeldioxyds zu Trioxyd auch durch sehr fein verteiltes Platin (Platinasbest) bewirken. Dieses verdichtet auf seiner Oberfläche den Sauerstoff der Luft und überträgt ihn auf oxydierbare Gase, die mit ihm in Berührung kommen, wobei oft eine so starke Erwärmung eintritt, daß brennbare Gase sich entzünden. Man verwendet es daher zu den Selbstzündern an Gaslampen und zu Feuerzeugen (Döbereiner). Wenn man ein Gemisch von Luft und Schwefeldioxyd über erhitzten Platinasbest leitet, so verbindet sich der Sauerstoff der Luft mit dem Dioxyd zu Trioxyd.



Versuch 7 (Fig. 32a):

Erzeuge durch Verbrennen von Schwefel in einem Luftstrom nach Figur 30 oder durch Erhitzen von konzentrierter Schwefelsäure mit Kupfer in einem Kochfläschchen Schwefeldioxyd und leite dieses durch ein ausgezogenes Glasrohr ohne Kork- oder Schlauchverbindung in ein Kugelrohr, dessen Kugel halb mit ausgeglühtem Platinasbest gefüllt ist. Erhitze dann die Kugel durch eine unter-

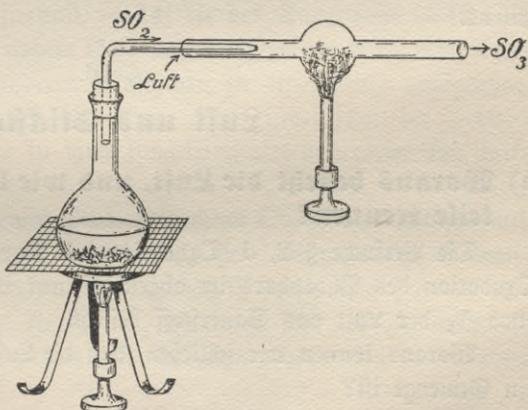
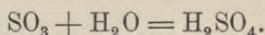


Fig. 32a. Darstellung von Schwefelsäureanhydrid nach dem Kontaktverfahren.

gestellte Bunsenflamme und achte auf die entstehenden schweren Nebel von Schwefeltrioxyd.

Mit Hilfe eines Saugluftapparats läßt sich das Trioxyd durch eine eisgekühlte Vorlage saugen und darin zu seidenglänzenden Kristallen verdichten. Leitet man es in Wasser, so entsteht Schwefelsäure (Nachweis mit Bariumchlorid).

Das **Schwefeltrioxyd** ist ein fester, in seidenartigen Fasern kristallisierender Körper, der sich sehr begierig unter Zischen in Wasser löst und damit Schwefelsäure bildet.



Man nennt diese Art der Herstellung von Schwefelsäure das „**Kontaktverfahren**“ (von contactus = Berührung).

* Die **rauchende Schwefelsäure** ist eine Verbindung des Trioxyds SO_3 mit dem Hydrat H_2SO_4 .

3. Vorkommen und Verwendung. Die Schwefelsäure wird in der Technik zur Herstellung von Soda, Maun, Salpetersäure, schwefelsaurem Ammon, Superphosphaten, Sprengstoffen und sehr vielen andern Stoffen gebraucht und daher in großen Mengen hergestellt. Die deutschen Fabriken erzeugen allein jährlich ungefähr 1,5 Millionen Tonnen im Werte von annähernd 50 Millionen Mark.

Der zweiwertige Säurerest der Schwefelsäure, $\text{SO}_4=$, kommt, mit Metallen zu Salzen verbunden, sehr viel in der Natur vor, z. B. im Gips (schwefelsaurer Kalk), Bittersalz (schwefelsaures Magnesium), Glaubersalz (schwefelsaures Natrium), Maun und den Vitriolen des Kupfers und Eisens.

§ 16.

Luft und Stickstoff.

a) Woraus besteht die Luft, und wie lassen sich ihre Gemengteile trennen?

Die Versuche § 2, d (Oxydation des Kupfers) und § 3, e (langsame Oxydation des Phosphors im abgeschlossenen Luftraum) haben gezeigt, daß etwa $\frac{1}{5}$ der Luft aus Sauerstoff besteht.

Woraus können wir schließen, daß die Luft keine Verbindung, sondern ein Gemenge ist?

Sind noch andere Stoffe in der Luft enthalten?

Versuch 1: Gieße in eine mindestens 5 l fassende, reine, mit Luft gefüllte Flasche etwa 10 cem klares Kalk- oder Barytwasser, schüttele und schwenke sie kräftig und beachte die Veränderung des Kalkwassers. Laß auch ein mit Kalkwasser gefülltes Becherglas einen Tag offen stehen und beachte dann die Oberfläche.

Welches Gas wird doch durch die Trübung des Kalkwassers angezeigt? (Vgl. § 3, c, Vers. 3.)

Ergebnis: Die Luft enthält außer dem Stickstoff und Sauerstoff auch ein wenig Kohlensäure; und zwar auf 10000 l etwa 3—4 l (0,03—0,04 %).

Aus früheren Beobachtungen, z. B. der Nebelbildung durch Chlorwasserstoff, dem Beschlagen von Fenstern usw. wissen wir, daß in der Luft auch eine gewisse Menge unsichtbaren Wasserdampfs enthalten ist (vgl. § 5, e u. f), die mit dem Wetter und der Umgebung stark wechselt (Wüsten- und Küstenklima). Der Wassergehalt der Luft wird durch besondere physikalische Instrumente, sog. Hygrometer und Hygroskope, angezeigt. Außer diesen Gemengteilen hat man neuerdings noch einige gasförmige Elemente in der Luft entdeckt, die dem Stickstoff mehr oder weniger verwandt sind, und von denen das Argon, welches nicht ganz 1 % der Luft ausmacht, das wichtigste ist. Man nennt sie **Edelgase**, weil sie sich wie die Edelmetalle ungern mit anderen Elementen verbinden.

Zusammenfassung: Die Luft ist ein Gemenge von ungefähr 78 % Stickstoff, nicht ganz 1 % Argon und sonstigen Edelgasen, nicht ganz 21 % Sauerstoff, 0,03 % Kohlensäure und wechselnden Mengen von Wasserdampf.

b) Die Dichte der Luft und ihre Verflüssigung.

Die Dichte oder das spezifische Gewicht der Luft ist 14,4 mal so groß wie die des Wasserstoffs, d. h. ein Liter Luft wiegt 14,4 mal so viel wie ein Liter Wasserstoff, also $14,4 \times 0,09 \text{ g} = 1,29 \text{ g}$. Die Dichte des Stickstoffs ist, verglichen mit Wasserstoff, = 14, die des Sauerstoffs = 16.

Die Luft läßt sich wie andere Gase und Gasgemenge durch Abkühlung und stärkeren Druck in besonderen Maschinen zu einer leicht beweglichen, bläulich schimmernden Flüssigkeit verdichten. Diese siedet schon bei -195° und erzeugt beim Verdampfen in ihrer Umgebung eine außerordentlich starke Abkühlung (Verdunstungskälte).

Wenn man vermittels eines Probierröhrchens Quecksilber, Alkohol und Äther in flüssige Luft eintaucht, so erstarren sie. Blumen und Gummischläuche werden darin so hart und spröde, daß sie unter dem Hammer wie Glas zerspringen. Chemische Reaktionen, die sonst sehr lebhaft verlaufen, z. B. die Einwirkung von Natrium auf Salzsäure, hören bei so niedriger Temperatur auf.

c) Der Stickstoff.

Welche Eigenschaften ergeben sich aus unseren Versuchen und Beobachtungen? Wie kommt es, daß der Stickstoff im Gegensatz zum Chlor hauptsächlich als Element und weniger in Verbindungen vorkommt?

Ergebnis: Der Stickstoff ist ein farb- und geruchloses, indifferentes, d. h. auf andre Stoffe nur träge reagierendes Gas. Es

erstickt die Flamme und löst sich im Wasser noch weniger als der Sauerstoff.

Vorkommen in der Natur: Im Mineralreich kommt der Stickstoff als Bestandteil des Salpeters vor. Viel größer ist seine Bedeutung für das Tier- und Pflanzenleben, da er ein Hauptbestandteil der Eiweißstoffe und des Protoplasmas ist. Der im Stoffwechsel der Tiere verbrauchte Stickstoff wird im Harn abgeschieden (Harnstoff und Harnsäure).

§ 17.

Ammoniak, Salmiakgeist.

a) Was ist Salmiakgeist und Ammoniak?

Versuch 1, Eigenschaften des Salmiakgeistes: Rieche vorsichtig an einer Salmiakgeistflasche. Halte ein angefeuchtetes Stück Lackmuspapier über die Öffnung und bringe einen mit starker Salzsäure angefeuchteten Glasstab in deren Nähe (Nebelbildung).

Versuch 2, Einwirkung auf Salzsäure: Gieße etwas verdünnten Salmiakgeist in ein Becherglas, tue einige Tropfen Lackmuslösung hinein und laß aus einer Burette so lange verdünnte Salzsäure hineinträufeln, bis die Farbe der durch Umrühren in Bewegung gehaltenen Flüssigkeit eben in Rot übergeht. Dampfe sie dann ein, bis sich an der Oberfläche eine Kristallhaut bildet, und laß sie erkalten. Was entsteht dabei? Welche Stoffe wirken in ähnlicher Weise wie der Salmiakgeist? Was für ein Vorgang hat sich abgespielt?

Versuch 3 (Fig. 28), Ammoniak und Wasser: Erhitze in einem weiten Probierrohr etwa 10 ccm Salmiakgeist und leite das entstehende Gas (Ammoniak) durch ein ganz trockenes Rohr in eine ebenso trockene, mit der Mündung nach unten gekehrte, starkwandige Flasche. Sobald ein mit Salzsäure benetzter Glasstab an der Mündung starke Nebel entstehen läßt, tauche die Flasche wie beim Versuch 4, § 8, a in ein Gefäß mit Wasser, das mit Lackmus und einigen Tropfen Salzsäure rot gefärbt ist. Wie erklärt sich das heftige Einströmen des Wassers in die Flasche?

Versuch 4: Stelle zwei Urgläschen, von denen das eine starke Salzsäure, das andere starken Salmiakgeist enthält, unter eine trockne Glasglocke. Wie erklärt sich die Nebelbildung?

* Ein Versuch, dessen Ausführung längere Zeit und einen größeren Apparat erfordert, sei hier beschrieben: Man fängt das Ammoniakgas, welches sich beim Erhitzen von Salmiakgeist entwickelt, in einem Eudiometerrohr über Quecksilber auf, leitet längere Zeit einen starken elektrischen Funkenstrom mittels eingeschmolzener Platindrähte hindurch und beobachtet, daß allmählich das Gasvolumen größer wird, bis es sich beinahe verdoppelt hat. Untersucht man nun das Gas, so findet man, daß an Stelle von 2 Raumteilen Ammoniak ein Gemenge von 1 Raumteil Stickstoff und 3 Raumteilen Wasserstoff getreten ist.

Ergebnis: Ammoniak ist ein farbloses, eigentümlich stechend riechendes Gas, das sich sehr begierig in Wasser löst, und zwar etwa 1000 l Gas in 1 l kalten Wassers (vgl. die Entstehung der Salzsäure durch Auflösung von Chlorwasserstoffgas in Wasser).

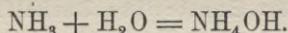
Dabei bildet sich eine chemische Verbindung des Ammoniaks mit Wasser, die, ähnlich wie Kali- und Natronlauge, rotes Lackmuspapier blau färbt und Säuren neutralisiert, indem sie mit ihnen Salze bildet.

Diese im Salmiakgeist enthaltene Verbindung ähnelt nicht nur in ihrem chemischen Verhalten, sondern auch in der Zusammensetzung den Alkalien (vgl. § 5, b und § 10, c). Sie ist nämlich wie diese ein Drydhydrat oder Hydroxyd, das aber an Stelle des Metalls ein sogenanntes Radikal, das **Ammonium**, enthält. Es besteht wie Ammoniak aus Stickstoff und Wasserstoff, enthält aber ein Drittel Wasserstoff mehr als dieses und kann nicht für sich, sondern nur in Verbindung mit anderen Elementen bestehen. Durch die Verbindung von Ammoniak und Salzsäure entsteht ein Salz dieses Radikals, nämlich **Salmiak** oder **Ammoniumchlorid**.

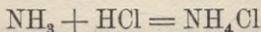
* b) Formelbildung:

Da sich 1 Raumteil Stickstoff mit 3 Raumteilen Wasserstoff zu 2 Raumteilen Ammoniakgas verbindet, so müssen nach dem Avogadro'schen Gesetz (§ 12) im Molekül Ammoniak auf 1 Atom N 3 H-Atome kommen: NH_3 . Der Stickstoff ist hier also 3 wertig.

Bei der Verbindung mit Wasser bildet Ammoniumhydroxyd oder Salmiakgeist:



Hierin ist das einwertige Radikal Ammonium NH_4 mit einer Hydroxylgruppe verbunden. Der Stickstoff tritt hier 5 wertig auf. Ebenso im Salmiak, der nach der Formel:



entsteht.

Aus dem Salmiak läßt sich Ammoniak durch gelöschten Kalk frei machen.

Übersicht.

1. Ammoniak: Ein stechend riechendes Gas, chemische Verbindung von 1 Raumteil Stickstoff und 3 Raumteilen Wasserstoff: NH_3 .

2. Ammonium: Ein Radikal, das aus Stickstoff und Wasserstoff besteht und sich in Verbindungen wie ein Alkalimetall verhält: NH_4^- oder Am^- .

3. Salmiakgeist oder Ammoniumhydroxyd: Eine Verbindung von Ammoniak und Wasser, die sich wie eine starke Basis, z. B. Kalilauge, verhält: NH_4OH oder AmOH .

4. Salmiak oder Ammoniumchlorid: Ein geruchloses Salz, das

durch Verbindung von Ammoniak und Salzsäure entsteht und dem Kaliumchlorid ähnelt: NH_4Cl oder AmCl .

c) Vorkommen, Gewinnung und Verwendung.

Ammoniak entsteht in der Natur durch Zersetzung tierischer Stoffe und ist z. B. in Pferdeställen deutlich am Geruch zu erkennen. Das ungereinigte Leuchtgas oder Kohgas enthält auch ziemlich viel Ammoniak (woher?) und wird von ihm durch Waschen mit kaltem Wasser befreit. Aus diesem Ammoniakwasser wird außer Salmiakgeist und Salmiak besonders viel schwefelsaures Ammon, Am_2SO_4 , hergestellt, das in der Landwirtschaft als Düngemittel und in der Technik in großen Mengen verbraucht wird. Im Hausstande gebraucht man Salmiakgeist, um Säureflecke zu entfernen, zum Putzen von Metallgegenständen und zur Wäsche, weil es die Fette löslich macht (putze eine alte Silbermünze mit Salmiakgeist).

Hirschhornsalz enthält kohlensaures Ammonium und wird, da es leicht in Ammoniakgas (Geruch) und Kohlenäure zerfällt, ähnlich wie Hefe zum Auflockern des Kuchenteiges gebraucht.

§ 18.

Die Oxide und Säuren des Stickstoffs.

a) Wie läßt sich der Stickstoff mit Sauerstoff verbinden?

Versuch 1 (Fig. 33): Synthetische Darstellung der Salpetersäure¹⁾. Man befestigt in den beiden gegenüberliegenden Tuben einer großen Kugelvorlage *a* mit Hilfe von Korken zwei Stricknadeln *b* und *b'* so, daß ihre Enden 1–2 cm voneinander entfernt sind. Die Stricknadeln verbindet man durch Drähte und Klemmschrauben mit den Polen eines Induktionsapparates und läßt einen kräftigen

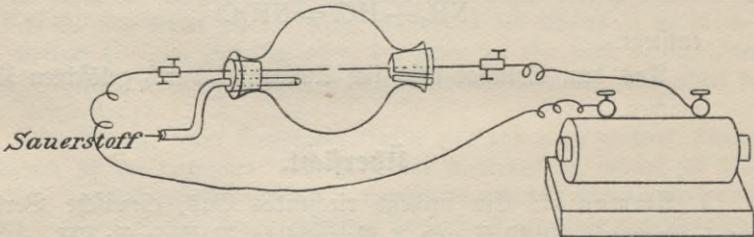


Fig. 33. Verbindung von Stickstoff und Sauerstoff.

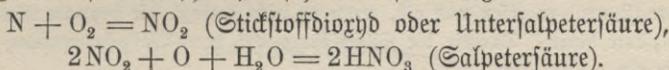
Funkenstrom hindurchgehen. Durch eine dritte Öffnung kann man ab und zu ein wenig Sauerstoff oder Luft eintreten lassen. Auch empfiehlt es sich, die Vorlage durch einen Wasserstrahl abzukühlen. Nach etwa 15 Minuten bemerkt man in der

¹⁾ Der leicht auszuführende und wichtige Versuch erfordert einen nicht zu schwachen Induktionsstrom. Man hüte sich, die Zuleitungsdrähte und Stricknadeln beiderseits zu berühren.

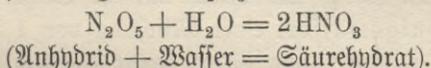
Vorlage gelbbraune Gase; zumal wenn man weißes Papier hinter den Apparat hält. Nachdem man den Geruch des Gases festgestellt hat, schüttelt man es mit einigen Kubitzentimetern Wasser und untersucht es mit blauem Lackmuspapier.

Ergebnis: Der Sauerstoff und der Stickstoff der Luft verbinden sich unter Einwirkung eines starken Funkenstroms zu einem braunen Gase — Untersalpetersäure oder Stickstoffdioxid —, das sich in Wasser löst und damit Salpetersäure gibt. Diese **synthetische Darstellung der Salpetersäure** und ihres Kalisalzes, des Kalisalpeters, wird schon jetzt fabrikmäßig ausgeführt in Gegenden, wo große Wasserkräfte und damit billige Stromquellen zur Verfügung stehen; z. B. in Skandinavien und in den Alpenländern. Ihre volkswirtschaftliche Bedeutung wird in dem Maße zunehmen, wie die Ergiebigkeit der chilenischen Salpeterlager abnimmt.

* Formel für die synthetische Darstellung:



In der Salpetersäure ist der Stickstoff 5wertig. Das Anhydrid oder Stickstoffpentoxid hat die Formel N_2O_5 .



Der Säurerest NO_3^- ist einbasisch und bildet mit Metallen Salze, die man als **Nitrate** bezeichnet.

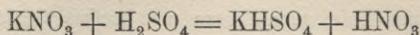
b) Wie läßt sich Salpetersäure aus dem Salpeter herstellen?

Salpeter ist salpetersaures Natrium (Chile- oder Natronsalpeter) oder Kalium (Kalisalpeter). Wie läßt sich daraus die Salpetersäure frei machen? (Vgl. § 8, a und § 10, a, Vers. 4).

Versuch 1: Mische in einem kleinen Kolben einige Gramm Salpeter mit einer gleichen Menge starker Schwefelsäure, vermenge sie durch Schütteln und erwärme gelinde (Abzug). Halte ein Stück angefeuchtetes blaues Lackmuspapier in die Flasche und achte auf die Farbe und den Geruch des entstehenden Gases. Gieße die eine Hälfte des Inhalts zu einer stark verdünnten Indigolösung in ein Probierrohr, erhitze die Mischung und beachte den Farbenwechsel. Den Rest erhitze im ersten Kolben mit einigen Kupferspänen und beachte die auftretenden Gase und die Lösung des Kupfers. Können diese Wirkungen von der Schwefelsäure ausgehen? (Gegenversuch.)

Versuch 2: Laß ein Stück Kork, ein Stück blau gefärbtes Zeug und Lackmuspapier einige Zeit mit starker Salpetersäure benetzt stehen. Welche Veränderungen lassen sich beobachten? Vergleiche damit die Einwirkung des Chlors.

Ergebnis: Bei der Einwirkung der Schwefelsäure auf Salpeter wird durch Wechselzersehung Salpetersäure und schwefelsaures Natrium gebildet. Die flüchtigere Säure wird von der weniger flüchtigen beim Erwärmen verdrängt.



Kalifaltpeter + Schwefelsäure = saures schwefelsaures Kalium
+ Salpetersäure

(vgl. die Darstellung von HCl aus NaCl + H₂SO₄, § 8, Versuch 5).

c) Die charakteristischen Eigenschaften der Salpetersäure.

Der vorige Versuch hat schon ergeben, daß die Salpetersäure stechend riecht, sich leicht verflüchtigt, die blaue Farbe des Indigos und andere Farbstoffe zerstört und Kupfer leicht auflöst, wobei braune, unangenehm riechende und giftige Dämpfe von Untersalpetersäure auftreten. (Reduktion der überschüssigen Salpetersäure¹⁾.)

Versuch 1, Auflösung von Metallen: Erhitze Eisen, Blei, Kupfer oder Silber im Probierrohr mit Salpetersäure, die etwas mit Wasser verdünnt ist. Achte auf die sich entwickelnden Gase. Versuche auch etwas echtes Schaumgold in Salpetersäure (2 cem) zu lösen und gib, wenn es nicht gelingt, die doppelte Menge starker Salzsäure hinzu. Dampfe die Silberlösung auf dem Wasserbade unter dem Abzuge ein.

Ergebnis: Die Metalle lösen sich in Salpetersäure unter Entwicklung giftiger, brauner Gase (NO₂) und bilden mit ihr Salze (Nitrate). Gold löst sich nur in Königswasser, einer Mischung von 1 Teil Salpetersäure mit 2—3 Teilen Salzsäure, und bildet damit Goldchlorid. Aus einer Legierung (Mischung) von Gold und Silber löst die Salpetersäure das Silber auf und läßt das Gold zurück. Man benutzte dieses früher zur Scheidung von Silber und Gold und nannte deshalb die Salpetersäure Scheidewasser.

* **Versuch 2:** Mische in einer Porzellanschale einige Kubikzentimeter rauchender Salpetersäure (Auflösung von Untersalpetersäure in Salpetersäure) mit 1 cem konzentrierter Schwefelsäure, nimm mit einem langen Glasrohr als Stechheber etwas Terpentin auf und laß ihn zu der Säuremischung fließen. Woher das Aufflammen? Abzug!

* **Versuch 3:** Erhitze in einem Probierrohr einige Kristalle von salpetersaurem Blei, achte auf das Knistern und halte einen glimmenden Spahn in das Rohr. Was muß mit dem Salz geschehen sein?

Versuch 4: Erhitze in einem Probierrohr aus starkem Jeneser Glase einen Fingerhut voll Salpeter bis zum Sieden und wirf etwas zerstoßene Holzkohle auf die siedende Masse.

Ergebnis: In der Salpetersäure und ihren Salzen ist der Sauerstoff nur lose gebunden, wird daher leicht abgegeben und wirkt stark oxydierend. Bei welchem technischen Verfahren wird ihre oxydierende Wirkung angewandt? (§ 13, b, 2.)

Zusammenfassung: Die reine Salpetersäure ist eine farblose,

¹⁾ Die folgenden Versuche sind wegen der schädlichen Gase, die sich dabei entwickeln, unter dem Abzug oder im Freien auszuführen.

stechend riechende, an der Luft rauchende, stark saure Flüssigkeit, die am Lichte allmählich durch Zersetzung gelb wird. Von allen Säuren löst sie die Metalle am leichtesten auf und wirkt, indem sie Sauerstoff abgibt, stark oxydierend. Man erkennt sie an den braunen Dämpfen, die bei ihrer Zersetzung frei werden, und an der Entfärbung von Indigo.

d) Vorkommen und Entstehung in der Natur.

Durch die Zersetzung organischer Stoffe, besonders der tierischen, bilden sich Ammoniumverbindungen, und diese werden durch den Sauerstoff der Luft allmählich oxydiert und gehen in salpetersaure Salze über. Früher benutzte man diesen Vorgang zur Herstellung von Salpeter, während man ihn jetzt aus den ausgedehnten Salpeterlagern der Wüste Atacama an der chilenischen Küste gewinnt.

e) Verwendung der Salpetersäure.

Die Salpetersäure wird zur Herstellung von Sprengstoffen, z. B. Schießbaumwolle und Dynamit in großen Mengen gebraucht. Welcher Eigenschaft verdankt sie diese Verwendung? Außerdem verwendet man sie in Laboratorien als Oxydationsmittel, zur Herstellung von Höllenstein oder salpetersaurem Silber, zur Schwefelsäurefabrikation (§ 15, b, 2) und zum Weizen von Warzen. Da sie die Haut ätzt und gelb färbt und Farb- und Faserstoffe zerstört, muß man sie vorsichtig handhaben.

f) Sonstige Oxide des Stickstoffs.

* Der Stickstoff bildet mit Sauerstoff 5 verschiedene Oxide, von denen das Anhydrid der Salpetersäure das höchste ist. Es enthalten nämlich:

Salpetersäureanhydrid N_2O_5	. auf 14 Gewichtsteile Stickstoff	40 Teile Sauerstoff
Untersalpetersäure NO_2 " 14	32 " "
Salpetrigsäureanhydrid N_2O_3 " 14	24 " "
Stickoxyd NO " 14	16 " "
Stickoxydul oder Lachgas N_2O " 14	8 " "

Die Sauerstoffmengen, die sich in den 5 Oxiden mit derselben Menge Stickstoff verbinden, verhalten sich also genau wie 1 : 2 : 3 : 4 : 5 (vgl. § 6, a: Gesetz von den multiplen Verhältnissen).

Die sehr giftige salpetrige Säure ist das Hydrat des mittleren Oxyds und hat die Formel: HNO_2 . Das sauerstoffärmste Oxid, das Lachgas, wirkt betäubend und wird zur Narkose gebraucht.

* Die niederen Oxide und Säuren des Stickstoffs gehen durch Aufnahme von Sauerstoff und Wasser leicht in Salpetersäure über (vgl. den Bleikammerprozeß).

§ 19.

Der Phosphor.

a) **Eigenschaften und chemisches Verhalten des gelben Phosphors¹⁾.**

Schneide von einem Stück Stangenphosphor unter Wasser ein Stück ab und beachte sein Aussehen, seinen Geruch und sein Verhalten an der Luft.

Versuch 1: Löse in einer verkorkten Flasche ein linsengroßes Stück Phosphor in 2 ccm Schwefelkohlenstoff auf, gieße am Ende der Stunde von der Lösung etwas auf einen Bogen Filtrierpapier, hänge es an einer sichtbaren Stelle auf und beobachte die Veränderungen. Welche Eigenschaften zeigt der gelbe Phosphor dabei?

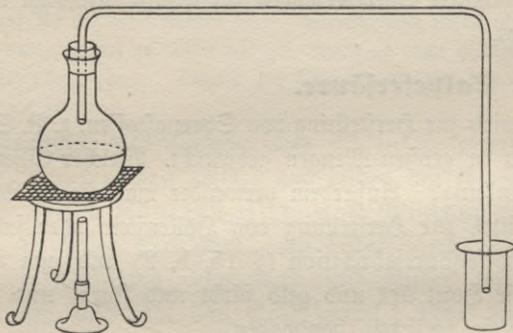


Fig. 34. Leuchtender Wasserdampf.

Versuch 2: Wenn das Zimmer sich verdunkeln läßt, so nimm ein linsengroßes Stück Phosphor in die Zange und schreibe damit auf der Tafel. Erkläre aus diesem Versuch den Namen (griechisch: phosphos = Lichtträger).

Versuch 3 (Fig. 34): Fülle einen ungefähr 1 l fassenden Kochkolben zur Hälfte mit Wasser, wirf ein erbsengroßes Stück Phosphor hinein, setze mit-

tels eines Stöpsels ein doppelt gebogenes 50–100 cm langes Glasrohr ein, bringe das Wasser im Dunkeln zum Kochen und beobachte die Lichterscheinungen. Dieser von Mitscherlich angegebene Versuch wird zum Nachweis des Phosphors bei Phosphorvergiftungen angewandt.

Ergebnis: Der gelbe Phosphor ist ein wachsweicher, gelblicher, sehr giftiger und leicht entzündlicher Stoff, der einen eigenartigen Geruch verbreitet, im feuchten Zustande an der Luft Nebel bildet, sich in Schwefelkohlenstoff löst und im Dunkeln grünlich leuchtet. Dieses Leuchten wird durch eine langsame Oxydation verursacht. Dabei wird so viel Wärme erzeugt, daß unter Umständen eine Entzündung des Phosphors eintritt. (Daher die Aufbewahrung unter Wasser.)

¹⁾ Der Phosphor darf nur unter Wasser aufbewahrt und zer schnitten und nur mit der Zange angefaßt werden. Brandwunden, die durch Phosphor erzeugt sind, wasche gründlich mit Wasser ab, schneide die Haut von etwa entstandenen Blasen vorsichtig ab und umwicke die wunde Stelle lose mit Bardelebens Bismut-Brandbinde, die in jedem Laboratorium zur Hand sein sollte.

b) Der rote Phosphor.

Versuch 1: Tue ein linsengroßes Stück gelben Phosphors in ein trocknes Probierrohr, verschließe es mit einem losen Wattepfropf und erwärme gelinde. Nachdem vorübergehend eine kleine Flamme entstanden ist, erhitze stärker.

Was wird aus dem gelben Phosphor? Woher kam anfänglich die Flamme? Weshalb verbrennt der Phosphor nicht vollständig? Beschreibe den roten Phosphor.

Versuch 2: Lege auf das eine Ende eines etwa 10—20 cm langen Blechstreifens ein linsengroßes Stück gelben Phosphors, auf das andere ebensoviel roten und erwärme es in der Mitte durch eine kleine Flamme.

Welche Art von Phosphor entzündet sich leichter? Ist an den Verbrennungsprodukten ein Unterschied wahrnehmbar? Leuchtet der rote Phosphor im Dunkeln?

Ergebnis: Der gelbe und der rote oder amorphe Phosphor sind allotrope Formen desselben Elements. Der rote ist weniger giftig und weniger leicht entzündlich als der gelbe und leuchtet im Dunkeln nicht (vgl. die verschiedenen Formen des Schwefels).

c) Verwendung des Phosphors zu Zündhölzern.

Der gelbe Phosphor wurde früher (seit 1833) zur Herstellung von Zündhölzern gebraucht, die sich durch Reibung an anderen Körpern entzündeten. Da die Fabrikation dieser Hölzer die Gesundheit der Arbeiter sehr gefährdete, und ihre Verwendung wegen ihrer Giftigkeit und Feuergefährlichkeit nicht unbedenklich war, so ist ihre Herstellung in Deutschland jetzt verboten. Die sogenannten schwedischen, aber von einem Deutschen erfundenen Sicherheitszündhölzer enthalten in ihrem Kopf einen leicht oxydierbaren Stoff, das Schwefelantimon, und einen leicht Sauerstoff abgebenden, z. B. das chlorsaure Kalium. Die Reibefläche der Schachteln ist mit einem Gemisch von Glaspulver und rotem Phosphor überzogen. Durch die Reibung wird so viel Wärme erzeugt, daß das Gemisch in den Zündhölzköpfchen sich entzündet.

§ 20.

Die Verbindungen des Phosphors.

a) * Phosphorwasserstoff.

* **Versuch:** Wirf ein erbsengroßes Stückchen Phosphorkalzium in ein Schälchen mit Wasser (Abzug!). Vorsicht!

Ergebnis: Durch Wechselzersetzung bilden sich Phosphorwasserstoff, ein sehr giftiges, selbstentzündliches Gas, und Kalziumhydroxyd.

b) Die Oxide und Säuren des Phosphors.

Die Versuche § 3, c und e und § 19, a, 3 haben ergeben, daß der Phosphor bei höherer Temperatur mit heller Flamme zu einem weißen Pulver, dem Phosphorsäureanhydrid oder Phosphorpentoxid, verbrennt, während er sich bei gewöhnlicher Temperatur in feuchter Luft mit dem Sauerstoff zu phosphoriger Säure verbindet und dabei im Dunkeln leuchtet.

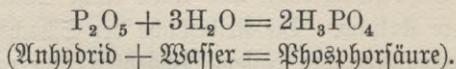
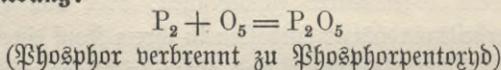
* In diesen beiden Oxiden ist dieselbe Menge Phosphor mit Sauerstoffmengen verbunden, die sich genau wie 5 : 3 verhalten, daher nennt man das erste Pentoxid (griech. penta = 5), das zweite Trioxid. Vergleiche damit die Anhydride der Salpeter- und der salpetrigen Säure.

* **Versuch 1:** Laß ein wenig Phosphorsäureanhydrid auf einer Glasplatte an der Luft liegen. Was wird aus dem weißen Pulver?

* **Versuch 2:** Wirf einen Teelöffel voll Phosphorsäureanhydrid in ein Becherglas voll Wasser, probiere die Lösung (sie ist ungiftig) und untersuche sie mit blauem Lackmuspapier. Dampfe etwas von der Lösung ein und untersuche, ob sich die Säure, wie die Salzsäure und die Salpetersäure, teilweise verflüchtigt.

Ergebnis: Das Phosphorsäureanhydrid verbindet sich so begierig mit Wasser, daß es aus der Luft Wasserdampf anzieht und zerfließt. Man nennt solche Stoffe hygroskopisch, d. h. Feuchtigkeit anzeigend. Das Hydrat, die **Phosphorsäure**, ist im reinen Zustande eine sirupartige, nicht flüchtige und daher auch nicht riechende Flüssigkeit.

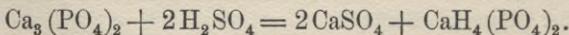
* **Formelbildung:**



c) Die Salze der Phosphorsäure oder Phosphate.

Die Phosphorsäure bildet mit Kalzium ein Salz, Kalziumphosphat, das erstens für die Knochenbildung, zweitens für die Darstellung des Phosphors und drittens als Düngemittel von großer Bedeutung ist.

* Da das normale Kalziumphosphat in Wasser unlöslich ist und von den Pflanzenwurzeln nicht aufgenommen werden kann, so wird es durch Schwefelsäure aufgeschlossen, d. h. in das lösliche Superphosphat verwandelt:



Die Gewinnung des Phosphors geschieht durch Reduktion von Phosphaten mit Kohle, wozu neuerdings der elektrische Ofen benutzt wird. Zum

ersten Male wurde der Phosphor 1669 von Brandt in Hamburg hergestellt.

Menschen und Tiere nehmen die zur Knochenbildung und zur Erzeugung von Gehirnschubstanz nötige Phosphorsäure in pflanzlichen Nahrungsmitteln auf. Besonders reich an Phosphorsäure sind die Getreidekörner.

* Wie läßt sich der Phosphor in Phosphaten nachweisen?

Versuch: Erhitze etwas Phosphorsalz (ein Doppelsalz von phosphorsaurem Natrium-Ammonium) andauernd mit einem Stüchken Zink vor dem Lötrohr auf Holzkohle.

Ergebnis: Das Zink verbindet sich mit dem Sauerstoff; der Phosphor wird frei und verbrennt mit kleinen, gelben Flammen.

§ 21.

Arsen und Antimon.**a) Vorkommen und Eigenschaften des Arsens.**

* Arsen kommt als Scherbenkobalt in der Natur vor. Feile es an und beschreibe seine Eigenschaften.

Versuch (Fig. 35): Erhitze ein linsengroßes Stüchken Arsen vor dem Lötrohr auf Kohle.

Ergebnis: Das Arsen ist ein Element, das durch seine graue Farbe, den metallischen Glanz und seine Festigkeit sehr an graues

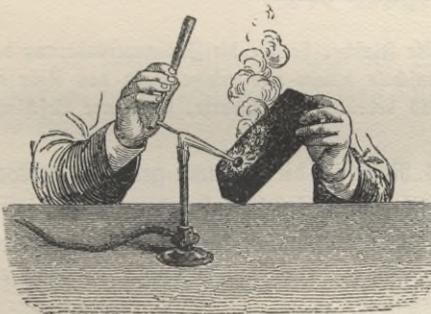


Fig. 35.

Verdampfen und Verbrennen von Arsen.

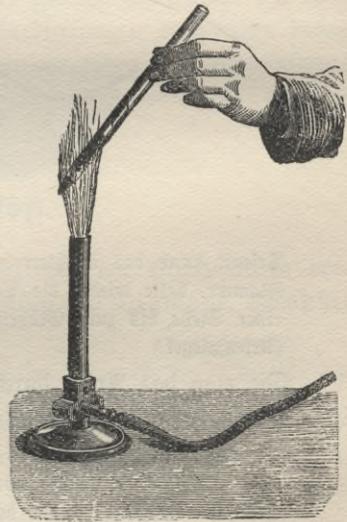


Fig. 36.

Reduktion von Arsenitrioxyd.

Guß Eisen erinnert. An der Luft erhitzt, verbrennt es und gibt einen weißlichen, nach Knoblauch riechenden, giftigen Rauch. Dieses Oxyd nennt man Arsenik. Arsen und Antimon sind wie der Phosphor in ihren Verbindungen 3- oder 5-wertig.

b) Das Arsenik.

Versuch 1 (Fig. 36): Tue in ein gut getrocknetes, kleines Schmelzrohr eine Spur Arsenik und darüber einen 1—2 cm langen Splitter Holzkohle. Erhitze zuerst die Stelle, wo die Kohle liegt, dann das Arsenik und achte auf die Wand des Rohres. Der dunkle spiegelnde Beschlag über der Kohle ist Arsen. Was ist mit dem Arsenik geschehen? Welche Rolle spielt dabei die Kohle?

* **Versuch 2:** (Fig. 37, Verfahren von Marsh zum Nachweis des Arseniks bei Vergiftungen¹⁾). Bringe in eine Gasentwicklungsflasche, an die ein langes, in eine Spitze ausgezogenes Ableitungsrohr angebracht ist, zunächst Zink und Wasser und laß durch das Trichterrohr allmählich starke Schwefelsäure zufließen. Nachdem die Vorprobe reinen Wasserstoff ergeben hat, entzünde das austretende Gas und halte eine Porzellanschale in die Flamme. Wenn Zink und Schwefelsäure arsenfrei sind, darf kein dunkler Beschlag entstehen. Spüle darauf eine erbsengroße Menge

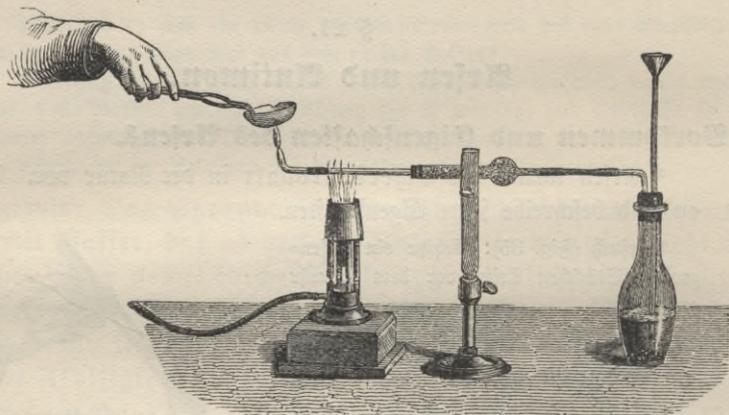


Fig. 37. Arsenwasserstoff.

Arsenik durch das Trichterrohr in die Flasche, beachte die Farbenveränderung der Flamme, halte wieder die Porzellanschale hinein und erhitze dann das Rohr an einer Stelle bis zum Glühen. Was bedeutet der schwarze, spiegelnde Beschlag? (Arsenspiegel.)

Wie mag das Arsen durch das Rohr in die Flamme gelangen? Was ist mit dem Arsenik geschehen? Welche Rolle spielt dabei der Wasserstoff?

* **Versuch 3:** Löse etwas arsenigsaures Natrium in Wasser auf und mische die Lösung mit einer Lösung von Kupfervitriol. Was entsteht dabei? Was für ein chemischer Vorgang hat sich dabei abgespielt?

Ergebnis: Arsenik As_2O_3 , ein Dryd des Arsens, ist ein weißer, kristallinischer, sehr giftiger Stoff, der sich in Wasser nur wenig löst und damit arsenige Säure H_3AsO_3 bildet. Es läßt sich durch Kohle reduzieren, sublimiert dabei und gibt einen Arsenspiegel. Bei Vergiftungen

¹⁾ Der entstehende Arsenwasserstoff ist sehr giftig, daher darf der Versuch nur im Freien oder unter einem gut ziehenden Abzuge ausgeführt werden.

weist man es durch den Marsh'schen Versuch nach. Dabei wird das Arsenik durch den entstehenden (naszierenden) Wasserstoff reduziert und in ein farbloses, äußerst giftiges Gas, den **Arsenwasserstoff** AsH_3 , verwandelt. Dieser zersetzt sich wieder beim Erhitzen und gibt einen Arsenispiegel. Mit Kupfer gibt die arsenige Säure ein schön grün gefärbtes, in Wasser unlösliches Salz, das in dem giftigen Schweinfurtergrün enthalten ist. Arsenik wird als Heilmittel, als Konservierungsmittel in Museen und zur Herstellung schöner, aber sehr gefährlicher Farben benutzt. Es ist als Gift um so gefährlicher, als es fast geruch- und geschmacklos ist.

Man kann sich bis zu einem gewissen Grade an den Genuß gewöhnen (Arsenitefzer in Steiermark). Als Gegenmittel nimmt man bei Vergiftungen frischgefälltes Eisenshydroxyd (Mischung von Eisenvitriollösung mit Magnesia).

Schweinfurtergrün als Tapetenfarbstoff ist besonders gefährlich, weil sein Arsengehalt bei hinzutretender Feuchtigkeit als Arsenwasserstoff in die Zimmerluft übergeht.

c) Das Antimon.

Das Antimon ist dem Arsen nahe verwandt, zeigt aber in seinem Aussehen und in seinem chemischen Verhalten eine noch größere Ähnlichkeit mit den Metallen.

Es ist ein weißer, metallisch glänzender, spröder Stoff, der mit Blei gemischt das Letternmetall bildet. Seine Verbindungen entsprechen denen des Arsens und sind ebenfalls mehr oder weniger giftig. (Brechweinstein.)

§ 22.

Der Kohlenstoff.

Der Kohlenstoff tritt wie der Schwefel und der Phosphor in verschiedenen oder allotropen Formen auf, nämlich als Diamant, Graphit und Kohle.

a) Der Diamant.

Der Diamant wird zurzeit am häufigsten im Britischen Südafrika gefunden, das im Jahre 1902 allein für etwa 100 Millionen Mark lieferte. Außerdem gewinnt man ihn in Brasilien, Borneo, Ostindien und neuerdings auch in dem Dünenlande von Deutsch-Südwestafrika.

Er kommt bei Kimberley eingewachsen in einem vulkanischen Gestein vor, sonst hauptsächlich in Sand und anderen, durch Verwitterung entstandenen Trümmergesteinen. Gewöhnlich findet man ihn in Form von Kristallen (Oktaeder usw.), die jedoch nicht in diesem Zustande zu Schmucksteinen verwendet, sondern durch den Schliß zu Brillanten oder Rosenetten geformt werden (s. Fig. 38).

Seinen Wert als Schmuckstein verdankt der Diamant hauptsächlich seinem starken Lichtbrechungsvermögen, das zusammen mit dem Schliß das

„Feuer“, d. h. das Farbenspiel, bedingt. Im ganz reinen Zustande ist er farblos, oft jedoch durch Beimengungen gelblich oder sonst irgendwie gefärbt. An Härte übertrifft er alle anderen Stoffe (Härte 10 der Skala) und läßt sich daher nur mit Diamantpulver schleifen. Dieser Härte verdankt er auch seine Verwendung zum Glasschneiden und zu Felsbohrern.

Die Gewichtseinheit für den Diamantenhandel ist das Karat = $\frac{1}{5}$ g ungefähr. Im geschliffenen Zustande kostet ein Stein von 1 Karat ungefähr 300 Mark, einer von 2 Karat schon 1000 Mark. Der größte Diamant wurde 1905 in Südafrika gefunden und wog roh 3032 Karat, also etwa 600 g. Erhitzt man den Diamanten mit

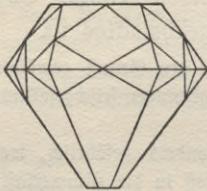


Fig. 38. Brillant von der Seite.

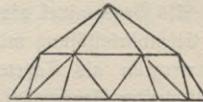


Fig. 38a. Rosette von der Seite.

dem Knallgasgebläse, so verbrennt er zu Kohlen säure. Unter Luftsab schluß stark erhitzt, geht er dagegen in Graphit über.

Der französische Chemiker Moissan stellte 1893 die ersten künstlichen Diamanten her, indem er im elektrischen Ofen Kohlenstoff in flüssigem Eisen auflöste und die Masse unter sehr hohem Druck sich abkühlen ließ. Dabei erstarrte der Kohlenstoff als Diamant in mikroskopisch kleinen Kristallen.

b) Der Graphit.

Der Graphit kommt als Mineral in der Nähe von Passau, in Sibirien, Ceylon und anderen Ländern vor und zwar meistens in derben, d. h. nicht kristallisierten Massen. Er ist weich, abfärbend, eisenschwarz, von mattem Glanz, fühlt sich fettig an und verbrennt selbst bei starkem Erhitzen an der Luft nicht. Künstlich läßt er sich herstellen durch starkes Erhitzen von Kohle. So sind z. B. die Enden der Kohlestifte von Bogenlampen stets in Graphit verwandelt. Er wird hauptsächlich zu Bleistiften verwandt, deren Härte sich durch einen Zusatz von Ton abtufen läßt. Im Haushalt gebraucht man den Graphit als Ofenschwärze, in der Technik zur Herstellung von Tiegeln und von Elektroden.

c) Die Kohle.

Man nennt diese dritte Form des Kohlenstoffs amorphe oder auch organische Kohle. Weshalb?

1. Darstellung durch trockene Destillation. Holzkohle wird in Meilern (Fig. 39) hergestellt. Man schiebt in ihnen die Holzscheite so auf, daß enge Luftzüge im Innern frei bleiben, bedeckt das Ganze mit Soden und Erde, entzündet das Holz und läßt durch die Luftlöcher nur so viel Luft eintreten, wie nötig ist, um das Holz zu verkohlen.

Die flüchtigen Bestandteile des Holzes gehen dabei als brenzlich riechender Rauch in die Luft, soweit sie nicht verbrennen.

Welcher Versuch hat uns schon eine ähnliche unvollständige Verbrennung des Holzes gezeigt? (§ 3, f.)

Woraus mögen die flüchtigen, d. h. in Gasform freiwerdenden Bestandteile, bestehen?

Versuch 1 (Fig. 39a): Fülle ein schwer schmelzbares Jeneser Probierrohr zur Hälfte mit gut getrockneten Holzstückchen, verschließe es mit einem Kork, durch den ein zu einer Spitze ausgezogenes Gasableitungsrohr geht, erhize, und untersuche die ausströmenden Gase mit Lackmuspapier auf ihre Reaktion. Stelle dann eine zweite Flamme dicht unter die Ausströmungsöffnung. Was geschieht mit den ausströmenden Gasen?

Was bildet sich an den Wänden des Rohres? Wenn keine Gase mehr entweichen, untersuche den Inhalt des Rohres.

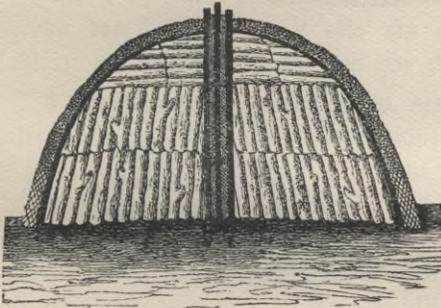


Fig. 39. Kohlenmeiler.

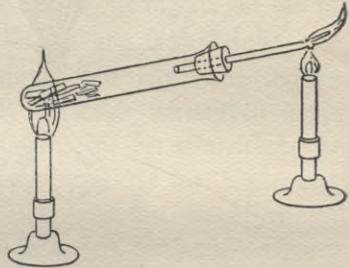


Fig. 39a. Trockne Destillation von Holz.

Ergebnis: Wenn man Holz unter Luftabschluß erhitzt, so wird es in flüchtige und nicht flüchtige Stoffe zerlegt. Die flüchtigen Stoffe sind: 1. Wasserdampf, 2. eine Säure: Holzessig, 3. brennbares Gas oder Leuchtgas, 4. Holzteer. Man nennt diesen Vorgang eine **trockene Destillation**. Wie unterscheidet sie sich von einer Verbrennung? Der nicht flüchtige Rückstand besteht aus Kohle. Diese verbrennt an der Luft ohne Flamme und hinterläßt nur ein wenig Asche, die aus unverbrennlichen Mineralstoffen besteht.

Um die technisch verwendbaren, flüchtigen Stoffe zu gewinnen, stellt man jetzt auch die Holzkohle fabrikmäßig durch Erhitzen von Holz in großen, eisernen Retorten her. In derselben Weise wie das Holz können wir andere organische Stoffe, z. B. Zellulose, Zucker, Kork, Fleisch, Blut, Knochen, Steinkohle usw. durch trockene Destillation verkohlen und gewinnen dadurch unter anderem Fleischkohle, Knochenkohle und Koks. Besonders die Kokerie, d. h. die Verwandlung von Steinkohle in Koks, wird im größten Maßstabe betrieben. Als Nebenprodukte erhält man dabei brennbares Gas, Ammoniakwasser und Steinkohlenteer.

2. Physikalische Eigenschaften der Kohle. Beschreibe die Struktur der Holzkohle und des Koks.

Versuch 2 (Fig. 40): Bringe in einen mit Filter¹⁾ versehenen Trichter eine etwa 5—8 cm hohe Schicht gepulverter, frisch geglähter Kohle, stelle ein Becherglas darunter und gieße nach und nach etwas stark verdünnte Tinte oder Rotwein hindurch.

Versuch 3: Mache es ebenso mit fauligem Wasser, das man erhält, wenn man Bohnen oder Erbsen einige Tage mit Wasser in einem geschlossenen Gefäße stehen läßt. Wie verändern sich diese Flüssigkeiten durch das Filtrieren mit Kohle?

* **Versuch 4** (Fig. 41): Entwickle etwas Ammoniakgas nach § 17, a, Verf. 3 und fange es in einem Probierrohr über Quecksilber auf, wie man sonst Gase über Wasser auffängt. (Weshalb benutzt man hier kein Wasser?)

Bringe dann ein haselnußgroßes Stück Holzkohle, das vorher in einem Probierrohr stark angeglüht ist, von unten in das mit Ammoniak gefüllte und mit der Mündung im Quecksilber stehende Probierrohr und achte auf das Verhalten des Quecksilbers.



Fig. 40.
Kohle entfärbt Tinte.



Fig. 41.
Absorption von Gasen durch Kohle.

Wie erklärt sich dessen Steigen? Nimm später die Kohle heraus, rieche daran und glühe sie noch einmal.

Wie verhält sich ausgeglühte Kohle gegenüber dem Ammoniakgas?

Ergebnis: Die **organische Kohle** ist ein schwarzer, poröser Körper, dessen Gesamtoberfläche im Verhältnis zur Masse sehr groß ist. Sie vermag daher Farbstoffe, Fäulnisstoffe und Gase in großer Menge auf sich zu verdichten. „Absorptionsvermögen.“ Man verwendet sie wegen dieser Eigenschaft zum Entfärben von Flüssigkeiten, z. B. von Rohzuckerlösung, zum Filtrieren von Trinkwasser und zur Entfernung des Fuselöls aus dem Spiritus.

Weshalb kohlnt man Holzpfähle an, bevor man sie in den Boden treibt?

3. Die Kohle als Reduktionsmittel.

Versuch 1: Bringe in ein Grübchen auf einem Stück Holz- oder Lötrohrkohle etwas Bleioxyd (Federmesserspitze) und erhitze es mit dem Lötrohr, bis sich ein

¹⁾ Das Papierfilter muß vor dem Gebrauch immer angefeuchtet werden.

glänzendes Metallkügelchen gebildet hat. Vergleiche das Ergebnis von Vers. 1, § 21 b (Reduktion von Arsenik durch Kohle). Wie wirkt die Kohle auf die Dryde? Wie ändert sich diese Wirkung mit der Temperatur?

Ergebnis: Die Kohle verbindet sich bei gewöhnlicher Temperatur gar nicht, bei hoher Temperatur jedoch sehr begierig mit Sauerstoff und vermag den meisten Dryden ihren Sauerstoff zu entreißen. Man benutzt sie daher als **Reduktionsmittel**, besonders um Metalle aus oxydischen Erzen zu gewinnen.

* Bei der vollständigen Verbrennung von 1 kg reinen Kohlenstoffs entsteht so viel Wärme, wie nötig ist, um 8100 kg Wasser um 1° C zu erwärmen. Man sagt: die Kohle entwickelt beim Verbrennen 8100 Wärmeeinheiten oder Kalorien. (Was ist demnach eine Kalorie?)

Diese Wärmeenergie ist aus der ruhenden Energie der Kohle und des Sauerstoffs bei ihrer chemischen Verbindung hervorgegangen. Die ruhende Energie der Kohlen säure ist also um diesen Betrag geringer, als die des Kohlenstoffs und des Sauerstoffs vor ihrer Verbindung (vgl. § 4, b).

4. Entstehung von Kohle in der Natur. Wie wir durch Erhitzen unter Luftabluß (trockne Destillation) Holz in Kohle verwandelt haben, so gehen auch in der Natur abgestorbene Pflanzen, die der Einwirkung der Luft entzogen sind, allmählich in Kohle über. So läßt die kohlschwarze Farbe des **Faulschlamm**s auf dem Grunde von stehenden Gewässern und die Entwicklung von brennbarem Sumpfgas in diesem Schlamm erkennen, daß dort eine Art von trockner Destillation stattfindet. Und in ähnlicher Weise gehen die Moorpflanzen, indem sie unten absterben und oben weiterwachsen, allmählich in **Torf** über. Kann dagegen die Luft auf die abgestorbenen Pflanzen einwirken, wie z. B. auf das Fallholz unserer Wälder, so verkohlen sie nicht, sondern verwesen. Ihr Holz wird durch den Sauerstoff der Luft unter Mitwirkung von Bakterien allmählich zu Kohlen säure und Wasser oxydiert, so daß die feste Substanz bis auf ein wenig Humus verschwindet. Noch weiter als beim Torf ist die Verkohlung bei der **Braunkohle** vorgeschritten, die sich in einer früheren Erdperiode, vor der Eiszeit, gebildet hat. Immerhin lassen sich auch in der Braunkohle noch deutlich die verkohlten Baumstämme und andere Pflanzenreste erkennen, die den heute lebenden Pflanzen mehr oder weniger ähnlich sind. Bei den aus einer viel früheren Zeit, dem Alttertium der Erdgeschichte, stammenden **Steinkohlen** und dem **Anthrazit** ist die Struktur der Pflanzen, aus denen sie entstanden sind, in der Regel nicht mehr deutlich zu erkennen, wohl aber zeigen uns die Pflanzenabdrücke, die sich in den Sandstein- und Tonchieferschichten zwischen Kohlenflözen wie in einem Herbarium erhalten haben, daß die Pflanzenwelt der Karbonzeit ein ganz anderes Gepräge zeigte als die gegenwärtige. Phanerogamen fehlen in ihr z. B. Die Wälder und Moore, aus denen die

Steinkohlen hervorgegangen sind, bestanden aus seither ausgestorbenen Farnen, Schachtelhalmen, Bärlappgewächsen und anderen Sporenpflanzen, die z. T. eine gewaltige Größe erreichten.

Die **geographische Verteilung der Steinkohlenlager** können wir aus der geologischen Karte entnehmen. Danach finden wir größere Steinkohlenreviere nördlich und südlich vom Rheinischen Schiefergebirge (Ruhrbecken, Aachener Becken, Saarbecken) und in Oberschlesien; Braunkohlenreviere dagegen in der Provinz Sachsen, dem Königreich Sachsen, am Niederrhein und in Böhmen. In Deutschland wurden 1907 ungefähr 140 Millionen Tonnen Steinkohle im Werte von 1500 Millionen Mark und 60 Millionen Tonnen Braunkohle gefördert.

Den **Kohlenstoffgehalt der Brennstoffe** und ihren **Heizwert** zeigt die folgende Tabelle:

Durchschnittlicher Gehalt an Kohlenstoff:	Wärmeentwicklung durch Verbrennung von 1 kg:
Holz 50 %	4000 Wärmeeinheiten
Torf 55 %	3500 "
Braunkohle 65 %	4000 "
Steinkohle 85 %	6000 "
Anthrazit über 90 %	7000—8000 "
Holzkohle 93 %	

Mit dem Kohlenstoffgehalt steigt der Heizwert dieser Brennstoffe. Guter **Anthrazit** besteht fast nur aus Kohlenstoff. Er färbt nicht ab und brennt, wie die Holzkohle und der Koks, ohne Rauch und Flamme. Von den vielen Steinkohlensorten steht ihm die **Magerkohle** am nächsten. Sie enthält auch wenig flüchtige Bestandteile und eignet sich, da sie wenig Flamme gibt, mehr zur Ofenheizung als für den Herdbrand. Die **fetten Steinkohlen** brennen dagegen mit starker Flammen- und Rauchbildung. Bei der trockenen Destillation geben sie bis zur Hälfte ihres Gewichtes als Gas und Teer ab und werden deshalb zur Gasfabrikation verwandt. Die goldglänzenden Häutchen, die man oft auf den Bruchflächen der Steinkohlen findet, bestehen aus einem Eisensulfid, dem Schwefelkies, dessen Schwefel beim Verbrennen der Kohle in Schwefeldioxyd übergeht.

Braunkohlen sind im Durchschnitt kohlenstoffärmer und daher weniger wertvoll als Steinkohlen. Bei der trockenen Destillation, der Kohlen Schwelerei, geben sie unter anderm Paraffin und Solaröl ab. Aus erdiger Braunkohle formt man durch Pressen Briketts und in ähnlicher Weise stellt man aus dem Torfschlamm, den man vom Grunde mooriger Gewässer heraufholt, Preßtorf her. Den gewöhnlichen, leichten **Torf** gewinnt man durch Abstecken und Trocknen der „Soden“.

5. Die Bedeutung der Kohle als Energiequelle. Die Kohle ist aus dem Holz und der Zellulose abgestorbener Pflanzen entstanden, Holz und

Zellulose sind ihrerseits wieder Umwandlungsprodukte der Stärke und des Zuckers, und diese sind durch den Assimilationsvorgang in den grünen Pflanzenzellen aus Kohlenäure und Wasser erzeugt. Zur Spaltung der Kohlenäure in Kohlenstoff und Sauerstoff, die der Stärkebildung vorausgeht, ist aber Energie nötig, und diese Energie liefert den lebenden Pflanzen das Sonnenlicht.

In den Kohlen ist also, wie in Akkumulatoren, die Energie des Sonnenlichtes aufgespeichert, das vor Millionen von Jahren durch die grünen Blatt- und Rindenzellen der Pflanzen aufgefangen wurde. Wenn die Kohle verbrennt, wird diese Energie wieder frei gemacht und heizt unsere Öfen, versorgt uns mit Licht, treibt die Maschinen, schmilzt das Eisen aus den Erzen aus und gibt Millionen von Menschen ihren Lebensunterhalt. Sie ist das kraftspendende Element, und ohne sie hätte sich unsere wirtschaftliche Kultur nicht zu der Höhe entwickeln können, die sie im letzten Jahrhundert erreicht hat.

Der Gesamtverbrauch an Stein- und Braunkohle auf der ganzen Erde beträgt rund 1 Milliarde Tonnen. Deutschland steht unter den Kulturländern in bezug auf Kohlenförderung an dritter Stelle. (160 Millionen Tonnen Steinkohle im Jahre 1910.) Die Frage, wie lange die Kohlenvorräte der Erde dem Bedürfnis noch genügen werden, läßt sich schwer beantworten. Die Schätzungen schwanken zwischen einigen hundert und einigen tausend Jahren für die einzelnen Kohlenreviere. Jedenfalls werden sie mit der Zeit zu Ende gehen, und wenn es den Menschen nicht gelingt, andere Energiequellen dafür zu erschließen, so wird mit den Kohlenvorräten auch die wirtschaftliche Kultur allmählich zurückgehen.

§ 23.

Die Kohlenwasserstoffe und das Leuchtgas.

a) Vorkommen und Eigenschaften der Kohlenwasserstoffe.

Die trockene Destillation des Holzes und der Steinkohle (Vers. 1, § 20, c) lieferte neben anderen flüchtigen Stoffen brennbare Gase, die wir kurzweg als **Leuchtgas** bezeichnen wollen. Die wichtigsten Bestandteile dieses Gasgemenges sind das Methan, auch Sumpfgas oder Grubengas oder leichtes Kohlenwasserstoffgas genannt, und das Äthylen oder schweres Kohlenwasserstoffgas. Beide sind Verbindungen von Kohlenstoff und Wasserstoff, und zwar enthält das Äthylen, verglichen mit dem Methan, auf dieselbe Menge Wasserstoff die doppelte Menge Kohlenstoff. Neben ihnen gibt es noch eine große Menge von gasförmigen, flüssigen und festen Kohlenwasserstoffen, die z. T. in § 46 behandelt sind.

* **Versuch 1**, Darstellung des Methans: Mische in einer Kochflasche Aluminiumkarbid, Al_4C_3 , mit Wasser, erwärme die Mischung und fange das entstehende Gas in einem Zylinder auf.

Versuch 2, Eigenschaften des Methans: Nehme den mit Methan gefüllten Zylinder um und führe von unten einen brennenden Span hinein (vgl. Fig. 20).

Das **Methan**, CH_4 , ist in seinen Eigenschaften dem Wasserstoff außerordentlich ähnlich und brennt wie dieser mit einer wenig leuchtenden Flamme.



Fig. 42. Sumpfgas.

Es heißt auch **Sumpfgas** (Fig. 42), weil es sich aus dem Faulschlamm stehender Gewässer durch trockene Destillation entwickelt, und **Grubengas**, weil es viel in Kohlenbergwerken vorkommt und dort, mit Luft gemischt, ein explosives, knallgasartiges Gemenge bildet, die gefürchteten „schlagenden Wetter“.

Das **Äthylen**, C_2H_4 , ist schwerer und brennt mit leuchtender Flamme.

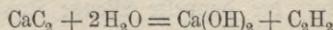
Zu den Kohlenwasserstoffen gehört auch das C_2H_2 **Acetylen**, das auf dieselbe

Menge Wasserstoff eine doppelt so große Menge Kohlenstoff enthält, wie das Äthylen, und genau viermal soviel wie das Sumpfgas.

Versuch 3, Darstellung von Acetylen: Wirf einige Stückchen Kaliumkarbid in eine mit Wasser gefüllte Porzellanschale und entzünde das entstehende Gas. Wie riecht und wie brennt es?

* **Versuch 4:** Entwickle dasselbe Gas in einer Acetylenlampe (Radfahrerlampe) und entzünde es. Wie unterscheidet sich die Flamme von der vorigen? Worauf mag der Unterschied beruhen? Was wird aus dem Karbid?

Ergebnis: Das Kaliumkarbid, eine chemische Verbindung von Kohle und Kalium, gibt durch Wechselersetzung mit Wasser **Acetylen** und gelöschten Kalk. Das Acetylen gas brennt, wenn es unter erhöhtem Druck ausströmt, mit sehr heller, sonst mit stark rußender Flamme (vgl. Methan und Äthylen). Da es sich unter Umständen von selber explosiv zersetzt und mit Luft ein sehr gefährliches explosives Gemenge bildet, so erfordert seine Verwendung besondere Vorsicht.



Kaliumkarbid + Wasser = Kaliumhydroxid + Acetylen.

b) Das Leuchtgas.

Versuch 5: Erhitze Steinkohle nach Figur 39a in einem Fenenser Rohr und untersuche die entstehenden Gase.

Das Leuchtgas gewinnt man durch trockne Destillation von fetten Kohlen, die zu diesem Zwecke in großen, feuerfesten Retorten (*a*) bis zur Weißglut erhitzt werden (Fig. 43).

Das Rohgas, das durch eiserne Röhren (*b*) aus den sonst überall geschlossenen Retorten entweicht, enthält außer dem eigentlichen Leuchtgas noch Teer, Ammoniak, Schwefelverbindungen oder Sulfide, z. B. Schwefelkohlenstoff und Zyanverbindungen.

Der Teer wird durch Abkühlung als schwerflüssige Masse in besonderen Kühlapparaten (*B*) abgetrennt.

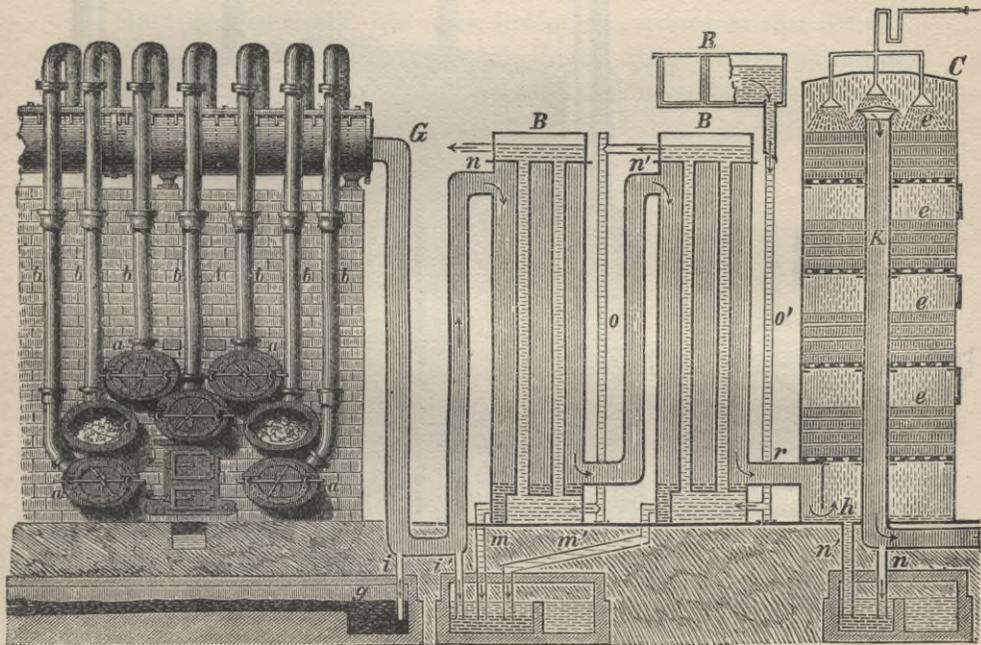


Fig. 43. Leuchtgasfabrik.

Das Ammoniak läßt sich, dank seiner starken Löslichkeit, durch das „Waschen“ des Rohgases mit kaltem Wasser entfernen (*C* = Waschtürme). Die besonders schädlichen schwefelhaltigen Gemengteile des Rohgases geben ihren Schwefel an Eisenhydroxyd (Raseneisenstein) ab, das in den sogenannten Reinigungskästen (*D*) auf Hürden flach ausgebreitet ist und von dem Gase durchströmt wird. Schließlich sammelt sich das gereinigte Gas in den Gasometern (*E*) und wird von dort in das Röhrennetz geleitet. Dieses gereinigte Gas enthält außer den schon angeführten Kohlenwasserstoffen noch Wasserstoff und das giftige Kohlenoxydgas. Die geringen Mengen von Schwefelverbindungen, die trotz der Reinigung im Leuchtgas verbleiben, verbrennen in der Gasflamme zu schwefliger Säure, die in den

mit Gas beleuchteten Räumen das Gedeihen der Zimmerpflanzen stark beeinträchtigt. Da Leuchtgas mit Luft ein sehr gefährliches explosives Gemenge gibt, so darf man Räume, in denen Gas ausgeströmt ist, erst nach gründlicher Lüftung mit einem brennenden Lichte betreten.

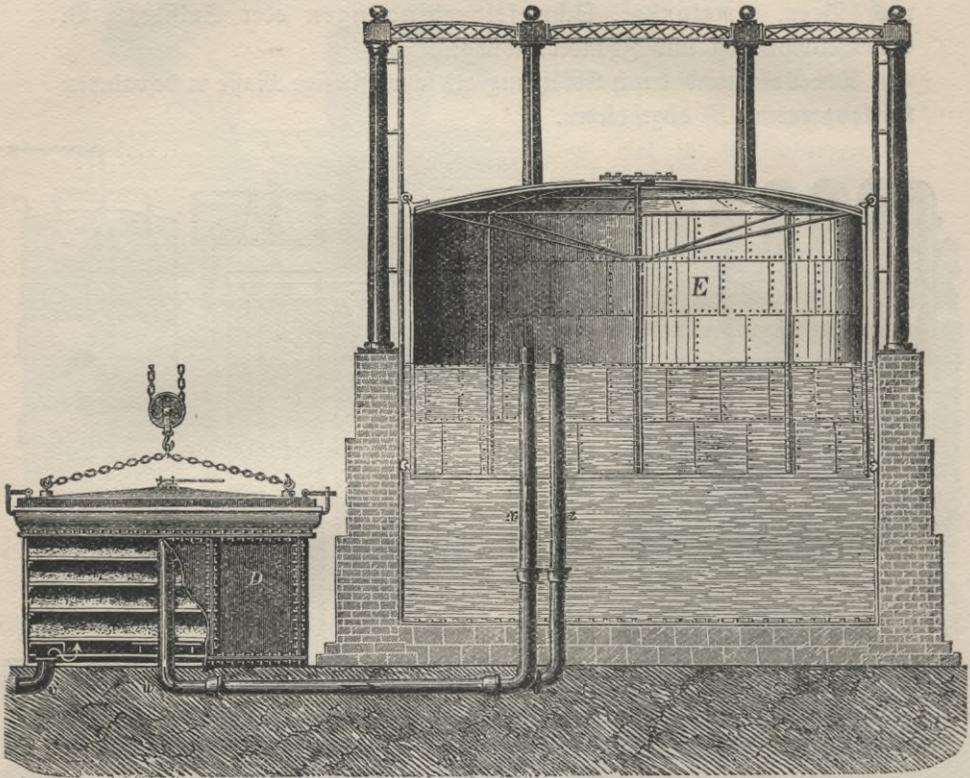


Fig. 43a. Leuchtgasfabrik.

Der Steinkohlenteer, das Ammoniakwasser und die Zyanverbindungen werden als wertvolle Nebenprodukte gesammelt und weiter verarbeitet, und die in den Retorten zurückbleibende, entgaste Kohle wird ausgeräumt und als Koks oder Zinder verkauft.

Geschichtliches: Das durch trockene Destillation aus Steinkohlen gewonnene Gas wurde zuerst im Jahre 1792 in England zur Beleuchtung einer Fabrik benutzt. Schon im Jahre 1801 wurde die Gasbeleuchtung in Paris eingeführt; 1812 in London und 1826 in Berlin. Seit den 80er Jahren des vorigen Jahrhunderts ist das einfache Gaslicht allmählich durch das Glühlicht verdrängt, das man nach dem Erfinder der Glühstrümpfe auch Auerlicht nennt.

§ 24.

Die Flammenbildung.

a) Wie entsteht eine Flamme, und welche Teile lassen sich an ihr unterscheiden?

Aus früheren Beobachtungen wissen wir, daß nur gasförmige Stoffe beim Verbrennen eine Flamme bilden.

Können Flammen auch in anderen Gasen als Luft und Sauerstoff entstehen? (Vgl. § 7, e, Verf. 1.)

Nicht flüchtige Stoffe, wie reiner Kohlenstoff, verbrennen ohne Flamme. Wie stimmt das mit der Tatsache, daß Kerzen, Holz, Öl und Petroleum, also feste und flüssige Brennstoffe, auch mit Flamme brennen? Welche Rolle spielt der Docht bei Kerzen und Lampen?



Fig. 44. Kerzenflamme.

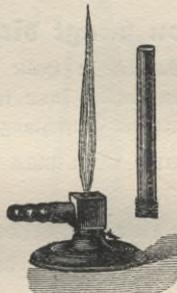
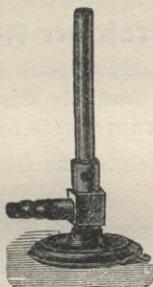


Fig. 45. Bunsenbrenner. Fig. 46.

Versuch 1: Blase eine Kerzenflamme aus und halte sofort ein brennendes Streichholz etwa $\frac{1}{2}$ cm hoch über den Docht. Wie erklärt sich das Zurückspringen der Flamme?

Zusammensetzung der Flamme: Beschreibe genau die einzelnen Teile oder Zonen einer ruhig brennenden, leuchtenden Gas-, Kerzen- oder Petroleumflamme (Fig. 44).

Versuch 2: Halte einen ganz dünnen Platin- oder Eisendraht (Blumendraht) der Quere nach zuerst in den unteren, dann in den oberen Teil einer leuchtenden Gas- oder Kerzenflamme und stelle fest, wo er am hellsten glüht. Wo ist die Verbrennung also am lebhaftesten?

Ergebnis: Eine Flamme entsteht bei der Verbrennung eines Gases, wenn die Temperatur eine bestimmte Höhe erreicht. (Können sich auch Gase ohne Flamme verbinden? Vgl. Stickoxyd und Sauerstoff.) Leuchtende Flammen bestehen aus einem wenig heißen, nicht leuchtenden Kern von unverbranntem Gase, einer mittleren, leuchtenden Zone und einem schmalen, nicht leuchtenden, aber heißen Saume.

b) Was entsteht bei der Verbrennung, und was für Elemente sind in den Beleuchtungsstoffen enthalten?

Versuch 1: Halte eine mit kaltem Wasser gefüllte Kochflasche in eine wenig leuchtende Gas- oder Spiritusflamme.

Was entsteht auf dem Glase?

Versuch 2: Stülpe ein mit Kaltwasser ausgegwinktes Becherglas über eine Flamme, oder lasse eine Gasflamme kurze Zeit in ein Becherglas hineinschlagen und schwenke es dann mit Kaltwasser aus.

Beobachtung?

Welcher Stoff entweicht bei blakenden Flammen?

Ergebnis: Die zur Heizung und Beleuchtung verwendbaren Stoffe geben bei der Oxydation Wasser und Kohlenäure, müssen also Wasserstoff und Kohlenstoff enthalten. Bei unvollständiger Verbrennung oxydiert sich zuerst der Wasserstoff, während der unverbrannte Kohlenstoff als Ruß ausgeschieden wird.

c) Wovon hängt die Leuchtkraft der Flamme ab?

Versuch 1: Halte eine Porzellanschale zuerst in eine leuchtende Bunsen- oder Kerzenflamme, dann in eine nicht leuchtende Bunsen- oder eine Spiritusflamme. Erkläre die Einrichtung des Bunsenbrenners (Fig. 45 u. 46).

Wodurch kann man eine Bunsenflamme leuchtend oder nicht leuchtend machen?

Halte eine brennende Zigarre oder eine Räucherkerze in die Nähe des Zylinders. Wie wirkt der Zylinder auf die Leuchtkraft einer Petroleumflamme?

Ergebnis: Das Leuchten geht von unverbranntem Kohlenstoff aus, der in der mittleren Zone durch Zersetzung von Kohlenwasserstoff freigemacht und durch die Verbrennungswärme des Wasserstoffs zur Weißglut erhitzt wird. Dieser Kohlenstoff verbrennt schließlich in dem nicht leuchtenden Saume der Flamme.

Wird das Gas im Bunsenbrenner mit einer genügenden Menge Luft gemengt, so verbrennt es sofort vollständig, ohne zu leuchten, aber mit um so stärkerer Wärmeentwicklung.

Das **Petroleum** bedarf einer stärkeren Luftzuführung als das Leuchtgas, wenn es ohne Rußbildung brennen soll. Überhaupt muß die Luftzuführung um so ausgiebiger sein, je kohlenstoffreicher die verbrennenden Stoffe sind.

Das **Azetilen** entwickelt seine volle Leuchtkraft erst, wenn es unter verstärktem Druck aus dem Brenner ausströmt.

Beim **Auerlicht** ist die Gasflamme selber nicht leuchtend, bringt aber durch ihre Hitze die Metalloxyde (Thor- und Zerde), aus denen der Glühstrumpf besteht, zum hellen Leuchten.

Die **Leuchtkraft** der Flammen hängt also 1. von dem Brennstoff, 2. von der Luftzufuhr, 3. von dem Drucke und der Temperatur und 4. von dem Vorhandensein fester, glühender Stoffe ab.

d) Die Entzündungstemperatur.

Versuch 1: Halte ein sehr engmaschiges Kupferdrahtnetz wagerecht einige Zentimeter über die Mündung eines Bunsenbrenners, dessen Luftlöcher halb geschlossen sind, entzünde das ausströmende Gas oberhalb des Drahtnetzes und bewege dieses auf und ab.

Versuch 2 (Fig. 47): Drücke die Flamme mit dem Drahtnetz von oben nieder. Weshalb entzündet sich beim 1. Versuch das Gas unterhalb des Netzes nicht, und weshalb schlägt sie beim 2. Versuch nicht nach oben hindurch?

Ergebnis: Auch die leicht brennbaren Gase müssen auf eine bestimmte Temperatur, die Entzündungstemperatur, gebracht werden, um sich zu entflammen. Durch engmaschige Drahtnetze lassen sie sich so weit abkühlen, daß die Flamme nicht hindurchschlägt.

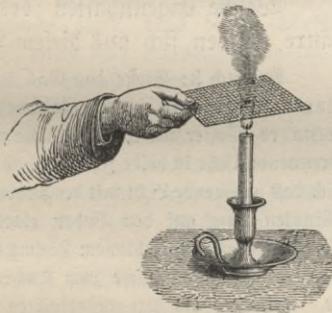


Fig. 47.
Durchschnitt der Kerzenflamme.

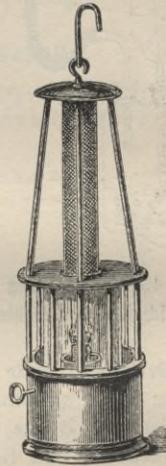


Fig. 48.
Sicherheitslampe.

Diese Wirkung engmaschiger Drahtnetze benutzte der englische Physiker Davy (1778—1829) zur Konstruktion der nach ihm benannten Sicherheitslampe für Bergleute, welche die Entzündungsgefahr der schlagenden Wetter in Kohlengruben vermindern soll (Fig. 48).

§ 25.

Die Dryde und Säuren des Kohlenstoffs.

a) Darstellung und Eigenschaften der gasförmigen Kohlenensäure.

Durch die Verbrennung von Kohle im Sauerstoff (§ 3, d) haben wir ein gasförmiges Dryd erhalten, das Kalkwasser trübte und die Flamme erstickte; $C + O_2 = CO_2$. Wir nannten es Kohlenensäure. In Wirklichkeit

ist dieses Verbrennungsprodukt keine Säure, sondern deren Anhydrid, und würde daher besser als Kohlendioxyd bezeichnet (vgl. Schwefeldioxyd und schweflige Säure). Die erste Bezeichnung hat sich jedoch derart eingebürgert, daß wir sie auch weiterhin gebrauchen und die vollständige Säure als Kohlenensäurehydrat bezeichnen wollen; $\text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O} = \text{H}_2\text{CO}_3$. Für die weiteren Versuche stellen wir das Kohlendioxyd auf bequemere Art her:

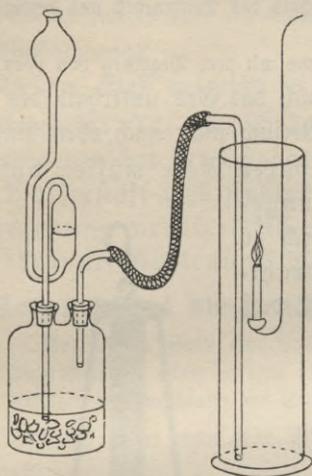


Fig. 49. Darstellung und Eigenschaften der Kohlenensäure.

Versuch 1 (Fig. 49): Übergieße in einem Kippischen Apparat oder in einer mit Sicherheitsrohr versehenen Gasentwicklungsflasche Marmorstückchen (kohlen-saures Kalzium) mit verdünnter Salzsäure.

Wie wirkt die Salzsäure auf das kohlen-saure Kalzium?

Versuch 2: Leite das entstehende Gas durch ein Glasrohr bis auf den Boden eines großen Zylinders, tauche zugleich von Zeit zu Zeit ein auf einem Verbrennungslöffel befestigtes Licht hinein und stelle fest, wo es erlischt.

Welche Eigenschaften der Kohlen-säure ergeben sich aus diesem Versuche?

Versuch 3: Gieße das Gas langsam aus einem Zylinder in einen gleichen über, als wenn es Wasser wäre, und tauche nachher das brennende Licht in beide Zylinder. Gieße schließlich das brennende Licht mit der Kohlen-säure aus.

Versuch 4: Leite das Gas 5 Minuten lang auf den Boden eines mit recht kaltem Wasser gefüllten Zylinders, prüfe das Wasser mit blauem Lackmuspapier und probiere es. Bringe einen Teil davon in einer Kochflasche zum Kochen und ver-setze den Rest mit klarem Kalkwasser. Prüfe ebenso den ausgekochten Anteil mit Lackmus und Kalkwasser.

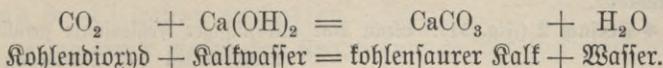
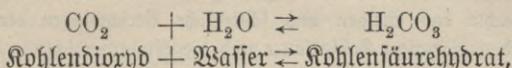
Versuch 5: Verdünne gesättigtes Kalkwasser mit Wasser auf das dreifache Volumen und leite so lange Kohlen-säure hindurch, bis die zuerst entstandene Trübung wieder verschwunden ist. Schließlich bringe die klare Lösung zum Kochen.

Ergebnis: Die **Kohlen-säure** oder das Kohlendioxyd ist ein farb-loses, geruchloses, schweres Gas (spez. Gewicht gegen Wasser-stoff = 22). Es erstickt die Flamme und die Atmung. In kaltem Wasser löst es sich ziemlich stark (Liter auf Liter), und diese Lösung hat die Eigenschaften einer schwachen Säure. Das darin enthaltene Kohlen-säurehydrat läßt sich aber nicht durch Erhitzen vom überschüssigen Wasser befreien, sondern zer-setzt sich sofort in Kohlendioxyd, welches entweicht, und Wasser (umkehrbarer Vorgang). Mit Kalkwasser gibt die wässrige Kohlen-säure eine weiße Trübung, die aus kohlen-saurem Kalk besteht.

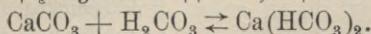
Die Trübung löst sich in einem Überschuß von Kohlen-säure-

hydrat wieder auf. Auf dieser lösenden Wirkung der im Wasser enthaltenen Kohlensäure beruht zum Teil die Höhlenbildung im Kalkgebirge und die Verwitterung von Gesteinen.

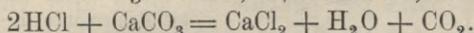
*** Formelbildung:**



Bildung und Zersetzung von doppeltkohlensaurem Kalk:



Die Salzsäure verdrängt die Kohlensäure aus ihren Salzen (§ 10, 4):



b) * Reduktion von Kohlensäure durch Metalle.

Versuch 6: Fülle einen Zylinder in der oben angegebenen Weise mit Kohlensäure und halte ein Bündel von 3–4 Stücken Magnesiumband, das vorher entzündet ist, hinein. Wie sehen die festen Rückstände aus? Was bleibt schließlich zurück, wenn man das Magnesiumoxyd in Salzsäure auflöst? oder:

Versuch 7 (Fig. 50): Bringe in ein Kugelrohr ein Stückchen reines Kalium, leite einen langsamen Strom von Kohlensäure durch das Rohr und erhitze die Kugel mit dem Kalium¹⁾. Nach dem Erkalten löse den weißen Beschlag in Wasser auf und prüfe die Lösung mit rotem Lackmus. Was bleibt in der Kugel zurück?

Kohlensäure

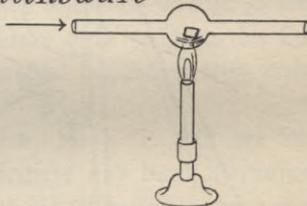


Fig. 50. Kohlensäure wird durch Kalium reduziert.

Ergebnis: Magnesium und Kalium entreißen bei höherer Temperatur der Kohlensäure den Sauerstoff und reduzieren sie zu Kohlenstoff.

c) Flüssige und feste Kohlensäure. Kritische Temperatur.

Das Kohlendioxyd läßt sich, wie alle Gase, durch starken Druck und Abkühlung zu einer Flüssigkeit verdichten.

Bei 0° ist dazu ein Druck von 36 Atmosphären nötig, bei –80° genügt der gewöhnliche Druck von 1 Atmosphäre. Der Siedepunkt der flüssigen Kohlensäure liegt also bei –80°.

Bei einer Temperatur von mehr als +31° ist das Gas, auch wenn man den Druck noch so sehr steigert, nicht mehr zu verflüssigen. Man be-

¹⁾ Will man das Springen des Glases verhindern, so muß man vorher etwas Abfeil in die Kugel bringen und das Kalium darauf schieben.

zeichnete diesen Wärmegrad als **kritische Temperatur** der Kohlensäure. Für den Sauerstoff liegt er bei -118° , für den Stickstoff bei -149° .

*** Versuch 1:** Erwärme eine zur Hälfte mit flüssiger Kohlensäure gefüllte, zugeschmolzene Glasröhre¹⁾ in der Hand oder stelle sie in Wasser von gewöhnlicher Temperatur und erwärme sie durch Zugießen von wärmerem Wasser allmählich auf 31° . Beobachte das Steigen und schließliche Verschwinden der Grenzschicht von flüssiger und gasförmiger Kohlensäure und die Wiederverdichtung bei der nachherigen Abkühlung.

*** Versuch 2** (Fig. 51): Wenn eine mit flüssiger Kohlensäure gefüllte Bombe

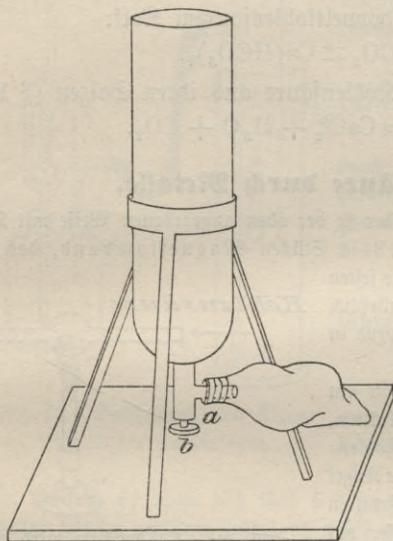


Fig. 51. Erzeugung fester Kohlensäure aus flüssiger.

nebst Gestell zur Verfügung steht, so stelle sie umgekehrt auf, binde an der Austrittsöffnung *a* einen fußlangen Beutel aus Wollstoff fest um das Rohr und laß durch allmähliches Öffnen des Ventils *b* die Kohlensäure 1—2 Minuten in den Beutel einströmen. Schließe dann das Ventil und schütte den Inhalt des Beutels — feste Kohlen Säure — in eine Porzellanschale. Beachte die Verdunstung der festen Kohlensäure, nimm etwas davon in die Hand, bringe ein haselnußgroßes Stückchen in eine starkwandige, mit Wasser gefüllte Flasche und setze einen Kork luftdicht, aber nicht zu fest darauf. Mische eine Handvoll in einem Becherglase mit Ather (feuergefährlich!) und halte ein Probierröhrchen mit 1 ccm Quecksilber so lange hinein, bis dieses erstarrt ist. Kühle mit Hilfe derselben Mischung ein Probierröhrchen, das mit einem Gemenge von Alkohol und Salzsäure gefüllt ist, auf -80° ab und wirf einige Zinkspäne hinein.

Ergebnis: Aus geschlossenen Gefäßen strömt die flüssige Kohlensäure, wenn das Ventil geöffnet wird, unter starkem Druck aus, verdampft zum Teil und bewirkt dadurch eine so starke Abkühlung, daß ein Teil der nachströmenden Kohlensäure zu einer festen, schneeartigen Masse erstarrt (Verdunstungskälte). Diese feste Kohlensäure kann man durch Mischen mit Ather zu noch schnellerem Verdunsten bringen und auf diese Art die Temperatur so stark erniedrigen, daß Quecksilber in der Mischung gefriert, und chemische Reaktionen, die bei gewöhnlicher Temperatur sehr lebhaft verlaufen, aufhören.

Verwendung der flüssigen Kohlensäure zu Bierdruckapparaten.

¹⁾ Im Handel zu haben. Die Röhren sind wegen der Explosionsgefahr sehr vorsichtig zu behandeln!

d) Die Kohlenäure in der Natur.

Versuch 1: Schwenke eine ungefähr 10 l haltende und mit Luft gefüllte Flasche mit 10—20 cem Kalt- oder besser Barytwasser gehörig aus und überlege, wodurch die Trübung entstanden sein kann.

Versuch 2: Laß ein Becherglas mit klarem Kaltwasser einige Tage offen im Zimmer stehen.

Die Luft enthält 0,03—0,04% Kohlenäure, d. h. in 10000 l Luft sind 3—4 l davon enthalten.

So gering dieser Anteil der Kohlenäure an der Zusammensetzung der Luft ist, so wichtig ist er für das organische Leben, denn diese Kohlenäure liefert den Pflanzen den Kohlenstoff, dessen sie zur Erzeugung der Pflanzenstoffe bedürfen (vgl. § 22, c, 5). Die der Luft durch die Assimilation entzogene Kohlenäure wird durch die Atmung der Tiere, die Verwesung organischer Stoffe und die Verbrennung von Kohle und anderen Brennstoffen wieder ersetzt: „Kreislauf des Kohlenstoffs“ (vgl. die Versuche über Atmung § 3, e).

In schlecht durchlüfteten Räumen kann durch die Atmung und durch Gas- oder Petroleumflammen der Kohlenäuregehalt der Luft auf das Vielfache des gewöhnlichen steigen. Übersteigt er eine bestimmte Grenze, so kann das Blut die im Stoffwechsel erzeugte Kohlenäure nicht mehr an die Luft abgeben, und infolgedessen, nicht durch die Abnahme des Sauerstoffs, treten Erstickungserscheinungen ein.

Auch im Wasser ist Kohlenäure enthalten, die z. T. aus der Luft stammt, z. T. durch den Stoffwechsel der Wassertiere und durch Verwesung organischer Stoffe erzeugt wird. Sie ermöglicht die Assimilation bei untergetauchten Wasserpflanzen, die dafür Sauerstoff abgeben.

Versuch 3: Fülle eine etwa 2—3 l haltende Kochflasche oder Karaffe mit Wasser, bringe eine kleine Handvoll frischer Wasserpestpflanzen hinein, verschließe die Flasche, wenn alle Luft durch Wasser verdrängt ist, mit einem Stöpsel, durch den ein beiderseits offenes Glasrohr hindurchgeht, und stelle sie umgekehrt mit Hilfe eines Dreifußes so auf, daß ihre Mündung in ein untergestelltes Becherglas mit Wasser eintaucht (vgl. die Versuchsanordnung in Fig. 27). Bringe das Ganze an ein sonniges Fenster und achte auf die Entwicklung von Gasblasen aus den Pflanzen. Wenn sich einige Kubikzentimeter Gas in der Flasche gesammelt haben, was bei hellem Sonnenschein in einigen Stunden geschieht, so kehre die Flasche wieder um, nachdem der Stöpsel unter Wasser gelockert ist, öffne sie und bringe schnell einen glimmenden Span in das entstandene Gas. Der Versuch gelingt besonders gut, wenn man dem Wasser etwas Selterswasser hinzusetzt oder vorher Kohlenäure bis zur Sättigung einleitet.

Wodurch ist der Sauerstoff entstanden?

In vulkanischen Gegenden entströmt die Kohlenäure oft den Spalten und Klüften des Bodens, z. B. in dem zum Vulkangebiet des Laacher Sees gehörigen Brohltal und in der Hundsgrotte bei Neapel. Diese natür-

liche Kohlensäure wird an manchen Orten aufgefangen und technisch verwendet. Ihr verdanken auch viele Heilquellen, sogenannte Sauerlinge, z. B. das Selterser Wasser, ihren Gehalt an Kohlensäure. Das Wasser sättigt sich in der Tiefe unter hohem Druck mit Kohlensäure und läßt diese an der Austrittsstelle z. T. als Gas entweichen. Das gewöhnliche Selterswasser und die verschiedenen Arten von Sauerbrunnen sind durchweg künstlich hergestellt durch Sättigung von Wasser mit Kohlensäure unter einem Druck von 3–4 Atmosphären.

e) Das Kohlenoxyd.

Versuch 1 (Fig. 52): Erhitze in einem schwer schmelzbaren Zenerser Rohr Holzkohlen bis zum Glühen und leite einen langsamen Strom von Kohlensäure hindurch.

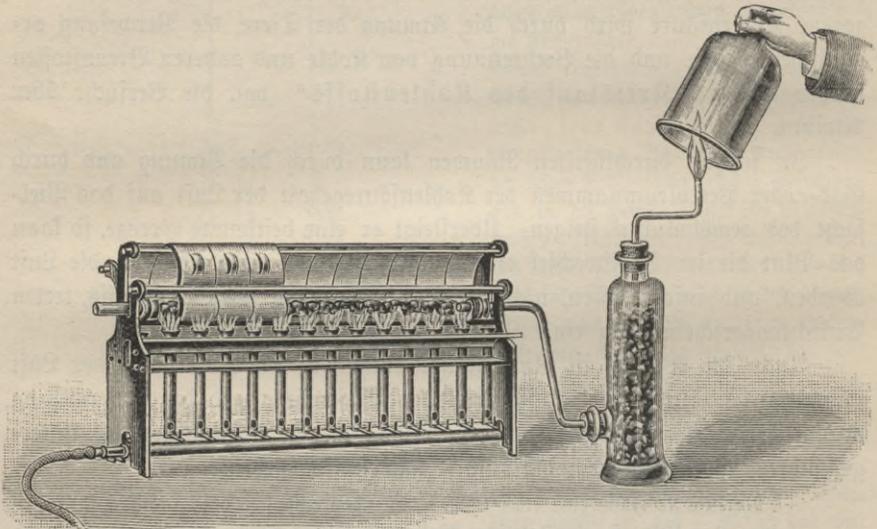


Fig. 52. Bildung von Kohlenoxyd.

Fange das austretende Gas, nachdem es eine Waschflasche mit Kalilauge oder einen mit Kalkstücken gefüllten Zylinder passiert hat, in einem Probierrohr auf und entzünde es an einer Flamme. Schwenke schließlich das Probierrohr mit Kaltwasser aus. (Es darf nichts von dem Gase in die Zimmerluft geraten!)

Wie brennt das Gas? Woraus kann es bestehen, und wie ist seine Entstehung zu erklären?

Schließt man in einem mit glühendem Koks oder Anthrazit gefüllten Zimmerofen die unteren Türen möglichst dicht und öffnet nach einiger Zeit die obere, zum Einschütten dienende Tür, so sieht man über den glühenden Kohlen schöne, blaue Flammen spielen. Sie entstehen durch die Verbrennung des Kohlenoxydgases, das durch Verbrennung von Kohlen bei ungenügendem Luftzutritt erzeugt wird.

Das **Kohlenoxyd** ist ein sehr giftiges, farbloses und geruchloses Gas. Als Bestandteil des Leuchtgases bedingt es dessen Giftigkeit. Im Gegensatz zum Kohlendioxyd bildet es mit Wasser keine Säure. Da es nur halb soviel Sauerstoff enthält wie die Kohlenensäure, so vermag es sich noch mit Sauerstoff zu verbinden und verbrennt dabei mit blauer Flamme zu Kohlenensäure.

Es zerfällt, wenn es eingeatmet wird, die roten Blutkörperchen und ist deshalb viel gefährlicher als die Kohlenensäure. Bei Kohlenoxydvergiftungen wendet man als Gegenmittel hauptsächlich künstliche Atmung an.

Technisch wird es als **Generatorgas** viel zur Erzeugung hoher Temperaturen, z. B. in Glasöfen und Gasfabriken benutzt. Man erzeugt es, indem man in großen Füll- oder Schachtöfen Kohlen unter beschränktem Luftzutritt verbrennt (Fig. 53)¹⁾.

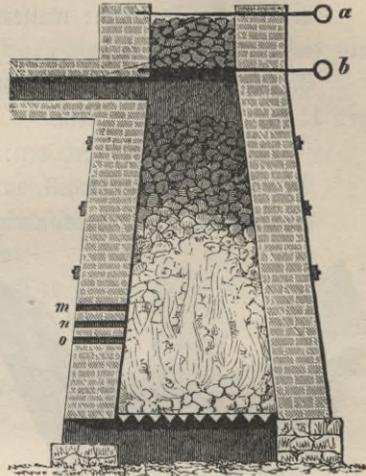
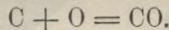


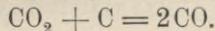
Fig. 53. Generatoröfen.

* **Formelbildung:**

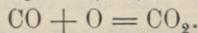
1. Kohle verbrennt bei ungenügendem Luftzutritt zu Kohlenoxyd:



2. Kohlenensäure wird durch glühende Kohle zu Kohlenoxyd reduziert:



3. Kohlenoxyd verbrennt zu Kohlenensäure:



§ 26.

Silizium und Kieselsäure.

a) Die Kieselsäure im Mineralreich.

Das Silizium kommt als Element nicht in der Natur vor. Um so häufiger aber findet es sich in Verbindung mit Sauerstoff als Kieselsäure und in den kiesel-sauren Salzen oder Silikaten, die im Mineralreich eine ähnliche Bedeutung haben, wie die Kohlenstoffverbindungen für das Pflanzen- und Tierreich. Aus ihnen setzt sich der bei weitem größte Teil der Erdkruste, soweit wir sie kennen, zusammen.

¹⁾ Der Schwefelkohlenstoff ist mit den übrigen Sulfiden in § 14, c behandelt.

Die aus Kieselsäure bestehenden Mineralien, zu denen viele Halbedelsteine gehören, zerfallen nach ihrer chemischen Zusammensetzung und Struktur in 3 Hauptgruppen:

1. **Die Quarzgruppe:** wasserfreie, in sechsseitigen Säulen und Pyramiden kristallisierende Kieselsäure (Kieselsäure-Anhydrid).

2. **Die Opalgruppe:** wasserhaltige, amorphe Kieselsäure, weniger hart als die Quarzsubstanz.

3. **Die Achat- und Chalzedongruppe,** die in ihren Eigenschaften zwischen der 1. und 2. Gruppe steht.

Zur **Quarzgruppe** gehören:

Bergkristall: Wasserhell, farblos, schön kristallisiert (Fig. 54).

Rauchquarz: halbdurchsichtig, sonst ebenso.



Fig. 54. Bergkristall.



Fig. 55. Festungsachat.

Amethyst: helllila. Die Färbung beruht, wie bei allen gefärbten Kieselsäurearten, auf der Beimengung von Fremdstoffen. Die reine Kieselsäure ist farblos.

Gemeiner Quarz: kommt kristallisiert oder in derben Massen vor, durchscheinend, weiß. Als Gemengteil von Gesteinen (Granit), im Sand und Sandstein und als Quarzfels oder Quarzit vielleicht das verbreitetste aller Mineralien.

Katzenauge: grünlichgrau schillernd.

Tigerauge: aus faserigen Kristallen zusammengesetzt, seidig braungoldig schillernd.

Opalgruppe:

Der **edle Opal:** milchigweiß mit einem aus dem Innern hervorbrechenden, prächtigen Farbenspiel. Sehr wertvoller Edelstein.

Kieselsinter: weißliche Opalmasse, die sich aus heißen Quellen, z. B. den Geisern Islands, Nordamerikas und Neuseelands absetzt.

Kieselgur oder Diatomeenerde: Eine aus mikroskopischen Skeletten von Kieselalgen (Diatomeen) bestehende, leichte, fein erdige Masse, die u. a. in der Lüneburger Heide ausgedehnte Ablagerungen bildet. Sie saugt im gebrannten Zustande Flüssigkeiten in großer Menge auf und wird deshalb zur Herstellung von Dynamit, einer Mischung von Kieselgur und Nitroglycerin, gebraucht.

Zur **Achatgruppe** rechnet man den Achat, der oft in bunten Farben gebändert oder gefleckt und aus verschiedenen Kieselsäurearten gemischt ist. Band-, Festungs- und Moosachat (Fig. 55).

Jaspis: undurchsichtig, meist durch Eisenverbindungen rot, gelb oder grün gefärbt und zuweilen, wie der Achat, gebändert.

Chalzedon: durchscheinend, weiß, grünlich oder bläulichgrau gefärbt. Mit dem Chalzedon sind nahe verwandt:

Dnyx: schwarz und weiß geschichtet. (Der Name wird oft fälschlich für eine grünliche Marmorart gebraucht, aus der man kunstgewerbliche Gegenstände herstellt.)

Heliotrop: dunkelgrün mit blutroten Flecken, oft zu Siegelringen verwandt.

Carneol: fleischrot-durchscheinend.

Chrysopras: apfelgrün.

Feuerstein oder Flint: dunkelgrau oder gelblich, oft zu merkwürdigen Knollen gestaltet, die in die Kreide eingesprengt sind und zuweilen versteinerte Meerestiere, z. B. Seeigel, einschließen. Früher zum Funken schlagen gebraucht. („Flinte“).

Außer dem Feuerstein findet man den gemeinen Opal, Chalzedon und andere Varietäten häufig als Versteinerungsmaterial; z. B. im versteinerten Holz.

Die Entstehung dieser Versteinerungen ist so zu erklären, daß die organischen Reste ursprünglich von wässerigen Kieselsäurelösungen durchtränkt sind, aus denen sich die feste Kieselsäure allmählich abgesetzt hat. Auch der Bergkristall und die ihm verwandten Halbedelsteine sind aus wässerigen Lösungen auskristallisiert, und zwar besonders oft an den Innenwänden von Felshöhlen, sogenannten Drusen (Kristallhöhlen im St. Gotthard) und Gesteinsspalten. Die Quarzkörner, die den Sand bilden, stammen dagegen durchweg aus vulkanischen Gesteinen und sind aus dem feuerflüssigen Zustande erstarrt.

Von den **kieselsauren Salzen** oder **Silikaten** sind für die Felsbildung und Bodenbildung am wichtigsten:

Zon: kieselsaures Aluminium, äußerst feinkörnig, plastisch, undurchlässig für Wasser, wird beim Brennen hart. Rohmaterial für die Töpferei.

Feldspat: Doppelsalz von kieselsaurem Aluminium und Kalium oder Natrium, meistens fleischrot oder weiß, mit spiegelnden Spaltflächen, als

Gemengteil von Felsarten das häufigste aller Silikate. Verwittert leicht und geht dann in Kaolin und gewöhnlichen Ton über.

Glimmer: Aluminium-Kaliumsilikat (heller Glimmer) oder Aluminium-Magnesiumsilikat (schwarzer Glimmer) mit spiegelndem Glanz, zu feinsten, biegsamen Blättern spaltbar. Marienglas.

Zalk, Meerschaum und Serpentin: weiche, wasserhaltige Magnesiumsilikate.

Augit und Hornblende: Kalzium-Magnesiumsilikate von dunkelgrüner oder schwarzer Färbung, in deutlichen, kurz-säulenförmigen Kristallen. Oft als Gemengteile in vulkanischen Gesteinen vorkommend. Zu dieser Gruppe gehört der aus feinen, seidig-glänzenden, biegsamen Fasern bestehende Asbest, der wegen seiner Feuerbeständigkeit und seiner geringen Wärmeleitung in der Technik sehr viel verwandt wird.

Zu den **Edelsteinen** und **Halbedelsteinen** gehören von den Silikaten:

Topas, Granat, Almandin, Beryll, Smaragd, Aquamarin, Adukar, Labrador und Lapis Lazuli.

Mineralien und Gesteine.

Die bisher aufgezählten Kieselsäurearten und Silikate bezeichnet man als **Mineralien**. Jedes Mineral ist im reinen Zustande durch seine ganze Masse gleichartig zusammengesetzt und durch Kristallgestalt, Struktur, Härte, chemische Zusammensetzung und sonstige Eigenschaften von anderen Mineralien ebenso unterschieden, wie sich Tier- oder Pflanzenarten voneinander unterscheiden. Die natürlich vorkommenden **Gesteine** oder **Felsarten** enthalten in vielen Fällen nur ein Mineral und heißen dann **einfache Gesteine**, z. B. Quarzfels, Marmor und Steinsalz. Die meisten und am massenhaftesten auftretenden Gesteine, besonders fast alle vulkanischen, sind dagegen Gemenge von verschiedenen Mineralien, die sich entweder mit bloßem Auge oder mit Hilfe des Mikroskopes deutlich unterscheiden lassen.

Zu diesen **zusammengesetzten Gesteinen** gehören der Granit (Feldspat, Quarz und Glimmer), Porphyr, Gneis, Basalt, kristallinische Schiefer, Tonchiefer, Lehm und Mergel.

b) Die Kieselsäure im Tier- und Pflanzenreiche.

Manchen Pflanzen und Tieren dient die Kieselsäure als Baustoff für das Skelett. Sie nehmen mit dem Wasser lösliches Kieselsäurehydrat auf und scheiden es in festem Zustande in den Geweben wieder ab, und zwar oft in äußerst zierlichen Nadeln, Fäden, Gittern und sonstigen Gebilden. Unter den Pflanzen sind besonders die Gräser (Schilf), Riedgräser, Schachtelhalme und Diatomeen reich an Kieselsäure, während von den Tieren die Strahlthierchen (Radiolarien) und Kieselschwämme ihr Skelett daraus aufbauen.

c) Eigenschaften und chemisches Verhalten der Kieselsäure.

Die im Bergkristall und Quarz vorhandene wasserfreie Kieselsäure ist im Wasser fast unlöslich und schmilzt erst bei sehr hohen Temperaturen.

* Wenn man sie im fein geriebenen Zustande mit kohlensaurem Natrium oder Kalium mischt und längere Zeit im Platintiegel zur Weißglut erhitzt, so bildet sich durch Wechselzerlegung kiesel-saures Natrium oder Kalium und Kohlen-säure.

Die feuerbeständige Kieselsäure verdrängt also die flüchtige Kohlen-säure aus ihrer Verbindung mit dem Metall (vgl. § 8, a, Darstellung der Salzsäure). In der Technik nennt man eine derartige Umwandlung von unlöslichen Stoffen in lösliche „**Auffschließen**“. Das Kieselsäureanhydrid wird also durch Glühen mit Natrium- oder Kaliumkarbonat aufgeschlossen.

Die auf diese Art fabrikmäßig hergestellten Silikate werden im gelösten Zustande als sirupdicke Flüssigkeiten unter dem Namen **Wasserglas** in den Handel gebracht und im Hausstande u. a. zum Frischhalten von Eiern benutzt.

* **Versuch 1:** Verdünne in einem Becherglase Kaliumwasserglas mit ungefähr derselben Menge Wasser, gieße mäßig verdünnte Salzsäure hinzu und rühre die Mischung um, bis sie zu einer Gallerte erstarrt. Erhitze etwas davon in einer Porzellanschale allmählich bis zum schwachen Glühen und zerreibe den Rückstand.

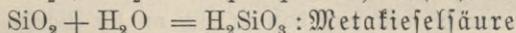
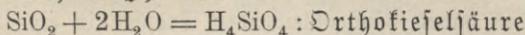
Wie wirkt die Salzsäure auf das kiesel-saure Salz? Gesetz? (vgl. die Einwirkung auf kohlen-saure Salze). Welche Zustände durchläuft die Kieselsäure bei diesen Vorgängen?

* **Ergebnis:** Die Kieselsäure wird durch stärkere Säuren aus ihrem Natrium- oder Kaliumsalz als lösliches Kieselsäurehydrat ausgeschieden. Dieses geht bei genügender Konzentration in ein gallertartiges Hydrat über, und aus diesem läßt sich durch Erhitzen das Wasser austreiben und das ursprüngliche Kieselsäure-anhydrid wiederherstellen.

* Formelbildung:

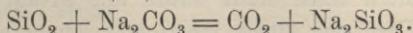
Das Silizium ist, wie der Kohlenstoff, 4wertig. Das Dryd, die wasserfreie Kieselsäure, hat daher die Formel: SiO_2 .

Sie bildet mehrere **Hydrate**:



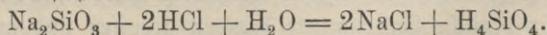
und andere.

Auffschließen der Kieselsäure:

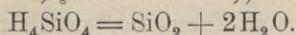


(Die feuerbeständige Säure verdrängt die flüchtige.)

Aus der wässrigen Lösung von Na-Silikat (Wasserglas) verdrängt die Salzsäure die Kieselsäure:



Diese zerfällt beim Erhitzen in das Anhydrid und Wasser:



§ 27.

Das Glas.

a) Zusammensetzung und Eigenschaften.

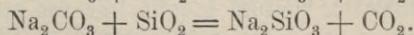
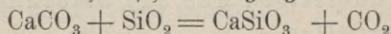
Das gewöhnliche Glas (Fensterglas) ist **kieselsaures Kalzium-Natrium** oder **Kalzium-Natrium-Silikat**. Es ist amorph, d. h. ohne kristallinisches Gefüge, im reinen Zustande farblos, durchsichtig, sehr widerstandsfähig gegen chemische Einwirkungen, wird beim Erhitzen weich und dickflüssig und läßt sich in diesem Zustande leicht biegen und formen. Das sind die Eigenschaften, denen es seine vielseitige Verwendbarkeit verdankt.

b) Herstellung der Glasmasse.

Das Rohmaterial ist **Sand oder Quarz, kohlenaurer Kalk** und **Soda** (kohlensaures Natrium) oder **Glauberzsalz** (schwefelsaures Natrium). Diese Stoffe werden gemahlen, gemischt und in großen Häfen aus feuerfestem Ton auf 1200° erhitzt. Die Häfen stellt man zu 6–10 in den Glasöfen im Kreise auf, so daß sie durch Öffnungen in der Ofenwand, die sogenannten Arbeitsöffnungen, den Arbeitern zugänglich sind.

Die Masse schmilzt beim Erhitzen. Die Kohlenäure der Carbonate entweicht, und die feuerbeständige Kieselsäure verbindet sich an ihrer Stelle mit dem Kalzium und dem Natrium. Wenn das durch die entweichende Kohlenäure bewirkte Schäumen aufhört, läßt man die Masse so weit abkühlen, daß sie dickflüssig wird, bevor man sie formt.

* Formel für die chemischen Vorgänge:



c) Das Formen und Färben des Glases.

Um eine Flasche herzustellen, taucht der Glasbläser die „Pfeife“, ein etwa $1\frac{1}{2}$ m langes, eisernes, unten verdicktes Rohr, in die dickflüssige Glasmasse, bringt den daran hängenbleibenden Tropfen in eine Hohlform und bläst die zähe Masse so weit auf, daß sie sich an die Wände der Form anlegt. Dann öffnet er die aus 2 Teilen bestehende Hohlform, nimmt die Flasche heraus, schmilzt einen Rand daran und bringt sie zum langsamen Abkühlen in einen Ofen von etwas niedrigerer Temperatur. Je langsamer sich das Glas abkühlt, desto haltbarer ist es. Fensterglas bläst man zunächst in Form von großen Zylindern, die man dann aufschneidet und ausbreitet. Feinere Biergläser werden freihändig geformt, Spiegelscheiben und Gläser für optische Instrumente dagegen gegossen und geschliffen.

Die Färbung der Gläser wird durch Beimengung von Metallverbindungen hervorgerufen. So bewirkt das Eisenoxyd, welches dem Sande gewöhnlich beigemischt ist, die grünliche Färbung, die man an den Bruchkanten des Fensterglases und an Weinflaschen wahrnimmt. Das Rubin glas verdankt seine prachtvolle rote Färbung einem goldhaltigen Zusatz. Kobaltverbindungen färben das Glas blau, Manganoxyd violett; durch einen Zusatz von Knochenasche wird Milchglas erzeugt.

d) Verschiedene Glasarten.

Nimmt man für den Glasatz, d. h. die Mischung der Rohstoffe, an Stelle der Soda Pottasche (kohlen saures Kalium), so erhält man das schwer schmelzbare **Kalkalkglas** oder **böhmisches Glas**, das man zu Retorten, Probierröhrchen, Kochflaschen und sonstigen chemischen Glasgeräten verwendet.

Ersetzt man dagegen den Kalk im Glasatz durch Bleiglätte (Bleioxyd), so entsteht das weiche, schwere, leicht schmelzbare **Blei-** oder **Flintglas**, das wegen seiner starken Lichtbrechung zur Herstellung von Prismen, optischen Instrumenten, Kristallgeräten und Similibdiamanten besonders geeignet ist; „schwerer Kristall“.

Jenaer Geräteglas ist besonders widerstandsfähig, dehnt sich beim Erwärmen sehr wenig aus und wird daher neuerdings viel zu chemischen und physikalischen Instrumenten benutzt, z. B. zu Thermometer röhren.

§ 28.

Bor und Bor säure.

Das Bor hat als Element und in seinen Verbindungen viel Ähnlichkeit mit dem Kohlenstoff und dem Silizium.

* Es kommt, wie dieses, nicht als Element in der Natur vor, läßt sich aber aus den Verbindungen herstellen, und zwar in Form von Kristallen, die fast den Glanz und die Härte von Diamanten haben. Daneben kennt man ein amorphes Bor, das beim Verbrennen in Bortrioxyd B_2O_3 übergeht.

Mit Wasser verbunden, gibt dieses die wichtige **Bor säure** H_3BO_3 , die in den heißen Dampfquellen vulkanischer Gegenden vorkommt, z. B. den Fumarolen Toskanas, und aus diesen gewonnen wird.

* **Versuch 1:** Vereibe ein wenig kristallisierte Bor säure mit Alkohol in einer Schale und entzünde diesen.

Wie ist die Flamme gefärbt?

* **Versuch 2:** Erhitze in einem Porzellantiegel kristallisierte Bor säure erst gelinde, dann stärker, und halte ein trockenes Becherglas umgekehrt darüber.

Die **Bor säure** bildet weiße, perlmutterglänzende, fettig anzufühlende, blättrige Kristalle. Sie färbt die Flamme grün, verliert beim Erhitzen

Wasser und schmilzt zu einer glasigen, feuerbeständigen Masse, dem Trioxyd. In heißem Wasser ist sie viel leichter löslich als im kalten. Die Lösung hat die Eigenschaften einer schwachen Säure (Lackmus).

Sie wird wegen ihrer antiseptischen, d. h. Fäulnis hindernden Wirkung als Desinfektionsmittel für Wunden und Entzündungen angewandt (Borwatte, Borghyzerin usw.).

Zum Konservieren von Milch, Fleisch und anderen Eßwaren darf sie im Handel, trotzdem sie ungiftig ist, nicht mehr verwandt werden, da sie deren Verdaulichkeit beeinträchtigt.

Das wichtigste Salz der Borsäure ist das borsäure Natrium oder **Borax**. Dieser wird im Hausstande als Zusatz zur Stärke beim Glanzbügeln, in der Technik zur Herstellung besonderer Glasarten (Jenenser Glas) und zum Löten benutzt.

Binäre Verbindungen der Metalloide.

Elemente	Wasserstoffverbindungen	Oxyde	Sonstige Verbindungen
Wasserstoff ^I H		Wasser H_2O Wasserstoffsuperoxyd H_2O_2	
Schwefel ^{II} S	Schwefelwasserstoff H_2S	{ Schwefelbioxyd SO_2 Schwefeltrioxyd SO_3 }	Schwefelkohlenstoff CS_2 und andere Sulfide
Chlor ^I Cl	Chlorwasserstoff (Salzsäure) HCl	Chlormonoxyd Cl_2O	Chloride
Brom ^I Br	Bromwasserstoff HBr		Bromide
Jod ^I J	Jodwasserstoff HJ		Jodide
Stickstoff ^{III u. V} N	Ammoniak NH_3	{ Stickoxydul N_2O Stickoxyd NO Stickstofftrioxyd N_2O_3 Stickstoffperoxyd oder Untersalpetersäure NO_2 Stickstoffpentoxyd N_2O_5 }	Zyan CN Chlorstickstoff NCl_3
Phosphor ^{III u. V} P	Phosphorwasserstoff PH_3	{ Phosphortrioxyd P_2O_3 Phosphorpenoxyd P_2O_5 }	Phosphortrichlorid PCl_3 Phosphorpentachlorid PCl_5
Arsen ^{III u. V} As	Arsenwasserstoff AsH_3	{ Arsenioxyd oder Arsenit As_2O_3 (As_4O_6) }	{ Schwefelarsen (Realgar As_2S_2 und Auripigment As_2S_3) }
Kohlenstoff ^{IV} C	{ Methan oder Sumpfgas CH_4 Äthylen C_2H_4 Äthylen C_2H_2 }	{ Kohlenoxyd CO Kohlenbioxyd (Kohlensäure) CO_2 }	Kalziumkarbid CaC_2 und andere Carbide
Silizium ^{IV} Si	Siliziumwasserstoff SiH_4	{ Siliziumdioxyd oder Kieselsäureanhydrid SiO_2 }	
Bor ^{III} B		Bortrioxyd B_2O_3	

Die römischen Zahlen über den Symbolen bedeuten die Wertigkeiten.

Die Sauerstoffäuren und ihre Salze.

Elemente	Säureanhydrid		Säurehydrat		Salze
^{IV u. VI} Schwefel	Schwefeldioxyd	SO ₂	Schweflige Säure	H ₂ SO ₃	Sulfite
^V "	Schwefeltrioxyd	SO ₃	Schwefelsäure	H ₂ SO ₄	Sulfate
Chlor	(Chlorpentoxyd	Cl ₂ O ₅)	Chlorfäure	HClO ₃	Chlorate
^{III u. V} Stickstoff	(Stickstofftrioxyd	N ₂ O ₃)	Salpetrige Säure	HNO ₂	Nitrite
^{III u. V} "	Stickstoffpentoxyd	N ₂ O ₅)	Salpetersäure	HNO ₃	Nitrate
^{III u. V} Phosphor	Phosphortrioxyd	P ₂ O ₃	Phosphorige Säure	H ₃ PO ₃	Phosphite
^{III u. V} "	Phosphorpentoxyd	P ₂ O ₅)	Phosphorsäure	H ₃ PO ₄	Phosphate
^{III u. V} Arsen	Arsentrioxyd oder Arsenit	As ₂ O ₃	Arsenige Säure	H ₃ AsO ₃	Arsenite
^{IV} Kohlenstoff	Kohlendioxyd	CO ₂	Kohlensäure		Karbonate
^{IV} "	(wasserfreie Kohlenfäure)		(Hydrat)	H ₂ CO ₃	
^{IV} Silizium	Siliziumdioxyd	SiO ₂	Kieselfäurehydrate		Silikate
^{III} Bor	Bortrioxyd	B ₂ O ₃	und Borfäure	H ₄ SiO ₄ H ₂ SiO ₃ H ₃ BO ₃	Borate

Die römischen Zahlen über den Symbolen bedeuten die Wertigkeiten.

Teil II.

Metalle.

§ 29.

Das Natrium Na.

a) Eigenschaften und chemisches Verhalten des Metalls.

Was wissen wir aus früheren Versuchen über das Natrium? (vgl. § 2, a und b, § 5, b, § 7, d und § 10, a). Weshalb wird es unter Petroleum aufbewahrt?

Das Natrium ist wachsw weich, leichter als Wasser und zeigt auf der Schnittfläche silberweiße Farbe und hellen Glanz, der aber durch Oxyd- bildung an der Luft schnell verschwindet. Beim Erwärmen an der Luft schmilzt es leicht und verbrennt dann mit gelber Flamme. Dieselbe gelbe Flammfärbung zeigen seine Verbindungen, wenn man sie an einem Platin- draht in die nichtleuchtende Bunsenflamme bringt. Das Metall zerlegt das Wasser, macht daraus Wasserstoff frei und verbindet sich mit dem Rest zu Natronlauge.

Aus der Salzsäure verdrängt es den Wasserstoff und bildet mit dem Säurerest ein Salz: Chlornatrium oder Kochsalz. Dasselbe Salz ent- steht durch direkte Verbindung von Chlor und Natrium.

Verglichen mit den Schwermetallen, zeigt das Natrium ein sehr starkes Bestreben, sich mit Sauerstoff, Chlor und anderen Elementen zu verbinden (Reaktionsfähigkeit).

Gewinnung: Das Natrium wird, wie die meisten Leichtmetalle, durch Elektrolyse von geschmolzenen Verbindungen gewonnen. Weshalb läßt es sich nicht durch Elektrolyse wässriger Lösungen herstellen?

b) Oxide und Hydroxide des Natriums.

Von den Oxiden wird das Superoxyd Na_2O_2 wegen seiner stark oxydierenden Wirkung zur Herstellung von Bleichmitteln benutzt.

Noch wichtiger ist das als Ägnatron bekannte Hydroxyd NaOH , das in weißen Stangen in den Handel kommt. Es löst sich begierig in Wasser

und bildet damit **Natronlauge**, die zur Herstellung von Seifen technisch Verwendung findet.

c) **Chlornatrium NaCl.**

1. Vorkommen und Gewinnung. Von den 35 g Salz, die 1 Liter Meerwasser durchschnittlich enthält, sind 27 g Kochsalz oder Chlornatrium. Neben ihm sind die Chloride und Sulfate von Magnesium, Kalium und Kalzium und, in viel geringerer Menge, Brom- und Jodsalze darin enthalten. Im Toten Meere beträgt der Salzgehalt 270 g auf 1 Liter Wasser; in der mittleren Ostsee, die viel Süßwasserzufluß hat, dagegen nur 15 g.

Wenn man das Meerwasser verdunsten läßt, wie es zur Gewinnung von Seefalz an den warmen und regenarmen Küsten des Mittelmeeres in den Salzgärten geschieht, so kristallisieren zuerst der schwer lösliche Gips und das Kochsalz aus, später das Bittersalz (Magnesiumsulfat) und die Kalisalze, die mit den Magnesiumsalzen meistens Doppelsalze bilden.

Entstehung der Salzlager. Wo im Laufe der Erdgeschichte Meeres- teile oder Binnenseen ausgetrocknet sind, wie es in Wüstengebieten noch jetzt geschieht, da haben sich auch die Salze in der oben angegebenen Reihen- folge niedergeschlagen und mächtige Salzlager gebildet.

Auf diese Art sind vor Millionen von Jahren die ausgedehnten, bis über 1000 m mächtigen Salzlager zwischen der mittleren Elbe und Weser und im Gebiete der Lüneburger Heide entstanden. Die unteren Schichten bestehen aus **Anhydrit** (wasserfreiem schwefelsaurem Kalk), **Gips** (wasser- haltigem schwefelsaurem Kalk) und **Steinsalz**, d. h. hartem, kristallinischem **Chlornatrium**. Darüber haben sich da, wo das Auskristallisieren der Salze ungestört und vollständig erfolgt ist, die leicht löslichen **Abraumsalze**, haupt- sächlich Chloride und Sulfate von Kalium und Magnesium, abgesetzt, und schließlich ist das Lager von einer Tonschicht überdeckt, die es vor dem Eindringen der Tagewässer geschützt und dadurch unverfehrt erhalten hat. Derartige Salzlager finden sich besonders in der Umgebung des Harzes (Staßfurt) und werden in erster Linie wegen der wertvollen **Kalisalze**, die bisher nirgends auf der Erde in gleicher Menge gefunden sind, bergmännisch ausgebeutet. Man nennt diese leicht löslichen Salze, die eine durchschnitt- lich 30 m mächtige Schicht über dem mehrere 100 m mächtigen Steinsalz bilden, **Abraumsalze**, weil man sie früher, ehe man ihren Wert kannte, hinwegräumte, um zum Steinsalz zu gelangen.

Viel häufiger sind die Steinsalzlager ohne Kalisalze, die zur Ge- winnung von Kochsalz bergmännisch abgebaut werden. Außerdem wird Kochsalz durch den **Salinenbetrieb** (Fig. 56) überall da gewonnen, wo Sol- quellen das in der Tiefe aufgelöste Salz zutage fördern, z. B. in Lüneburg, Halle, Rösen und Reichenhall in Bayern. Um die natürliche Sole von den

Kalksalzen zu befreien und zu konzentrieren, läßt man sie in den Gradierwerken durch hoch aufgeschichtetes Dornreißig herabtröpfeln (Dornstein) und dampft sie darauf in den Siedepfannen ein, bis das Kochsalz auskristallisiert. Dieses wird von der Mutterlauge, in der die leichter löslichen Salze zurückbleiben, getrennt, getrocknet und in den Handel gebracht. Deutschland erzeugt jährlich ungefähr 1 Million Tonnen Stein- und 600 000 Tonnen Siedesalz im Werte von 20 000 000 Mark.

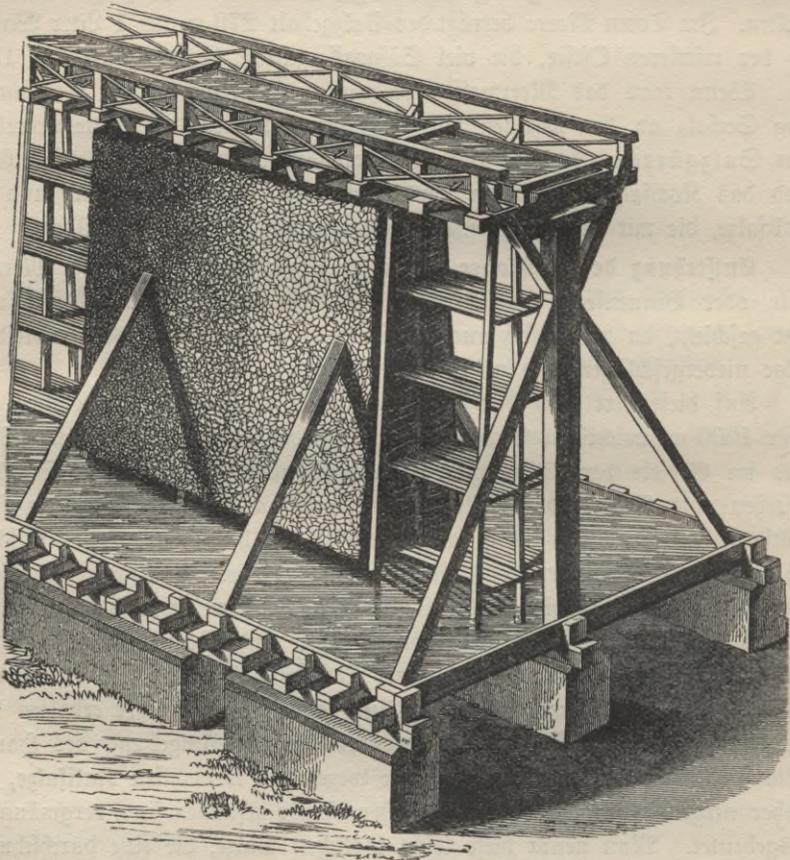


Fig. 56. Gradierwerk.

2. Eigenschaften des Chlornatriums.

Versuch 1, Löslichkeit: Stelle eine gesättigte Lösung von Kochsalz in Wasser von Zimmertemperatur her (36 g Salz auf 100 g Wasser), erwärme die Lösung und versuche, ob sie in der Siedehitze noch mehr Salz auflöst. Dampfe die Hälfte der Lösung in einer Porzellanschale über einer kleinen Flamme ein und laß die andere Hälfte in einer flachen Glasschale einige Tage stehen. Welche Gestalt haben die Kristalle? (Mikroskop.)

* **Versuch 2**, Zusammensetzung: Weisse im Kochsalz das Natrium durch die Flammenfärbung, das Chlor durch Zusatz eines Tropfens Silbernitrat zur Kochsalzlösung nach. Der Niederschlag färbt sich durch Einwirkung des Lichtes allmählich violett und wird durch Salmiakgeist aufgelöst.

Ergebnis: Kochsalz kristallisiert beim langsamen Verdunsten seiner Lösung in Würfeln, die sich zu hohlen, vierseitigen Pyramiden aneinanderlagern. Es löst sich in heißem Wasser nicht viel stärker als in kaltem.

3. Verwendung des Kochsalzes. Das Kochsalz ist, da es einen wichtigen Bestandteil des Blutes bildet, als Zusatz zu unseren Speisen unentbehrlich. Außerdem wird es technisch zur Herstellung von Soda, Salzsäure, Seife, Glasuren und fast aller Natriumverbindungen in großen Massen verbraucht.

d) Soda und Natriumbicarbonat.

Versuch 1, Kristallwasser: Erhitze einen Sodakristall in einem Probierrohr und untersuche die Flüssigkeit, die sich im oberen Teile des Rohrs niederschlägt.

Versuch 2, Verwitterung: Lege einen großen Sodakristall auf eine Waage, bringe sie ins Gleichgewicht und laß sie einige Tage stehen.

Versuch 3, Austreibung der Kohlensäure: Löse etwas Soda in Wasser auf, untersuche die Lösung mit rotem Lackmuspapier, gib unter Umrühren so lange Salzsäure hinzu, bis die Gasentwicklung aufhört, untersuche das entweichende Gas mit einem am Glasstabe hängenden Kaltwassertropfen und dampfe schließlich die Lösung in einer Porzellanschale zur Trockne ein. Was bleibt zurück?

Versuch 4, Nachweis des Natriums: Tauche einen Platindraht in Soda-Lösung und halte ihn in eine nicht leuchtende Bunsenflamme. Was ergibt sich aus der Flammenfärbung?

Versuch 5, Verseifung von Fetten: Wasche ein Becherglas, dessen Innenwand mit Talg oder einem anderen Fett eingerieben ist, mit heißer Sodaauslösung aus und ein zweites mit heißem Wasser ohne Soda.

Ergebnis: Die Soda, $\text{Na}_2\text{CO}_3 + 10\text{H}_2\text{O}$, besteht aus kohlen-saurem Natrium und Kristallwasser, welches bei gewöhnlicher Temperatur allmählich, beim Erhitzen schneller entweicht und ein weißliches Pulver zurückläßt. In wässriger Lösung reagiert sie wie eine Lauge und ist, wie diese, imstande, Fette zu verseifen.

Man gebraucht sie deshalb im Hausstand zum Aufwaschen von Geschirr, welches fettige Speisereste enthält. Da sie Ölfarbe angreift, so ist sie beim Abwaschen von gestrichenem Holzwerk nicht zu verwenden.

Technisch wird sie zur Glasfabrikation, Seifensiederei, Färberei und vielen anderen chemischen Prozessen angewandt.

Man stellt sie aus Kochsalz her, dessen Chlor durch den Kohlensäure-rest ersetzt wird.

Doppeltkohlen-saures Natrium (Bicarbonat) NaHCO_3 .

Versuch 1: Menge in einer Reibschale pulverförmige Weinsäure und doppelt-kohlen-saures Natrium innig miteinander, probiere das Gemenge, übergieße den Rest mit Wasser und prüfe das entweichende Gas mit einem Tropfen Kaltwasser.

Das doppeltkohlensaure Natrium enthält auf dieselbe Menge Natrium doppelt soviel Kohlensäure wie die Soda. Diese Kohlensäure wird durch stärkere Säuren leicht ausgetrieben. Da dieses auch durch die im Magensaft enthaltene Salzsäure geschieht, so benutzt man das Salz medizinisch, um einen Überschuß von Magensäure zu neutralisieren. Außerdem dient es zur Herstellung von Brausepulver und als Zusatz zu Gemüsen, die dadurch leichter verdaulich gemacht werden (Hülsenfrüchte).

e) Glaubersalz oder Natriumsulfat $\text{Na}_2\text{SO}_4 + 10\text{H}_2\text{O}$.

Versuch 1: Stelle die Bestandteile des Glaubersalzes fest, indem du 1. einige Kristalle in einem Schmelzröhrchen erhitzest und den Beschlag untersuchst, 2. etwas Glaubersalzlösung am Platindraht in die Bunsenflamme hältst und 3. Glaubersalzlösung mit Salpetersäure und Chlorbariumlösung mischst (vgl. § 15, b).

* **Versuch 2:** Stelle in einem kleinen Kochkoben eine bei 40° völlig gesättigte Lösung von Glaubersalz her, gieße die klare Lösung durch ein Filter in einen gut gereinigten Kolben und laß sie bis zur Zimmertemperatur abkühlen. Stelle dann den Kolben auf die flache Hand und wirf einen kleinen Glaubersalzkristall in die Lösung. Was geschieht mit der Lösung, und in welchem Sinne verändert sich dabei die Temperatur¹⁾?

Ergebnis: Das kristallisierte Glaubersalz besteht aus schwefelsaurem Natrium und Kristallwasser. Es löst sich in lauwarmem Wasser sehr viel stärker als in kaltem. Beim Abkühlen der gesättigten Lösung bleibt der Überschuß zunächst gelöst, scheidet sich aber durch die Berührung eines Kristalls auf einmal in Kristallen aus und gibt dabei Wärme ab. „Übersättigung“.

Das Glaubersalz kommt im Meerwasser und in vielen Heilquellen (Karlsbad, Marienbad) vor und wird medizinisch bei Verdauungsstörungen gegeben.

f) Natron- oder Chilisalpeter, vgl. § 18, c und e. NaNO_3 .

Der Natronsalpeter (salpetersaures Natrium) kommt in ausgedehnten Lagern in der regenlosen Wüste Atacama nahe der chilenischen Küste vor. Er wird in großen Massen gewonnen und als Düngemittel zur Deckung des Stickstoffbedarfs der Kulturpflanzen verwendet. Außerdem dient er zur Herstellung von Salpetersäure und Kalisalpeter und wird dadurch zum wichtigsten Rohstoffe für die Sprengstoffindustrie.

Versuch: Weise im Salpeter die Salpetersäure nach, indem du ihn mit Salzsäure und Indigolösung erhitzest.

g) Sonstige Salze.

Borax oder borsaures Natrium siehe § 28.

Natron- oder Kaliwasserglas siehe § 26, c.

¹⁾ Der Versuch muß, weil die Abkühlung längere Zeit erfordert, zu Anfang der Stunde eingeleitet werden.

§ 30.

Kalium und Ammonium.**a) Kaliummetall $\overset{I}{K}$.**

Das Kaliummetall zeigt in seinen Eigenschaften, der Zusammensetzung seiner Verbindungen und seinem chemischen Verhalten eine große Ähnlichkeit mit dem Natrium.

Versuch 1: Wirf ein linsengroßes Stück Kalium auf Wasser und achte auf die Farbe der entstehenden Flamme.

Versuch 2: Bringe mit Hilfe eines Platindrahtes etwas Chlorkalium oder Kalisalpeter in die nichtleuchtende Bunsenflamme.

Ergebnis: Das Kalium zerlegt wie das Natrium das Wasser und bildet mit dem Rest des Wassers Kalilauge. Die Kaliumverbindungen lassen sich von denen des Natriums durch die violette Flammenfärbung unterscheiden.

b) Die Verbindungen des Kaliums.

Die Verbindungen des Kaliums ähneln in ihrer Zusammensetzung und ihren Eigenschaften denen des Natriums. Dem Ätznatron entspricht das **Ätzkali** KOH oder **Kaliumhydroxyd**, das zur Darstellung der Schmierseife oder grünen Seife dient. Der Soda entspricht die **Pottasche** oder das **Kaliumkarbonat** K_2CO_3 (Glasfabrikation), dem Chlornatrium das **Chlorkalium** KCl und dem Glaubersalz das **Kaliumsulfat** K_2SO_4 . Die beiden letztgenannten Kalisalze bilden den nützlichen Bestandteil der **Abraumsalze** (vgl. § 29, c) und zugleich den Rohstoff für die Herstellung aller anderen Kaliverbindungen. Der größte Teil dieser Salze wird jedoch als **Mineraldünger** verbraucht und zwar besonders für den Rüben- und Kartoffelbau (Kalipflanzen — Rainitdüngung). Sie werden nur in Deutschland in größeren Mengen gefunden und gehören neben der Kohle und den Eisenerzen zu den wertvollsten Bodenschätzen unseres Vaterlandes. Der Wert der jährlich erzeugten Kalisalze beträgt ungefähr 150 Millionen Mark. **Kalisalpeter** KNO_3 bildet, mit Schwefel- und Kohle gemischt, das gewöhnliche Schießpulver.

c) Ammoniumsalze.

* Die Ammoniumsalze, von denen wir den **Salmiak** NH_4Cl oder AmCl (Chlorammonium) und das **Hirschhornsalz** (kohlen-saures Ammonium) in § 17, b kennen gelernt haben, stehen in ihren Eigenschaften den Kaliumverbindungen sehr nahe. Das darin enthaltene metall-ähnliche Radikal **Ammonium** NH_4 oder $\overset{I}{Am}$ besteht wie Ammoniak aus Stickstoff und Wasserstoff, jedoch mit höherem Wasserstoffgehalt

als jenes (4:3). Es ist bisher nicht für sich dargestellt, sondern nur in seinen Verbindungen bekannt. **Schwefelsaures Ammon** wird in der Landwirtschaft als Stickstoffdüngung viel gebraucht.

Wiederholung.

Wodurch unterscheiden sich die Alkalimetalle Kalium und Natrium von anderen Metallen? Wie verhalten sie sich zum Sauerstoff und zum Wasser?

Welche Eigenschaften zeigen ihre Oxide und Hydroxide?

Vergleiche damit das Ammoniumhydroxid (Salmiakgeist).

Wie steht es mit der Löslichkeit ihrer Salze?

Wodurch lassen sich Kalium- und Natriumverbindungen leicht unterscheiden?

Wie entstehen Salzlager?

Welche Alkaliverbindungen sind für den Menschen besonders wichtig?

§ 31.

Die alkalischen Erdmetalle.

(Kalzium Ca , Barium Ba und Strontium Sr).

a) Die Metalle.

Die Metalle zeigen ähnliche Eigenschaften wie die Alkalimetalle, jedoch einen geringeren Grad von chemischer Reaktionsfähigkeit. Sie bilden die Gruppe der alkalischen Erdmetalle. In ihren Verbindungen sind sie zweiwertig.

b) Der Kalk.

Man faßt unter dem Namen „Kalk“ drei verschiedene chemische Verbindungen zusammen, nämlich 1. den als Mineral sehr verbreiteten kohlen-sauren Kalk. 2. Den gebrannten Kalk oder das Kalziumoxyd und 3. den gelöschten Kalk, das Kalziumhydroxyd.

1. Das **Kalziumkarbonat** CaCO_3 kommt außerordentlich häufig in der Natur vor und zwar als deutlich kristallisiertes Gestein im Kalkspat und Doppelspat, körnig-kristallinisch im Marmor, in derben Massen als gewöhnlicher Kalkstein und als Kreide. In Mittel- und Süddeutschland bildet er als Jurakalk, Muschelkalk, devonischer Kalk und Dolomit in weiten Länderecken den Hauptbestandteil des Bodens und verleiht durch seine schroffen Bergformen und steilwandigen Täler der Gebirgslandschaft oft ein besonders malerisches Gepräge (Kalkalpen, Dolomiten, Schwäbischer und Fränkischer Jura). Im norddeutschen Tiefland tritt er als Kreide auf, die aus den mikroskopisch kleinen Kalkgehäusen vorweltlicher Urtiere (Fora-

miniferen) besteht, und, mit Ton gemischt, als Mergel in den Schuttgesteinen der Eiszeit (Grundmoräne). Man erkennt den kohlen sauren Kalk leicht, wenn man ihn mit einigen Tropfen Salzsäure benezt, da diese die Kohlen säure unter Aufschäumen austreibt. (Vergleiche die Darstellung der Kohlen säure § 25, a.) In reinem Wasser löst er sich fast gar nicht, in kohlen säurehaltigem dagegen etwas mehr auf (§ 25, a, Vers. 5), wodurch die Höhlenbildung und die Wasserarmut in Kalkgebirgen zum Teil bedingt wird.

2. Umwandlung des kohlen sauren Kalkes in gebrannten und gelöschten Kalk.

Versuch 1: Erhitze ein erbsengroßes Stück Marmor mit dem Lötrohr auf Kohle eine Minute zur hellen Weißglut; stelle die Veränderung im Aussehen des Minerals fest (Gefüge, Durchlässigkeit für Licht) und lege es neben einem ungebrannten Marmorstückchen auf angefeuchtetes rotes Lackmuspapier.

Was bedeutet die Blaufärbung?

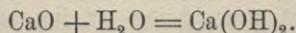
Versuch 2: Übergieße ein Stückchen gebrannten Kalk mit Salzsäure. Gasentwicklung?

Ergebnis: Der kohlen saure Kalk verliert in der Glühhitze die Kohlen säure und wird zum Kalziumoxyd oder gebrannten Kalk. Im großen geschieht das Kalkbrennen in den Kalköfen mit ununterbrochenem Betriebe.

Formel: $\text{CaCO}_3 \rightleftharpoons \text{CaO} + \text{CO}_2.$

Versuch 3: Übergieße in einer geräumigen Porzellan schale einige eigroße Stücke gebrannten Kalk nach und nach mit Wasser. Warte dabei mit dem Nachgießen, bis das vorher zugegossene Wasser verschwunden ist, und höre damit erst auf, wenn kein Wasser mehr verschluckt wird. Achte auf die nachträgliche Temperatur- und Volumänderung.

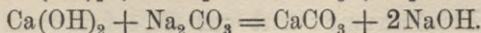
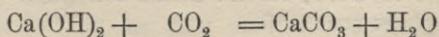
Ergebnis: Der gebrannte Kalk wird durch Wasseraufnahme zum gelöschten Kalk, das Oxyd also zum Hydroxyd.



Was deutet darauf hin, daß eine chemische Verbindung erfolgt ist?

Versuch 4: Schüttle in einer Flasche ein wenig gelöschten Kalk mit destilliertem Wasser. Gieße, nachdem der Überschuß von Kalk sich zu Boden gesetzt hat, in der nächsten Stunde die klare Flüssigkeit ab und mische etwas davon mit Sodablösung. Woher der Niederschlag?

Ergebnis: Das Kalziumhydroxyd löst sich nur sehr wenig (1:700) in Wasser (vgl. die Alkalien). Das entstehende Kalkwasser gibt mit Kohlen säure und mit Lösungen von kohlen sauren Salzen einen Niederschlag von Kalziumkarbonat und wird deshalb zum Nachweis der Kohlen säure benutzt.



Der Niederschlag von CaCO_3 löst sich in kohlenensäurehaltigem Wasser wieder auf, in dem sich doppeltkohlen-saurer Kalk $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$ bildet (vgl. § 25, a, Versuch 5). Grundwasser, welches doppeltkohlen-sauren Kalk enthält, gibt, mit Seifenlauge geschüttelt, keinen Schaum: „**Hartes Wasser**“ (§ 5, b).

Rührt man gelöschten Kalk mit Wasser zu einem Brei an und mischt diesen mit Sand, so entsteht der gewöhnliche **Mörtel**, den man im Gegensatz zum Zement oder Wassermörtel auch als Luftmörtel bezeichnet. Er ist im frischen Zustande bröckelig, wird aber mit den Jahren immer fester und zuletzt steinhart. Dabei nimmt das Kalziumhydroxyd allmählich Kohlen-säure aus der Luft auf und gibt das chemisch gebundene Wasser dafür ab. Das Hydroxyd wird also wieder zum Karbonat. Das austretende Wasser macht die Mauern neuer Gebäude in den ersten Jahren feucht. Weshalb mag man in Neubauten Körbe mit glühendem Koks oder Holzkohlen aufstellen?

Zement oder **Wassermörtel** stellt man aus einem innigen Gemenge von Ton und Kalk her, das stark geglüht und dann gepulvert wird. Im Gegensatz zum Luftmörtel erhärtet er durch Wasseraufnahme und wird daher zu Wasserbauten verwendet. Mit Kies oder Steinschlag gemengt gibt er **Beton**. Neuerdings gießt man Häuser und Brücken aus Beton, der durch ein inneres Eisengerüst verstärkt wird. „Eisenbetonbau.“

c) Gips $\text{CaSO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$.

Der Gips ist ein wasserhaltiges Kalziumsulfat und gehört zu den schwer löslichen Salzen, die sich aus dem Meerwasser niederschlagen (vgl. § 29, c). Man findet ihn in wasserhellen, säulen- oder tafelförmigen, zu dünnen Blättern spaltbaren Kristallen als Marienglas; feinförnig, durchscheinend als Alabaster oder auch in derben Massen. Oft tritt er neben dem als Anhydrit bezeichneten, wasserfreien Sulfat in großen Massen als felsbildendes Gestein auf, z. B. am Südwestrande des Harzes und im Kalkberg von Lüneburg. Vom Kalkspat unterscheidet er sich durch seine geringe Härte und sein Verhalten gegen Salzsäure (Versuch). In Wasser löst er sich nur wenig. Wird er auf etwa 120° erhitzt („gekocht“), so verliert er den größten Teil seines Kristallwassers und wird zu gebranntem Gips.

Mit Wasser angerührt, bindet der gebrannte Gips dieses allmählich wieder und erhärtet dabei. Daher seine Verwendung zu Gipsabgüssen und Stuckaturarbeiten.

Versuch: Fülle eine flache Schale einige Zentimeter hoch mit Wasser, schütte soviel Gips hinein, daß der Haufen über die Wasseroberfläche herausragt, und rühre die Masse gehörig um. Gieße dann den weichen Brei in eine Hohlform oder über eine Münze und laß sie erstarren. Die zu kunstgewerblichen Arbeiten benutzte Elfenbeinmasse ist Gips, der mit Stearin oder Firnis getränkt und dadurch dauerhafter und glatter gemacht ist.

Auch der Stuckmarmor wird aus Gips hergestellt.

d) Sonstige Verbindungen des Kalziums.

Der **phosphorsaure Kalk** $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$ ist neben dem Salpeter und den Kalisalzen das wichtigste Düngemittel für Kulturpflanzen, besonders für Getreide (Superphosphat, Thomasmehl, Knochenmehl).

* Da der gewöhnliche phosphorsaure Kalk in Wasser unlöslich ist, die Pflanzen aber nur lösliche Salze aus dem Boden aufnehmen können, so entzieht man jenem durch Einwirkung von Schwefelsäure einen Teil des Kalziums und verwandelt ihn dadurch in den löslichen sauren phosphorsauren Kalk oder Superphosphat. Man nennt diesen Vorgang das „Aufschließen“ des phosphorsauren Kalkes (vgl. § 20, c). Er gelangt mit den pflanzlichen Nahrungsmitteln in den Körper der Tiere und Menschen und liefert diesen den Baustoff zum Aufbau der Knochen. Aus dem phosphorsauren Kalk wird auch der Phosphor hergestellt.

Chlorkalk (s. § 7, b) entsteht, wenn man Chlorgas über gelöschten Kalk leitet. Er gibt allmählich Chlor ab (Geruch!) und wirkt dadurch bleichend und desinfizierend.

Versuch: Verrühre Chlorkalk mit Wasser, gieße nach einiger Zeit die klare Lösung vom Bodensatz ab und koche einen Teil davon im Probierrohr mit schwacher Indigo=lösung. Den Rest untersuche mit Jodkaliumstärkepapier.

Kalziumkarbid CaC_2 (s. § 23, b) ist eine chemische Verbindung von Kalzium mit Kohle, die durch Wechselzersetzung mit Wasser **Azetylen** gibt.

e) Barium- und Strontiumverbindungen.

* Von den Bariumverbindungen ist der **Schwefspat** (Bariumsulfat) BaSO_4 als Mineral weit verbreitet. Das **Bariumsuperoxyd** BaO_2 wird technisch zur Herstellung von Sauerstoff und Wasserstoffsuperoxyd benutzt, und eine Lösung von **Chlorbarium** BaCl_2 dient bei chemischen Untersuchungen zum Nachweis der Schwefelsäure (§ 13, b). Während die Bariumsalze die Bunsenflamme grünlich färben, geben die Strontiumverbindungen eine prachtvolle rote Färbung und werden deshalb zur Herstellung des Rotfeuers (bengalisches Licht) benutzt.

§ 32.

Magnesium ^{II}Mg.

a) Das Metall.

Das Metall wird durch Elektrolyse von geschmolzenem Karnallit (Magnesium-Kaliumchlorid) gewonnen. (Versuch nach Arendt-Doermer, Grundzüge der Chemie). Es ist silberweiß, überzieht sich an der Luft mit einer matten Oxidschicht, die das weitere Eindringen des Sauerstoffs verhindert, und verbrennt an der Luft mit blendendem Licht zu Magnesiumoxyd oder Magnesia (§ 2, a), $\text{Mg} + \text{O} = \text{MgO}$.

Wegen dieser Lichtentwicklung wird es zu Fackeln und Blitzlicht, wegen seiner metallischen Eigenschaften zur Herstellung von Magnalium, einer Legierung von Aluminium und Magnesium, gebraucht.

b) Verbindungen des Magnesiums.

Von den Verbindungen des Magnesiums sind die felsbildenden Silikate: Talk, Olivin, Serpentin, Asbest, Hornblende, Augit und Glimmer in § 26, a angeführt, der Dolomit (kohlen-saures Kalzium-Magnesium) in § 31, b, das Vorkommen im Meerwasser und in den Ab-raumsalzen in § 29, c.

Medizinisch wichtig ist das **Bittersalz**, Magnesiumsulfat, $MgSO_4 + 7H_2O$, das den wirksamen Bestandteil mancher Heilquellen bildet.

§ 33.

Das Aluminium und andere Erdmetalle.

a) Aluminium ^{III}Al.

Das Aluminium kommt als Metall nicht in der Natur vor, ist aber als Bestandteil von vielen Mineralien überall und in großen Massen verbreitet.

Es wird aus seinem Oxyd, der Tonerde, durch Elektrolyse im großen hergestellt und ist durch diese Methode so verbilligt, daß der Preis in 25 Jahren von 100 Mark auf etwa 2 Mark für das Kilogramm herabgegangen ist. Seine Verwendung hat dadurch außerordentlich zugenommen.

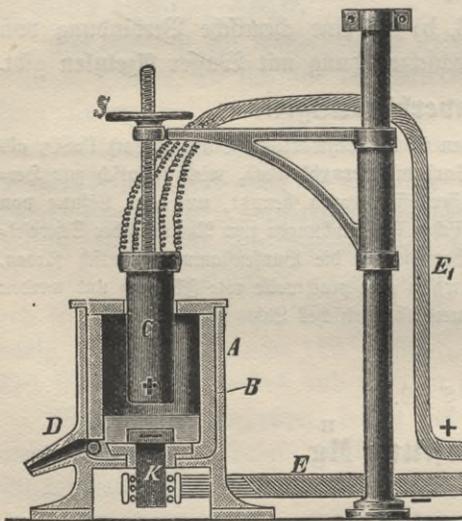


Fig. 57.

Aluminiumdarstellung im elektrischen Ofen.

und Aluminium, das sich an der eisernen Kathode K abscheidet, und verläßt den Ofen durch das Kabel E. Durch die Öffnung D läßt sich das geschmolzene Metall abstechen.

Es ist weiß mit einem Stich ins Bläuliche und überzieht sich an der

Luft mit einer dünnen, durchscheinenden Oxydschicht, die das Metall schützt. Von der Luft und dem Wasser wird es deshalb nicht angegriffen, wohl aber von Säuren, Laugen und Salzlösungen. Da es sich gut bearbeiten läßt und dabei sehr leicht ist (spez. Gewicht = 2,7), so wird es neuerdings viel zu Geräten und Instrumenten verwandt, die man sonst aus Eisen und anderen Metallen herstellte. Auch seine Legierungen, besonders die aus Aluminium und Kupfer bestehende Aluminiumbronze, zeichnen sich durch schöne Farbe, Festigkeit und Widerstandsfähigkeit aus und gewinnen dadurch immer mehr an Bedeutung.

* Das Aluminium hat ein sehr lebhaftes Bestreben, sich mit Sauerstoff zu verbinden. Aluminiumpulver verbrennt daher unter sehr starker Wärmeentwicklung (§ 2, a). Mit Metalloxyden gemischt und bis zur Reaktionstemperatur erhitzt, entzieht das Aluminium jenen den Sauerstoff und erzeugt dabei Temperaturen bis zu 2000°.

Da bei diesen Temperaturen alle Metalle schmelzen, so gebraucht man derartige, als Thermit bezeichnete Gemische u. a. zum Zusammenschweißen von Eisenstücken.

b) Aluminiumoxyd oder Tonerde und Aluminiumhydroxyd.

Aluminiumoxyd oder Tonerde Al_2O_3 findet sich in der Natur kristallisiert als Korund, Rubin und Saphir und in derben Massen als Smirgel. Gepulverter Smirgel wird wegen seiner Härte zum Schleifen und Polieren gebraucht (Smirgelpapier).

Das Aluminiumhydroxyd $Al(OH)_3$ scheidet sich leicht aus den Lösungen von Aluminiumsalzen ab. Da es mit organischen Farbstoffen sehr beständige Verbindungen, sog. Farbbläue, bildet und andererseits an Faserstoffen, z. B. Wolle, sehr fest haftet, so wird es in der Färberei als Beizmittel zur Erzeugung waschechter Färbungen benutzt.

Versuch: Stelle durch Auslaugen von Blauholz mit heißem Wasser einen Blauholzextrakt her und erwärme darin eine Zeitlang weiße Wolle, die vorher mit einer verdünnten Lösung von essigsaurer Tonerde einige Minuten gekocht ist. Versuche ferner, etwas ungebeizte weiße Wolle (ohne Zusatz von essigsaurer Tonerde) mit frischem Blauholzextrakt zu färben, und prüfe die beiden Färbungen durch Auswaschen mit Wasser auf ihre Echtheit.

c) Alaun.

Der Alaun $K_2SO_4 + Al_2(SO_4)_3 + 24H_2O$ ist ein Doppelsalz und besteht aus schwefelsaurem Aluminium-Kalium und Kristallwasser. Er löst sich leicht in Wasser, und wenn man diese Lösung aus einer flachen Schale verdunsten läßt, so kristallisiert er in regelmäßigen Formen aus.

Die Lösung hat einen unangenehm süß-säuerlichen, zusammenziehenden Geschmack und zeigt auch durch die Lackmusreaktion das Vorhandensein von freier Säure an. Das Salz zerfällt nämlich bei der Auflösung in Wasser z. T. in freie Schwefelsäure und Aluminiumhydroxyd und läßt sich

deshalb als Heizmittel in der Färberei verwenden (vgl. § 33, b). Außerdem gebraucht man es in den Papierfabriken zum Leimen des Schreibpapiers und in der Medizin, ähnlich wie die essigsaure Tonerde, als zusammenziehendes Mittel.

d) Silikate des Aluminiums.

Die Silikate des Aluminiums spielen unter den Bestandteilen der festen Erdkruste eine besonders wichtige Rolle und werden z. T. auch als Edelsteine geschätzt (vgl. § 23, a). Mit den Silikaten anderer Metalle chemisch verbunden, bilden sie u. a. den Feldspat, Glimmer, Granat, Topas und Turmalin. Durch die Verwitterung des Feldspats entsteht mehr oder weniger reines Aluminiumsilikat oder Ton (nicht mit Tonerde zu verwechseln). Als Kaolin, Pfeifenton und Töpferton liefert dieser der Töpferei oder Keramik den Rohstoff. Mit Sand gemischt als Lehm, und mit Kalk gemischt als Mergel bildet er einen fruchtbaren Ackerboden.

Ton mit Kalk zusammen gebrannt, gibt Zement oder hydraulischen Kalk.

Da der Ton undurchlässig für Wasser ist, so sammelt sich das Grundwasser auf den Ton- und Mergelschichten, die, besonders im norddeutschen Tieflande, meistens von wasserdurchlässigen Kies- und Sandschichten überlagert werden. Wo diese Tonschichten zutage treten, entstehen daher häufig Quellen. Die Tonschichten bestimmen das Quellniveau.

e) Porzellan und andere Tonwaren.

Der Ton ist im feuchten Zustande plastisch oder bildsam, d. h. er läßt sich kneten und formen, und wird durch Brennen steinhart. Diesen beiden Eigenschaften verdankt er seine Verwendung in der Töpferei und Ziegelfabrikation.

Reiner Ton ist unschmelzbar und wird deshalb zur Herstellung feuerfester Tiegel und Ofenplatten benutzt (Schamotte).

Ist er mit anderen, etwas leichter schmelzbaren Stoffen, wie Quarz und Feldspat, gemischt, so schmelzen diese bei sehr starkem Glühen (ca. 1500°) mit den Tonteilchen zusammen und bilden eine klingend harte, dichte Masse. Zu diesen dichten Tonwaren gehören Porzellan und das echte Steinzeug.

Wird die Masse bei nur 1000—1100° gebrannt, so bleibt der Scherben, d. h. die geformte und gebrannte Masse, erdig und porös, wie es am Steingut, an Fayencegeschirr, Blumentöpfen und Ziegeln zu sehen ist.

Solche poröse Tonwaren lassen sich durch Glasuren, mit denen sie überzogen werden, undurchlässig für Wasser machen. Die Glasurmasse ist ein fein gepulvertes Gemenge von Stoffen, die beim Glühen zu einer glasigen Masse zusammenschmelzen, und hat für jede Art von Tonwaren eine be-

sondere Zusammensetzung. Auch mit Hilfe von Kochsalz läßt sich eine einfache Glasur herstellen. Durch Zusatz färbender Substanzen (Metallverbindungen) kann man den Glasuren verschiedene Farben von prächtigem Glanz verleihen.

Einteilung der Tonwaren.

Die Verschiedenheit des Rohstoffes, die Art des Brennens und die Zusammensetzung der Glasur ergeben eine große Mannigfaltigkeit von Tonwaren, von denen nur die wichtigsten hier erwähnt sein mögen:

1. **Porzellan**, aus Kaolin hergestellt, ist durch die ganze Masse dicht, hart, klingend, weiß und durchscheinend. Eine weniger hart gebrannte und unglasierte Abart ist das Biskuit.

2. **Steinzeug**, ebenfalls dicht, hart und klingend, im Bruche gelblich oder grau gefärbt, gewöhnlich mit einer dünnen Kochsalzglasur überzogen (altdeutsche Krüge).

Eine feinere, porzellanähnliche Art ist das englische Steinzeug. Auch das unglasierte Wedgwood gehört hierher.

3. **Echte Fayence** (nach der italienischen Stadt Faenza genannt) mit erdigem, porösen Scherben und weißer, oft bunt bemalter Zinnglasur. Wurde besonders im 16. und 17. Jahrhundert zur Herstellung sehr wertvoller, farbenprächtiger Brunngeräte und zu Ofen- und Wandkacheln benutzt (Delfter Kacheln). In neuerer Zeit ist dieser Zweig der Keramik zu neuer Blüte gediehen.

Von der Fayence unterscheiden sich die Majolika und das Steingut hauptsächlich durch die Art der Glasur und die Güte des Rohstoffes.

4. Das **irdene Geschirr** oder Steingut oder gewöhnliche **Topfgeschirr** wird aus gemeinem Töpferthon gebrannt, der wegen seines Eisengehaltes beim Brennen gelb oder rotbraun wird. Es bleibt entweder unglasiert (Blumentöpfe) oder wird mit einer leicht schmelzenden Blei- oder Salzglasur überzogen und bei schwachem Feuer einmal gebrannt.

Aus besserem Ton ist die Terrakotta (gebrannte Erde) hergestellt, die zu Ornamenten und sonstigen Bildwerken geformt wird und keine Glasur erhält. Auch die Ziegel gehören hierher.

5. **Schamotte** hat von allen Tonwaren die größte Feuerfestigkeit und wird daher zu Ziegeln, Ofenplatten u. dgl. verarbeitet.

Porzellanfabrikation.

Die **Masse** wird aus gepulvertem Kaolin, Quarz und Feldspat gemischt, durch Schlämmen gereinigt und zu einem Teige verarbeitet, den man längere Zeit lagern läßt.

Das **Formen** geschieht entweder auf der Drehscheibe oder mit Hilfe

von Hohlformen aus Gips, in welche die Masse eingepreßt oder gegossen wird.

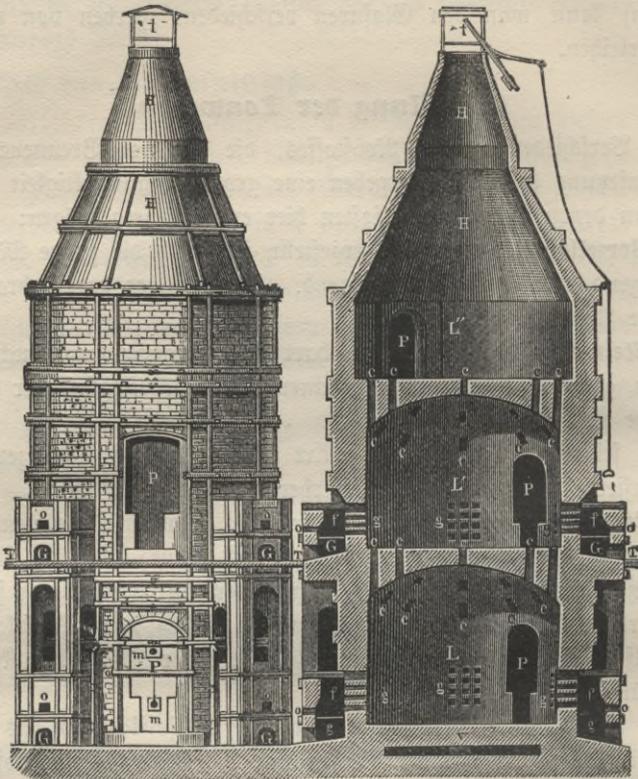


Fig. 58. Der Porzellanofen nach Michaelis.

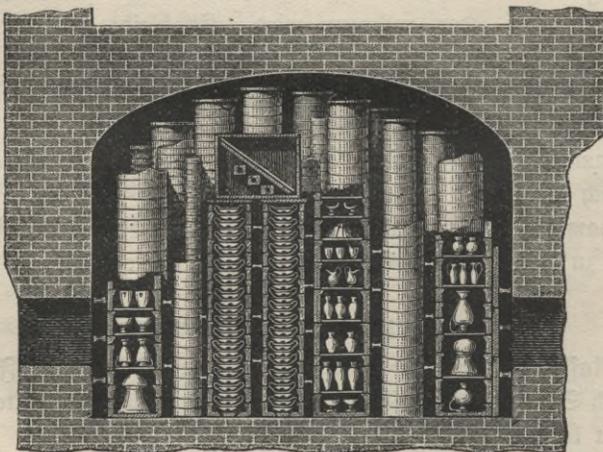


Fig. 59. Zusammenstellung der Gegenstände im Porzellanofen nach Michaelis.

Nachdem die Gegenstände lufttrocken geworden sind, werden sie in der oberen Etage des Porzellanofens (Fig. 58) *L''* bei nicht zu hoher Temperatur **verglüht**. Sie werden dadurch fester, bleiben aber porös und unglasiert.

Vor dem zweiten Brand, dem „Garbrennen“, werden sie in die **Glasurbrühe**, eine milchige Mischung von feingemahlenem Feldspat, Quarz und Gips oder Kalk eingetaucht und saugen davon so viel auf, daß sie nach dem Trocknen mit einer feinen, staubartigen Schicht von Glasurmasse bedeckt sind. In diesem Zustande werden sie in feuerfeste Tonkapseln eingeschlossen und in den unteren Etagen des Ofens *L* und *L'* ungefähr 18 Stunden hindurch auf 1500—1600° erhitzt (Fig. 59). Durch dieses **Garbrennen** erweicht die Porzellanmasse so weit, daß sie dicht und durchscheinend wird, während die Glasurmasse zu einem durchsichtigen, glasigen Überzuge schmilzt. Dabei bleiben die unteren Ränder der Gegenstände, mit denen sie die Schamottekapseln berühren, frei von Glasur und daher rauh.

Das **Bemalen** geschieht entweder vor dem Garbrennen mit Metallfarben, die das Scharffeuer vertragen (Unterglasurmalerei), oder auf der Glasur, wobei die Farben nachträglich bei schwacher Glühitze in die Glasur eingeschmolzen werden. Die Unterglasurfarben sind natürlich haltbarer als die letzteren.

Geschichtliches.

Tongefäße, die man in Gräbern der Steinzeit gefunden hat, bekunden uns, daß schon die vorgeschichtlichen Menschen mit der Töpferei vertraut waren. Bei den Völkern des Altertums gedieh die Keramik zu hoher Blüte (Tanagrafiguren, griechische Vasen).

Die deutsche Töpferei des Mittelalters, die als Bauernkunst entstanden ist, schuf in den Steinzeuggeräten Erzeugnisse, die ihren Kunstwert mehr ihrer Form und Ornamentierung als der Glasur und Farbe verdanken. Dieses Steinzeug wurde durch die schön glasierten und bemalten Fayencen mehr und mehr aus dem Kunstgewerbe verdrängt, die ihrerseits seit dem Beginn des 18. Jahrhunderts dem Porzellan den Vorrang einräumen mußten.

Die Kunst der Porzellanherstellung, die den Chinesen von alters her bekannt ist, gelang nach vielen vergeblichen Versuchen dem Alchimisten Böttcher 1709. Seine Erfindung wurde zuerst in der Meißner Manufaktur (1710) mit großem Erfolge ausgenützt, und von hier aus verbreitete sich die Porzellanindustrie über ganz Europa (Nymphenburg, Berlin, Sevres). Die moderne Töpferei versucht neben dem Porzellan auch die Fayence, das Steinzeug und das Steinzeug wieder zu Ehren zu bringen.

f) Andere Erdmetalle.

* Mit dem Aluminium ist eine Reihe von seltenen Metallen verwandt, deren Oxyde man als Erden bezeichnet. Die meisten strahlen,

wenn sie stark erhitzt werden, ein helles Licht aus und werden daher zur Herstellung der Glühstrümpfe für das Gasglühlicht benutzt (Thor- und Zerde).

g) Zusammenfassung.

Vergleiche die drei Gruppen von Leichtmetallen und ihre Oxide und Hydroxide (Alkalien, alkalische Erden und Erden) miteinander in bezug auf ihre Löslichkeit in Wasser und andere Eigenschaften. Zähle die wichtigsten Salze, nach Säuren geordnet, auf (Chloride, Karbonate, Silikate, Sulfate, Nitrate).

Die Leichtmetalle und ihre wichtigsten Verbindungen.

Metalle	Oxide	Hydroxide (Basen)	Wichtige Salze
^I Kalium K	(Kali K_2O)	Ätzkali KOH	Chlorkalium, Pottasche, Kalisalpeter, Kaliumwasserglas.
^I Natrium Na	(Natron Na_2O)	Ätznatron NaOH	Chlornatrium, Soda, Glaubersalz, Chilisalpeter, Natronwasserglas, Borax.
^{II} Kalzium Ca	Gebraunter Kalk CaO	Gelöschter Kalk $Ca(OH)_2$	Kohlensäurer Kalk, Gips, Phosphorsaurer Kalk, Chlorkalk, Glas (kieselsaures Kalzium, Natrium).
^{II} Magnesium Mg	Magnesia oder Bittererde MgO	Magnesiumhydroxyd $Mg(OH)_2$	Bittersalz, Magnesiumsilikate.
^{III} Aluminium Al	Tonerde Al_2O_3	Al-Hydroxyd $Al(OH)_3$	Alaun, Ton (Al-Silikat).

Die römischen Zahlen über den Namen der Metalle bedeuten die Wertigkeiten.

Die Schwermetalle.

§ 34.

Das Eisen Fe (zwei- und dreiwertig).

a) Bedeutung.

Unter allen Metallen ist das Eisen das wertvollste und unentbehrlichste. Es liefert dem Krieger die Waffen, dem Bauern das Ackergerät, dem Handwerker das Werkzeug, der Industrie Maschinen und Baustoffe und dem Verkehr die Eisenbahnen und Schiffe.

Mit der Kohle zusammen hat es unserer wirtschaftlichen Kultur ihr besonderes Gepräge verliehen, so daß man unser Zeitalter als das des Eisens und Stahls bezeichnet hat. Während aber die Kohle ihre Bedeutung nur der in ihr schlummernden Energie verdankt, liegt diejenige des Eisens

in seinen stofflichen Eigenschaften begründet. Es hat von allen Metallen die größte Festigkeit und läßt sich gießen, schmieden, schweißen, härten und feilen. Besonders wichtig aber ist seine Fähigkeit, je nach der Art der Behandlung verschiedene Eigenschaften anzunehmen, die seine vielseitige Verwendbarkeit bedingen. Auch an Billigkeit übertrifft es alle anderen Metalle, da das Kilogramm Roheisen im Großhandel ungefähr 7 Pfennige kostet, während das Kilogramm der feinsten Uhrfedern (Unruhe der Taschenuhren) gegen 100 000 Mark wert ist. Deutschland erzeugte 1907 etwa 13 Millionen Tonnen Roheisen im Werte von mehr als 824 000 000 Mark und beschäftigt in den Eishütten, Stahlwerken und Gießereien etwa 400 000 Arbeiter. Es wird in der Eisenerzeugung nur von den Vereinigten Staaten übertroffen.

b) Die Gewinnung des Roheisens.

1. **Die Rohstoffe:** Als Metall kommt das Eisen fast nur in den Meteorsteinen, den Trümmern ehemaliger Planeten, vor. Dagegen sind **Eisenerze** auf der Erde weit verbreitet und treten stellenweise in gewaltigen Massen auf (Ruhrbecken, Lothringen, Luxemburg, Oberschlesien, Steiermark, Skandinavien, Großbritannien und Spanien).

Für die Eisengewinnung kommen nur die **Oxyde: Magneteisenstein** Fe_3O_4 und **Koteisenstein** Fe_2O_3 , **Hydroxyde: Braun- und Raseneisenerz** und das **Karbonat: Spateisenstein** zur Verwendung. Demnach kann das Metall aus den Erzen nur durch einen **Reduktionsvorgang** hergestellt werden, und als Reduktionsmittel verwendet man **Koks**, zuweilen auch noch Holzkohle. Außer den Erzen und der Kohle sind für die Eisengewinnung noch schlackenbildende Stoffe, in der Regel Kalk oder Ton, als „**Zuschlag**“ vonnöten, welche in der Schlacke zu einer glasigen Masse, der **Schlacke**, schmelzen und dabei die steinigen Beimengungen (Gangart) der Eisenerze in sich aufnehmen. Zugleich schützt die flüssige Schlacke das reduzierte Eisen vor der nachträglichen Oxydation durch die Gebläseluft.

2. **Der Hochofenbetrieb:** Die Hochofen, in denen das Eisen aus den Erzen ausgeschmolzen wird, sind, wie Fig. 60 zeigt, mächtige Schachtofen von etwa 20 m Höhe, die oft jahrelang im ununterbrochenen Betriebe bleiben und täglich bis zu 200 000 kg Roheisen liefern. Dazu sind erforderlich: ungefähr 400 000 kg Erze und Zuschlag, 180 000 kg Koks und 750 000 kg oder beinahe 600 000 cbm Luft. Das Rohmaterial, **Koks, Erze** und **Zuschlag**, wird durch die obere verschließbare Öffnung, die **Gicht, c**, eingeschüttet, füllt den ganzen Schacht und sinkt allmählich abwärts, wobei es mehr und mehr erhitzt wird. In den unteren Teil des Ofens, das **Gestell**, wird durch 6—8 mächtige Rohre („**Düsen**“ bei **d**) Luft eingeblasen, die vorher in den Winderhizern (rechts) stark erhitzt ist. Dadurch werden die Koks im Gestell zur hellen Weißglut erhitzt und erzeugen dort eine

Temperatur von beinahe 2000° , welche genügt, um das Eisen aus den Erzen auszuschmelzen. Die Reduktion des Eisens erfolgt schon bei $600-800^{\circ}$ in einer höher gelegenen Zone. Das flüssige Eisen sammelt sich im untersten Teile des Ofens, dem Herde, und auf ihm schwimmt, wie Öl auf Wasser, eine Schicht von gleichfalls flüssiger, aber leichterer Schlacke, die in einem

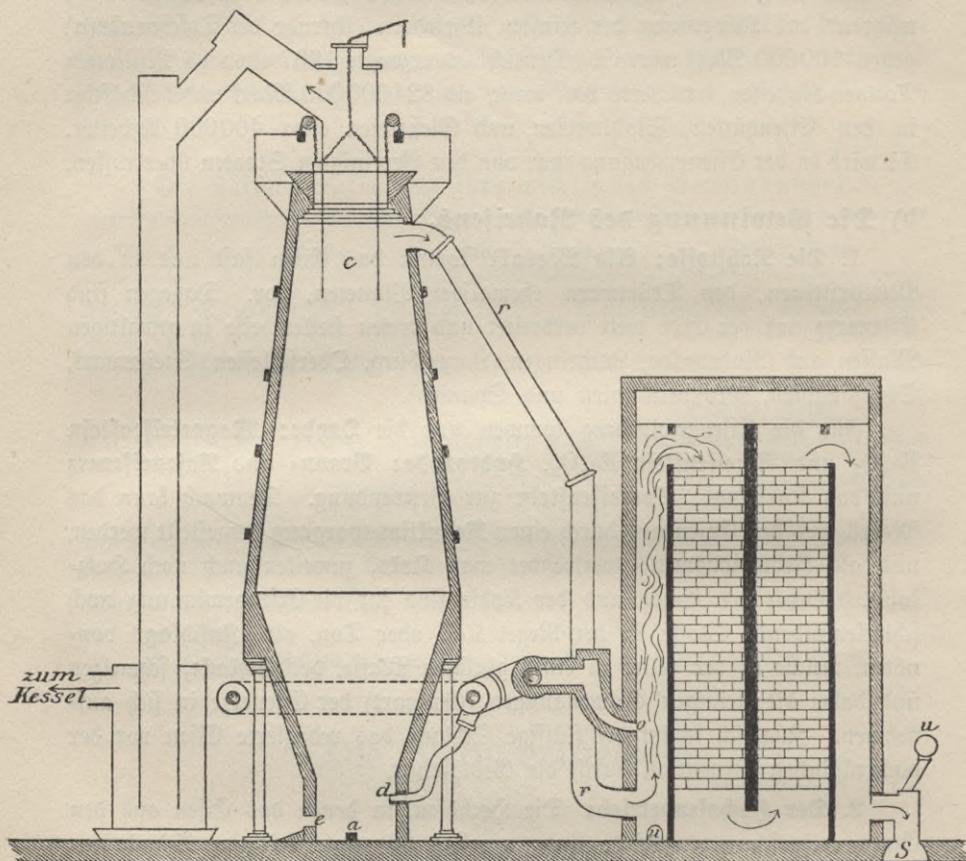


Fig. 60. Hochofen mit Winderhitzer.

feuerflüssigen Ströme fortwährend aus einer seitlichen Öffnung *e* abfließt. Von Zeit zu Zeit wird auch das flüssige Roheisen durch eine Öffnung (Stichloch *a*), die nahe über dem Boden des Ofens liegt, abgestochen und entweder in Barren gegossen oder zur Umwandlung in Stahl und Schmiedeeisen im flüssigen Zustande in das Stahlwerk befördert.

* Die Koks verbrennen im Gestell unter dem Einfluß der Gebläseluft zu Kohlensäure: $C + O_2 = CO_2$. Diese steigt im Ofen aufwärts und wird in den höher gelegenen Zonen durch die glühenden Koks

wieder zu Kohlenoxyd reduziert (vgl. § 25, d): $\text{CO}_2 + \text{C} = 2\text{CO}$. Das Kohlenoxydgas bewirkt die Reduktion der Eisenoxyde, indem es deren Sauerstoff aufnimmt und sich wieder zu Kohlensäure oxydiert: $3\text{CO} + \text{Fe}_2\text{O}_3 = \text{Fe}_2 + 3\text{CO}_2$.

Ein großer Teil des Kohlenoxydgases entweicht jedoch aus dem oberen Teile des Ofens und wird durch ein mächtiges Rohr mit den übrigen Gasen (Gichtgas) zusammen abgeleitet, um die Winderhitzer und die mächtigen Maschinen, durch welche die Gebläseluft in die Düsen gepreßt wird, zu heizen.

c) Roheisen, Stahl- und Schmiedeeisen.

Das **Roheisen** enthält 2—3% Kohlenstoff und außerdem mehr oder weniger Silizium, Mangan und Phosphor.

Es zeigt in der Regel eine dunkelgraue Farbe und grobkörnig-kristallinisches Gefüge, ist infolge seines Gehaltes an Kohlenstoff und Phosphor spröde und brüchig und schmilzt schon bei etwa 1200°, ohne vorher teigig zu werden. Daher läßt es sich zwar leicht gießen (Gußeisen), aber nicht schmieden und schweißen und ist nur da zu verwenden, wo seine geringe Bruch- und Zugfestigkeit nicht schaden kann, also zu eisernen Öfen, Maschinenlagern usw.

Verringert man den Kohlenstoffgehalt, so geht das Roheisen zunächst in Stahl mit 0,7—2% Kohlenstoff, dann in weiches Schmiedeeisen mit weniger als 0,7% Kohlenstoff über und ändert dabei seine Eigenschaften. Der Schmelzpunkt steigt mit sinkendem Kohlenstoffgehalt und beträgt bei ganz weichem Schmiedeeisen etwa 1800°.

Bevor das schmiedbare Eisen schmilzt, wird es weich und teigig und läßt sich dann schmieden und schweißen.

Der **Stahl** hat von allen Eisensorten die höchste Festigkeit und Elastizität und läßt sich durch plötzliche Abkühlung härten. Durch nachheriges Erwärmen, das sogenannte „Anlassen“, kann man die Härte wieder bis zu dem gewünschten Grade verringern. Besonders hart wird der Stahl durch Legierung mit einigen anderen Metallen, z. B. Nickel (Panzerplatten aus Nickelstahl), Wolfram u. a.

Wegen dieser vorzüglichen Eigenschaften findet der Stahl von allen Eisensorten die vielseitigste Verwendung.

Das weiche **Schmiedeeisen** ist nicht elastisch und nicht härtbar, dafür aber leicht schmiedbar und zähe. Es dient zur Herstellung von Drahtstiften und zur Kunstschlosserei.

* Die chemischen Vorgänge, durch die das Roheisen in schmiedbares Eisen verwandelt wird, sind im Gegensatz zum Hochofenprozeß Oxydationen. Sie laufen sämtlich darauf hinaus, den Kohlenstoff und die übrigen Beimengungen des Roheisens durch starkes Erhitzen unter

Einwirkung der Luft in die Dryde zu verwandeln und diese vom Eisen zu trennen.

* Am meisten kommt zu diesem Zweck das **Bessemerverfahren** zur Anwendung, durch welches man in etwa 15 Minuten 20000 kg flüssiges Roheisen in Stahl oder Schmiedeeisen verwandeln kann.

* Das flüssige Roheisen wird in große, birnförmige, mit Kalk ausgekleidete Behälter, die Bessemerbirnen (Fig. 61), eingegossen. Durch Löcher im Boden der Birne wird Luft hindurchgepreßt, welche die Kohle und die übrigen Beimengungen oxydiert und das Eisen von ihnen befreit. War Phosphor im Eisen vorhanden, so oxydiert er sich zu Phosphorsäure, und diese verbindet sich mit dem Kalk zu phosphorsaurem Kalk, der als Thomaschlacke im feingemahlene Zustande ein wichtiges Düngemittel liefert (vgl. § 20, c und § 55, c). Der in der Birne erzeugte flüssige Bessemerstahl wird in Blockformen gegossen und im glühenden Zustande durch Walzen zu Schienen, Trägern, Stangen, Blechen, Drähten usw. geformt, oder, nochmals geschmolzen, zum Gießen von Geschützrohren u. dgl. verwandt. „Gußstahl“.

d) Das chemische Verhalten des metallischen Eisens.

Was wissen wir aus den Versuchen § 2, b, § 3, d und § 6, a über das Verhalten des Eisens zum Sauerstoff und zum Schwefel?

Versuch 1: Übergieße Eisendrehspäne oder Drahtstifte in einem Probierrohr mit verdünnter Schwefelsäure, achte auf den Geruch des entstehenden Gases, verschließe die Öffnung kurze Zeit mit dem Daumen und nähere sie dann einer Flamme. Wenn die Gasentwicklung aufhört, filtriere die Lösung, erhitze sie über einer kleinen Flamme in einer Porzellanschale, bis der größte Teil des Wassers verdampft ist, und laß sie bis zur nächsten Stunde stehen. Woraus besteht der schwarze Rückstand auf dem Filter? Was wird aus der Lösung? Woher der Geruch des Gases?

* **Versuch 2:** Bringe einen blanken eisernen Nagel in eine Lösung von Kupfervitriol (schwefelsaures Kupfer) und besieh ihn nach einer Minute. Laß ihn dann bis zur nächsten Stunde in der Lösung stehen und beachte die Farbenänderung. Behandle die Lösung wie beim vorigen Versuch und vergleiche die entstehenden Salze. Vergleiche auch § 5, b, Versuch 2 (Reduktion des Wassers durch Eisen).

Ergebnis: Das Eisen verbindet sich, wenn es mit feuchter Luft in Berührung kommt, mit Sauerstoff und Wasser zu Eisenoxydhydrat oder Rost $\text{Fe}(\text{OH})_3$. Es wird vom Rost zerfressen. Eisenpulver verbrennt an der Luft, und Uhrfederstahl im Sauerstoff, wobei ein anderes Dryd „Hammer Schlag“ Fe_3O_4 entsteht (woher der Name?). Mit Schwefel verbindet sich das Eisen zu schwarzem Eisensulfid FeS . In starken Säuren, z. B. verdünnter Schwefelsäure, löst es sich auf, wobei es den Wasserstoff aus-

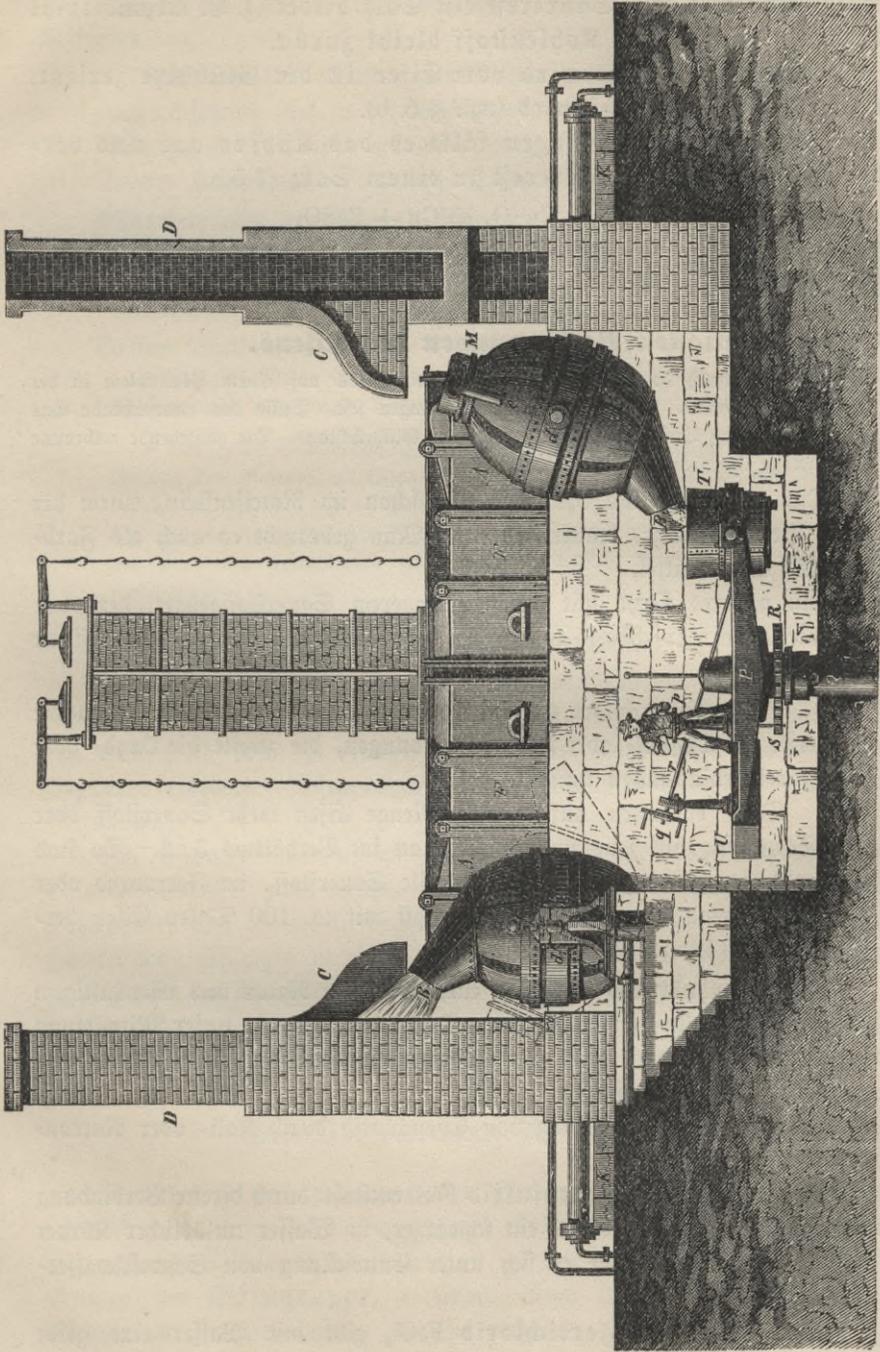
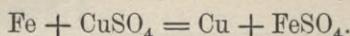


Fig. 61. Dampfmaschine.

treibt und mit dem Säurerest ein Salz bildet (z. B. Eisenvitriol $\text{FeSO}_4 + 7\text{H}_2\text{O}$). Der Kohlenstoff bleibt zurück.

Auch das Wasser wird vom Eisen in der Glühhitze zersetzt, wobei Wasserstoff frei wird (vgl. § 5, b).

Aus Kupferjanzlösungen fällt es das Kupfer aus und verbindet sich mit dem Säurerest zu einem Salz (§ 5, c)



Diesen Vorgang benutzt man technisch zur Ausfällung von Kupfer aus Lösungen (Zementkupfer).

e) Die wichtigsten Verbindungen des Eisens.

*** Versuch 1:** Erhitze einen Eisenvitriolkristall auf einem Platinblech in der Bunsenflamme. Stelle die Farbenänderungen fest. Prüfe das entweichende Gas mit blauem Lackmuspapier. Zerleihe den Glührückstand. Die entstehende rotbraune Masse ist Eisenoxyd oder Ferrioxyd.

Das **Eisenoxyd** Fe_2O_3 haben wir schon im Roteisenstein, einem der wertvollsten Eisenerze, kennen gelernt. Man gebraucht es auch als Farbstoff und Poliermittel.

Ein anderes Oxyd mit etwas geringerem Sauerstoffgehalt, der oben erwähnte Hammerschlag, kommt in der Natur als Magnet Eisenstein Fe_3O_4 vor.

* Das Eisen bildet zwei Reihen von Verbindungen, von denen die erste die **Oxydul-** oder **Ferroverbindungen**, die zweite die **Oxyd-** oder **Ferriverbindungen** umfaßt.

Diese enthalten auf dieselbe Menge Eisen mehr Sauerstoff oder Säurereste als jene und zwar genau im Verhältnis 3:2. So sind z. B. im Ferrioxyd 42 Gewichtsteile Sauerstoff, im Ferrooxyd oder Eisenoxydul nur 28 Teile Sauerstoff mit ca. 100 Teilen Eisen verbunden ($42:28 = 3:2$).

Das **Eisenhydroxyd** $\text{Fe}(\text{OH})_3$ entsteht in der Natur aus eisenhaltigem Grund- oder Quellwasser durch einen Oxydationsvorgang unter Mitwirkung von Eisenbakterien und bildet im moorigen Wiesenboden die Raseneisenerzlager, die stellenweise zur Eisengewinnung abgebaut werden (vgl. § 5, f). Es läßt sich aus einer Lösung von Eisenchlorid durch Kali- oder Natronlauge ausfällen.

Schwefeleisen oder Ferrosulfid FeS entsteht durch direkte Verbindung von Eisen und Schwefel als ein schwarzer, in Wasser unlöslicher Körper (§ 6, a). In Säuren löst er sich unter Entwicklung von Schwefelwasserstoff auf.

Eisenchlorid oder Ferrichlorid FeCl_3 gibt mit Wasser eine gelbe Lösung, die als blutstillendes Mittel verwandt wird (blutstillende Watte).

Eisenvitriol oder Ferrosulfat $\text{FeSO}_4 + 7\text{aq}$ kommt in meergrünen Kristallen vor.

* **Bitriole** sind Sulfate von Metallen, die in ihrer chemischen Zusammensetzung und in der Kristallgestalt einander verwandt und deshalb zu einer Gruppe zusammengefaßt sind. Die Kristalle enthalten immer Kristallwasser, das beim Erhitzen entweicht.

Eisentinte oder gerbsäures Eisen.

Versuch: Gieße in einem Probierrohr zu stark verdünnter Eisenchloridlösung einige Tropfen Gerbsäure. Der dabei entstehende schwarze Farbstoff ist Tinte, eine Verbindung von Gerbsäure, die aus Eichengalläpfeln gewonnen wird, mit Eisen.

Gelbes Blutlaugensalz und Berliner Blau.

* **Versuch:** Mische in einem Probierrohr eine stark verdünnte Lösung von gelbem Blutlaugensalz mit einigen Tropfen Ferrichlorid. Dabei entsteht Berliner Blau.

* Das gelbe Blutlaugensalz oder Kaliumferrozyanid $\text{K}_4\text{Fe}(\text{CN})_6$ ist eine Verbindung von Kalium mit Eisen und Zyan, einem aus Stickstoff und Kohlenstoff bestehenden Radikal, das in seinem chemischen Verhalten den Halogenen nahesteht. Die Zyanide entsprechen den Chloriden. Wenn das darin enthaltene Kalium durch das Eisen des Ferrichlorids ersetzt wird, so entsteht Berliner Blau oder Ferri-Ferrozyanid.

f) Das Eisen im Tier- und Pflanzenreich.

Das Eisen ist für Tiere und Pflanzen unentbehrlich. Im Tierkörper bildet es einen Bestandteil des roten Blutfarbstoffs (Hämoglobin), der den Sauerstoff von der Lunge zu allen am Stoffwechsel teilnehmenden Organen befördert. (Eisenpräparate und Stahquellen als Heilmittel für Bleichsucht.)

Im Pflanzenkörper nimmt es an der Bildung des Blattgrüns oder Chlorophylls teil, ohne welches die Pflanzen nicht imstande sein würden, Kohlen Säure und Wasser in organische Stoffe zu verwandeln (Assimilation). Züchtet man Pflanzen in einem Boden, der keine Spur von Eisen enthält, so gehen sie an Bleichsucht zugrunde.

§ 35.

Die Verwandten des Eisens.

Kobalt, Nickel, Mangan und Chrom zeigen in ihren metallischen Eigenschaften, ihren Verbindungen und ihrem chemischen Verhalten so viel Ähnlichkeit mit dem Eisen, daß man sie mit diesem zu einer natürlichen Gruppe, der Eisengruppe, vereinigt. Auch in ihren Erzen sind diese Metalle oft vergesellschaftet, oder sie vertreten einander. In erster Linie gilt dies von Kobalt und Nickel.

a) Kobalt Co (zwei- und dreiwertig).

Wenn man einem Glasfluß Kobaltverbindungen zusetzt, so färben diese die geschmolzene Glasmasse schön blau.

Diese Eigenschaften benutzt man zur Herstellung von **Smalte**, einem Kobalt-Kalium-Silikat, das wegen seiner Feuerbeständigkeit besonders viel zur Porzellanmalerei unter der Glasur benutzt wird. (Meißner und Kopenhagener Geschirr.)

* Kobaltchlorid bildet rote, wasserhaltige Kristalle, die beim Erhitzen das Kristallwasser verlieren und dabei blau werden.

Versuch: Löse ein erbsengroßes Stück Kobaltchlorid in der doppelten Menge Wasser, schreibe mit der Lösung auf einem Blatt Papier und bewege dieses über einer Flamme hin und her, bis die Schriftzüge blau hervortreten. Hauche das Blatt darauf an und laß es wieder erkalten: Sympathetische Tinte.

b) Nickel Ni (zwei- und dreiwertig).

Das Metall ist magnetisch, weißer und glänzender als Eisen und wird von der Luft im Gegensatz zu diesem sehr wenig angegriffen. Man benutzt es deshalb zum **Vernickeln des Eisens**, zur Prägung von **Münzen** ($\frac{1}{4}$ Nickel und $\frac{3}{4}$ Kupfer) und zur Herstellung von **Nickelgeschirr**. Da sich das Nickel jedoch in Säuren und in salzhaltigen Flüssigkeiten löst, und die entstehenden Salze giftig sind, so ist beim Gebrauch des Geschirrs dieselbe Vorsicht vonnöten, wie beim Kupfergeschirr.

Ein Zusatz von Nickel zum Stahl macht diesen besonders fest und hart (Panzerplatten aus **Nickelstahl**).

Auch das **Neusilber** enthält Nickel, mit Kupfer und Zink legiert.

Die Nickelsalze sind im wasserhaltigen Zustande apfelgrün gefärbt (Wetterbilder).

c) * Mangan Mn.

Das Mangan bildet eine ganze Stufenfolge von Oxyden und Hydroxyden, von denen die sauerstoffärmsten Basen, die sauerstoffreichsten Säuren bilden.

Es ist zweiwertig in den **Manganverbindungen** [MnO , $Mn(OH)_2$, $MnCO_3$ usw.], vierwertig im **Braunstein** (MnO_2) und siebenwertig in der **Übermangansäure** (Anhydrid = Mn_2O_7 , Hydrat = $HMnO_4$). Das **übermangansaure Kalium** oder **Kaliumpermanganat** $KMnO_4$ enthält sehr viel Sauerstoff und gibt diesen leicht ab, wobei seine schön violette Farbe verschwindet.

Versuch 1: Mische in einem Becherglase eine wässerige Lösung von Eisenvitriol mit verdünnter Schwefelsäure und gieße eine Lösung von übermangansaurem Kalium in einem dünnen Strahle hinein.

Versuch 2: Mische in einem Standzylinder fauliges Wasser¹⁾ mit einer blaßroten Lösung von übermangansaurem Kalium. Gegenversuch mit reinem Wasser.

¹⁾ Man läßt das Wasser einige Tage über Bohnen oder Erbsen stehen.

Ergebnis: Das **übermangansaure Kalium** wirkt stark oxydierend, zerstört dadurch Fäulnisstoffe und Krankheitskeime und wird deshalb medizinisch verwendet. Dabei entfärbt sich die Übermangansaure.

d) * Chrom Cr (drei- und sechswertig).

Das Chrom bildet ebenfalls mehrere Oxyde, von denen das sauerstoffreichste mit Wasser **Chromsäure** gibt ($\text{CrO}_3 + \text{H}_2\text{O} = \text{H}_2\text{CrO}_4$). Das Chromsäureanhydrid CrO_3 ist eins der stärksten Oxydationsmittel.

Chromsaures Kalium K_2CrO_4 (gelb) und Kaliumbichromat $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ (orange) werden in der Photographie benutzt.

Versuch: Mische in einem Probierrohr etwas gelöstes Kaliumbichromat mit Bleiwasser (essigsaures Blei). Der entstehende Niederschlag ist chromsaures Blei, das als **Chromgelb** in der Malerei benutzt wird.

§ 36.

II
Das Zink Zn.

a) Eigenschaften.

Das Zink ist ein bläulichweißes Metall von kristallinischem Gefüge; bei gewöhnlicher Temperatur brüchig, bei 100—150° so geschmeidig, daß es sich zu Blech walzen läßt, bei 200—300° wieder spröde. Seine Festigkeit ist gering.

Versuch 1, Verbrennen des Zinks: Erhitze ein kleines Stückchen Zink auf Kohle vor dem Lötrohr, bis sich die blaugrüne Flamme zeigt. Wie sieht der Beschlag aus, und woraus besteht er?

* **Versuch 2,** Ausfällung anderer Metalle: Stelle einen Zinkstab in eine Lösung von essigsaurem Blei und beachte die Ausfällung.

* **Versuch 3:** Stelle einen Zink- und einen Kupferstreifen in starkverdünnte Schwefelsäure, ohne daß sie sich berühren, und verbinde ihre oberen Enden durch Kupferdrähte mit einem empfindlichen Galvanoskop.

Wäge das Zink vor und nach dem Versuch, der etwa $\frac{1}{2}$ Stunde dauern möge.

Woher stammt die Energie des galvanischen Stromes und woher die Wärme, die beim Auflösen von Zink in verdünnter Schwefelsäure frei wird?

Das Zink verbrennt mit starker Licht- und Wärmeentwicklung, ähnlich dem Magnesium, dem es überhaupt in seinen Eigenschaften sehr nahe steht. An der Luft überzieht es sich, wie jenes, mit einer weißlichen Haut, die ein weiteres Eindringen des Sauerstoffs verhindert. In Säuren löst es sich, wie die Versuche in § 5, c gezeigt haben, unter Wasserstoffentwicklung leicht auf.

* Es hat ein stärkeres Lösungsbestreben als das Blei und fällt dieses aus seinen Lösungen aus, während es selber in Lösung geht. Diese Lösungsenergie des Zinks wird in den galvanischen Elementen

zur Erzeugung des Stromes benutzt. In seinen Verbindungen ist es, wie das Magnesium, immer zweiwertig.

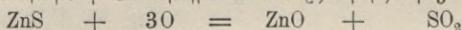
b) Verwendung des Zinks.

Da das Metall von der Luft wenig angegriffen wird, benutzt man es, um Eisen zu verzinken und dadurch vor dem Rosten zu schützen (Wellblech, Gitterdraht). Außerdem wird es zu Dachrinnen und Ornamenten verwandt. Für Küchengeräte ist es nicht zu gebrauchen, da es sich leicht in Säuren löst, und seine Salze durchweg giftig sind. Wertvoller als das Zink selber ist seine Legierung mit Kupfer, das Messing.

c) * Vorkommen und Gewinnung.

Die wichtigsten Zinkerze sind die Zinkblende (Schwefelzink) ZnS und der Galmei (kohlen-saures Zink) $ZnCO_3$. Die Zinkblende muß, wie alle sulfidischen oder schwefelhaltigen Erze, geröstet, d. h. unter Luftzutritt erhitzt werden. Dabei verbrennt der Schwefel zu schwefeliger Säure und das Metall zum Oxyd.

Metallsulfid + Sauerstoff = Metalloxyd + schweflige Säure.



Das Oxyd wird dann durch Kohle reduziert. Deutschland erzeugt von allen Ländern der Erde am meisten Zink (Oberschlesien).

d) Die Verbindungen des Zinks.

Zinkoxyd oder **Zinkweiß** ZnO wird viel als Malerfarbe gebraucht und hat vor dem Bleiweiß den Vorzug, nicht nachzudunkeln.

* **Zinkchlorid** $ZnCl_2$ dient zur Herstellung von Lötzwasser und zum Imprägnieren von Eisenbahnschwellen, die es dank seiner Giftigkeit vor Fäulnis schützt.

* **Zinkvitriol** oder weißer Vitriol (schwefelsaures Zink + Kristallwasser) $ZnSO_4 + 7H_2O$, entsteht bei der Auflösung von Zink in Schwefelsäure, also auch in den galvanischen Elementen, die Zink als Anode enthalten.

§ 37.

Das Blei ^{II}Pb.

a) Eigenschaften.

Das Blei ist ein schweres, blaugraues, auf frischer Bruchfläche stark glänzendes, weiches und dehnbares Metall von geringer Festigkeit. Es färbt auf Papier ab, schmilzt schon bei 330° und überzieht sich wie das Zink an der Luft mit einer grauen schützenden Haut. Es läßt sich zu Folie auswalzen.

Versuch 1, Oxydation: Erhitze ein kleines Stück Blei auf Kohle vor dem Lötrohr und achte auf den Beschlag. Farbe?

* **Versuch 2, Löslichkeit:** Stelle fest, ob sich das Blei, wie die Metalle der Eisengruppe, in verdünnter Salzsäure, Schwefelsäure und Salpetersäure löst¹⁾.

Vergleiche auch die Versuche § 1, a und § 36, a.

Ergebnis: Das Blei löst sich weniger leicht in Säuren und oxydiert sich auch nicht so lebhaft wie die Metalle der Eisengruppe.

b) Verwendung.

Wegen seiner Widerstandsfähigkeit gegen chemische Einwirkungen wird das Blei zu Leitungsrohren und Bedachungen, wegen seiner Schwere zu Flintenkugeln und Schrot, wegen seines niedrigen Schmelzpunktes zur Herstellung von Klemmnerlot (Blei + Zinn) gebraucht. Da die Bleiverbindungen schon in geringer Menge sehr gefährliche Vergiftungen hervorrufen, so dürfen Speisen und Getränke nicht mit bleihaltigen Gefäßen in Berührung kommen. In weichem Wasser löst sich das Blei ein wenig auf.

c) * Vorkommen und Gewinnung.

Das bei weitem häufigste Bleierz ist der **Bleiglanz** PbS , das Sulfid des Bleis, aus welchem auf verschiedene Art das Metall gewonnen wird. Der Bleiglanz enthält oft etwas Silber, das von dem Blei durch das Treibverfahren, d. h. durch Erhitzen des Roh- oder Werkbleis unter Einwirkung von Gebläseluft, befreit wird. Dabei wird das Blei zu Bleiglätte oxydiert, welche abfließt, während das Silber als Edelmetall vom Sauerstoff nicht angegriffen wird. „Silber=blei“.

d) Die Verbindungen des Bleis.

Oxyde: Das Blei bildet 3 Oxyde, die gelbe **Bleiglätte** PbO , die rote **Mennige** Pb_3O_4 und das braune **Bleisuperoxyd** PbO_2 , deren Sauerstoffmengen sich genau wie 3:4:6 verhalten. Durch Oxydation (Erwärmen mit Salpetersäure) lassen sich die niederen Oxyde in das Superoxyd, durch Reduktion (Erhitzen im Schmelzröhrchen) das Superoxyd in die niederen Oxyde umwandeln (§ 6, b).

Die Bleiglätte dient zur Herstellung des Flintglases oder schweren Kristalls (§ 27, d) und von Glasuren; die Mennige gibt, mit Öl verrieben, eine rote Anstrichfarbe für Eisen (Schiffe und Brücken).

Bleisulfid PbS erhält man als schwarzen Niederschlag, wenn man auf die Lösung eines Bleisalzes Schwefelwasserstoff einwirken läßt.

Versuch: Benehe ein Stück Filtrierpapier mit Bleiwasser und halte es über die Öffnung einer Schwefelwasserstoffflasche.

(Reaktion zum Nachweis von Blei oder von Schwefelwasserstoff.)

¹⁾ Zu den Lösungsversuchen nimmt man die Metalle am besten im feinverteilten Zustande oder als Folie; hier z. B. Bleifolie.

Bleizucker $\text{Pb}(\text{CH}_3\text{CO}_2)_2$ oder essigsaures Blei läßt sich durch Auflösen von Blei oder Bleiglätte in Essigsäure herstellen. Die Lösung wird als Bleiwasser wegen ihrer antiseptischen Wirkung äußerlich bei Entzündungen angewandt.

Bleiweiß, ein basisches Karbonat, d. h. eine Verbindung von Bleikarbonat mit Hydroxyd, gibt mit Öl eine weiße Farbe von großer Deckkraft. Durch Einwirkung von Schwefelwasserstoff, der in der Luft bewohnter Räume enthalten ist, wird es allmählich in das dunkle Sulfid verwandelt. Daher das „Nachdunkeln“ weißer Ölfarben (vgl. Zinkweiß § 36, d). Man gewinnt das Bleiweiß durch Einwirkung von Kohlenensäure auf essigsaures Blei.

Versuch: Mische in einem Probierrohr Bleiwasser mit Sodablösung.

Chromgelb und Chromorange sind Verbindungen von Blei mit Chromsäure (§ 35, d).

Versuch: Verseze Bleiwasser mit einer Lösung von Kaliumdichromat.

§ 38.

Das Kupfer Cu (zwei- und einwertig).

a) Eigenschaften.

Was wissen wir aus früheren Versuchen über das chemische Verhalten des Kupfers? (§ 1, a und b: Oxydbildung, Verhalten an der Luft, § 34, d: Ausfällung von Kupfer durch Eisen.)

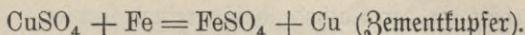
* **Versuch 1**, Auflösung in Säuren: Übergieße je ein Stück Kupferblech im Probierrohr 1. mit verdünnter Schwefelsäure, 2. mit verdünnter Salzsäure, 3. mit Salpetersäure, 4. mit Essigsäure (1 Tag stehen lassen).

* **Versuch 2:** Versuche ein Stück Kupfer vor dem Lötrohr zu schmelzen. Flammenfärbung?

* **Versuch 3:** Elektrolytische Abscheidung von Kupfer. Laß durch eine mit etwas Salpetersäure angesäuerte Lösung von Kupferdinitrat den galvanischen Strom zwischen einer Kupfer-Anode und Platin-Kathode etwa 5 Minuten hindurchgehen. Wäge die Elektroden vor- und nachher. Schließlich kehre die Richtung des Stromes um. Wie wirkt der Strom auf das in der Lösung enthaltene Kupfer und auf die Kupfer-Anode?

Ergebnis: Das Kupfer ist ein rotes, sehr dehnbares Metall, das erst bei hoher Temperatur schmilzt, die Flamme grün färbt und die Wärme und Elektrizität sehr gut leitet. Dank seiner Dehnbarkeit läßt sich das Kupferblech zu den verschiedensten Formen aushämmern (getriebene Arbeit). In seinen Verbindungen ist es gewöhnlich zweiwertig (Kuprerverbindungen), zuweilen einwertig (Kuproverbindungen). Es oxydiert sich beim Erhitzen erst zu rotem **Oxydul** Cu_2O , dann zu schwarzem **Oxyd** CuO , überzieht sich an der Luft mit grüner **Patina** oder Edelrost (basisches Karbonat) $\text{CuCO}_3 +$

$\text{Cu}(\text{OH})_2$, und löst sich, wie das Blei, in verdünnter Salpetersäure und in Essig, durch dessen Einwirkung **Grünspan** (essigsäures Kupfer) $\text{Cu}(\text{CH}_3\text{CO}_2)_2$ entsteht. Aus seinen Salzlösungen wird es durch Eisen ausgefällt.



Bei der Elektrolyse einer Kupferlösung mit einer Kupferanode wandert das Kupfer von der Anode durch die Lösung zur Kathode, wo es sich metallisch niederschlägt.

Diesen Vorgang benutzt man in der **Galvanoplastik** und zur Verkupferung von Gegenständen.

b) Verwendung.

Es wird zu Küchen- und Hausgerät, zu Drähten, Kabeln, Münzen, Kupferstichplatten, allerlei technischen Apparaten und zur Galvanoplastik verwandt. Da Kupfer mit Säuren giftige Verbindungen gibt, z. B. mit Essig den Grünspan, so dürfen säurehaltige Speisen und Getränke nicht in Kupfergeschirr gekocht oder aufbewahrt werden.

Weshalb verzinnt man also Kupfergeschirr?

Besonders wertvoll und wichtig sind auch seine **Legierungen** mit anderen Metallen, die sich meistens leichter schmelzen und gießen lassen als das reine Kupfer.

Dahin gehören:

Verschiedene **Bronzen** aus Kupfer, Zinn und Zink (Kunstbronze, Glockenmetall). Die antike Bronze besteht nur aus Kupfer und Zinn.

Aluminiumbronze (Kupfer + Aluminium), Messing und Tombak (Kupfer + Zink), Neusilber oder Argentan (Kupfer + Nickel + Zink). Alfenide und Christofle sind versilbertes Neusilber.

Die Kunst, Bronze herzustellen und zu verarbeiten, war schon in vor-geschichtlicher Zeit bekannt und weit verbreitet. Stein-, Bronze-, Eisenzeit. Bronzegerät in Hünengräbern.

c) Vorkommen und Gewinnung.

Das Kupfer kommt in gediegenem Zustande besonders in Amerika vor, das überhaupt den bei weitem größten Teil des auf der Erde erzeugten Kupfers liefert. Aus Sibirien stammen Kupferlasur und Malachit, beides basische Karbonate (vgl. § 35, d), die wegen ihrer prächtigen Färbung als Farbstoffe und zu kunstgewerblichen Arbeiten benutzt werden.

In Deutschland gewinnt man Kupfer besonders aus **Kupferties**, einem Sulfid vom Kupfer und Eisen.

Deutschland erzeugt jährlich etwa 30 000 Tonnen, Nordamerika gegen 400 000 Tonnen Kupfer.

Das Kupfer wird jetzt häufig durch Elektrolyse aus einer Lösung von

Kupfervitriol ausgeschieden. Es wandert mit dem Strom von der Anode zur Kathode. Bei der Darstellung von elektrolytischem Kupfer nimmt man als Anode unreines Schwarzkupfer, wie es bei der Verhüttung von Kupferkies entsteht, und erhält an der Kathode dafür reines Kupfer.

d) Verbindungen des Kupfers.

Die Oxide des Kupfers, die Patina, der Grünspan sind schon unter a) erwähnt; die als Schweinfurtergrün bekannte giftige Mischung von arsenigsaurem und essigsaurem Kupfer in § 21, b.

* Kupferhydroxyd $\text{Cu}(\text{OH})_2$ entsteht als ein schön blauer Niederschlag, wenn man eine Kupfervitriollösung mit Kalilauge mischt. Erwärmt man diesen Niederschlag, so geht er durch Austritt von Wasser in schwarzes Oxid über: $\text{Cu}(\text{OH})_2 = \text{CuO} + \text{H}_2\text{O}$. Mischt man Kupfervitriollösung mit einer reduzierenden Substanz, z. B. Traubenzucker, ehe man Kalilauge hinzusetzt, so fällt beim Erhitzen im Probierrohr an Stelle des schwarzen Oxyds das rote Oxydul Cu_2O aus, das auf dieselbe Menge Metall genau die Hälfte des Sauerstoffs enthält. Ebenso gibt es neben dem normalen Chlorid und dem Sulfid des Kupfers Verbindungen, die nur halb soviel Chlor und Schwefel enthalten.

Schwefelsaures Kupfer CuSO_4 entsteht durch Auflösen von Kupfer in heißer Schwefelsäure. Es bildet mit Wasser schön blaue Kristalle von **Kupfervitriol**.

Versuch: Erhitze auf einem Platinblech oder in einem Porzellantiegel einen Kupfervitriolkristall und beachte die Form- und Farbenänderung. Befeuchte die entstandene weiße Masse mit Wasser. Vgl. den Versuch mit Kobaltchlorid (§ 35, a).

§ 39.

Das Quecksilber Hg (zwei- und einwertig).

a) Eigenschaften und chemisches Verhalten.

Das Quecksilber gefriert erst bei -37° und siedet bei $+360^\circ$, verdunstet jedoch schon bei gewöhnlicher Temperatur. Da Quecksilberdämpfe giftig wirken, muß man sich beim Arbeiten mit Quecksilber hüten, etwas zu verschütten (Quecksilberbrett mit erhöhtem Rand). Das Quecksilber bildet insofern den Übergang zu den edlen Metallen, als es sich bei gewöhnlicher Temperatur nicht oxydiert. Wird es dagegen längere Zeit auf etwa 300° erhitzt, so geht es an der Oberfläche in rotes Oxid (Mercurioxyd) über, das bei noch stärkerem Erhitzen wieder in Metall und Sauerstoff zerfällt (§ 3, a).

Es löst sich wie Blei und Kupfer in Salpetersäure, nicht aber in verdünnter Schwefel- und Salzsäure. Mit Gold, Zinn, Natrium und anderen Metallen verbindet es sich zu Amalgamen. Daher muß man goldene Ringe usw. vor der Berührung mit Quecksilber in acht nehmen.

***Versuch 1:** Drücke einige linsengroße Stücke Natrium mit der Zange in einen etwas größeren Quecksilbertropfen hinein. Beobachtung?

Bringe das entstandene Amalgam in Wasser. Was entweicht dabei, und was bleibt zurück?

***Versuch 2:** Lege einen Streifen blankes Schablonenkupfer eine Minute in die Lösung irgend eines Quecksilbersalzes und reibe es dann mit einem Tuche kräftig ab.

b) Verwendung.

Wegen seines flüssigen Aggregatzustandes, seiner Schwere und seiner gleichmäßigen Ausdehnung beim Erwärmen verwendet man das Quecksilber zu Thermometern, Barometern und anderen physikalischen Apparaten. Die Amalgambildung benutzt man zum Ausziehen von Gold und Silber aus ihren Erzen (Amalgamationsverfahren), zur Feuervergoldung und zur Herstellung von Spiegeln. Das Quecksilber wird durch Verdampfung und Kondensation aus den Amalgamen zurückgewonnen.

c) Vorkommen und Gewinnung.

* Quecksilber wird in Spanien (Almaden), Krain (Idria), Mexiko und Kalifornien gefunden, und zwar hauptsächlich in Verbindung mit Schwefel als Zinnober, außerdem auch im gediegenen Zustande.

Welches Verfahren wird man anwenden müssen, um aus dem Sulfid das Metall zu gewinnen? (Vgl. § 36, c.)

d) Quecksilberverbindungen.

* Ähnlich dem Kupfer bildet auch das Quecksilber zwei Reihen von Verbindungen, Merkurverbindungen, in denen es zweiwertig, und Merkuroverbindungen, in denen es einwertig auftritt.

Man unterscheidet also Merkurioxyd (rot oder gelb) HgO und Merkurooxyd (schwarz) Hg_2O , Merkurichlorid oder Sublimat HgCl_2 , ein in Wasser lösliches, sehr giftiges Salz, und Merkurochlorid oder Kalomel Hg_2Cl_2 , ein fast unlösliches, ungiftiges, weißes Pulver.

Die wichtigste Verbindung, das **Sublimat** HgCl_2 , wird in sehr starker Verdünnung (1:2000) von Ärzten zum Desinfizieren der Hände und Instrumente gebraucht. Stärkere Lösungen dürfen nicht mit wunden Hautstellen in Berührung kommen. Auch die übrigen löslichen Quecksilbersalze sind ungemein giftig.

§ 40.

I Das Silber Ag und seine Verwendung zur Photographie.

a) Eigenschaften.

Das Silber verbindet mit reinweißer Farbe einen starken Glanz und bewahrt diesen auch beim Liegen und beim Erhitzen an der Luft. Dagegen läuft es in Berührung mit Schwefel und Schwefelverbindungen durch Sulfidbildung schwarz an. (Versuche mit Schwefelwasserstoff § 14, b.) Es ist im reinen Zustande weicher und dehnbarer als Kupfer, leitet auch die Wärme und Elektrizität noch besser als dieses. Säuren gegenüber verhält es sich wie Quecksilber, Blei und Kupfer, d. h. es löst sich nur in verdünnter Salpetersäure leicht auf.

b) Verwendung.

Reines Silber wird wegen seiner Widerstandsfähigkeit hauptsächlich zu chemischen Geräten und zur Verfilberung (Neusilber, Spiegel) benutzt. Zur Herstellung von Münzen, Schmucksachen und Geräten legiert man es mit Kupfer, weil es dadurch härter wird und leichter zu gießen ist. Die Reichsmünzen sind 900-haltig. Was bedeutet der Stempel auf Silberwaren?

c) Vorkommen und Gewinnung.

* Silber kommt, hauptsächlich in Verbindung mit Schwefel, in einer großen Reihe von Erzen vor (Silberglanz, Fahlerz, Rotgültigerz usw.). Es wird aber auch im gediegenen Zustande gefunden. Deutschland brachte früher viel Silber hervor, ist aber durch Amerika weit überflügelt, da die Erzlager des Harzes und des Erzgebirges durch jahrhundertelangen Abbau meistens erschöpft sind.

Die Herstellung des Metalls aus den Erzen beginnt stets mit dem Rösten, geschieht im übrigen aber auf sehr verschiedene Weise (vgl. § 37, c).

d) Die Verbindungen des Silbers und die Photographie.

Löst man reines Silber in Salpetersäure auf, so erhält man eine Lösung von salpetersaurem Silber oder Silbernitrat AgNO_3 , aus der sich das feste Salz herstellen läßt. Es kommt als **Höllenstein** in weißen Stangen in den Handel und wird medizinisch zum Ätzen benutzt.

Versuch 1: Schreibe mit Höllensteinlösung auf Papier oder weißen Wäschestoff. Wie erscheinen nach einiger Zeit die Schriftzüge?

Das Silbernitrat zerfällt, wie die meisten Verbindungen des Silbers und der übrigen Edelmetalle, verhältnismäßig leicht, und dabei scheidet sich

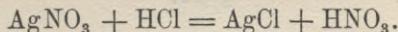
das Metall als ein dunkles Pulver ab. Dieser Zerfall wird durch Einwirkung des Lichtes und durch reduzierende Stoffe beschleunigt. Worauf beruht dieser leichte Zerfall der Verbindungen der Edelmetalle? (Vgl. den Zerfall der Oxyde des Stickstoffs.)

*** Versuch 2:** Gieße zu einer stark verdünnten Höllesteinlösung in einem sehr gut gereinigten Probierrohr tropfenweise Ammoniaklösung, bis sich der zuerst entstehende Niederschlag gerade wieder gelöst hat. Mische sodann etwas verdünnte Formalin- oder Traubenzuckerlösung hinzu und erwärme gelinde, bis sich an den Wänden des Rohres ein spiegelnder Silberbeschlag zeigt (Versilberung).

Noch auffallender als der Zerfall des Silbernitrats ist derjenige des **Chlor-, Brom- und Jodsilbers** unter Einwirkung des Lichtes. Auf diesem Vorgange beruht die Lichtbildnerei oder **Photographie**. Zur Erklärung der chemischen Vorgänge beim Photographieren mögen folgende Versuche dienen:

Mische in einem Probierrohr stark verdünnte Kochsalzlösung oder Salzsäure mit Höllesteinlösung. Erkläre die Entstehung des Niederschlages. Verteile den Inhalt auf 4 Probierröhrchen und lasse das erste im Dunkeln, das zweite im Lichte stehen. In das dritte Röhrchen tue zum Niederschlage einen Tropfen Natronlauge und etwas Pyrogallussäure oder Hydrochinon oder einen anderen Entwickler. Den Inhalt des vierten mische mit einer konzentrierten Lösung von Fixiersalz (thioschwefelsaures Natrium).

Ergebnis: Salpetersaures Silber gibt mit Chlornatrium oder Salzsäure durch Wechselersetzung weißes, in Wasser unlösliches Chlorsilber.



Das **Chlorsilber zersetzt sich unter dem Einfluß des Lichtes allmählich in Chlor und feinverteiltes, dunkles Silber**. Diese Zersetzung wird beschleunigt durch reduzierende Stoffe, die sogenannten **Entwickler**. Das unzersetzte Chlorsilber wird durch Fixiersalz aufgelöst.

Um die Wirkung und Handhabung der Kamera zu erklären, halte im Hintergrunde des Zimmers ein Stück weißes Papier so hinter eine Lupe, daß das Bild eines Fensters auf das Papier geworfen wird. Beachte die Lage und Größe des Bildes und stelle fest, wie sich seine Deutlichkeit verändert, wenn man das Papier der Lupe nähert oder von ihr entfernt.

Die Herstellung eines Bildes beginnt mit der **Belichtung**. Man bringt die Glasplatte, die mit einer weißen, lichtempfindlichen Schicht von Bromsilbergelatine überzogen ist, so in die Kamera, daß das durch die Linse erzeugte Bild genau auf sie fällt. Durch die Belichtung wird die Reduktion des Bromsilbers eingeleitet, aber nicht bis zur sichtbaren Wirkung durchgeführt. Dieses geschieht durch das **Entwickeln**: Man bringt in der Dunkelkammer die belichtete Platte in die Lösung des Entwicklers, der das Bromsilber an den Stellen, die am hellsten belichtet waren, am stärksten zersetzt

und schwarzes Silber ausscheidet. An den unbelichteten Stellen bleibt das Bromsilber und behält seine helle Färbung. Würde die Platte jetzt an das Licht gebracht, so würden auch diese Stellen nachträglich geschwärzt werden. Um das zu verhüten, wird das Bild **fixiert**, d. h. in ein Bad von thio- schwefelsaurem Natrium gebracht, welches das unzersetzte Bromsilber löst und nur das ausgeschiedene schwarze, metallische Silber zurückerläßt. So entsteht das **Negativ**, das da am dunkelsten erscheint, wo der abgebildete Gegenstand und sein Bild in der Kamera am hellsten waren.

Um ein positives Bild mit richtiger Lichtverteilung zu erhalten, muß man das Negativ **kopieren**. Man läßt zu diesem Zweck das Licht durch das Negativ hindurch auf lichtempfindliches Silberpapier wirken, welches dabei die dunkelsten Töne an den Stellen erhält, wo das Negativ am durchsichtigsten ist. Dieses Bild wird schließlich noch im Fixier- und Tonbade von dem unveränderten Silber Salz befreit und durch einen Niederschlag von Gold oder Platin getont.

* **Geschichtliches:** Daguerre stellte in den dreißiger Jahren des vorigen Jahrhunderts mit Hilfe der Kamera die ersten Lichtbilder her. Er benutzte dazu Silberplatten, die mit einer dünnen, lichtempfindlichen Schicht von Iodsilber überzogen waren, und entwickelte das Bild durch Quecksilberdämpfe, die das Silber metallisch ausfällen, „Daguerrotypie“.

§ 41.

Das Zinn Sn (vier- und zweiwertig).

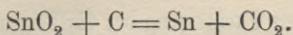
a) Eigenschaften und Verwendung.

Das Zinn ist ein weiches, schon bei 230° schmelzendes Metall von weißer Farbe, die aber an der Oberfläche durch Einwirkung der Luft allmählich in Grau übergeht. Es bewahrt jedoch seinen Glanz länger und widersteht auch Säuren besser als andere unedle Metalle. Da es sich außerdem leicht gießen läßt, so wird es vielfach zu Schmuckgeräten verarbeitet. In früheren Zeiten, als das Porzellan noch erheblich teurer war, benutzte man das Zinn auch zur Herstellung von Esz- und Trinkgeschirr. Ferner dient es zum Verzinnen von Kupfergeschirr und Eisenblech (Weißblech), zur Herstellung von Bronze und Britanniametall (Zinn und Antimon), von Klempnerlot (Schnellot: Zinn und Blei) und Stanniol oder Zinnfolie.

* Beim Biegen einer Zinnstange hört man ein knirschendes Geräusch, den „Zinnschrei“. Bei sehr starker Kälte zerfällt das Metall in ein graues Pulver. Dieser Zerfall wirkt durch Berührung ansteckend auf metallisches Zinn (Zinnpest).

b) Vorkommen und Gewinnung.

* Von den europäischen Ländern liefert heute nur noch England (Cornwall) erheblichere Mengen von Zinn. Seine Zinnerzgruben wurden schon vor 2500 Jahren von den Phöniziern ausgebeutet. Das meiste und reinste Zinn kommt jedoch heute aus Hinterindien und den Sundainseln. Von den Erzen ist das wichtigste der Zinnstein, ein Oxyd: SnO_2 , aus dem durch Reduktion mit Kohle das Metall ausgeschmolzen wird.



c) Verbindungen des Zinns.

* Während das Zinn als Metall den Edelmetallen nahesteht (Verhalten gegen Sauerstoff und Säuren), zeigt es in der Zusammensetzung und dem chemischen Verhalten seiner Verbindungen eine auffallende Ähnlichkeit mit Kohlenstoff und Silizium. So ist z. B. sein Oxydhydrat eine Säure: Zinnsäure, die in ihrer Zusammensetzung der Kohlenensäure und Kieselsäure ähnelt. Das Zinnoxyd gibt Glasflüssen eine schön weiße Farbe und dient daher zur Herstellung von Email (Fayenceglasur).

Man unterscheidet Stanniverbindungen, in denen das Zinn vierwertig, und Stannoverbindungen, in denen es zweiwertig ist.

§ 42.

Gold ^{III}Au und Platin ^{IV}Pt.

a) Eigenschaften des Goldes.

Das Gold gilt in noch höherem Maße als das Silber als Edelmetall, weil es noch weniger als dieses von anderen Stoffen angegriffen wird und seinen Glanz daher noch besser bewahrt. Es löst sich auch in Salpetersäure nicht, wohl aber in Königswasser und bildet damit Goldchlorid AuCl_3 . Seine Verbindungen sind noch unbeständiger als die des Silbers. Es ist das dehnbarste aller Metalle. Ein Gramm läßt sich zu einem Faden von mehreren Kilometern Länge ausziehen, und durch Aushämmern kann man Goldblatt von so geringer Dicke herstellen, daß es das Licht mit grünlicher Farbe durchläßt.

Versuch: Lege ein Blatt echtes Schaumgold glatt zwischen 2 Glasplatten und sieh gegen das Licht hindurch.

Sein spezifisches Gewicht ist sehr hoch (19,3). Da es für sich zu weich ist, wird es für die meisten Gebrauchszwecke mit Silber oder Kupfer legiert. Die deutschen Goldmünzen enthalten auf 900 Teile Gold 100 Teile Kupfer.

b) Verwendung.

Das Gold dient seit den ältesten Zeiten zur Herstellung von Schmucksachen und Prunkgerät und zur Prägung von Münzen. Seine Bedeutung als Wertmesser für alle anderen Werte, einschließlich der menschlichen Arbeitskraft, hat gegen frühere Zeiten noch zugenommen, da in den letzten Jahrzehnten fast alle Kulturländer zur Goldwährung übergegangen sind, während früher in den meisten die Silberwährung herrschte. Die Bevorzugung des Goldes hängt mit der Entwertung des Silbers zusammen, und diese wieder mit der außerordentlichen Steigerung der Silberausbeute in Amerika. Während man bis 1870 für 1 kg Gold 15,5 kg Silber erhielt, erhält man dafür jetzt ungefähr 35 kg. Technisch wird das Gold außerdem zum Vergolden und für die Photographie (Tonbad) gebraucht.

c) Vorkommen und Gewinnung.

Das Gold wird meistens im metallischen Zustande gefunden (vgl. das Silber und die unedlen Metalle) und zwar entweder als **Waschgold** in Sanden (Seifen), die sich aus fließendem Wasser abgesetzt haben, u. a. auch im Rheinsand; oder als **Berggold** im festen Gestein, meistens im Quarzfels, mehr oder weniger fein verteilt.

Das Waschgold wird durch einfaches Ausschwemmen des goldhaltigen Sandes gewonnen, wobei der leichtere Sand durch das strömende Wasser fortgespült wird, während die schweren Goldkörner zu Boden sinken. Der goldhaltige Quarzfels, der u. a. in Südafrika in großen Massen, den sogenannten Riffen, vorkommt, wird in Hochwerken zu einem feinen Schlamm zerstampft, und aus diesem wird das Gold teils durch Amalgamation mit Quecksilber, teils durch andere Lösungsmittel ausgezogen. Die ergiebigsten Fundstätten liegen in Transvaal, Australien, Kalifornien, Mexiko, Alaska und Sibirien.

d) ^{IV}Platin Pt.

Das Platin ist grauweiß, schwerer und fester als Gold und leicht zu bearbeiten. Da es außerdem erst bei 1800° schmilzt und chemischen Angriffen sehr gut widersteht, so wird es sehr viel zu chemischen und physikalischen Geräten gebraucht (Hofmannscher Apparat, Platintiegel, Destillierblasen für die Konzentration der englischen Schwefelsäure). Es ist viel seltener als das Gold und daher neuerdings auch teurer. Das Platin hat, besonders in sehr feinverteiltem Zustande als **Platinschwamm**, die eigenartige Fähigkeit, die Oxydation zu beschleunigen, ohne daß es sich selber dabei verändert. Man bezeichnet derartige Wirkungen als „katalytische“.

Versuch: Glühe ein wenig Platinafßest, d. h. mit Platinschwamm überzogenen Afßest, in einem Probierröhr aus und halte ihn dann mit einer Zange vor die Öffnung eines ausgezogenen Glasröhrs, aus welchem Wasserstoff auströmt (Vorprobe!).

Diese Eigenschaft findet Verwendung bei **Selbstzündern** an Gaslampen, zum Döbereinerschen Feuerzeug und zur Herstellung der Schwefelsäure im Kontaktverfahren. Das Platin verdichtet nämlich auf seiner Oberfläche Sauerstoff, der in diesem Zustande viel stärker oxydierend wirkt als der Luftsaauerstoff.

§ 43.

*** Das Radium.**

Der französische Chemiker Becquerel entdeckte im Jahre 1896, daß die Uranpechblende und die aus diesem Mineral hergestellten Uranverbindungen unsichtbare Strahlen aussenden. Einige Jahre später gelang es dem Ehepaar Curie in Paris, aus der Uranpechblende einen bisher unbekanntem Stoff, das **Radium**, herzustellen, dessen Strahlung oder Radioaktivität diejenige der natürlichen Pechblende mehrere hunderttausendmal übertraf. Es ist aber in so geringer Menge in der Pechblende enthalten, daß man aus etwa 30000 kg Pechblende nur 1 g Radiumchlorid zu gewinnen vermag und im ganzen erst wenige Gramm hergestellt hat.

Die Wirkung der Strahlen.

1. Photographische Wirkung.

Legt man ein Radiumpräparat, das nicht einmal 1 mg Radium zu enthalten braucht, oder ein Stück Pechblende auf den Deckel einer Pappschachtel, in der eine lichtempfindliche photographische Platte liegt, so wird diese mit der Zeit durch die Strahlung geschwärzt (vgl. § 38, d). Durch Metallplatten von einer bestimmten Dicke lassen sich die Strahlen absorbieren, so daß von einem Geldstück, das zwischen der Platte und der strahlenden Substanz liegt, ein negatives Bild auf der Platte erscheint (vgl. die Röntgenphotographie).

2. Erregung von Phosphoreszenz.

Bestimmte Stoffe, z. B. der Diamant, werden durch die Becquerelstrahlen zum Leuchten oder Phosphoreszieren gebracht.

3. Ionisierung der Luft.

Bringt man das Präparat in die Nähe eines geladenen Elektroskops, so wird dieses entladen. Da die Entladung nur durch die Luft hindurch möglich ist, so muß diese durch die Strahlung in einen leitenden Zustand versetzt sein. Sie ist „ionisiert“.

4. Physiologische Wirkungen.

Durch die Radiumstrahlung werden Bakterien und erkrankte tierische Gewebe abgetötet, andererseits aber auch sehr gefährliche Entzündungen in lebenden Organen hervorgerufen.

5. Wärmeabgabe.

Um gibt man das Radium mit einer Kapsel aus Blei oder einem anderen Stoff, der die Strahlung nicht hindurchläßt, so erwärmt sich dieser Stoff. Das Radium gibt also andauernd Wärme an seine Umgebung ab. Die Wärmemenge, welche 1 g Radium in 1 Stunde abgibt, genügt, um 113 g Wasser um 1° zu erwärmen (113 Kalorien). Im Radium müssen also gewaltige Mengen von Energie aufgespeichert sein, die allmählich abgegeben wird.

6. Emanation.

Mit dem andauernden Energieverlust, den das Radium erleidet, ist ein Stoffverlust verbunden. Es werden nämlich vom Radium aus fortwährend kleinste Teilchen mit ungeheurer Energie fortgeschleudert. Dadurch zerfällt allmählich das Radium; aber dieser Zerfall geht so langsam vonstatten, daß 1 g Radium erst in 1760 Jahren zur Hälfte zerfallen ist, trotzdem es in jeder Sekunde viele Milliarden jener Massenteilchen abgibt. Der vom Radium abgegebene Stoff, die sogenannte **Emanation**, übt ebenfalls strahlende Wirkungen aus und überträgt sie auch auf andere Körper, mit denen er in Berührung kommt. Die übrigen Eigenschaften der Emanation sind die eines trägen oder Edelgases.

Nach Beobachtungen des englischen Physikers Ramsay soll nun diese Emanation nach kurzer Zeit unter Verlust des Strahlungsvermögens in ein anderes Element, das Helium, übergehen, das man schon vorher in der Atmosphäre und in einigen seltenen Mineralien nachgewiesen hat. Durch diese Beobachtungen am Radium und anderen radioaktiven Stoffen wird die frühere Anschauung, wonach die Elemente unveränderliche Stoffe sind, erschüttert. Die stofflichen Eigenschaften dieser radioaktiven Stoffe hängen mit ihrem Energiegehalt in der Weise zusammen, daß durch Abgabe von Energie ein Stoff in den anderen übergeführt wird, wie das Radium in Helium. Man nennt diesen Vorgang den „Abbau“ der Elemente¹⁾.

§ 44.

Zusammenfassung.

1. Welche Metalle sind an der Flammenfärbung zu erkennen?
2. Welche Metalle kommen vorwiegend im gediegenen Zustande und welche in Erzen in der Natur vor?
3. Welche allgemeinen Methoden dienen zur Gewinnung der Metalle
 - a) aus oxydischen Erzen? b) aus sulfidischen Erzen? c) aus Lösungen (Kupfer)?

¹⁾ Die Wirkungen des Radiums lassen sich mit Hilfe des Jostischen Spinthariskops gut zeigen.

4. Inwiefern zeigen die Edelmetalle und die Leichtmetalle gegensätzliche Eigenschaften? (Verhalten gegen Sauerstoff, Wasser und Säuren.)

5. Wie gruppieren sich die übrigen Metalle nach ihrem chemischen Verhalten? (Löslichkeit in Säuren usw.)

6. Wie unterscheiden sich die Hydroxyde der Metalle von denen der Metalloide? (Basen und Säuren.)

7. Welche Metalloxyde bilden mit Wasser Säuren?

8. Nenne Metalle, deren Lösungen mit Schwefelsäure oder Salzsäure unlösliche Salze (Niederschläge) bilden.

9. Welche Metalle geben mit Kohlsäure und Kieselsäure lösliche Salze?

10. Was versteht man unter Legierungen? Zähle die wichtigsten auf.

11. Welche Metalle werden zu Küchen- und Tischgeräten benutzt?

12. Welche Metallverbindungen liefern wichtige Malerfarben?

13. Nenne einige wichtige Antiseptika, die Metalle enthalten.

14. Welche Salze dienen als Düngemittel?

Schwermetalle.

Metalle	Spez. Gew.	Schmelzpunkt	Wertigkeit	Oxyde	Hydroxyde
Eisen Fe	7,1 bis 7,8	1200 bis 1800°	II u. III	{ Ferroxyd FeO Ferrixyd Fe ₂ O ₃ Hammerschlag Fe ₃ O ₄	Ferrohydroxyd Fe(OH) ₂ Ferrihydroxyd Fe(OH) ₃
Chrom Cr	6,8	über 2000°	III u. VI	{ Chromioxyd Cr ₂ O ₃ Chromsäureanhydrid CrO ₃	Chromhydroxyd Cr(OH) ₃ Chromsäure H ₂ CrO ₄
Mangan Mn	{ 7,5	gegen 1800°	II, III, IV VI u. VII	{ Manganoxyd MnO Manganioxyd Mn ₂ O ₃ Braunstein MnO ₂ (Superoxyd) Übermangansäureanhydrid Mn ₂ O ₇	Manganohydroxyd Mn(OH) ₂ Manganhydroxyd Mn(OH) ₃ Übermangansäure HMnO ₄
Zink Zn	7	420°	II	Zinkweiß ZnO	Zinkhydroxyd Zn(OH) ₂
Blei Pb	11,4	330°	II	{ Bleiglätte PbO Mennige Pb ₂ O ₄ Bleisuperoxyd PbO ₂	Bleihydroxyd Pb(OH) ₂
Kupfer Cu	9	1100°	II u. I	{ Kuprixyd CuO Kuproxyd Cu ₂ O	Kuprihydroxyd Cu(OH) ₂
Quecksilber Hg	{ 13,6	— 40°	II u. I	{ Mercurioxyd HgO Mercuroxyd Hg ₂ O	—
Silber Ag	10,5	960°	I	Silberoxyd Ag ₂ O	—
Zinn Sn	7,3	230°	II u. IV	Zinnoxyd SnO ₂	Zinnsäure H ₂ SnO ₃
Gold Au	19,3	1040°	III		
Platin Pt	21,4	1800°	IV		

Teil III¹⁾.

Organische Verbindungen.

§ 45.

Die Kohlenwasserstoffe.

a) Eigenschaften, Vorkommen und Verwendung.

Die organische Chemie ist die Chemie der Kohlenstoffverbindungen, zu denen in erster Linie die außerordentlich zahlreichen und verschiedenartigen Stoffe gehören, die durch chemische Vorgänge im Tier- und Pflanzenkörper entstehen. Viele von diesen Stoffen vermag der Chemiker synthetisch, d. h. durch Aufbau aus einfacheren, anorganischen Stoffen herzustellen. (Darstellung des Harnstoffes durch Wöhler 1828 und des Traubenzuckers durch E. Fischer 1892.) Andere Kohlenstoffverbindungen, z. B. die meisten Teerfarbstoffe, werden nicht in der Natur gefunden, sondern durch die Kunst des Chemikers erzeugt.

Neben dem Kohlenstoff spielen in den organischen Verbindungen die Metalloide: Wasserstoff, Sauerstoff und Stickstoff die Hauptrolle, wogegen die Metalle zurücktreten.

Einige organische Verbindungen haben wir schon im § 23 kennen gelernt, nämlich:

Das leichte Kohlenwasserstoffgas, Sumpfgas oder **Methan**, das schwere Kohlenwasserstoffgas oder **Äthylen** und das **Azetylen**.

Es waren Verbindungen von Kohlenstoff mit Wasserstoff, die sich durch das Gewichtsverhältnis der beiden Elemente unterscheiden. So enthält das Äthylen auf dieselbe Wasserstoffmenge die doppelte Menge Kohlenstoff, das Azetylen sogar viermal soviel wie das Methan.

Außer den gasförmigen gibt es noch eine lange Reihe von Kohlenwasserstoffen, die in ihren chemischen Eigenschaften jenen nahe verwandt, aber bei gewöhnlicher Temperatur flüssig oder fest sind.

¹⁾ Auch in diesem Abschnitt sind diejenigen Teile, welche die Kenntnis der Atomlehre und Formelsprache voraussetzen, für den zweiten Jahreskursus bestimmt und durch kleinen Druck und ein * gekennzeichnet.

Das **Rohpetroleum**, **Rohnaphtha**, **Erdöl** oder **Steinöl** ist ein dunkelfarbiges, unangenehm riechendes Gemisch von flüssigen und festen Kohlenwasserstoffen und hat sich wahrscheinlich durch Zersetzung von Tier- und Pflanzenstoffen unter Luftabschluß gebildet.

Wenn die Erdschichten, welche Naphtha enthalten, durch Bohrlöcher erschlossen werden, so treiben die mit eingeschlossenen gasförmigen Kohlenwasserstoffe durch ihren Überdruck das Rohöl zuweilen mit solcher Gewalt empor, daß es als Springbrunnen aus dem Bohrloch herauschießt und die Umgebung überschwemmt. Diese gasförmigen Kohlenwasserstoffe entströmen in den Petroleumgebieten stellenweise dem Boden als Gasquellen (Heilige Feuer der Parzen bei Baku, Gasversorgung von Pittsburg).

Die ergiebigsten Petroleumquellen findet man in Nordamerika (Pennsylvanien und Texas), in Mexiko, im Gebiet von Baku am Kaspischen Meere, in Galizien und Rumänien. Neuerdings wird auch im Flußgebiet der Aller in der Lüneburger Heide Petroleum gewonnen.

Verarbeitung des Rohöls:

Da die Gemengteile des Rohöls bei verschiedenen Temperaturen, von 37—370°, siedend, so lassen sie sich durch stufenweise oder fraktionierte Destillation trennen. Zu den flüchtigeren Bestandteilen, die also zuerst überdestillieren, gehört das **Benzin**, Siedepunkt ca. 80°. Darauf folgen das eigentliche Petroleum, Schmieröl, Vaselin und Paraffin.

Das Benzin wird als Lösungsmittel für Fette, zum Reinigen von Kleidern und als Brennstoff für Motore sehr viel gebraucht. Da es äußerst feuergefährlich ist, darf man Räume, in denen Benzin in größerer Menge benutzt oder gelagert wird, nie mit freibrennendem Licht betreten.

Versuch: Bringe in eine kleine Porzellanschale etwas Benzin, in eine zweite Petroleum und in eine dritte Alkohol und nähere ein brennendes Streichholz allmählich der Oberfläche der Flüssigkeiten. Stelle sodann die Schalen auf ein Wasserbad mit kochend heißem Wasser, nachdem die Flamme darunter ausgelöscht ist und wiederhole den Versuch. Welcher Stoff entzündet sich am leichtesten?

Wie wirkt das Erwärmen auf die Entzündlichkeit?

Das eigentliche Brennöl oder gereinigte **Petroleum** siedet bei 150 bis 300°. Seine Entflammungstemperatur, d. h. die Mindesttemperatur, bei der sich entzündbare Gase entwickeln, ist für Deutschland gesetzlich auf 21° festgelegt. Es erzeugt auf Papier ähnliche Flecke wie Fett, gehört aber ebensowenig wie Benzin, Paraffin oder Vaselin zu den Fetten. Der Handel unterscheidet „fossile“ oder „Mineralöle“ und „fette Öle“. Die Gemengteile des Rohöls, welche bei noch höherer Temperatur übergehen, liefern Schmieröl, Masut, das zur Heizung von Dampfmaschinen dient, Vaselin und Paraffin. Nach Beendigung der Destillation bleibt eine asphaltartige Masse in den Retorten zurück.

Paraffin entsteht neben dem Solaröl auch bei der Destillation von Braunkohlen. Zeresin oder Kunstwachs ist ein Gemenge fester Kohlenwasserstoffe, das aus dem bergmännisch gewonnenen Erdwachs hergestellt wird.

b) * Formelbildung.

Der Kohlenstoff ist immer vierwertig. Das Methan, die einfachste Kohlenwasserstoffverbindung, hat daher die Formel CH_4 .

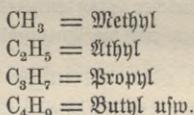
Läßt man aus 2 Methanmolekeln je ein Wasserstoffatom austreten und verbindet die zurückbleibenden Reste durch die freigewordenen Wertigkeiten miteinander, so entsteht das Äthan: $\begin{array}{c} \text{CH}_3 \\ | \\ \text{CH}_3 \end{array}$ oder C_2H_6 . Es besteht aus 2 einwertigen Radikalen, CH_3 , die man als Methyl bezeichnet.

In seinen Eigenschaften unterscheidet sich das Äthan sehr wenig vom Methan.

Einen dritten Kohlenwasserstoff, das Propan, erhält man, wenn man im Äthan wieder ein Wasserstoffatom durch eine Methylgruppe ersetzt. Formel: $\text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{CH}_3 = \text{C}_3\text{H}_8$. Auf dieselbe Art läßt sich von Methan eine lange Reihe von Kohlenwasserstoffen ableiten, die **Methanreihe**, deren kohlenstoffreichste Glieder, die eigentlichen Paraffine, bis zu 30 Atomen Kohlenstoff im Molekül haben. Sie sind alle nach einer allgemeinen Formel gebaut, nämlich $\text{C}_n\text{H}_{2n+2}$, haben denselben chemischen Charakter und sind einander um so ähnlicher, je näher sie sich in der Reihe stehen. In ihren physikalischen Eigenschaften, der Dichte und dem Siedepunkt, zeigen sie eine gesetzmäßige Abstufung. So steigt z. B. der Siedepunkt von -164° beim Methan auf etwa $+360^\circ$ beim Paraffin. Die ersten 4 Glieder der Methanreihe sind bei gewöhnlicher Temperatur gasförmig, die mittleren flüchtig, die kohlenstoffreichsten fest.

Die organischen Verbindungen ordnen sich durchweg nach derartigen **homologen Reihen**. Für sie alle gilt die Regel, daß man aus einem Gliede das nächstfolgende ableitet, indem man ein Wasserstoffatom durch das einwertige Radikal CH_3 , Methyl, ersetzt.

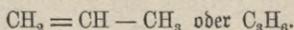
Entnimmt man jedem Gliede der Methanreihe ein Wasserstoffatom, so erhält man die Reihe der einwertigen Alkoholradikale oder Alkyle, die man mit dem allgemeinen Zeichen R^1 in die Formeln einführt:



Das **Äthylen** ist das Anfangsglied einer zweiten homologen Reihe, der Äthylenreihe. In seiner Molekel sind die beiden Kohlenstoffatome durch 2 Wertigkeiten aneinander gekettet, so daß nur je 2 für Wasserstoffatome freibleiben.

Die Formel ist also: $\begin{array}{c} \text{C} = \text{H}_2 \\ || \\ \text{C} = \text{H}_2 \end{array}$ oder C_2H_4 .

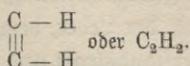
Die übrigen Glieder werden nach der obigen Regel abgeleitet, also Propylen:



Butylen: C_4H_8 .

Die allgemeine Formel der Äthylenreihe ist: C_nH_{2n} .

Beim **Azetylen** und den übrigen Gliedern der Azetylenreihe sind 2 Kohlenstoffatome in jeder Molekel durch 3 Wertigkeiten verbunden. Formel des Azetylens:



Allgemeine Formel: $\text{C}_n\text{H}_{2n-2}$. (Darstellung des Azetylens: § 23, a.)

§ 46.

Alkohole.**a) Eigenschaften und Verwendung des Weingeistes.**

Versuch: Halte 1. eine mit kaltem Wasser gefüllte, außen abgetrocknete Kochflasche, 2. ein mit Kaltwasser ausgeschwenktes Becherglas über eine Spiritusflamme, oder lasse eine Spiritusflamme in ein Becherglas hineinschlagen und schwenke es darauf mit Kaltwasser aus. Welche Verbrennungsprodukte lassen sich nachweisen?

Der **Weingeist** besteht aus Kohlenstoff, Wasserstoff und Sauerstoff. Da die ersten beiden Elemente stark im Überschuß darin vorhanden sind, so läßt sich der Alkohol noch weiter oxydieren und verbrennt zu Kohlen- säure- und Wasser. Der absolute Alkohol oder Spiritus oder Wein- geist ist eine flüchtige, farblose, leicht bewegliche, stark riechende Flüssigkeit von brennendem und zugleich süßlichem Geschmack. Er siedet bei 78° , er- starzt erst unterhalb $— 100^\circ$ (Alkoholthermometer), brennt mit wenig leuch- tender Flamme und läßt sich in jedem Verhältnis mit Wasser mischen. Aus dieser Mischung läßt er sich durch Destillation wieder austreiben.

*** Versuch:** Laß eine kleine Flasche Lagerbier in einem offenen Becherglase etwas abstehen, um zu starkes Schäumen zu verhindern, und erhitze es dann in einer 1 Liter haltenden Retorte oder in einem großen Kochkolben mit vorgelegtem Liebig'schen Kühler (Fig. 62), bis etwa 1 Viertel übergegangen ist¹⁾.

Fange das Destillat in 2 Hälften auf. Welcher Anteil enthält am meisten Alkohol?

Man bestimmt den Alkoholgehalt einer Flüssigkeit, nachdem der Alkohol abdestilliert und mit einer bestimmten Menge Wasser gemischt ist, mit Hilfe einer Sentivage, Alkoholometer genannt. Diese zeigt den Alkoholgehalt in Volumprozenten nach Traalles oder in Gewichtsprozenten an (Versuch).

Der sogenannte reine Alkohol oder Weinsprit des Handels enthält noch ungefähr 5% Wasser.

Destilliert man ihn unter Zusatz von gebranntem Kalk, so hält dieser das Wasser zurück, und man erhält den absoluten Alkohol des Handels, der noch 0,5—1% Wasser enthält.

Denaturierter oder vergällter Alkohol ist durch Zusatz von unan- genehm schmeckenden und riechenden Stoffen (Pyridin und Holzgeist) für die Her- stellung von Getränken unbrauchbar gemacht.

¹⁾ Um die Extraktstoffe auszufällen, die beim Destillieren ein Schäumen bewirken würden, fügt man dem Bier ein wenig Tanninlösung zu. Nimmt man anstatt des Bieres Wein, so ist dieser Zusatz unnötig.

Reiner Alkohol ist ein starkes Gift. Im verdünnten Zustande wirkt er berauschend und ruft bei gewohnheitsmäßigem Genuß krankhafte Veränderungen in der Magenwand, der Leber, dem Herzen und anderen Organen hervor, durch welche die Widerstandskraft und Leistungsfähigkeit des Körpers herabgesetzt wird. Besonders schädlich wirkt der Alkoholgenuß bei starker körperlicher und geistiger Anstrengung.

Der Alkohol löst manche in Wasser unlösliche Stoffe auf (Herstellung von Tinkturen, z. B. Jodtinktur, Essenzen, Parfümerien und Firnissen). Auch wirkt er wasserentziehend und dadurch antiseptisch und konservierend.

Der meiste Weingeist kommt in den alkoholischen Getränken in den Handel, für welche die Bevölkerung Deutschlands allein jährlich die ungeheure Summe von mehr als 3 Milliarden Mark ausgibt.

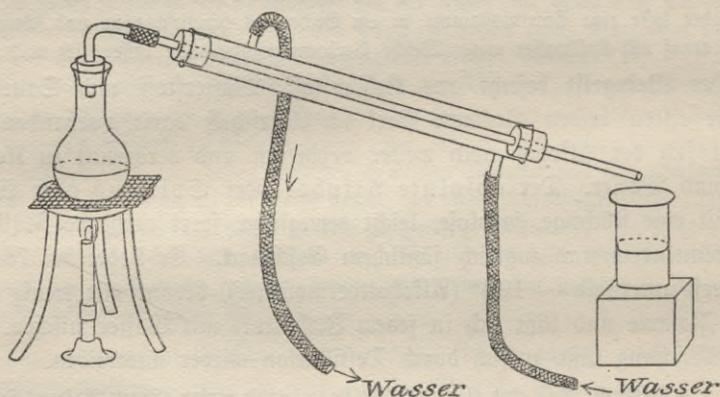


Fig. 62. Destillation von Alkohol mit Liebig'schen Kühler.

b) Die alkoholische Gärung.

Versuch: Löse 250 g käuflichen Traubenzucker in 1 Liter Wasser, tue 2 g Nährsalzmischung (Salmiak und neutrales phosphorsaures Kalium) und etwas frische Hefe hinzu, verschließe die Flasche mit einem Stöpsel, durch den ein Sicherheitsrohr geht, und fülle dessen Kugel mit Kaltwasser oder Kalilauge.

Laß die Flasche einige Tage an einem mäßig warmen (25–30° C) Orte stehen und beachte, sobald lebhafte Gärung eintritt, die Gasentwicklung und die Änderung im Aussehen der Flüssigkeit.

Prüfe den Inhalt des Sicherheitsrohres mit Salzsäure. Bringe einen brennenden Span in das Gefäß. Was für ein Gas hat sich gebildet?

Nachdem die Gärung bei gewöhnlicher Zimmertemperatur noch 2–3 Wochen gedauert hat, prüfe den Inhalt auf seinen Geschmack und destilliere ihn nach § 46, a. Untersuche auch den Bodensatz unter dem Mikroskop¹⁾.

¹⁾ Wo Weinhefe zur Verfügung steht, empfiehlt es sich, eine Mischung von $\frac{1}{2}$ Liter Beerenjast, z. B. Johannisbeer- oder Stachelbeerjast, mit 1 Liter Wasser und 300 g Zucker ohne Salzzusatz vergären zu lassen.

Ergebnis: Der Zucker, der aus Kohlenstoff, Wasserstoff und Sauerstoff besteht, zerfällt unter der Einwirkung der Hefepilze in Alkohol und Kohlensäure. Die Gärung kommt also durch den Stoffwechsel der Hefepilze zustande, deren Zellen sich dabei stark vermehren. Wie alle Lebensvorgänge, so ist auch das Wachstum der Hefepilze an äußere Bedingungen, z. B. an bestimmte Temperaturgrenzen, gebunden. Auch bedürfen sie zu ihrem Gedeihen, wie alle Pflanzen, bestimmter Nährsalze, die in den natürlichen Pflanzensäften enthalten sind. Neben dem Alkohol und der Kohlensäure entstehen dabei in geringerer Menge verschiedene andere organische Verbindungen, die dem Erzeugnis je nach der Art der Rohstoffe und der Hefepilze besonderen Geruch und Geschmack verleihen. Dahin gehören die flüchtigen Stoffe, die die „Blume“ des Weines hervorrufen, und das Fuselöl des Branntweines.

Zu den **Gärungsgewerben** gehören 1. die Weinkelterei, 2. die Bierbrauerei, 3. die Spritbrennerei.

1. Der **Wein** wird durch Vergärung von Traubensaft, dem Most, gewonnen. Dabei bedarf es keines Hefezusatzes, da die Weinhefe, welche die Gärung bewirkt, auf den Beeren lebt. Neuerdings züchtet man auch Edelhese in Reinkulturen, da die Güte des Weines u. a. auch von der Art der Hefe abhängt. Nachdem die erste, stürmische Gärung einige Wochen gedauert hat, muß der Wein noch monatelang auf Fässern nachgären, ehe er klar wird. Bis zur völligen Reife vergehen mehrere Jahre. In den meisten Weinen sind 5—11% Alkohol enthalten, in schweren Südweinen bis zu 20%.

Schaumwein entsteht, wenn die Nachgärung in geschlossenen Flaschen vor sich geht, so daß die Kohlensäure eingeschlossen bleibt.

Fruchtweine werden in ähnlicher Weise wie der Traubenwein aus verschiedenen Fruchtsäften gewonnen.

2. Das Rohmaterial für die **Bierbrauerei** ist **Malz** und **Hopfen**. Malz entsteht durch den Keimungsvorgang aus der Gerste. Während dieser Keimung wird das Stärkemehl der Gerste durch ein im Samenkorn enthaltenes Ferment, die Diastase, unter Aufnahme von Wasser zum Teil in Zucker und Dextrin verwandelt¹⁾.

Das **Grünmalz** entsteht aus der Gerste, die durch Anfeuchten zum Keimen gebracht ist. Es wird gedörret (Darrmalz), geschrotet und mit

¹⁾ Fermente oder Enzyme nennt man organische Stoffe, die andere Stoffe, mit denen sie in Berührung kommen, in bestimmter Weise umwandeln. Gewöhnlich handelt es sich dabei um Spaltungen zusammengesetzter Stoffe unter Aufnahme von Wasser. Solche Enzyme sind bei vielen chemischen Umsetzungen im Tier- und Pflanzenkörper tätig. Auch die Spaltung des Zuckers bei der alkoholischen Gärung wird durch ein in den Hefezellen entstehendes Enzym bewirkt.

warmem Wasser eingemaischt, wobei die Stärke durch die Wirkung der Diastase vollständig in Zucker und Dextrin übergeht. Durch kochendes Wasser werden die löslichen Stoffe ausgezogen, und die so erzeugte, süß schmeckende Maische wird von den Trebern, d. h. den unlöslichen Rückständen, befreit und mit Hopfen in den Sudpfannen gekocht. Der Hopfenzusatz gibt dem Bier den aromatischen Geschmack. Dann kühlt man die **Würze** so schnell wie möglich ab und bringt sie in den Gärbottichen durch einen Hefezusatz zum Gären.

Läßt man sie bei höherer Temperatur gären, so verläuft die Gärung stürmisch und schnell, und man erhält ein obergäriges Bier (Weißbier, Braunbier usw.). Hält man die Gärungstemperatur auf etwa 5°, so entsteht das haltbarere und gewöhnlich auch alkoholreichere Lagerbier, das mehrere Monate auf dem Fasse bei 2—3° nachgären muß, ehe es trinkbar wird. Das Lagerbier enthält meistens 3—5% Alkohol und gegen 5% Zucker, Dextrin und sonstige lösliche Stoffe. Der Kohlen säuregehalt bedingt den erfrischenden Geschmack.

Zur **Spiritus-** und **Branntweinbrennerei** werden mancherlei stärke-mehlhaltige Stoffe verwandt, jedoch stammt bei weitem der meiste Spirit aus den Kartoffeln. Man maischt diese mit Wasser und etwas Malz ein. Durch die Diastase des Malzes wird die Stärke in Zucker verwandelt. Diesen läßt man nach Zusatz von Hefe vergären und destilliert den Alkohol ab.

Der Rohspirit enthält außer einigen Prozent Wasser das giftige, unangenehm schmeckende Fuselöl, das bei der Herstellung von Trinkbranntwein durch Behandlung mit Holzkohle und wiederholtes Destillieren entfernt wird.

Der Trinkbranntwein wird meistens aus Kartoffelspirit, seltener aus Getreide hergestellt und enthält durchschnittlich 30—40% Alkohol.

Die Fruchtbranntweine, z. B. Kirsch- und Zwetschengeist, gewinnt man durch Vergärung und Destillation aus den betreffenden Früchten, Cognak durch Destillation von Wein, Rum durch Vergärung von Rückständen der Rohrzuckerfabrikation, Arrak wird aus Reis hergestellt.

Auch beim **Brotbacken** spielt die alkoholische Gärung neben anderen, durch Fermente bewirkten Zersetzen eine wichtige Rolle. Beim Anrühren des Mehles mit Wasser wird ein Teil der Stärke in Zucker verwandelt. Dieser vergärt durch Einwirkung der zugesetzten Hefe oder des Sauerteiges zum Teil. Die dabei entstehende Kohlen säure treibt den Teig auf und macht das Brot locker. So erklärt es sich, daß zu hohe oder zu niedrige Temperaturen, welche das Wachstum der Hefe hemmen, auch den Verlauf der Brotgärung beeinträchtigen. Bei der Verwendung von Sauerteig entstehen neben Alkohol und Kohlen säure auch Essig- und Milchsäure.

c) * **Formelbildung und Übersicht der Alkohole.**

Durch indirekte Oxydation des Methans CH_4 entsteht CH_3OH , Methylalkohol oder **Holzgeist**, der an Stelle eines Wasserstoffatoms des Methans eine Hydroxyl-

gruppe enthält. Man könnte ihn als Methylhydroxyd bezeichnen. Er ähnelt dem Weingeist in allen Eigenschaften und Wirkungen, siedet aber schon bei 66°. Den Namen „Holzgeist“ verdankt er seiner Herstellung durch trockene Destillation von Holz.

In ähnlicher Weise lassen sich die Formeln der übrigen Alkohole von den Kohlenwasserstoffen ableiten. Vom Äthan C_2H_6 der Äthylalkohol oder Weingeist C_2H_5OH ; vom Propan C_3H_8 der Propylalkohol C_3H_7OH . Die einwertigen Alkohole bilden demnach auch eine homologe Reihe, deren allgemeine Formel $C_nH_{2n+1}OH$ oder $\overset{|}{R}OH$ ist, wobei $\overset{|}{R}$ ein einwertiges Alkoholradikal oder Äthyl bedeutet.

d) Der Äther.

Versuch 1: Laß einige Tropfen Äther auf der flachen Hand verdunsten, indem du darüber hinbläst.

Versuch 2: Nähere einer flachen Schale, die etwas Äther enthält, eine Flamme.

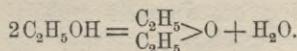
Muß man die Oberfläche des Äthers berühren, um ihn zu entzünden? Wiederhole den Versuch, nachdem die Schale auf ein Gefäß mit heißem Wasser gestellt ist (vgl. § 45, a).

Versuch 3: Gieße einige Tropfen Öl auf ein Stückchen Filtrierpapier, schüttele dieses in einem Probierrohr einige Zeit mit Äther, gieße den Äther darauf in ein blankes Uhrschildchen und laß das Papier trocknen. Was beobachtest du in dem Uhrschildchen und an dem Papier¹⁾?

Der Äther ist eine farblose, leicht bewegliche und sehr flüchtige Flüssigkeit von eigenartig belebendem Geruch und süßlichem Geschmack. (Hoffmannstropfen sind ein Gemisch von Alkohol und Äther.) Er siedet schon bei 35° und verdunstet so schnell, daß man mit einem Äthergebläse die Temperatur unter den Gefrierpunkt erniedrigen kann. Man benützt diese Verdunstungskälte, um bei Operationen kleine Körperstellen unempfindlich zu machen. Wegen der leichten Entzündbarkeit der Ätherdämpfe darf man niemals in der Nähe offener Flammen mit Äther arbeiten (vgl. Benzin).

Äther wirkt in noch viel stärkerem Maße betäubend als der Alkohol, und daraufhin wurde die Einatmung von Ätherdämpfen zum ersten Male im Jahre 1846 zur Herbeiführung der **Narkose** vor Operationen benützt. Außerdem findet der Äther als Lösungsmittel für Fette und andere in Wasser unlösliche Stoffe vielfache Verwendung.

* **Darstellung und Formelbildung.** Äther wird dargestellt durch Destillation einer Mischung von Alkohol und Schwefelsäure, wobei diese dem Alkohol Wasser entzieht. Der Äther ist also das Anhydrid des Alkohols:



Wegen dieser Darstellung nennt man den Äthyläther auch Schwefeläther. Methyläther hat die Formel: $(CH_3)_2O$. Allgemeine Formel der Äther: R_2O .

¹⁾ Vor der Ausführung dieser Versuche schließe und entferne man die Ätherflasche, nachdem man ihr die erforderliche Menge Äther entnommen hat.

§ 47.

Mehrwertige Alkohole.

Das **Glycerin** ist eine sirupartige Flüssigkeit, die viel süßer schmeckt als der ihr chemisch nahestehende Weingeist. Da es fast gar nicht verdunstet und, mit Wasser gemischt, auch nicht gefriert, so wird es als Sperrflüssigkeit in Gasuhren gebraucht. Ferner findet es Verwendung in der Hautpflege, als Zusatz zu Likören und sonstigen alkoholischen Getränken und, wegen seiner wasserentziehenden Wirkung, als Konservierungsmittel. Auch hierin verhält es sich ähnlich wie Weingeist.

* Außer den einwertigen gibt es auch mehrwertige Alkohole, unter denen das **Glycerin** der wichtigste ist. Man erhält die Formel, wenn man im Propan, C_3H_8 , 3 Wasserstoffatome durch Hydroxyle ersetzt, also: $C_3H_5(OH)_3$. Das dreiwertige Radikal C_3H_5 nennt man **Glyceryl**.

§ 48.

Fettsäuren und Ester.**a) Essigsäure.**

Läßt man Bier oder verdünnten Wein längere Zeit offen stehen, so trübt sich die Flüssigkeit und nimmt einen essigsauren Geschmack an, während der Alkohol verschwindet. Da diese Umwandlung nur unter Luftzutritt erfolgt, so muß sie auf einer Oxydation des Alkohols durch den Sauerstoff der Luft beruhen, und in der Tat enthält die Essigsäure auf dieselbe Menge Kohlenstoff genau die doppelte Menge Sauerstoff wie der Alkohol. Man benutzt diesen Vorgang, um Weinessig herzustellen, indem man minderwertigen Wein in offenen Fässern der Einwirkung der Luft aussetzt.

Der gewöhnliche **Essig** wird aus stark verdünntem Sprit gewonnen, den man bei etwa 30° C in gut durchlüfteten Fässern über Buchenholzspäne herabtröpfeln läßt (Schnell-essigsäurefabrikation). Die Oxydation des Alkohols wird beschleunigt durch einen Spaltpilz, den Essigmutterpilz, der sich besonders leicht auf Buchenholz ansiedelt. Ein großer Teil des in den Handel kommenden Essigs wird durch die trockene Destillation des Holzes erzeugt (vgl. § 22, c, Versuch 1).

Eigenschaften: Die reine Essigsäure (Eisessig) ist eine farblose, stark sauer riechende, bei 0° kristallisierende Flüssigkeit, die auf der Haut Blasen erzeugt.

Der gewöhnliche Essig des Handels enthält nur 4—5% Essigsäure, der Essigsprit 10—15%. Da die Essigsäure die meisten Metalle auflöst und mit manchen giftige Salze (Azetate) bildet, so darf man Speisen, die Essig enthalten, nicht in Metallgeschirren oder in Gefäßen mit Bleiglasur aufbewahren. Von den Salzen der Essigsäure sind die bekanntesten: der **Grünspan** (essigsaures Kupfer), die **essigsaure Tonerde** und der **Bleizucker**.

Die beiden letzten werden wegen ihrer antiseptischen Wirkungen viel benutzt (Bleiwasser).

Versuch 1: Laß Essigsäure in einem offenen Gefäß einige Tage auf Kupferblech einwirken. Was entsteht dabei? Vgl. Bleizucker.

* **Versuch 2:** Nachweis der Essigsäure: Erhitze in einem Probierrohr etwas essigsaures Natrium mit mäßig verdünnter Schwefelsäure und stelle den Geruch fest. Nach welcher allgemeinen Regel verläuft der Vorgang? (vgl. § 8, a, Versuch 5).

b) Sonstige Fettsäuren.

Die Essigsäure ist das bekannteste Glied einer Reihe von Säuren, zu denen auch die Ameisensäure, die Butter Säure, die Palmitin- und Stearinsäure gehören.

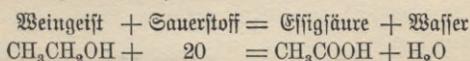
Die Ameisensäure kommt in den Giftdrüsen der Ameisen vor und ist in ihren Eigenschaften der Essigsäure sehr ähnlich.

Die übrigen drei Säuren bilden einen Hauptbestandteil der Fette. Der scharfe Geruch ranziger Butter rührt z. B. von freigewordener Butter Säure her.

Stearinsäure, die bei gewöhnlicher Temperatur fest ist, läßt sich aus Talg herstellen und wird zur Fabrikation von Stearinkerzen benutzt. Palmitinsäure ist in vielen pflanzlichen Ölen enthalten.

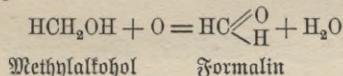
* c) Formelbildung der Säuren, Salze und Ester.

Der Übergang des Alkohols in Essigsäure durch Einwirkung von Sauerstoff läßt sich in folgender Formel darstellen:



Aus dem Holzgeist oder Methylalkohol CH_3OH oder HCH_2OH entsteht auf dieselbe Weise Ameisensäure: HCOOH .

Als Zwischenstufe zwischen Methylalkohol und Ameisensäure entsteht bei der Oxydation **Formaldehyd** oder **Formalin**:

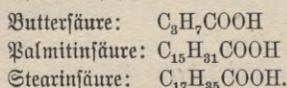


Ebenso liefern andere Alkohole bei stufenweiser Oxydation zunächst **Aldehyde**, deren allgemeine Formel RCOH ist. Das Formalin wirkt stark desinfizierend und wird im verdampften Zustande zur Desinfektion von Krankenzimmern benutzt.

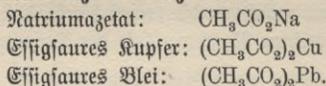
Versuch 1: Bringe in einer größeren Kochflasche einige Tropfen Holzgeist durch gelindes Erwärmen und Umschwenken zum Verdunsten und halte dann einen zur Spirale gedrehten und glühend gemachten Platindraht schnell hinein. Der Draht glüht weiter und an Stelle des alkoholischen Geruchs macht sich der vom Formalin bemerkbar. Vergleiche die Rauchverbrennungslampe.

Die allgemeine Formel der einbasischen Fettsäuren, die wieder eine homologe Reihe bilden, ist: RCOOH , worin R ein Atom Wasserstoff oder ein Alkyl (einwertiges Alkohol-Schwärze, Vorschule der Chemie. 2. Auflage.

radikal) bedeutet. Die einwertige Atomgruppe COOH nennt man die **Karboxylgruppe**. Sie ist für organische Säuren charakteristisch:



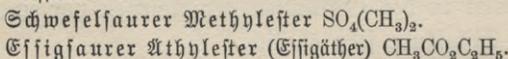
Formeln der **essigsauren Salze** oder **Acetate**:



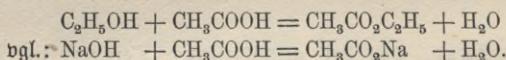
Da der Rest der Essigsäure CH_3CO_2 einwertig ist, so muß man für die Bildung der Salzformeln so viel Säurereste nehmen, wie das Metall Wertigkeiten hat.

Esterbildung: Ersetzt man den Wasserstoff einer Säure durch Alkoholradikale, so erhält man die sogenannten Ester.

Beispiele:



Versuch: Erwärme ein Gemisch von gleichen Teilen Alkohol und Essigsäure mit etwas konzentrierter Schwefelsäure und beachte den Geruch:



Womit läßt sich also die Esterbildung vergleichen?

Die Ester der Fettsäuren sind meistens flüchtige Flüssigkeiten, die wegen ihres ätherischen Duftes zur Herstellung von Fruchtessenzen benutzt werden. Das Bukett des Weines besteht hauptsächlich aus solchen Estern. Auch das dreiwertige Radikal des Glycerins, das Glyceryl C_3H_5 , kann sich mit Säureresten zu Estern verbinden.

§ 49.

Fette und Seifen.

a) Eigenschaften und Vorkommen der Fette.

Woran erkennt man die Fette? (Fettflecke, spezifisches Gewicht? „Fett schwimmt oben“.)

Wie verhalten sie sich zum Wasser? (Benetzung?)

Wie liegt der Schmelzpunkt der festen Fette zum Siedepunkt des Wassers?

Worin lösen sich Fette auf? (vgl. § 45, a, und § 47, b.)

Was geschieht mit den Fetten, wenn man sie stärker erhitzt?

Die **Fette** sind bei gewöhnlicher Temperatur entweder flüssig oder fest. Zu den flüssigen Fetten gehören die Öle, die man, je nachdem sie an der Luft verharzen oder nicht, in trocknende und nicht trocknende teilt. Nur die ersteren, z. B. das Leinöl, sind zur Herstellung von Ölfarben zu gebrauchen. Bei den festen Fetten liegt der Schmelzpunkt immer unter 100° .

Die im Tier- und Pflanzenkörper aufgespeicherten Fette dienen hauptsächlich als Heiz- und Reservestoffe, die entweder in Hungerzeiten verbraucht werden (Winter Schlaf der Vögel und Säugetiere, Wanderung der Lachse, Fettkörper der Raupen) oder der Nachkommenschaft zugute kommen (Samen der Ölfrüchte, Fettgehalt der Eier). Da die Fette sehr viel Kohlenstoff und Wasserstoff im Verhältnis zum Sauerstoff enthalten, so liefern sie bei der Oxydation eine bedeutende Wärmemenge und haben demgemäß einen hohen Nährwert.

Die **natürlichen Fette** sind immer Mischungen einfacher Fette, die neben dem Radikal des Glycerins alle als Hauptbestandteil den Säurerest einer Fettsäure enthalten (Butter-, Palmitin-, Stearin- und Ölsäure).

Aus tierischen und pflanzlichen Fetten, z. B. Talg, Sesamöl und Baumwollsaatöl, stellt man Margarine her, wobei das schwer schmelzbare Stearin aus dem Talg abgefordert wird.

Das Palmin und andere Speisefette stammen aus dem Öl der Kokosnuß und der Palmkerne.

b) Die Verseifung der Fette.

Versuch: Laß 100 g ausgeschmolzenen Talg in einer größeren Porzellanschale bei gelinder Wärme schmelzen, gieße eine Lösung von 10 g Kalk in 150 ccm Wasser hinzu und halte es unter Umrühren 15 Minuten im Kochen. Darauf setze unter weiterem Umrühren noch eine Lösung von 10 g Kalk in 150 ccm Wasser hinzu und laß es so lange weiter kochen, bis eine mit dem Spatel herausgehobene Probe einen durchscheinenden, leimigen Faden zieht (Seifenleim).

Nimm ungefähr $\frac{1}{4}$ der Masse heraus und lasse diesen Anteil für sich erkalten. Den Rest verseife unter weiterem Erhitzen und Umrühren in einem Becherglase mit 25 g trockenem Kochsalz und lasse die Masse erkalten. Was geschieht beim Zusatz von Kochsalz? Wie unterscheidet sich der zuerst entstandene Anteil, die Kali- oder Schmierseife, von dem zweiten, der Natron- oder Kernseife? Wie unterscheidet sich die Seife vom Fett? (Fleckenbildung? Löslichkeit in Wasser? Geschmack?)

Bereite ferner durch Auflösen von guter neutraler Seife (Marseiller oder venezianischer Seife) in warmem, destilliertem Wasser eine klare Seifenlösung, stelle ihre Reaktion auf Lackmus fest und gieße davon einige Kubikzentimeter 1. in einen Zylinder mit destilliertem Wasser, 2. in Brunnen- oder Leitungswasser, 3. in eine Mischung von destilliertem und Kaltwasser.

Schüttle alle 3 Proben und achte auf die Flocken- und Schaumbildung.

Setze zu der dritten Probe nach und nach unter jedesmaligem Umschütteln so lange Seifenlösung, bis sich ein bleibender Schaum bildet.

Ergebnis: Die Fette werden durch Kochen mit Kalilauge zersetzt (Wechselzersetzung). Die im Fett enthaltene Fettsäure (Palmitin-, Stearin- und Ölsäure) bildet mit dem Kalium die **Kaliseife** oder Schmierseife, und daneben entsteht Glycerin, das der

Seife beigemischt bleibt. Beim Ausfalten mit Kochsalz tritt das Natrium an die Stelle des Kaliums und verbindet sich mit der Fettsäure zu der härteren **Kern-** oder **Toiletteseife**. Diese bildet eine feste obere Schicht über der Unterlauge, aus der sich Glycerin als Nebenprodukt der Seifensiederei abscheiden läßt. Die Seifen sind also fettsaure Salze des Kaliums oder Natriums.

Wirkung der Seife: Löst man Seife in Wasser auf, so zerfällt sie zum Teil in Fettsäure und freie Kali- oder Natronlauge. Die letztere wirkt beim Waschen auf das von der Haut abgeforderte oder in schmutziger Wäsche enthaltene Fett ein, verseift es und bringt es dadurch in Lösung (vgl. die Wirkung von Soda § 29, d). Zugleich wird der Schmutz vom Seifenschaum aufgenommen und mit ihm entfernt. Wasser ohne Seife wirkt schon deshalb weniger reinigend, weil es die Haut weniger benetzt. Gute Seife muß neutral sein, d. h. sie darf weder freies Alkali noch freies Fett enthalten.

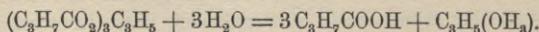
Mit weichem, z. B. destilliertem und Regenwasser, gibt die Seife eine klare Lösung und starken Schaum; mit hartem, d. h. kalkhaltigem Wasser, dagegen einen flockigen Niederschlag von unlöslicher Kalkseife. Erst wenn der ganze Kalkgehalt durch Schütteln mit Seifenlauge ausgefällt ist, tritt bei weiterem Seifenzusatz Schaumbildung ein. Man kann also mit Hilfe einer Seifenlösung den Härtegrad, d. h. den Kalkgehalt des Wassers, feststellen.

* Formelbildung der Fette und Seifen.

Die Fette sind Ester, in denen die dreiwertige Basis des Glycerins, das Glycerin C_3H_5 , mit dem Rest einer Fettsäure, besonders der Butter-, Palmitin-, Stearin- und Ölsäure, verbunden ist. Die Ölsäure $C_{17}H_{33}COOH$ gehört zu einer besonderen Reihe von einbasischen Säuren, die im Radikal zwei Atome Wasserstoff weniger haben als die entsprechenden Glieder der eigentlichen Fettsäuren (vgl. Stearinsäure $C_{17}H_{35}COOH$).

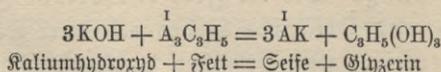
Die bei gewöhnlicher Temperatur festen Fette (Zug, Schweinefett, Palmin) enthalten hauptsächlich Stearin $(C_{17}H_{35}CO_2)_3C_3H_5$ und Palmitin $(C_{15}H_{31}CO_2)_3C_3H_5$. Die flüssigen Öle dagegen mehr Ölein $(C_{17}H_{33}CO_2)_3C_3H_5$.

Bezeichnet man den Rest einer einbasischen Fettsäure mit A, so ist die allgemeine Formel der Fette: $A_3C_3H_5$. Die Spaltung der Fette in freie Fettsäure und Glycerin unter Einwirkung von Luftsauerstoff oder überhitztem Wasserdampf oder stärkeren Säuren erfolgt immer unter Aufnahme von Wasser, z. B.:



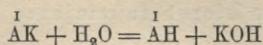
Butterfett zerlegt sich mit Wasser in Buttersäure und Glycerin (Kanzigwerden der Butter).

Bei der Verseifung der Fette tritt Kalium oder Natrium an die Stelle des Glycerins:



Die Seifen sind also Kalium- oder Natriumsalze der Fettsäuren.

Bei der Auflösung in Wasser spaltet sich die Seife zum Teil wieder in freies Alkali und Fettsäure:



§ 50.

Organische Säuren mit höherem Sauerstoffgehalt.**a) Milchsäure.**

Geronnene Milch verdankt ihren sauren Geschmack der Milchsäure, die man genauer als „Gärungsmilchsäure“ bezeichnet, weil sie aus dem Milchzucker durch eine Art von Gärung entsteht. Diese Gärung wird durch die Milchsäurebakterien verursacht. Sie ist immer mit einer Ausscheidung von Eiweiß in Form von Kasein oder Käsestoff verbunden. Zur Käsegewinnung bringt man die Milch durch einen Zusatz von Lab, einem im Kälbermagen enthaltenen Ferment, in kurzer Zeit zum Gerinnen.

Eine andere Art von Milchsäure, die Fleischmilchsäure, entsteht durch den Stoffwechsel im Muskelfleisch, sobald der Muskel arbeitet.

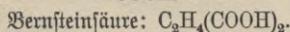
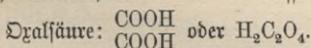
* Formel: Die Milchsäure ist Dxypropionsäure, d. h. Propionsäure C_2H_5COOH , in deren Radikal ein Hydroxyl an Stelle eines Wasserstoffatoms getreten ist, also: $C_2H_4OHCOOH$.

b) Klee- oder Oxalsäure und Bernsteinsäure.

Im Sauerklee (Oxalis) und im Sauerampfer ist das Kaliumsalz der giftigen Oxalsäure enthalten, das als Kleesalz zur Beseitigung von Rost- und Tintenflecken im Hause gebraucht wird. Das kristallisierte oxal-saure Kalzium ist als ein Stoffwechselprodukt im Zellgewebe von Pflanzen vielfach aufgespeichert.

Die der Oxalsäure nahe verwandte Bernsteinsäure kommt im Bernstein vor.

* Formelbildung: Die Oxalsäure ist das Anfangsglied einer nach ihr benannten Reihe von Säuren, die 2 Karboxylgruppen $COOH$ in der Molekel enthalten, und die man daher als zweibasische Fettsäuren bezeichnet. Ihre Formeln kann man von der Wasserstoffmolekel oder von den Kohlenwasserstoffen der Methanreihe ableiten, indem man 2 Wasserstoffatome durch $COOH$ ersetzt.

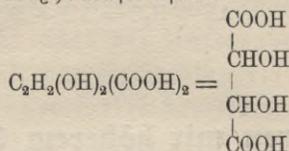
**c) Apfelsäure und Weinsäure.**

* Apfelsäure und Weinsäure lassen sich wieder von der Bernsteinsäure ableiten, indem 1 oder 2 Wasserstoffatome des Radikals durch OH ersetzt werden.

Apfelsäure oder Monoxybernsteinsäure $C_2H_3OH(COOH)_2$ kommt in unreifen Äpfeln, Vogelbeeren und anderen Früchten vor. Der saure Geschmack der Früchte verliert sich bei der Reife, weil die Säure dann in neutrale Salze über-

geht. Der schwarze Anlauf von Stahlmessern, mit denen man Äpfel geschnitten hat, rührt von apfelsaurem Eisen her.

Weinsäure oder Dioxybernsteinsäure



kristallisiert in schönen, farblosen Säulen und hat einen angenehmen sauren Geschmack, der aus dem Brausepulver bekannt ist. Sie kommt besonders in Trauben vor und bildet mit Kalium ein saures Salz, den Weinstein, der sich in Lagerfässern absetzt.

Zitronensäure ist dreibasisch: $\text{C}_6\text{H}_4\text{OH}(\text{COOH})_3$. Sie kristallisiert auch in wasserhellen Säulen und wird aus dem Zitronensaft gewonnen.

Kohlenwasserstoffe, Alkohole und Säuren.

Kohlenwasserstoffe der Methanreihe:		Alkohole (einwertige):		Säuren (einbasische):
Methan	CH_4	Methylalkohol	CH_3OH	Ameisensäure HCOOH
Ethan	C_2H_6	Ethylalkohol	$\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$	Essigsäure CH_3COOH
Propan	C_3H_8	Propylalkohol	$\text{C}_3\text{H}_7\text{OH}$	Propionsäure $\text{C}_2\text{H}_5\text{COOH}$
				Milchsäure $\text{C}_2\text{H}_4\text{OHCOOH}$
Butan	C_4H_{10}	Butylalkohol	$\text{C}_4\text{H}_9\text{OH}$	Buttersäure
Pentan	C_5H_{12}	:	:	: $\text{C}_3\text{H}_7\text{COOH}$
:	:	:	:	:
Feste Paraffine bis	$\text{C}_{30}\text{H}_{62}$	Zethylalkohol (fest)	$\text{C}_{16}\text{H}_{33}\text{OH}$. . .	Palmitinsäure (fest) $\text{C}_{15}\text{H}_{31}\text{COOH}$
				Stearinsäure $\text{C}_{17}\text{H}_{35}\text{COOH}$
Andere Kohlenwasserstoffe:		Mehrwertige Alkohole:		Mehrbasische Säuren:
Ethylen	C_2H_4	Glyzerin	$\text{C}_3\text{H}_5(\text{OH})_3$	Oxalsäure $(\text{COOH})_2$
Azetylen	C_2H_2			Bernsteinsäure $\text{C}_2\text{H}_4(\text{COOH})_2$
				Äpfelsäure $\text{C}_2\text{H}_3\text{OH}(\text{COOH})_2$
				Weinsäure $\text{C}_2\text{H}_2(\text{OH})_2(\text{COOH})_2$
				Zitronensäure $\text{C}_6\text{H}_4\text{OH}(\text{COOH})_3$

§ 51.

Die Kohlehydrate.

a) Übersicht.

Zu den Kohlehydraten gehören Zucker, Stärkemehl, Dextrin, Zellstoff oder Zellulose, Holz und Gummi. Schon diese Aufzählung

läßt die Bedeutung erkennen, die ihnen im Leben der Pflanzen und Tiere zukommt. — Sie bilden insofern eine einheitliche Gruppe, als sie alle aus Kohlenstoff, Wasserstoff und Sauerstoff bestehen, und zwar sind die letzten beiden Elemente immer in demselben Mengenverhältnis in ihnen enthalten wie im Wasser, nämlich im Gewichtsverhältnis 1 : 8 oder auf 1 Atom Sauerstoff 2 Atome Wasserstoff.

Inwiefern läßt sich ihre Zusammensetzung aus Kohlenstoff, Wasserstoff und Sauerstoff aus früheren Versuchen erschließen?

(Einwirkung von Schwefelsäure auf Zucker und Holz § 15, b; trockene Destillation des Holzes § 22, c; Vergärung des Zuckers § 46, c.)

Man ordnet die Kohlenwasserstoffe nach Zusammensetzung und Eigenschaften in 3 Gruppen:

1. Einfache Zuckerarten: Trauben- und Fruchtzucker.
2. Zusammengesetzte Zuckerarten: Rohr-, Malz- und Milchzucker.
3. Zellulosegruppe:
Stärke, Zellulose, Dextrin, Gummi.

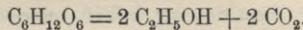
b) Einfache Zuckerarten.

* **Versuch 1:** Verseze in einem Probierrohr eine Lösung von Traubenzucker mit Kupfervitriollösung, tue tropfenweise Kalilauge hinzu, bis der entstehende Niederschlag sich wieder auflöst, und erhitze die Mischung, bis ein ziegelroter Niederschlag entsteht (Kupferoxydul).

Mache denselben Versuch 2. ohne Zusatz von Traubenzucker und 3. unter Zusatz von gewöhnlichem Rübenzucker an Stelle des Traubenzuckers und vergleiche die Ergebnisse.

Untersuche auf diese Art 4. verdünnten Honig und Obstscheiben und 5. den ausgepreßten Saft von Karotten oder Möhren oder Zuckerrüben auf die darin enthaltenen Zuckerarten. Wiederhole 6. den Versuch mit Möhrensaft, nachdem dieser einige Minuten mit einigen Tropfen verdünnter Schwefelsäure erhitzt ist.

* **Formelbildung:** Die Molekel des Trauben- und Fruchtzuckers hat die Formel: $C_6H_{12}O_6$, enthält also 6 \times die Elemente des Formaldehyds HCOH (§ 48, c). Dem deutschen Chemiker Emil Fischer ist es 1892 gelungen, aus diesem synthetisch Zucker herzustellen. Die Vergärung des Zuckers geschieht nach der Formel:



Traubenzucker oder **Glykose** (griech. glykys, süß; vgl. Glycerin) und **Fruchtzucker** oder **Fructose** (lat. fructus, Frucht) kommen meistens zusammen in Früchten, im Honig und in der Leber vor. Der Traubenzucker tritt bei der Diabetes oder Zuckerkrankheit auch im Urin auf.

Fabrikmäßig wird der Traubenzucker aus Kartoffelstärke oder aus Zellulose (Sägespänen) durch Erhitzen mit verdünnter Schwefelsäure hergestellt und als Stärkezucker zum Süßen des Mostes, zur Fälschung des Honigs und zur Herstellung eines billigen Sirups benutzt.

Er kristallisiert viel weniger gut als der Rohr- oder Rübenzucker,

schmeckt auch weniger süß, vergärt aber leichter und wirkt reduzierend, was jener nicht tut.

c) Zusammengesetzte Zuckerarten.

Der **Rohrzucker** oder Saccharose (lat. saccharum, Zucker), mit welchem der Rübenzucker chemisch identisch ist, ist im Saft des Zuckerrohrs, der Zuckerrüben und vieler anderer Pflanzen vorhanden.

Als Kandis bildet er große, durchsichtige Kristalle, die durch beigemengten Sirup gefärbt sein können, als Hutzucker eine körnig-kristallinische Masse.

Versuch: Erhitze in einer Porzellanschale gemahlene Zucker gelinde und rühre ihn dabei mit einem Glasstabe um. Gieße, sobald er geschmolzen ist, einen Teil auf eine Glasplatte und erhitze den Rest weiter. Achte auf die Farbenänderung, das Aufschäumen und die Änderung im Geschmack. Löse von der entstehenden dunkelbraunen Masse etwas in Wasser auf.

Ergebnis: Beim Erhitzen schmilzt er und bildet gelben Gerstenzucker, der sich bei weiterem Erhitzen unter Aufschäumen in dunkle Zuckercouleur oder Karamel verwandelt (wird zum Färben von Bier, Saucen usw. verwandt).

Mit verdünnter Schwefelsäure erhitzt, geht der Rohrzucker in Invertzucker, eine Mischung von Trauben- und Fruchtzucker, über und wird dadurch gärungsfähig (vgl. Versuch 6).

*** Fabrikation von Rübenzucker.** Man zerkleinert die Rüben und zieht aus den Schnitzeln durch Diffusion mit Wasser den Saft heraus. Aus diesem schlägt man mit Kalkmilch die beigemengten organischen Säuren und Eiweißstoffe nieder (Scheidung) und fällt durch Einleiten von Kohlenäure den überschüssigen Kalk wieder aus (Saturation). Durch Filtrieren wird der Saft von dem Schlamm befreit und geklärt, durch schweflige Säure entfärbt und im luftverdünnten Raume des Vakuumapparates eingedampft. Der beim Erkalten kristallisierende Zucker wird von dem nicht kristallisierenden Sirup durch Zentrifugieren getrennt. Den zurückbleibenden Rohrzucker, der noch durch Beimengungen gelblich gefärbt ist, raffiniert, d. h. reinigt man, nachdem man ihn wieder in wenig Wasser gelöst hat, und läßt ihn schließlich in Zuckerkuchenformen erstarren. So erhält man die Raffinade.

Durch langsame Kristallbildung entsteht aus einer Zuckelösung, in die man Fäden hineinhängt, Kandis, der stofflich dasselbe ist wie Hutzucker.

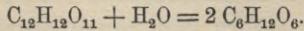
Deutschland erzeugt von allen Ländern der Erde am meisten Rübenzucker, nämlich ungefähr 2 Millionen Tonnen jährlich, im Werte von 500—700 Millionen Mark. $6\frac{1}{2}$ kg Rüben liefern durchschnittlich 1 kg Zucker.

Malz Zucker oder **Maltose** nennt man die Zuckerart, die bei der Branntweimbrennerei und Bierbrauerei aus dem Stärkemehl durch die Einwirkung von Diastase entsteht. Sie ähnelt in ihrem chemischen Verhalten dem Traubenzucker.

Milchzucker oder **Laktose** (lat. lac, Milch), ist in der Milch enthalten und wird aus der Flüssigkeit (Molken) gewonnen, die sich beim Gerinnen der Milch von dem Käsestoff scheidet. Sie bildet harte Kristalle und schmeckt wenig süß.

*** Formelbildung.** Der Rohrzucker hat die Formel $C_{12}H_{22}O_{11}$; ebenso Malz- und Milchzucker, nur daß diese noch 1 Molekel Kristallwasser enthalten.

Mit verdünnter Schwefelsäure erhitzt, nimmt der Rohrzucker noch 1 Molekel Wasser auf und zerfällt in Trauben- und Fruchtzucker (Invertierung)



d) Stärke, Dextrin und Gummi.

Die **Stärke** entsteht in den grünen Pflanzenzellen und wird als Reservestoff in den Samenkörnern und Speicherorganen der Pflanzen in Form von Stärkekörnern aufgespeichert. Diese haben für jede Pflanzenart ein besonderes Aussehen, wonach man die Herkunft des Stärkemehls in Nahrungsmitteln mikroskopisch ermitteln kann (Fig. 63 und 64).

Versuch 1: Untersuche etwas Kartoffelschäbel unter dem Mikroskop und tue dann eine Spur verdünnter Jodlösung zu dem Präparat unter das Deckglas¹⁾.
Farbenänderung?



Fig. 63. Kartoffelstärke.

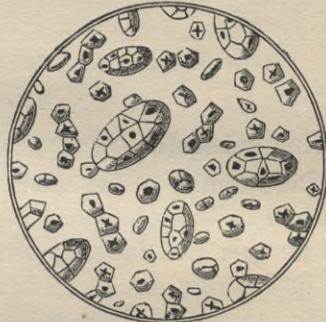


Fig. 64. Reisstärke.

Versuch 2: Stelle durch Erhitzen von Stärkemehl mit Wasser in einer Porzellanschale Stärkekleister her und versetze ihn ebenfalls mit etwas Jodlösung.

Versuch 3: Koche einige Gramm Stärke 5 Minuten mit 1% Schwefelsäure und untersuche die Lösung nach § 51, b, 1 auf Traubenzucker.

Ergebnis: Die Stärke quillt, wenn man sie mit Wasser erhitzt, auf und bildet Stärkekleister. Durch freies Jod wird sie dunkelblau gefärbt und läßt sich dadurch leicht in Nahrungsmitteln und pflanzlichen Geweben nachweisen. Mit verdünnter Schwefelsäure gekocht, geht sie in Traubenzucker über; durch Einwirkung von Diastase in Malzzucker.

Verwendung: Das Stärkemehl ist der Hauptbestandteil der Getreidekörner und der Kartoffeln und damit der wichtigste und zugleich billigste aller stickstofffreien Nährstoffe. Außerdem liefert die Stärke den Grundstoff für das Gärungsgewerbe, die Herstellung von Dextrin und Stärkezucker, Kleister, Appreturen usw.

¹⁾ Um flüssige Reagentien unter das Deckglas zu bringen, gibt man mit dem Glasstabe einen Tropfen davon hart an den seitlichen Rand des Deckgläschens und saugt durch einen Streifen Fliesspapier, den man mit der Schmalkante an dessen gegenüberliegenden Rand schiebt, die Flüssigkeit unter dem Deckglase an.

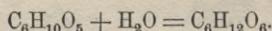
Zur Gewinnung des reinen Stärkemehls werden Kartoffeln, Reis, Mais oder Weizen zermahlen, und die Stärkekörner durch Auswaschen und Durchsieben von den Hülsen und Faserstoffen des Mehles befreit.

Wird Stärke längere Zeit auf etwa 200° erhitzt, so nimmt die Masse eine gelbliche Farbe und süßlichen Geschmack an. Auch löst sie sich im Gegensatz zur Stärke schon in kaltem Wasser zu einer klebrigen Flüssigkeit: Man nennt dieses Umwandlungsprodukt der Stärke **Dextrin** oder **Stärkegummi**.

Auch das Gummiarabikum, das aus Akazien gewonnen wird, das Kirschgummi und andere Gummiarten gehören nach ihrer Zusammensetzung zu den Kohlehydraten der Stärkegruppe.

Formelbildung: Die Molekel der Stärke, des Dextrins, der Zellulose und des Gummis hat die Formel $(C_6H_{10}O_5)_n$, womit gesagt ist, daß die Gruppe $C_6H_{10}O_5$ mehrfach in der Molekel vorhanden ist.

Beim Übergange der Stärke in Traubenzucker nimmt jene Wasser auf:



e) Die Zellulose.

Die Zellulose ist der Stoff, aus dem die lebenden Pflanzenzellen ihre Zellwände aufbauen. Später wird die Zellulose in den Dauergeweben der Pflanzen zum Teil in Holz oder in Korkstoff umgewandelt. Die Holzfaser ist brüchiger als die Zellulose.

Da die Zellwand in erster Linie zum Schutze des Zelleibes dient, so muß sie mechanisch und chemisch sehr widerstandsfähig sein. Sie ist dementsprechend auch unlöslich in allen gewöhnlichen Lösungsmitteln; dagegen geht sie, mit Schwefelsäure längere Zeit gekocht, wie die Stärke in Zucker über.

Aus den Bastfasern des Leins, des Hanfes, der Jute und aus den Flughaaren der Baumwollsamens lassen sich durch mechanische und chemische Bearbeitung (Rösten, Brechen, Hecheln, Bleichen) die Zellstofffasern ziemlich rein herstellen und zu Gespinnsten und Geweben verarbeiten. Die Werte, die durch diese Industrien alljährlich erzeugt werden, belaufen sich für Deutschland allein auf mehr als 1 Milliarde Mark (Fig. 65).

Das **Papier** wird auch aus Zellulosefasern hergestellt, die heutzutage nur noch zu einem geringen Teile aus Lumpen, zum weitaus größten Teile aus Tannenholz gewonnen werden.

Das Holz wird zerkleinert und mit Laugen unter stärkerem Druck in geschlossenen Kesseln gekocht, wobei sich fast alle darin enthaltenen Stoffe, einschließlich der verholzten Zellwände, lösen, während der Zellstoff ungelöst zurückbleibt. Dieser wird mit Wasser zu einem Brei gemischt, der durch die Papiermaschine zu dünnen Flächen ausgebreitet, getrocknet und gepreßt wird. Das Papier ist also ein dünner Filz aus Zellulosefasern. Das Schreibpapier wird durch einen Zusatz von Leim- oder Harzlösung zum Papierbrei geleimt, so daß die Tinte darauf nicht ausläuft.

Filtrierpapier ist fast reine Zellulose.

Wenn man Zellulose mit Salpeter- und Schwefelsäure behandelt, so geht sie in **Nitrozellulose** oder **Schießbaumwolle**, einen sehr wirksamen Sprengstoff, über.

Kolloidum gewinnt man durch Auflösung von Kolloidumwolle, einer anderen Art von Nitrozellulose, in Äther, **Zelluloid** durch Verbindung von Kolloidumwolle mit Kampfer. Neuerdings wird die Nitrozellulose auch zur **Herstellung künstlicher Seide** verwandt, die aber wegen ihrer Herkunft ebenso wie das Zelluloid sehr feuergefährlich ist.

Im Kolloidum und Zelluloid ist Dinitrozellulose enthalten.



Fig. 65.

a Kartoffelstärke (31—45 μ im Längendurchmesser); *b* feinste Baumwollfasern (10—14 μ breit); *c* sehr feine Wollfasern (18—20 μ dick); *d* feine Flachsfasern (15—16 μ dick); *e* Kokonfäden (13 μ dick). Alles 700mal vergrößert.

f) Die Kohlehydrate im Stoffwechsel der Pflanzen und Tiere.

Versuch: Jodprobe: Bedecke ein Blatt an einer lebenden Pflanze (z. B. Kapuzinerkresse) zum Teil mit einem dunklen Papier- oder Stanniolstreifen, der mit einer Nadel festgesteckt ist, pflücke das Blatt am nächsten Tage, nachdem es mindestens einige Stunden dem Sonnenlichte ausgesetzt gewesen ist, lege es einige Minuten in kochendes Wasser, um das Protoplasma abzutöten, ziehe darauf durch starken Alkohol (24 Stunden) das Blattgrün heraus und lege das Blatt schließlich in eine stark verdünnte Jodlösung. Es färbt sich darin nach und nach dunkelblau bis auf die vor dem Lichte geschützte Stelle, die hell bleibt. Was bedeutet dieser Unterschied in der Färbung? Vgl. den Assimilationsversuch § 25, c, 3.

Stärke und **Zucker** werden in den grünen Pflanzenzellen aus Kohlen- säure und Wasser, also anorganischen Stoffen, erzeugt. Dabei wird nur der Kohlenstoff aus der Kohlen- säure verwendet, der Sauerstoff wieder ausgeatmet. Die Energie, die zur Spaltung der Kohlen- säure nötig ist, liefert

das Sonnenlicht. Diesen Vorgang bezeichnet man als **Affimilation**. Die in den Blättern erzeugte Stärke wird durch Fermente in Zucker verwandelt und des Nachts durch die Aderen oder Gefäße in die Speichergewebe (Stamm, Wurzel, Rhizome, Knollen, Zwiebeln und Samen) befördert. Von dort, oder auf direktem Wege, wandern die Kohlehydrate zur gegebenen Zeit an die Stätten des Wachstums, wo sie zum Aufbau der Zellwände oder zur Erzeugung anderer Pflanzenstoffe verbraucht werden. (Verfolge diese Vorgänge im Entwicklungs gange der Kartoffelpflanze.) Man kann Pflanzen in Nährsalzlösungen, d. h. in Wasser, welches eine kleine Menge mineralischer Salze gelöst enthält, zur vollen Entwicklung bringen und dadurch beweisen, daß die Pflanzen außer der Kohlensäure der Luft keine Kohlenstoffverbindungen zu ihrer Ernährung nötig haben¹⁾.

Die Pflanze speichert also, solange sie lebt, Kohlehydrate auf und in ihnen die aus dem Sonnenlichte stammende Energie.

Im **Stoffwechsel des Tieres** findet das Umgekehrte statt. Die Kohlehydrate, die Mensch und Tier als Nahrung zu sich nehmen, werden, soweit sie nicht in Wasser löslich sind, durch die Verdauungssäfte (Speichel) gelöst, durch die Zellen der Darmwand aufgesogen, in das Blut übergeführt und in den Organen zum größten Teil verbrannt. (Vgl. die Atmungsversuche § 3, e.) Das Tier oxydiert die Stoffe, welche die Pflanze durch Reduktion erzeugt hat.

Der nötige Sauerstoff wird in den Lungen oder Kiemen durch die roten Blutkörperchen aufgenommen und den Organen zugeführt. Dabei wird die ruhende Energie der Kohlehydrate wieder frei und dient als Betriebskraft für die Lebensvorgänge. Zum Teil werden die überschüssigen Nährstoffe auch im Fett aufgespeichert oder zum Aufbau neuer Zellen verwandt, aber jedenfalls ist das Tier nicht imstande, aus anorganischen Stoffen organische aufzubauen. Im Gegensatz zur Pflanze verwandelt es organische Stoffe wieder in einfache, anorganische und die ruhende Energie in tätige. (Vgl. das Gesetz von der Erhaltung des Stoffs und der Energie, § 4, a.)

¹⁾ Eine brauchbare Nährsalzlösung erhält man, wenn man in 10 l Wasser 12 g Kalisalpeter, 7 g schwefelsaures Magnesium (Bittersalz), 7 g Gips, 8 g Kaliphosphat und eine Spur Eisenchlorid auflöst. An Stelle des Kaliumphosphats kann man erst 6 g Alkali zu der Lösung geben und darauf so viel Phosphorsäure, daß die Gesamtlösung eine ganz schwache saure Reaktion zeigt. Man läßt die Samen, z. B. Bohnen, zunächst in feuchtem Sägemehl ankeimen und befestigt sie dann mit Hilfe eines durchlöcherten Korken und Watte in der Öffnung eines Glasgefäßes von 3—5 l Inhalt, so daß die Wurzel in die Lösung eintaucht. Dieses Gefäß muß von Zeit zu Zeit aufgefüllt und durch eine dicke Papier- oder Stoffumwicklung vor Licht und Wärme geschützt werden; auch kann man es bis zur Mündung eingraben. Die Bohnen lassen sich bis zur Fruchtbildung bringen.

§ 52.

Der Steinkohlenteer und seine Bestandteile.**a) Die Destillation des Teers** (Übersicht).

Der Teer, dessen Gewinnung durch trockene Destillation von Steinkohlen wir im § 20 kennen gelernt haben, ist kein einheitlicher Stoff, sondern ein Gemenge von vielen mehr oder weniger flüchtigen Bestandteilen, von denen mehrere eine außerordentliche Bedeutung für die chemische Industrie und andere Gewerbe gewonnen haben. Um sie zu trennen, unterwirft man den Teer der fraktionierten Destillation (vgl. § 45, a).

Dabei destillieren zuerst helle, flüchtige Öle, die auf Wasser schwimmen und unter 150° sieden. Sie enthalten hauptsächlich Benzol und Toluol.

Dann folgen, nach dem Siedepunkt geordnet: Karbolsäure, Naphthalin und Anthrazen, die im reinen Zustande bei gewöhnlicher Temperatur fest und schwerer als Wasser sind, und schließlich bleibt in der Retorte Bsch zurück.

Diese Teerdestillate gehören zusammen mit Hunderten von anderen Stoffen zu den **aromatischen Verbindungen**, die sich alle vom Benzol ableiten lassen.

Das **Benzol** ist eine dem Benzin ähnliche, leicht bewegliche, eigenartig riechende Flüssigkeit, die sich nicht mit Wasser mischt und mit stark ruhender Flamme brennt. Mit dem Benzin hat es die Fähigkeit, Fette und Harze aufzulösen, gemeinsam. Es besteht nur aus Kohlenstoff und Wasserstoff.

Toluol und **Xylol** sind etwas schwerer und weniger flüchtig als Benzol, ähneln ihnen aber in allen anderen Eigenschaften und in der Zusammensetzung.

Naphthalin, als Schutzmittel gegen Motten bekannt, und **Anthrazen** erstarren in farblosen Kristallen, die sich aber schon bei gewöhnlicher Temperatur etwas verflüchtigen und leicht am Geruch zu erkennen sind. Sie bestehen auch aus Kohlenstoff und Wasserstoff. Aus dem **Anthrazen** wurde Alizarin, der Hauptbestandteil des roten Krappfarbstoffs, künstlich hergestellt.

Die **Karbolsäure** oder das **Phenol** enthält außer dem Kohlenstoff und Wasserstoff noch Sauerstoff. Sie bildet farblose Kristallnadeln, die sich schwer im Wasser lösen, hat einen scharfen, teerigen Geruch und wirkt stark desinfizierend. Da sie zugleich sehr giftig wirkt, ist Vorsicht beim Gebrauch geboten. Unter den Teerdestillaten ist auch **Anilin**, der wichtigste Grundstoff für die Herstellung von Teerfarben, in geringer Menge vorhanden. Es ist eine ölige Flüssigkeit, die eigentümlich riecht, sich mit Wasser nicht mischt, und außer dem Kohlenstoff und Wasserstoff noch Stickstoff enthält. Technisch wird es aus Benzol in großen Mengen hergestellt.

b) Die Teerfarbenindustrie.

Die im Steinkohlenteer vorkommenden Kohlenwasserstoffe liefern zusammen mit der Karbolsäure und dem aus Benzol darstellbaren Anilin die Grundstoffe für die Teerfarbenindustrie.

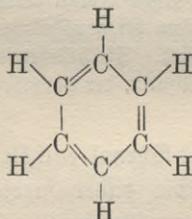
Diese wurde durch die Untersuchungen des deutschen Chemikers Hofmann in den sechziger Jahren des vorigen Jahrhunderts begründet und hat sich in wenigen Jahrzehnten zu einer außerordentlichen Bedeutung entwickelt. Sie liefert dem Textilgewerbe eine große Fülle der schönsten und leuchtendsten Farben in zahllosen Abstufungen und hat die natürlichen Farbstoffe, u. a. Krapp, Köschenille und Rotholz, fast ganz vom Weltmarkt verdrängt.

Auch der Indigofarbstoff wurde 1880 von Baeyer künstlich hergestellt und macht dem natürlichen Indigo, der aus der indischen Indigopflanze gewonnen wird, erfolgreichen Wettbewerb. Deutschland, das in dieser Industrie, dank der systematischen Arbeit der Chemiker, die führende Rolle spielt, brachte im Jahre 1907 allein für 250 Millionen Mark Teerfarbstoffe hervor, von denen zwei Drittel ausgeführt wurden.

§ 53.

* Die Formelbildung der Abkömmlinge des Benzols.

Das Benzol ist die einfachste aromatische Verbindung und zugleich der Ausgangspunkt für die Ableitung aller anderen (vgl. Methan § 45, b). Es hat die empirische Formel C_6H_6 , also dieselbe prozentische Zusammensetzung, aber das dreifache Molekulargewicht wie das Äthylen, C_2H_2 , aus dem es sich darstellen läßt. Von den Derivaten (Abkömmlingen) des Methans unterscheidet es sich durch den Bau seiner Molekel, in der die 6 Kohlenstoffatome ringförmig verkettet gedacht werden, wie es das Formelbild zeigt:



Die Kohlenstoffatome des Benzolkernes bilden also eine geschlossene Kette, diejenigen der in § 46—52 durchgenommenen Fettkörper dagegen eine offene.

Die 6 Wasserstoffatome lassen sich nun durch Alkoholradikale (Alkyle), Halogene, Hydroxyle, Säureradikale (NO_2), Karboxylgruppen (COOH) und die einwertige Amidogruppe, NH_2 , ersetzen.

Wird ein H-Atom durch die Methylgruppe CH_3 ersetzt, so entsteht das **Toluol** $\text{C}_6\text{H}_5\text{CH}_3$. Ein Hydroxyl an Stelle eines Wasserstoffatoms gesetzt, gibt die **Karbonsäure** oder das **Phenol** $\text{C}_6\text{H}_5\text{OH}$.

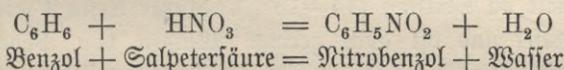
Tritt noch ein Hydroxyl für ein Wasserstoffatom ein, so entsteht **Hydrochinon** $\text{C}_6\text{H}_4(\text{OH})_2$, das als Entwickler in der Photographie gebraucht wird.

Die **Benzoesäure**, die in dem wohlriechenden Benzoeharz enthalten ist, hat die Formel $\text{C}_6\text{H}_5\text{COOH}$, enthält also die Karboxylgruppe COOH an Stelle eines Wasserstoffatoms. Der zugehörige **Aldehyd**, das echte Bittermandelöl, $\text{C}_6\text{H}_5\text{COH}$, hat ein Atom Sauerstoff weniger in der Molekel (vgl. HCOH).

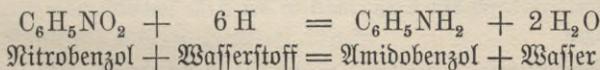
Ersetzt man ein Wasserstoffatom im Radikal der Benzoesäure durch eine Hydroxylgruppe, so erhält man die als Konservierungsmittel viel verwandte **Salizylsäure** $\text{C}_6\text{H}_4\text{OHCOOH}$.

Säuren von ähnlicher Zusammensetzung sind in den Gerbstoffen enthalten, durch die das Fasergewebe tierischer Häute in Leder verwandelt wird.

Läßt man Salpetersäure, HNO_3 , auf Benzol einwirken, so wird ein Wasserstoffatom durch die einwertige Nitrogruppe NO_2 ersetzt, und es entsteht **Nitrobenzol** oder unechtes Bittermandelöl:

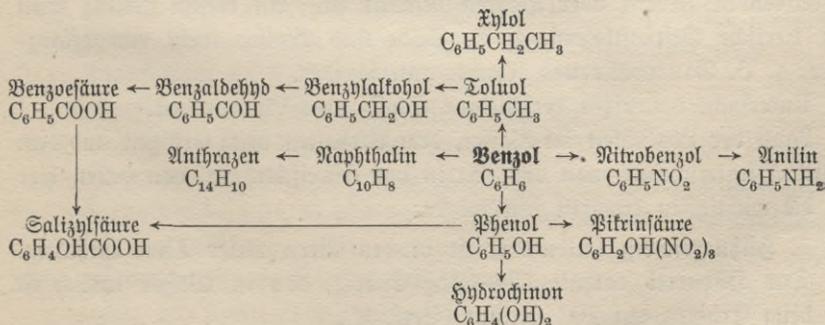


Durch naszierenden Wasserstoff (aus Eisen und Salzsäure) läßt sich das Nitrobenzol reduzieren und geht in **Anilin** oder **Amidobenzol**, den Grundstoff der Anilinfarben, über:



Man kann diese Verbindung auch aus dem Ammoniak NH_3 ableiten, indem man eines von den 3 Wasserstoffatomen durch das einwertige Radikal C_6H_5 (Phenyl) ersetzt.

Ableitung aromatischer Verbindungen aus dem Benzol:



§ 54.

Die Eiweißstoffe oder Proteine und andere Stickstoffverbindungen.**Eiweißstoffe.**

Während es den Chemikern gelungen ist, eine Reihe von Kohlehydraten nebst vielen anderen Stoffen des Tier- und Pflanzenkörpers synthetisch herzustellen, sind die dahin zielenden Versuche bei den Eiweißkörpern bisher erfolglos gewesen. Man faßt unter diesem Namen eine große Reihe von Stoffen zusammen, die als wesentliche Körperbestandteile in allen Organismen enthalten sind, und zwar im Tierkörper verhältnismäßig viel mehr als in dem der Pflanzen.

Aus Eiweißstoffen ist unter anderem auch das **Protoplasma**, der Träger der Lebensfunktionen und Hauptbestandteil aller lebenden Zellen, aufgebaut. Die einfachsten Organismen, z. B. die Amöben, bestehen aus weiter nichts als einem Klümpchen von lebendem Eiweiß.

Die Proteine unterscheiden sich von Kohlehydraten und Fetten, die nur aus Kohlenstoff, Wasserstoff und Sauerstoff bestehen, durch einen bedeutenden Gehalt an Stickstoff (14—18%). Außer diesen 4 Elementen sind 1—2% Schwefel und oft auch geringe Mengen von Phosphor darin enthalten.

* Der Aufbau der Eiweißmolekel ist noch nicht bekannt, aber man weiß, daß er außerordentlich verwickelt ist, und daß weit mehr als 100 Atome zum Aufbau einer Molekel nötig sind. Das „lebende“ Eiweiß des Protoplasmas unterliegt außerdem durch den Stoffwechsel in der Zelle fortwährenden chemischen Veränderungen.

Tote Eiweißstoffe verfallen, wenn sie nicht durch Wasserentziehung oder andere Konservierungsmethoden gegen die Angriffe von Bakterien geschützt sind, sehr bald der Fäulnis, die sich immer durch widrige Gerüche kundgibt.

Beim Verbrennen entwickeln sie den unangenehmen Geruch, der von verbrennenden Federn oder Haaren bekannt ist. An diesem Geruch kann man tierische Gespinnstfasern, z. B. Seide und Wolle, leicht von pflanzlichen, z. B. Baumwolle und Flachs, unterscheiden.

Untersuche daraufhin verschiedene Stoff- oder Garnproben!

Nach der Löslichkeit im Wasser, dem Verhalten beim Erhitzen und dem Aussehen unterscheidet man viele Arten von Eiweißkörpern, von denen hier nur die wichtigsten erwähnt sein mögen:

1. **Hühnereiweiß** (Albumin) ist in den Eiern vieler Tiere enthalten. Das Hühnerei enthält 12—13% Eiweiß, das in Wasser löslich ist und beim Erhitzen auf 70° gerinnt (Versuch!).

Ähnlich verhält sich das Bluteiweiß, das im Blutserum vorkommt.

Versuch: Reibe etwas geschabtes Fleisch mit kaltem Wasser zusammen, laß es einige Zeit stehen und erhitze das klare Filtrat in einem Probierrohr!

2. **Kasein oder Käsestoff** kommt in gelöster Form in der Milch vor (Kuhmilch 3—4%). Es gerinnt nicht durch Kochen, wohl aber durch Einwirkung von Säuren. Daher wird die Milch im Sommer leicht dick, weil durch die Milchsäurebazillen der Milchzucker in freie Milchsäure verwandelt wird, und diese das Milcheiweiß gerinnen macht.

Versuch: Verseze Milch mit einigen Tropfen Salz- oder Essigsäure!

3. **Sameneiweiß** ist unter anderem als Legumin in den Samen der Hülsenfrüchte oder Leguminosen (20—24%) und als Kleber (11%) in den Getreidekörnern dicht unter der Samenschale aufgespeichert. Aus dem Kleber geht beim Keimen die Diastase hervor, die die Stärke des Getreidekornes in Zucker verwandelt.

4. **Faserstoff oder Fibrin.** Als Muskelfaserstoff ein Hauptbestandteil des Muskels, bedingt es den Nährwert des mageren Fleisches (ca. 20%).

Blutfibrin bildet sich beim Gerinnen des Blutes unter Einwirkung der Luft.

Mit den Eiweißkörpern sind verwandt:

Die Leimsubstanz der Knochen, Sehnen und Knorpel, die Hornsubstanz der Hörner, Haare, Federn, Schuppen, das Chitin des Skeletts der Gliedertiere, der Gespinnstfaserstoff der Raupen (Seide) und die Peptone, die durch die Verdauung der Proteine im Magen entstehen.

* Zu den Stickstoffverbindungen gehört auch das **Zyan**, das aus Stickstoff und Kohlenstoff besteht.

Die Atomgruppe $\text{C}\equiv\text{N}$ hat, da der Kohlenstoff vierwertig, der Stickstoff aber nur dreiwertig ist, eine freie Wertigkeit. Man bezeichnet sie, wie das Ammonium NH_4 , als einwertiges Radikal. Während sich das Ammonium aber wie ein Alkalimetall verhält, ähnelt das Zyan mehr den Halogenen, die es in vielen Verbindungen vertritt. So entspricht der Salzsäure HCl die flüchtige **Blausäure** HCN , die ungemein giftig wirkt. Dem Chlorkalium entspricht das **Zyantanium** KCN , das an Giftigkeit der Blausäure kaum nachsteht. (Vorsicht beim Öffnen der Flasche, nicht hineinriechen!)

Ungiftig sind dagegen die komplexen Verbindungen des Zyans mit Eisen und Kalium, das Ferrozyantanium oder **gelbe Blutlaugensalz** $\text{K}_4(\text{Fe}^{\text{II}}\text{C}_6)$ (§ 34, e) und das Ferrizyantanium oder **rote Blutlaugensalz** $\text{K}_5(\text{Fe}^{\text{III}}\text{C}_6)$. Wenn das erstere mit einem Ferrisalz in Lösung zusammentrifft, so bildet sich **Berlinerblau** oder Ferriferrozyantanium, indem die K-Atome durch Ferriatome ersetzt werden.

§ 55.

Ernährung und Stoffwechsel der Pflanzen¹⁾.**a) Die wichtigsten Nährstoffe der Pflanzen.**

Trocknet man Pflanzen oder Pflanzenteile bei etwa 110°, so entweicht das Wasser, und die Trockensubstanz bleibt zurück. Verbrennt man diese, so gehen die organischen Bestandteile der Pflanze in flüchtige Verbrennungsprodukte über, während die mineralischen in der Asche zurückbleiben. Durch genaue Analysen der Trockensubstanz hat man festgestellt, daß fast allen Pflanzen bestimmte Grundstoffe gemeinsam sind, die in den Nährstoffen der grünen Pflanzen nicht fehlen dürfen, wenn die Pflanzen sich normal entwickeln sollen.

Dazu gehören außer **Kohlenstoff, Wasserstoff, Sauerstoff** und **Stickstoff**, die den bei weitem größten Teil der Trockensubstanz bilden, noch die Elemente Schwefel, Phosphor, Kalium, Kalzium, Magnesium und Eisen, im ganzen also 10 Elemente, unter denen die Metalloide bei weitem an Masse überwiegen.

b) Die Aufnahme und der Ersatz der Nährstoffe.

Der Kohlenstoff wird in der Kohlensäure durch die grünen Blätter und das lebende Rindengewebe aufgenommen, **Wasserstoff** und **Sauerstoff** der Hauptsache nach im Wasser, das die Wurzeln aus dem Boden aufsaugen.

Stickstoff wird von höheren Pflanzen nur im gebundenen Zustande, hauptsächlich in Nitraten und Ammoniumverbindungen, dem Boden entnommen. Den Stickstoff der Luft vermögen nur niedere Organismen, z. B. die Bodenbakterien, zu assimilieren (Symbiose mit Hülsenfrüchtlern).

Die insektenfressenden Pflanzen entziehen ihren Bedarf an Stickstoff und Nährsalzen den gefangenen Tieren.

Den **Schwefel, Phosphor** und die **Metalle** entnehmen die wild wachsenden Pflanzen den Mineralstoffen (Salzen) des Bodens.

Aus demselben Boden beziehen verschiedene Pflanzenarten die Mineralstoffe in ganz verschiedenem Verhältnis. Man spricht daher von einem **Wahlvermögen** der Pflanzen und unterscheidet die Pflanzen nach der Bodenart, die sie bevorzugen (Sand-, Kalk-, Salz-, Moorpflanzen usw.).

Die mineralischen Nährstoffe des Bodens können aber nur im löslichen Zustande von den Pflanzen aufgenommen werden. Sind diese dem Boden entzogen, ohne daß ein Ersatz stattfindet, so kümmern die Pflanzen. Besonders deutlich tritt diese **Erschöpfung des Bodens** hervor, wenn er mehrere Jahre hindurch dieselben Kulturpflanzen trägt.

¹⁾ Die Kohlensäureassimilation ist in § 22, c, 4 und in § 51, f behandelt.

Ein erschöpfter Boden kann wieder ertragsfähig gemacht werden:

1. **Durch die Brache**, d. h. durch ein längeres Aussetzen der Bebauung. Während dieser Zeit wird der Boden umgepflügt, so daß Luft und Wasser leicht eindringen und die an sich unlöslichen Mineralien durch Verwitterung in lösliche verwandeln können. Die Mineralien werden „aufgeschlossen“.

2. **Durch Düngung**. Der **natürliche Dünger** enthält als wirksame Bestandteile hauptsächlich Stickstoff- und Phosphorverbindungen. Auch durch **Gründüngung**, d. h. durch Unterpflügen von Lupinen und anderen Stickstoffammlern kann man arme Böden mit Stickstoffdünger anreichern.

In den letzten 50 Jahren hat die Verwendung von **mineralischen Düngemitteln** außerordentlich zugenommen. Solange man nur natürlichen Dünger verwandte, war die Ausdehnung und der Ertrag des Ackerbaues durch die verfügbare Düngermenge beschränkt. Erst seitdem **Liebig** die Notwendigkeit der Mineralstoffe für die Ernährung der Pflanzen erwiesen und Regeln für ihre Verwendung gegeben hat, ist es möglich geworden, weite Ödländereien, z. B. Heide und Moor, landwirtschaftlich auszunützen und den Ertrag älterer Kulturböden außerordentlich zu steigern. So verdanken wir es Liebig, daß der Boden Deutschlands heute einen außerordentlich viel höheren Ertrag liefert, als vor der Einführung der künstlichen Düngung.

Die wichtigsten **mineralischen Düngemittel** sind:

I. **Stickstoffhaltige**: Chilisalpeter, schwefelsaures Ammon und neuerdings Kalk- oder Luftsalpeter, der mit Hilfe der Elektrizität künstlich hergestellt wird (§ 18, a).

II. **Phosphorsaurer Kalk** im Knochenmehl, Guano, Phosphorit, Thomasmehl (§ 34, c).

Diese enthalten mit Ausnahme des letzten den unlöslichen normalen phosphorsauren Kalk. Um diesen in den löslichen sauren phosphorsauren Kalk oder Superphosphat zu verwandeln, schließt man sie auf, d. h. man entzieht ihnen durch Schwefelsäure einen Teil des Kalziums (§ 20, c).

III. **Kalifalze**, besonders kainit, den der deutsche Kalibergbau liefert (§ 30, b). Auf kalkarmem Boden verlangen manche Kulturpflanzen außerdem eine Kalkdüngung, „Mergeln“ (§ 33, d). Eisen ist überall in genügender Menge im Boden vorhanden.

c) Die chlorophyllosen Pflanzen.

Die chlorophyllosen Pflanzen bedürfen, da sie nicht imstande sind, durch Assimilation von Kohlensäure Kohlehydrate zu erzeugen, der organischen Stoffe zu ihrer Ernährung. Sie verschaffen sich diese entweder als **Schmarotzer** (Parasiten) aus lebenden Pflanzen und Tieren, oder als **Verwesungspflanzen** (Saprophyten) aus abgestorbenen Organismen. Manche

leben auch in Symbiose mit höheren Pflanzen, z. B. die stickstoffammelnden **Wurzelbakterien** der Schmetterlingsblütler und die **Wurzelpilze** der Waldbäume.

d) Die Pflanzenstoffe.

Die Pflanzenstoffe, d. h. die im Stoffwechsel der Pflanzen erzeugten Stoffe, lassen sich nach ihrer chemischen Zusammensetzung in folgende Hauptgruppen einordnen:

1. **Eiweißstoffe**; enthalten außer Kohlenstoff, Wasserstoff und Sauerstoff noch Stickstoff und kommen hauptsächlich im Protoplasma, im Zellsaft und in den Samenkörnern vor (§ 54).

2. **Kohlehydrate** (Stärke, Zucker, Zellulose, Holz); enthalten Kohlenstoff, Wasserstoff und Sauerstoff, und zwar die letzteren immer in demselben Gewichtsverhältnis wie im Wasser (1:8).

3. **Fette und Öle**; bestehen auch aus Kohlenstoff, Wasserstoff und Sauerstoff, enthalten jedoch von letzterem viel weniger als die Kohlehydrate. Diese 3 Gruppen sind in allen Pflanzen vertreten.

Für die assimilierenden Pflanzen kommt als notwendiger Bestandteil noch das Chlorophyll hinzu.

Weniger allgemein sind die in den folgenden Gruppen aufgeführten Stoffe in den Pflanzen verbreitet:

4. Sonstige **Farbstoffe**.

5. **Organische Säuren** (Oxalsäure, Weinsäure, Apfelsäure, Essigsäure, Zitronensäure usw.).

6. **Gerbstoffe**.

7. **Flüchtige oder ätherische Öle**, Duftstoffe der Blüten und Früchte, Anisöl, Pfeffermünzöl, Terpentinsöl usw.

8. **Harze**, und zwar: Weichharze (Tannenharz), Hartharze (Bernstein, Kopal, Schellack) und Federharze (Kautschuk und Guttapercha).

9. **Alkaloide**. Stickstoffhaltige, bitter schmeckende, mehr oder weniger giftige Stoffe, die alkalisch reagieren und sehr wichtige Arzneimittel liefern, z. B. Chinin und Kokain aus der Chinarinde, Morphin aus dem Opium, Atropin aus der Tollkirsche, Nikotin, Koffein (= Thein), Theobromin aus dem Kakao und Strichnin aus der Brechnuß.

10. **Glykoside**. Sie zerfallen durch Einwirkung von Säuren oder Fermenten unter Wasseraufnahme in Zucker (Glykose) und andere Stoffe. So spaltet sich das in bitteren Mandeln und Pflaumenkernen enthaltene Amygdalin in Traubenzucker, Bittermandelöl und Blausäure. Hierher gehören auch die Giftstoffe des Nachtschattens (Solamin) und des Fingerhuts (Digitalin).

Die chemischen Vorgänge, durch welche diese Pflanzenstoffe aus einfacheren Stoffen entstehen, bezeichnet man als **Assimilation** im weiteren Sinne oder Aufbau, während man unter Assimilation im engeren Sinne die Bildung von Stärke und Zucker aus Kohlenensäure und Wasser versteht. (Vgl. § 51, f.)

Die Vorgänge, durch welche umgekehrt die hochorganisierten Stoffe

wieder in einfache zerfallen, wie es bei den Oxydationen im lebenden Körper und bei der Verwesung geschieht, faßt man unter dem Begriff **Dissimilation** oder **Abbau** zusammen.

Bei der Assimilation wird in der Regel tätige Energie verbraucht und aufgespeichert, d. h. in ruhende verwandelt, während beim Abbau das Umgekehrte stattfindet.

§ 56.

Ernährung und Stoffwechsel des Menschen.**a) Die Nahrungsmittel.**

Wie in § 51, f gezeigt ist, bedürfen Mensch und Tier zu ihrer Ernährung der organischen Stoffe, welche die Pflanzen durch Assimilation erzeugen. Auch das Fleisch, welches wir genießen, ist im Stoffwechsel der Tiere aus pflanzlichen Stoffen hervorgegangen. **Mineralstoffe** nehmen wir in nur geringen Mengen zu uns, z. B. das **Kochsalz**. Die mineralischen Stoffe, die zum Aufbau der Knochen nötig sind, nämlich **Phosphorsäure** und **Kalk**, entnehmen wir hauptsächlich organischen Nahrungsmitteln. Von den Schwermetallen ist uns nur das **Eisen** unentbehrlich, da es zur Erzeugung des roten Blutfarbstoffes nötig ist. Der Bedarf an Eisen ist sehr gering. Er beträgt für einen Menschen von 70 kg Gewicht etwa 10 mg täglich.

Außer diesen Mineralstoffen kommen als notwendige Nährstoffe nur die **Eiweißstoffe**, **Kohlehydrate** (Stärkemehl und Zucker) und **Fette** in Betracht. Von diesen dienen die Eiweißstoffe hauptsächlich zum Aufbau des Körpers, die Kohlehydrate und Fette dagegen als Heizmittel, da sie durch ihre Verbrennung die für die Lebensfunktionen notwendige Betriebskraft und Wärme liefern. Dabei gehen sie in Kohlensäure und Wasser über.

Als **Energieträger** müssen sie hauptsächlich den Mehrbedarf an Nahrung decken, der durch starke körperliche Arbeit und durch Wärmeentziehung entsteht.

Fette und Kohlehydrate bestehen aus denselben Grundstoffen, nämlich Kohlenstoff, Wasserstoff und Sauerstoff, und können sich in der Zusammensetzung der Nahrung gegenseitig vertreten. Da nun aber die Fette im Verhältnis mehr brennbare Bestandteile, nämlich Kohlenstoff und Wasserstoff, enthalten, so ist ihr Heizwert und damit ihr Nahrungswert größer als derjenige der Kohlehydrate (§ 50, a).

Bei reichlicher Ernährung werden die aufgenommenen Kohlehydrate zum Teil in Fette verwandelt und im Fettgewebe, besonders im Bauchfell und in der Unterhaut, als Reservestoffe gespeichert.

Werden dem Körper dagegen nicht genügende Mengen von Kohlehydraten und Fetten zugeführt, so wird zunächst das aufgespeicherte Fett,

in zweiter Linie aber der Eiweißgehalt des Körpers verzehrt, um die Betriebskraft für die Körperfunktionen zu liefern. Diese Unterernährung hat daher eine Abmagerung zur Folge.

Man kann zwar, wenigstens für einige Zeit, die Kohlehydrate und Fette als Heizstoffe durch Proteine (Eiweißstoffe) ersetzen, bedarf dann aber außerordentlicher Mengen von diesen. So müßte man beispielsweise 2—2½ kg mageres Fleisch täglich zu sich nehmen, um den Nahrungsbedarf zu decken. Andererseits lassen sich die Eiweißstoffe nicht durch Kohlehydrate und Fette ersetzen, da diesen der Stickstoff fehlt, der zum Aufbau des Körpers nötig ist.

Daraus ergibt sich, daß eine aus Eiweißstoffen, Kohlehydraten, Fetten und Mineralstoffen gemischte Kost dem Nahrungsbedürfnis am besten genügt.

Man hat durch Versuche festgestellt, daß ein Erwachsener bei mittlerer Arbeit täglich mindestens 80—100 g Eiweiß, 60 g Fett und 500 g Kohlehydrate nötig hat.

Die folgende Übersicht nach Arendt-Doermer und König gibt die **Mittelwerte für den Nährstoffgehalt** der wichtigsten Nahrungsmittel und damit Anhaltspunkte für die zweckmäßige Zusammenstellung der Nahrung.

Zusammensetzung der wichtigsten Nahrungsmittel.

	Wasser	Nutzbare Nährstoffe		
		Eiweißkörper	Fette	Kohlehydrate
Magerfleisch von Warmblütlern	75	20	5	—
Schellfisch und Kablian	82	17	1	—
Hering, gesalzen	46	19	15	1
Hühnerrei	74	13	11	1
Vollmilch	87	4	4	5
Butter	13	1	84	1
Magerkäse	43	34	11	4
Fetter Käse (Schweizer und Holländer)	36	30	27	6
Schmalz und Palmöl	1	—	99	—
Trockne Hülsenfrüchte	14	23	2	56
Getreidemehl	15	11	1	72
Weißbrot	36	6	1	52
Roggenbrot	42	6	1	48
Zucker	1	—	—	99
Kartoffeln	75	2	1	20
Spargel	94	1	—	2
Pilze	90	3	—	4
Kohl	90	1	—	4
Frisches Obst (Apfel)	84	3	—	13

Vergleiche danach die tierischen mit den pflanzlichen Nahrungsmitteln in bezug auf den Gehalt an Nährstoffen, ferner das Brot mit den Kartoffeln und Gemüsen usw. Welchen Vorzug hat die Milch als Nahrungsmittel? Vergleiche ferner das Fleisch der Warmblütler mit dem Fischfleisch.

Was kosten 100 g Eiweiß in diesen beiden Fleischarten, im Magerkäse und in den Hülsenfrüchten, wenn der Preis für

1 kg mageres Fleisch ohne Knochen	= 2,50 Mark
1 kg Fischfleisch ohne Abfall (Kabliau, Schellfisch)	= 0,80 "
1 kg Magerkäse	= 1,20 "
1 kg Hülsenfrüchte	= 0,50 "

gesetzt wird?

Dabei ist nun aber zu berücksichtigen, daß der **Nährwert** oder **Nutzwert** nicht allein von der chemischen Zusammensetzung, sondern auch von der Verdaulichkeit der Nahrungsmittel abhängt, und daß man bei der Auswahl der Nahrungsmittel auch auf die Lebensweise, den Körperzustand und allerlei äußere Umstände Bedacht nehmen muß.

Das ist besonders zu bedenken bei der Frage, ob rein vegetarische oder gemischte Kost vorzuziehen ist. Wenn man nur die Zahlen der Tabelle entscheiden lassen wollte, würde man zu dem Ergebnis kommen, daß eine aus Hülsenfrüchten, Kartoffeln und Brot gemischte Kost vollauf genügen müßte, zumal da der geringe Fettgehalt dieser Stoffe durch ein Mehr an Kohlehydraten ausgeglichen würde. Auch würde eine derartige Kost den Vorzug der Billigkeit haben. Dem steht jedoch entgegen, daß 1. die Proteine der Hülsenfrüchte und des Getreides sehr viel weniger leicht verdaulich sind, also einen geringeren Nutzwert haben, als die des Fleisches, der Eier und der Milch, und 2. die Nahrung nur dann gut ausgenutzt wird, wenn sie mit Appetit gegessen wird, da die Verdauungsdrüsen nur dann ihre Schuldigkeit tun.

Um den Appetit und damit die Absonderung der Verdauungssäfte anzuregen, erhöht man die Schmachhaftigkeit der Nahrung durch die Hilfsmittel der Kochkunst. Den Nährstoffen fügt man noch **Gewürze** und **Genußmittel** hinzu. Zu den letzteren gehört auch die Fleischbrühe, deren Gehalt an Nährstoffen äußerst gering ist (2%). Die Bedeutung anderer Genußmittel, besonders der alkoholischen Getränke, des Kaffees und Tees liegt in der anregenden Wirkung, die sie auf das Nervensystem ausüben.

Sie alle enthalten Gifte, die, im Übermaß genossen, die Gesundheit untergraben (§ 46, a).

Das Kochsalz muß man zu den notwendigen Nährstoffen rechnen, da es für die Blutbildung und für die Erzeugung von Salzsäure im Magensaft gebraucht wird.

Erkläre die Begriffe: Nahrungsmittel, Nährstoffe, Nährwert oder Nutzwert und die Bedeutung der Mineralstoffe, Eiweißkörper, Kohlehydrate, Fette, Gewürze und Genußmittel für die Ernährung.

b) Die Verdauung.

Von der aufgenommenen Nahrung kommt nur das dem Körper zugute, was verdaut wird. Zur Verdauung gehört aber, daß 1. die Nahrung im Munde zerkaut und mit Speichel vermischt wird, 2. die im Wasser unlöslichen Nährstoffe verflüssigt oder in anderer Weise für die Aufnahme durch die Darmwand vorbereitet werden, und 3. die Nährstoffe in den Blutkreislauf übergeführt werden.

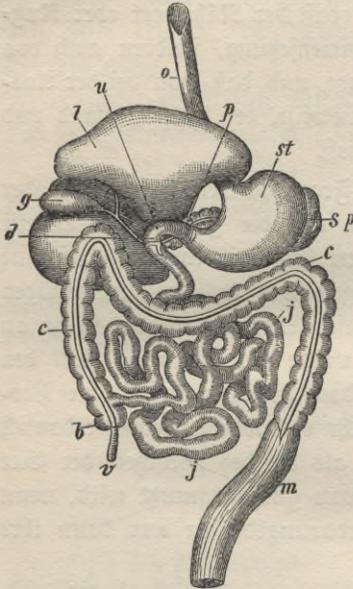


Fig. 66.

Schematische Darstellung der Verdauungsorgane: *o* Speiseröhre, *st* Magen, *u* Pfortner, *l* Leber, *g* Gallenblase, *p* Bauchspeicheldrüse, *sp* Milz, *d* Zwölffingerdarm, *j* Dünndarm, *b* Blinddarm, *v* wurmförmiger Fortsatz, *c* Dickdarm, *m* Mastdarm.

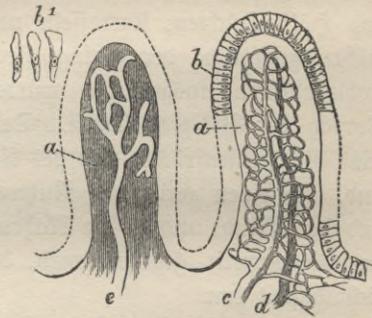


Fig. 67.

Zwei Darmzotten *a, a*, 50 mal vergrößert, *b* Epithelium, *b'* losgelöste Zellen desselben, *c* Arterie, *d* Vene mit dem verbindenden Kapillarnetz, *e* Chylusgefäß. (Nach Huxley.)

Von den wichtigeren Nährstoffen sind nur Zucker, Dextrin und Kochsalz im Wasser löslich.

Das **Stärke**mehl, das bei normaler Ernährung die Hauptmasse unserer Nahrung ausmacht, wird zum Teil durch ein im Mundspeichel enthaltenes Ferment (Ptyalin) in Zucker verwandelt. Diese Stärkeverdauung wird vollendet durch den von der Bauchspeicheldrüse oder Pankreas abgesonderten Bauchspeichel und den Darmsaft.

Die **Eiweißkörper** werden durch das im Magensaft enthaltene Pepsin und die Salzsäure in lösliche Peptone verwandelt. Der Magensaft reagiert

sauer. Das **Fett** wird nicht völlig zur Lösung gebracht, sondern durch Einwirkung der Galle, des alkalisch reagierenden Sekretes der Leber, und durch den Speichel in einen Zustand äußerst feiner Verteilung übergeführt. Die so entstehende „Emulsion“ kann durch die Darmzellen aufgenommen werden. An der Verfestigung des Darminhaltes sind auch die Darmbakterien beteiligt, die in Unmengen den Darm bevölkern.

Die **Aufnahme** oder Resorption der so vorbereiteten Nahrung beginnt im Magen und wird durch die Epithelzellen der Darmzotten (Fig. 66 und 67), die zu Millionen die Darmwand auskleiden, vollendet. Die milchige Flüssigkeit, welche die verdauten Nährstoffe enthält, tritt teils direkt durch Diffusion in die Blutgefäße oder Kapillaren der Darmwand ein, teils in die Chylusgefäße. Diese vereinigen sich zu einem Hauptstamme (Brustlymphstamm), der seinen Inhalt in die obere Hohlvene ergießt.

c) Die Ausscheidung der Stoffwechselprodukte.

Die Ausscheidung der Stoffwechselprodukte geschieht durch die Lungen (Kohlensäure und Wasser), die Schweißdrüsen und Talgdrüsen der Haut und die Nieren (Harnstoff = $\text{CO}(\text{NH}_2)_2$).

Die ausgeschiedenen Stoffe und die abgestorbenen Körper der Organismen werden durch die Verwesung unter Mitwirkung der Bakterien und des Sauerstoffs der Luft in einfache Stoffe zerlegt oder mineralisiert, und diese Verwesungsprodukte, zu denen in erster Linie Wasser, Kohlensäure, Ammoniak und Salze gehören, dienen den Pflanzen als Nahrung und treten damit wieder in den ewigen Kreislauf des Lebens ein.

Anhang.

Vorsichtsmaßregeln für die Ausführung der Versuche.

1. Stoffe, die leicht Sauerstoff abgeben, wie die Superoxyde von Natrium und Barium; Chlorate, Nitrate, Permanganate und Chromsäure, bilden mit leicht oxydierbaren Stoffen, z. B. Schwefel, Schwefelantimon, Metallen in Pulverform und organischen Stoffen sehr explosive Gemische.

Diese dürfen nur durch Zusammenschütteln oder durch Reiben mit der Hand hergestellt und nur in sehr geringen Mengen in den Versuchen verwandt werden. Bei der Mischung von chlorsaurem Kalium mit Braunstein hüte man sich vor der Verwendung unreinen Braunsteins und vor der Verwechslung mit ähnlichen Stoffen, z. B. Schwefelantimon oder Kohlepulver (Vorsicht beim Füllen und Etikettieren der Aufbewahrungsflaschen!)

2. Sauerstoff, Stickoxydul und Chlor geben mit Wasserstoff, Aethylen, Leuchtgas und anderen brennbaren Gasen ebenfalls explosive Gemenge, die man nur mit besonderer Vorsicht zur Entzündung bringen darf. Bei der Wasserstoffdarstellung aus Zink und Schwefelsäure darf man den Gasstrom erst entzünden, wenn die Vorprobe nach § 5, c reinen Wasserstoff ergeben hat.

3. Die Dämpfe von Aether, Benzin, Schwefelkohlenstoff, Benzol und Alkohol sind sehr feuergefährlich und geben mit der Luft explosive Gemische. Löse daher vor der Ausführung von Versuchen, bei denen diese Flüssigkeiten in größerer Menge gebraucht werden, die Flammen oder entferne die größeren Aufbewahrungsflaschen aus dem Bereiche der Flammen.

4. Bei Versuchen mit explosiblen Stoffen oder mit brennendem Phosphor stelle man eine Schutzscheibe aus Spiegelglas mit einem Holzfuß so auf den Experimentiertisch, daß die Schüler durch die Scheibe den Verlauf der Versuche beobachten können.

5. Bei der Zersetzung von Wasser und noch mehr von Säuren durch Natrium oder Kalium zerspringt das schwimmende Kügelchen oft so, daß das entstandene Alkali und Metallkügelchen umherspritzen. Man decke daher eine Glascheibe über die Schale, in der die Zersetzung stattfindet, und nehme die sorgfältig mit Fließpapier gereinigten und von Rinde befreiten Metallstückchen höchstens erbsengroß. Je länger das Metall unter Petroleum aufbewahrt ist, desto sorgfältiger muß es beim Gebrauch gereinigt werden.

6. Versuche mit brennbaren Flüssigkeiten werden am besten auf einem Eisenblech von etwa 80 cm Seitenlänge und mit 5 cm hohem Rande ausgeführt. Dasselbe Blech verwendet man bei Versuchen, die größere Mengen von Quecksilber erfordern, damit dieses nicht verschüttet wird.

7. Wenn trotz der Vorsichtsmaßregeln Flüssigkeiten wie Alkohol usw. in Brand geraten, so ersticke man die Flamme mit Sand und wollenen Decken, die im Lehrzimmer immer zur Hand sein müssen.

Als bestes Gegenmittel bei Verbrennungen verwendet man doppelkohlen-saures Natrium, das mit Wasser zu einem Brei angerührt, auf die verbrannten Hautstellen gebracht wird; jedoch ist dieses Mittel nur anzuwenden, solange sich noch keine offenen Wunden gebildet haben.

Ist dies der Fall, so behandelt man die verbrühte Haut besser mit Veinöl oder mit Bardeleben-scher Brandbinde. Auch diese Gegenmittel müssen im Lehrzimmer zur Hand sein.

8. Phosphor, Natrium, Kalium, Sublimat und Zyankalium dürfen nicht mit der Hand angefaßt werden.

Ebenso dürfen konzentrierte Schwefel- und Salpetersäure, Königswasser und die gebräuchlichen Lösungen von Sublimat und Zyankalium nicht mit der Haut in Berührung kommen, besonders nicht mit wunden Hautstellen.

9. Versuche, bei denen giftige Gase, wie Chlor, Kohlenoxyd, Stickstoffperoxyd, Blausäure, Phosphor- und Arsenwasserstoff, in die Luft gelangen könnten, dürfen nur im Freien oder unter gut ziehenden Abzügen ausgeführt werden.

Da die Schwefelsäure und das Zink, die zur Erzeugung von Wasserstoff dienen, oft Arsen enthalten, ist der Wasserstoff nicht selten mit dem äußerst giftigen Arsenwasserstoff gemischt. Man überzeuge sich deshalb, indem man eine Porzellanschale in die Wasserstoffflamme hält, ob das Gas rein ist.

Zu den giftigen Gasen gehört auch der Schwefelwasserstoff. Schon ein Gehalt von 0,1 % in der Luft kann verhängnisvoll wirken.

Man hüte sich ferner, in Flaschen mit Chlorwasser, Königswasser, Brom, Zyankalium, Phosphorkalzium und starker Ammoniaklösung unvorsichtig hineinzuriechen.

Um den Geruch von diesen Stoffen wahrzunehmen, fächelt man sich das aus der offenen Flasche entweichende Gas mit der Hand zu.

10. Beim unvorsichtigen Mischen von starken Säuren mit Laugen und besonders von starker Schwefelsäure mit wässrigen Lösungen oder mit festen Chloraten, Permanganaten und Alkalien tritt infolge der starken Wärmeentwicklung oft ein Verspritzen der Flüssigkeiten ein, wodurch die Augen oder die Haut leicht verätzt werden. Dasselbe geschieht unter Umständen beim Erhitzen von Schwefelsäure, Laugen und anderen Flüssigkeiten in Probierröhrchen. Dieses „Stoßen“ wird durch einige kleine Glasstückchen, die man auf den Boden des Probierrohres oder der Kochflasche bringt, verringert.

Sedenfalls halte man die Probierröhrchen beim Kochen immer so, daß die etwa herausgeschleuderte Flüssigkeit niemanden beschädigen kann. Sollte trotzdem eine Verätzung der Haut oder der Augen vorkommen, so wasche und spüle man diese gehörig mit Wasser.

Je länger man mit dem Auswaschen wartet, desto tiefer dringt die Verätzung ein, und desto langsamer heilen die Wunden.

11. Glasröhren, die verflüssigte Gase, z. B. Kohlenensäure, enthalten, müssen wegen der Explosionsgefahr sehr vorsichtig behandelt und vor plötzlichem Temperaturwechsel bewahrt werden.

Die Elemente, nach Gruppen geordnet, mit Symbolen und Atomgewichten.

A. Metalloide	B. Leichtmetalle	C. Schwermetalle
I. Sauerstoffgruppe Sauerstoff O 16 Schwefel S 32	I. Alkalimetalle Kalium K 39 Natrium Na 23 (Ammonium Am — metallähnliches Radikal)	I. Eisengruppe Eisen Fe 56 Chrom Cr 52 Mangan Mn 55 Nickel Ni 58,7 Zinn Zn 65,4
II. Halogene Chlor Cl 35,5 Brom Br 80 Jod J 127 Fluor F 19	II. Alkalische Erdmetalle Kalzium Ca 40 Barium Ba 137,4 Strontium Sr 87,6 Magnesium Mg 24,4	II. Bleigruppe Blei Pb 207 Kupfer Cu 63,6 Quecksilber Hg 200 Silber Ag 108
III. Stickstoff- Phosphorgruppe Stickstoff N 14 Argon A 40 Phosphor P 31 Arsen As 75 Antimon Sb 120	III. Aluminiumgruppe Aluminium Al 27 Thorium Th 232,5 Cerium Ce 140,3	III. Zinngruppe Zinn Sn 119 Gold Au 197 Platin Pt 195
IV. Kohlenstoffgruppe Kohlenstoff C 12 Kiesel Si 28,4 Bor B 11	Radium Ra 225	
V. Wasserstoffgruppe Wasserstoff H 1		

Alphabetisches Stichwortverzeichnis.

Abraumfalze 97, 101.
 Achat 88.
 Adular 90.
 Athan 138.
 Ather 143.
 Atherische Ole 164.
 Athylen 76, 136.
 Affinität 16.
 Aggregatzustände 41.
 Alabaſter 104.
 Alaun 107.
 Albumin 160.
 Alkalisalze 112.
 Alizarin 157.
 Alkaloide 164.
 Alkohole 139.
 Alkoholaradikale 138.
 Alkoholgärung 140.
 Alkoholische Getränke 141.
 Almandin 90.
 Aluminium 106.
 Aluminiumbronze 107.
 Aluminiumoxyd 107.
 Aluminiumhydroxyd 107.
 Amalgame 127.
 Ameisensäure 145.

Amethyst 88.
 Amidobenzol 159.
 Ammoniak 58.
 Ammonium 59.
 Ammoniumsälze 101.
 Amygdalin 164.
 Analyse 8.
 Anilin 159.
 Anthrazen 157.
 Anthrazit 73.
 Antimon 69.
 Apfelsäure 149.
 Aquamarin 90.
 Argon 57.
 Aromatische Verbindungen 157.
 Arrak 141.
 Arsen 67.
 Arsenige Säure 68.
 Asbest 90, 106.
 Aschenbestandteile der Pflanzen 162.
 Assimilation 85, 155.
 Atmung 10.
 Atomlehre 38.
 Atomgewichte 40, 41.

Atomgewichte, Tabelle 172.
 Aetkali 101.
 Ägnatron 96.
 Auerlicht 80, 112.
 Auflösung von Metallen 62.
 Aufschließen 91, 105.
 Augit 90, 106.
 Ausscheidung 169.
 Avogadroſche Hypothese 40.
 Azetate 146.
 Azetylen 76, 80, 150.
 Barium 102, 105.
 Basalt 90.
 Baſen 38.
 —, Formelbildung 44.
 Bauchspeichel 168.
 Becquerel 133.
 Beizen 107.
 Benzin 137.
 Benzoesäure 159.
 Benzol 158.
 Bergkriſtall 88.
 Berliner Blau 119, 161.
 Bernſteinſäure 149.
 Beryll 90.

- Berzelius 40.
 Bessmerverfahren 116.
 Beton 104.
 Bier 141.
 Binäre Verbindungen, Tabelle 94.
 Bittermandelöl 159.
 Blausäure 161.
 Blei 122.
 Bleiverbindungen 123.
 Bleiglätte 3, 123.
 Bleikammerverfahren 54.
 Blutfibrin 161.
 Blutlaugensalz 161.
 Blutserum 161.
 Bor 93.
 Borax 94.
 Bor säure 93.
 Brache 163.
 Brauntweimbrennerei 142.
 Braunkohle 74.
 Braunstein 120.
 Brom 33.
 Bromsilber 34, 129.
 Bronze 125.
 Brotbäckerei 142.
 Bunsenbrenner 80.
 Buntseife Bürette 6.
 Butan 138.
 Buttersäure 145, 148.
 Butylen 138.
Carneol 89.
 Chalzedon 89.
 Chlorsilber 100.
 Chinin 164.
 Chitin 161.
 Chlor 27.
 —, bleichende Wirkung 29.
 —, Darstellung 27.
 —, Eigenschaften 31.
 Chlortalium 101.
 Chloralkali 105.
 Chlornatrium 97.
 —, Darstellung 36.
 Chlorwasser 30.
 Chlorwasserstoff 31.
 Chlor Silber 129.
 Chrom 121.
 Chromgelb 121, 124.
 Chromsäure 121.
 Chrysothras 89.
 Cetylus 168.
 Curie 133.
Daguerre 130.
 Dalton 38.
 Dichte von Gasen 35, 41.
 Daniell'scher Hahn 21.
 Darmsaft 168.
 Darmzotten 169.
 Dabysche Lampe 81.
 Democrit 40.
 Denaturierter Alkohol 139.
 Desinfektion 53.
 Destillation 142.
 Dextrin 154.
 Diamant 69.
 Diastase 141.
 Diatomeenerde 89.
 Dolomit 106.
 Doppeltkohlensaures Natrium 99.
 Drüsen 89.
 Düngung 163.
 Dynamit 89.
Ebelgase 57.
 Eier 166.
 Eisen 112.
 Eisenverbindungen 118.
 Eisengehalt des Wassers 26.
 Eisessig 144.
 Eiweißstoffe 160.
 Elemente 8.
 —, Tabelle 172.
 Elektrolyse der Salzsäure 27.
 Elektrolyse des Wassers 16.
 Emanation 134.
 Energie 15.
 —, strahlende 133.
 Erdmetalle 89.
 Erhaltung der Energie 15.
 Entwickler 129.
 Entzündungstemperatur 16, 81.
 Enzyme 141.
 Erdöl 137.
 Erdwachs 138.
 Ernährung des Menschen 165.
 Ernährung der Pflanzen 162.
 Essigsäure 144.
 Ester 146.
 Eudiometerversuch 21.
Färberei 107.
 Farblos 107.
 Fasertoffe 154.
 Fäulnis 160.
 Fayence 109.
 Feldspat 89, 108.
 Fermente 141.
 Fette 146, 164.
 Fette als Nährstoffe 165.
 Fettsäuren 144.
 Feuerstein 89.
 Fibrin 161.
 Flammenbildung 79.
 Fleisch als Nahrungsmittel 166.
 Fleischbrühe 167.
 Flint 89.
 Fluor 34.
 Flußsäure 35.
 Formaren 41.
 Formelbildung 42.
 —, von Gasen 44.
 —, binärer Verbindungen 42.
 —, von Reaktionen 45.
 —, von Salzen 45.
 —, von Säuren 44.
 Fraktionierte Destillation 137.
 Fuselöl 142.
Gärung 140.
 Galle 169.
 Galvanoplastik 125.
 Gaswasser 60, 77.
 Gasglühlicht 80, 112.
 Gelöschter Kalk 103.
 Gemenge und Verbindung 26.
 Generatorofen 87.
 Genußmittel 167.
 Gerbstoffe 164.
 Glycerinzucker 152.
 Gesetz der Erhaltung des Stoffes usw. 15.
 Gesetz der konstanten Verbindungs-gewichte 27, 39.
 Gesteine 90.
 Gewichtsverhältnisse in chem. Verbindungen 27.
 Gewürze 167.
 Gips 104.
 Glaubersalz 100.
 Glas 92.
 Glasuren 108, 109.
 Glimmer 90, 106.
 Müßstrumpf 80, 112.
 Glykose 151.
 Glykoxide 164.
 Glyzerin 144, 148.
 Gneis 96.
 Gold 131.
 —, Auflösung 62.
 Gradierwerk 98.
 Granat 90, 108.
 Granit 90.
 Graphit 70.
 Grubengas 76.
 Grundgesetze 15, 26, 38.
 Grünspan 125.
 Grundstoffe 8.
 Grundwasser 25, 108.
 Guano 163.
 Gummi arabicum 153.
 Guttapercha 164.
Halbedelsteine 88.
 Härte des Wassers 25, 148.
 Halogene 27.
 Hammerschlag 3, 9.
 Harnstoff 169.

- Harze 164.
 Hefe 141.
 Heizkraft der Brennstoffe 74.
 Heizstoffe 74.
 Heliotrop 89.
 Hirschkornsalz 60.
 Höhlenbildung 103.
 Hochofen 113.
 Hoffmannscher Apparat 16.
 Hüllenstein 128.
 Homologe Reihen 138.
 Holzessig 71.
 Holzgeist 142.
 Holzogle 71.
 Holzteer 71.
 Horn 161.
 Hornblende 95, 106.
 Hülsenfrüchte 161, 166.
 Hundsgrotte 85.
 Hydrochinon 159.
 Hydroxyde 38, 135.
 Hydroxyl 44.
 Hypothese v. Avogadro 40.
I
 Iaspis 89.
 Iod 34.
 Jodsalzstärkepapier 34.
 Jodprobe 155.
 Jodwasserstoff 34.
K
 Kaffee 167.
 Kainit 101, 163.
 Kali 101.
 Kalibündung 163.
 Kaliglas 93.
 Kalilauge 101.
 Kalisalze 101, 163.
 Kalium 101.
 Kaliumpermanganat 120.
 Kalk 102.
 —, gebrannter 103.
 —, gelblicher 103.
 Kalksalpeter 61.
 Kalkspat 102.
 Kalkstein 102.
 Kalkwasser 103.
 Kalomel 127.
 Kalorien 74.
 Kalzium 102.
 Kalziumhydroxyd 103.
 Kalziumkarbid 105.
 Kalziumkarbonat 102.
 Kalziumoxyd 103.
 Kalziumphosphat 76, 163.
 Kalziumsulfat 104.
 Kandi 152.
 Kaolin 108.
 Karamel 152.
 Karbolsäure 157.
 Karboxylgruppe 146.
 Kartoffelsprit 142.
 Kartoffelstärke 153.
 Kasein 149, 161.
 Käsestoff 149, 161.
 Katalytische Wirkungen 132.
 Katzenauge 88.
 Kautschuk 164.
 Kernseife 148.
 Keramik 108.
 Kieselgur 89.
 Kiesel säure 87, 91.
 Kieselzinter 88.
 Kiefer 161.
 Kiesel säure 149.
 Knallgas 21.
 Knallgasgebläse 22.
 Knochenmehl 163.
 Kobalt 120.
 Kochsalz 97.
 —, Darstellung 36.
 —, Eigenschaften 98.
 —, als Nahrungsmittel 167.
 Kognak 142.
 Kohle 70.
 —, als Reduktionsmittel 72.
 —, Entstehung 73.
 —, als Energiequelle 74.
 Kohlehydrate 150.
 —, im Stoffwechsel 155, 164.
 Kohlendioxyd f. Kohlen säure 81.
 Kohlenoxyd 87.
 Kohlen säure 81.
 —, Assimilation 85, 155.
 Kohlen säure-Darstellung 81, 103.
 —, flüssige und feste 83.
 —, Reduktion 83.
 —, Vorkommen 57, 85.
 Kohlen saurer Kalk 102.
 Kohlenstoff 69.
 —, Kreislauf in der Natur 85.
 Kohlenwasserstoffe 75, 136.
 —, Formeln 150.
 Kokain 164.
 Koks 78.
 Kolobium 155.
 Königswasser 62.
 Kornbranntwein 142.
 Korund 107.
 Krapp 158.
 Kreide 102.
 Kristallwasser 99.
 Kritische Temperatur 83.
 Kupfer 124.
 Kupferlegierungen 125.
 Kupferverbindungen 126.
 Kupfer vitriol 126.
L
 Lab 149.
 Lachgas 63.
 Laktose 152.
 Lapis lazuli 90.
 Laugen 38, 97.
 Lavoisier 14, 38.
 Legumin 161.
 Lehm 90, 108.
 Leichtmetalle 96.
 —, Tabelle 112.
 Leimsubstanz 161.
 Leinöl 146.
 Letternmetall 69.
 Leuchtgas 76, 71.
 Luft, atmosphärische 56.
 —, Bindung des Sauerstoffs 5, 10.
 —, Einwirkung auf Metalle 4.
 —, flüssige 57.
 Luftsalpeter 61.
 —, als Düngemittel 163.
M
 Magen saft 168.
 Magnesium 106.
 Magnesia 3, 105.
 Magnesium 105.
 Magnesiumverbindungen 106.
 Magneteisen 113.
 Maische 142.
 Majorana 109.
 Maltose 152.
 Malz 141.
 Malz zucker 152.
 Mangan 120.
 Mangansuperoxyd 120.
 Margarine 147.
 Marienglas 104.
 Masut 137.
 Meerschaum 90.
 Meerwasser 97.
 Mergel 90, 102, 108.
 Mergelbündung 163.
 Messing 125.
 Metalle 96.
 —, Auflösung in Säuren 18, 37, 47.
 —, Drydbildung 2, 8, 14.
 —, physikal. Eigenschaften 1.
 —, Tabellen 112, 135.
 —, Wasserzerlegung 17, 47.
 Metalloide, Tabelle 94.
 Methan 75, 136.
 Methanreihe 138, 150.
 Methyl 138.
 Methylalkohol 142.
 Milch 161, 166.
 Milchsäure 149.
 Milchsucker 152.
 Mineralien und Gesteine 90.
 Mineräldünger 163.
 Molekel 41.
 Mörten 104.
 Most 141.
 Multiple Verhältnisse 27, 39.
 Muskelfaserstoff 161.

- Nährstoffe der Pflanzen** 162.
 Nährsalzlösung 156.
 Nahrungsmittel 165.
 Nährwert 167.
 Naphtha 137.
 Naphthalin 157.
 Natrium 2, 96.
 Natriumbicarbonat 99.
 Natriumhydroxyd 96.
 Natriumcarbonat 99.
 Natriumsulfat 100.
 Natron (Natriatron) 96.
 Natronlauge 96.
 Natronsalpeter 100.
 Neusilber 125.
 Neutralisation 36, 47.
 Nickel 120.
 Nieren 169.
 Nitrate 62.
 Nitrobenzol 159.
 Nitrozellulose 155.
- Öle** 146, 164.
 Ölsäure 148.
 Olivin 106.
 Onyx 89.
 Opal 88.
 Organische Chemie 136.
 Orthokieselsäure 91.
 Oxalsäure 149.
 Oxydation, langsame und
 dunkle 10.
 —, von Metallen 2.
 —, von Metalloiden 9.
 —, im reinen Sauerstoff 9.
 —, im Tierkörper 11.
 —, unvollständige 11.
 Oxyde, Formelbildung 43.
 —, des Arsens 68.
 —, des Kohlenstoffs 81.
 —, der Leichtmetalle 112.
 —, der Schwermetalle 135.
 —, des Phosphors 66.
 —, des Schwefels 52.
 —, des Siliziums 87.
 —, des Stickstoffs 63.
 —, Tabelle 94.
 Oyon 13.
- Palmitinsäure** 145.
 Palmöl 147.
 Papier 154.
 Paraffin 137.
 Patina 124.
 Pechblende 133.
 Pepsin 168.
 Pepton 161, 168.
 Petroleum 137.
 Pflanzenernährung 162.
 Pflanzenfaser 154.
 Pflanzenstoffe 164.
- Phenol** 157.
 Phosphate 66, 105.
 —, als Düngemittel 163.
 Phosphor 64.
 Phosphor-Verwendung 65.
 Phosphorsäuren 66.
 Phosphorwasserstoff 65.
 Phlogiston 13.
 Photographie 128.
 Pikrinsäure 159.
 Platin 132.
 Porphyhr 90.
 Porzellan 108.
 Pottasche 101.
 Propan 138.
 Propionsäure 150.
 Proteine 160.
 —, als Nährstoffe 165.
 Protoplasma 160.
 Pyalin 168.
- Quarz** 88.
 Quarzfels 90.
 Quecksilber 126.
 Quecksilberoxyd 7, 127.
- Radium** 133.
 Rabitate 42, 59.
 Raffinade 152.
 Ramsay 134.
 Raseneisenerz 113.
 Rauchquarz 88.
 Reduktion durch Elektrizität
 16, 106.
 —, durch Erhitzen 7.
 —, durch Kohle 72, 113.
 —, durch Metalle 16, 18, 83.
 —, durch Wasserstoff 4.
 Regenwasser 25.
 Rosten 122.
 Roheisen 115.
 Rohpetroleum 137.
 Rohrzucker 152.
 Rotenstein 113.
 Rubin 107.
 Rübenzucker 152.
 Rum 142.
- Saccharose** 152.
 Säuerlinge 85.
 Säureanhydride 95.
 Säuren 37.
 —, Darstellung durch Syn-
 these 10.
 —, Formelbildung 44.
 —, organische 144, 149, 150.
 —, Tabelle 95.
 —, Zersetzung durch Metalle
 18.
 Säurereste 44.
 Salinenbetrieb 97.
- Salizylsäure** 159.
 Salmiak 59.
 Salmiakgeist 59.
 Salpeter 100.
 Salpeterdüngung 163.
 Salpeterlager 63, 100.
 Salpetersäure 61.
 Salpetrige Säure 63.
 Salze 36.
 —, Benennung 37.
 —, Entstehung 36.
 —, Formelbildung 45.
 —, Tabelle 112.
 Salzlager 97.
 Salzsäure 31.
 —, Elektrolyse 27.
 —, Formel 43.
 Sameneiweiß 161.
 Sand 88.
 Saphir 107.
 Sauerstoff 7, 12.
 Sauerstoffsäuren, Tabelle 95.
 Sauerteig 142.
 Schamotte 109.
 Schaumwein 141.
 Scheele 14.
 Scheidewasser 62.
 Schellack 164.
 Scherbenkobalt 67.
 Schießbaumwolle 155.
 Schladen 114.
 Schlagende Wetter 76.
 Schmarozerpflanzen 163.
 Schmiebeeisen 115.
 Schmieröl 137.
 Schmierseife 147.
 Schnellot 130.
 Schwefel 48.
 Schwefeläther 143.
 Schwefelblumen 48.
 Schwefeldioxyd 52.
 Schwefeleisen 26, 118.
 Schwefelkohlenstoff 51.
 Schwefelsäure 53.
 —, Anhydrid 54.
 —, Verwendung und Vor-
 kommen 56.
 Schwefeltrioxyd 54.
 Schwefelwasserstoff 50.
 Schweflige Säure 52.
 —, Synthese 10.
 Schweinfurter Grün 69, 126.
 Schwermetalle 112.
 —, Dryde und Hydroxyde 43.
 —, Tabelle 135.
 Schwerpat 105.
 Seefalz 97.
 Seife 147.
 Selterwasser 86.
 Serpentin 90, 106.
 Silber 128.

- Silberblek 123.
 Silberzege 128.
 Silberverbindungen 128.
 Silbete 89.
 Silizium 87.
 Smaragd 90.
 Smirgel 107.
 Soda 99.
 Speichel 168.
 Spiritus 142.
 Spirituosen 142.
 Sprit 142.
 Stärke 153.
 —, Entfegung 75, 155.
 —, als Nahrungsmittel 165.
 Stärkcgummi 154.
 Stärkcleistcr 153.
 Stärkemehl 153.
 Stärkezucker 151.
 Stahl 115.
 Stanniol 130.
 Stearin 147.
 Stearinsäure 146, 148.
 Steingut 109.
 Steinkohle 73.
 Steinkohlenteer 78, 156.
 Steinöl 137.
 Steinsalz 97.
 Steinzeug 109.
 Stickoxyd 63.
 Stickstoff 57.
 Stickstoffdioxid 63.
 Stickstoffdüngung 163.
 Stickstoffammler 162.
 Stöchiometrie 42.
 Stöchiometrische Aufgaben 47.
 Stoffwechsel der Pflanzen 155, 162.
 Stoffwechsel der Tiere und des Menschen 156, 165.
 Streichhölzer 65.
 Strontiumverbindungen 105.
 Strychnin 164.
 Stukatur 104.
 Sublimation 34.
 Sulfate 56.
 Sulfide 50.
 Sumpfgas 75, 138.
 Superphosphat 105.
 Superphosphatdüngung 163.
 Sympathetische Tinte 120.
 Synthese 8.
 —, der Salpetersäure 60.
 —, des Wassers 21.
 Tall 90, 106.
 Tee 167.
 Teer 78, 157.
 Teerfarben 157.
 Terpentiu 164.
 Terrakotta 109.
 Theobromin 164.
 Thermit 107.
 Thomaschlacke 116.
 Thomasmehl 163.
 Thorerde 112.
 Tigerauge 88.
 Tinte 119.
 Toluol 154.
 Ton 89, 108.
 Tonerde 107.
 Tonstiefer 90.
 Tonwaren 109.
 Topas 90.
 Torf 73, 74.
 Traubenzucker 151.
 Trinkwasser 25.
 Trockne Destillation 70.
 Turmalin 108.
Überfättigung 100.
 Untersalpetersäure 63.
 Unvollkommene Verbrennung 12.
 —, der Kohle 86.
 Uranpechblende 133.
Wafelin 137.
 Verbindung und Gemenge 26.
 Verbindungsgewichte 26, 38.
 Verbrennungswärme 16, 74.
 —, der Nahrungsmittel 165.
 Verdauung 168.
 Versteinerungen 89.
 Verwandtschaft 16.
 Verwesung 12, 169.
 Vitriole 119.
Wasser 16.
 —, Bedeutung für die Lebewesen 25.
 Wasser, Darstellung (Synthese) 21.
 —, Elektrolyse 16.
 —, Formelbildung 45.
 —, Kreislauf 25.
 —, Physikalisches Verhalten 23.
 —, Zerlegung durch Metalle 17.
 Wasserglas 91.
 Wassermörtel 104.
 Wasserstoff 16.
 —, Eigenschaften 21.
 Wasserstoffsäuren 33.
 Wasserstoffverbindungen, Tabelle 94.
 Wasserstoffsuperoxyd 23.
 Wein 141.
 Weinessig 144.
 Weingeist 139.
 Weinsäure 149.
 Weißblech 130.
 Wertigkeit 42.
 Würze 142.
Xylol 157.
 Zellstoff oder Zellulose 154.
 Zelluloid 155.
 Zement 104.
 Zerde 112.
 Zersin 138.
 Zink 121.
 Zinkerze 122.
 Zinkvitriol 122.
 Zinkweiß 122.
 Zink und Schwefelsäure 18.
 Zinn 130.
 Zinnfolie 130.
 Zinnstein 131.
 Zinnober 127.
 Zitronensäure 150.
 Zucker 151.
 Zuckerkulör 152.
 Zuckcrfabrikation 152.
 Zuckersirup 152.
 Zündhölzer 65.
 Zyan 161.
 Zyanalium 161.
 Zyanwasserstoff 161.

Überfichten: Binäre Verbindungen der Metalloide 94.
 Die Sauerstoffsäuren und ihre Salze 95.
 Die Leichtmetalle und ihre Verbindungen 112.
 Die Schwermetalle, ihre Oxyde und Hydroxyde 135.
 Alkohole, Kohlenwasserstoffe, Fettsäuren 150.
 Nahrungsmittel 166.
 Die Elemente, nach Gruppen geordnet 172.

S-96



Biblioteka Politechniki Krakowskiej



10000294392