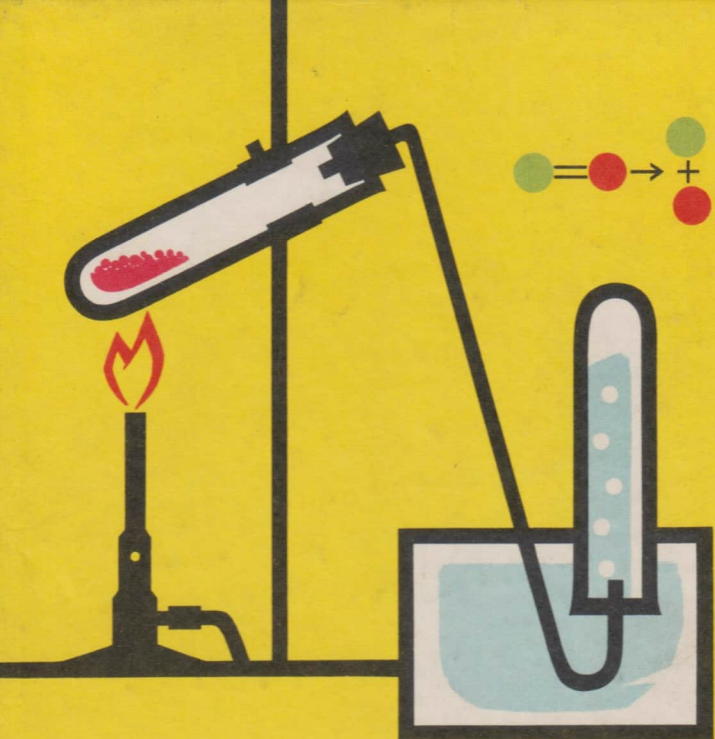




CHEMIE

SIEBENTES SCHULJAHR

CHEMIE

EIN LEHRBUCH
FÜR DAS SIEBENTE SCHULJAHR

Ausgabe 1958
mit einem Anhang



VOLK UND WISSEN VOLKSEIGENER VERLAG BERLIN

1967

Die Manuskripte für dieses Lehrbuch verfaßten
Heinz Meusel und Oberlehrer Dr. Gerhard Meyendorf

Das Lehrbuch wurde im Schuljahr 1956/57 in
50 Schulen der Deutschen Demokratischen Re-
publik erprobt und nach Vorschlägen von über
100 Pädagogischen Kreiskabinetten sowie zahl-
reichen Lehrern bearbeitet von

Klaus Sommer und Hans Thomassen

Das Lehrbuch enthält einen Anhang, der die vom
Lehrplan zusätzlich geforderten Themen umfaßt.

Vom Ministerium für Volksbildung der Deutschen
Demokratischen Republik als Schulbuch bestätigt.

Redaktionsschluß: 25. Juli 1966

ES 11 H · Bestell-Nr. 03 07 07-8 · Preis: 2,55 · Lizenz Nr. 203 · 1000/66 (UN)

Satz: B. G. Teubner, Leipzig (III/18/154)

Druck: LVZ-Druckerei „Hermann Duncker“, Leipzig (III/18/138)

Inhalt

1. Kapitel: Stoffe — Stoffveränderungen

Körper und Stoffe	5
Eigenschaften der Stoffe	6
Physikalische und chemische Vorgänge	7
Chemie — überall Chemie	8
Aus der Geschichte der Chemie	9
Unsere chemische Industrie	11
Wie der Chemiker arbeitet	13
Wiederholungsfragen und Aufgaben	15

2. Kapitel: Der Verbrennungsvorgang

Verbrennung von Metallen	16
Bedeutung der Luft für den Verbrennungsvorgang	18
Woraus besteht die Luft?	19
Die Verbrennung — eine Oxydation	20
Sauerstoff	22
Entzünden und Unterhalten von Feuer	28
Brandschutz und Brandbekämpfung	30
Gasbrenner und Spiritusbrenner	33
Wiederholungsfragen und Aufgaben	35

3. Kapitel: Chemische Grundbegriffe

Chemische Grundstoffe — chemische Verbindungen — Gemenge	36
Moleküle und Atome	41
Die Zeichensprache des Chemikers	43
Wertigkeit der Elemente	46
Chemische Gleichungen	50
Vereinigung und Zerlegung von Stoffen	52
Das Gesetz von der Erhaltung der Masse	53
Wiederholungsfragen und Aufgaben	55

4. Kapitel: Der Reduktionsvorgang

Bindungsbestreben	56
Reduktion	57
Reduktion — Oxydation	58
Reduktion von Metalloxiden durch Metalle	59
Aluminothermisches Schweißen	61
Wiederholungsfragen und Aufgaben	64

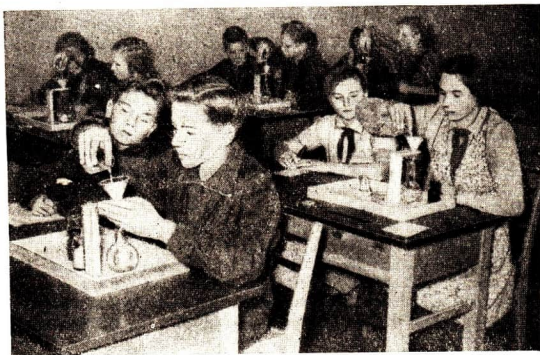
5. Kapitel: Wasser — Wasserstoff

Wasser in der Natur	65
Wassergewinnung	67
Wasser als Lösungsmittel	68

Wasser in der Technik	74
Zusammensetzung des Wassers	78
Eigenschaften des Wasserstoffs	80
Wasserstoff als Reduktionsmittel	82
Edle und unedle Metalle	84
Verwendung des Wasserstoffs	85
Wiederholungsfragen und Aufgaben	89
6. Kapitel: Hydroxide	
Die unedlen Metalle Natrium, Kalium und Kalzium	90
Reaktion von Metalloxiden mit Wasser	92
Einige wichtige Hydroxide	96
Wiederholungsfragen und Aufgaben	98
7. Kapitel: Säuren	
Reaktion von Nichtmetalloxiden mit Wasser	99
Einige wichtige Säuren	102
Wiederholungsfragen und Aufgaben	105
8. Kapitel: Salze	
Salzbildung aus Metall und Säure	106
Salzbildung aus Metalloxid und Säure	111
Salzbildung aus Hydroxid und Säure	112
Die wirtschaftliche Bedeutung der Salze	115
Hydroxide, Säuren und Salze — drei wichtige Stoffgruppen	117
Wiederholungsfragen und Aufgaben	118
Zusammenfassung des Jahresstoffes	119
Schülerversuche	124
Die wichtigsten Laboratoriumsgeräte	133
Einige wichtige Elemente	138
Sach- und Namenregister	139
Anhang	141



Versuche, die mit diesem Gefahrenhinweis gekennzeichnet sind, müssen mit besonderer Vorsicht durchgeführt werden!



Chemieunterricht: Schüler beim Experimentieren

Zahlreiche Stoffe und die verschiedensten Vorgänge werden wir im Chemieunterricht untersuchen. Dabei wird der Versuch eine große Rolle spielen. Chemische Versuche erfordern wohlüberlegte Vorbereitungen, sorgfältige und vorsichtige Durchführung und aufmerksame Beobachtung.

1. KAPITEL

Stoffe – Stoffveränderungen

Körper und Stoffe

Im Physik- und Mathematikunterricht haben wir uns mit den verschiedensten Körpern beschäftigt. Dabei interessierte uns vor allem die äußere Form der Körper und ihre Veränderung. So haben wir im Mathematikunterricht Würfel, Quader und Zylinder kennengelernt. Im Physikunterricht untersuchten wir zum Beispiel, wie durch den Einfluß einer Kraft verschiedene Federarten ihre Form ändern.

Im Chemieunterricht werden wir uns mit den Stoffen beschäftigen, aus denen sich die Körper zusammensetzen. Viele Körper bestehen nur aus einem einzigen Stoff, andere hingegen aus mehreren. So besteht zum Beispiel der Nagel aus dem Stoff Stahl, der Hammer aus Stahl und Holz, der Eimer aus Stahl und Emaille, das Fenster aus Holz, Stahl, Glas und den vielerlei Stoffen, aus denen sich der Anstrich zusammensetzt.

Alle Körper bestehen aus Stoffen. Körper sind geformte Stoffe.

Eigenschaften der Stoffe

Wie können wir nun feststellen, aus welchem Stoff ein Körper besteht? Wie lassen sich die verschiedenen Stoffe voneinander unterscheiden?

Wir betrachten die Oberfläche von verschiedenen Körpern aus Eisen, Kupfer, Holz und Pappe. Dabei stellen wir die unterschiedlichen Farben dieser Stoffe fest. Versuchen wir, die Oberfläche eines Aluminiumblechstreifens mit einer Ecke eines Eisenblechstreifens zu ritzen, so können wir auf dem Aluminium sehr leicht Kratzer anbringen. Das gelingt uns aber nicht, wenn wir das Eisenblech mit dem Aluminiumstreifen ritzen wollen. Eisen ist härter als Aluminium. **Farbe** und **Härte** sind Eigenschaften, durch die die Stoffe gekennzeichnet sind. Außer diesen beiden gibt es noch weitere Eigenschaften, die zur Unterscheidung der Stoffe dienen können. So haben zum Beispiel Eisen und Aluminium einen besonderen **Glanz**, eine Eigenschaft, die wir bei allen Metallen finden. Man spricht daher auch vom Metallglanz.

Eine weitere Eigenschaft der Stoffe ist die unterschiedliche **Masse**, die gleich große Körper aus verschiedenen Stoffen aufweisen. Nehmen wir zum Beispiel gleich große Würfel aus Aluminium, Eisen und Holz in die Hand, dann stellen wir fest, daß der Aluminiumwürfel leichter ist als der Eisenwürfel. Er ist jedoch schwerer als der Holzwürfel.

Viele Stoffe kann man bereits an ihrem ausgeprägten **Geruch** erkennen (Essig, Salmiakgeist, Teer, Benzin, Spiritus, Gummi, Leder). Andere Stoffe haben einen besonderen **Geschmack** (Kochsalz, Zucker). Wollen wir einen Stoff auf seinen Geschmack prüfen, so müssen wir aber stets bedenken, daß sehr viele Stoffe giftig oder gesundheitsschädigend sind. Wir dürfen daher nur dann den Geschmack von Stoffen prüfen, wenn wir genau wissen, daß der zu untersuchende Stoff ungefährlich ist.

Die Stoffe können an ihren Eigenschaften erkannt werden. Solche Eigenschaften sind Farbe, Härte, Glanz, Geruch und Geschmack.

In der folgenden Tabelle sind einige Eigenschaften allgemein bekannter Stoffe zusammengestellt.

Tabelle 1. Eigenschaften einiger bekannter Stoffe

	Eisen	Kupfer	Zucker (Raffinade)	Essig
Farbe	silbergrau	rotbraun	weiß	farblos
Härte	härter als Aluminium	weicher als Eisen	—	—
Glanz	glänzend	glänzend	—	—
Geruch	geruchlos	geruchlos	geruchlos	stechend
Weitere Eigenschaften	wird von einem Magneten angezogen	—	schmeckt süß, ist spröde	schmeckt sauer

Nicht bei allen Stoffen kann man etwas über jede der von uns genannten Eigenschaften aussagen, aber oft genügen schon wenige, um einen Stoff zu erkennen.

Physikalische und chemische Vorgänge

1. Physikalische Vorgänge. Bleiben die Eigenschaften der Stoffe auch dann erhalten, wenn sich ihre äußere Form ändert? Wir führen zur Beantwortung dieser Frage einige Versuche durch!

Versuch 1: *In einer Reibschale werden einige Zuckerkristalle zerrieben (Abb. 1). Untersuche die Eigenschaften des zerriebenen Zuckers! Was stellst du fest?*



Abb. 1 Zerreiben von Zucker in der Reibschale

Versuch 2: *Wir geben einige Stückchen Kerzenmasse in einen Porzellantiegel und erhitzen vorsichtig. Wenn die Kerzenmasse geschmolzen ist, wird sie auf eine Unterlage gegossen.*

Untersuche nach dem Erkalten die Eigenschaften des Stoffes!

Bei diesen Versuchen haben wir die Form beziehungsweise den Aggregatzustand, in dem sich die Stoffe befanden, verändert. Die Eigenschaften, an denen wir die Stoffe erkannten, sind jedoch erhalten geblieben.

Vorgänge, bei denen die Form oder der Aggregatzustand eines Stoffes verändert wird, bezeichnet man als physikalische Vorgänge. Wichtige Eigenschaften, an denen der Stoff erkannt werden kann, bleiben bei diesen Vorgängen erhalten.

Im Physikunterricht haben wir bereits eine Reihe von physikalischen Vorgängen kennengelernt. Der Übergang von einem Aggregatzustand in den anderen ist ein physikalischer Vorgang, ebenso die Verdrängung eines Körpers durch einen anderen oder die Ausdehnung der Körper bei Erwärmung.

2. Chemische Vorgänge. Können wir aber auch die Eigenschaften der Stoffe verändern? Wieder führen wir einige Versuche durch:

Versuch 3: *Ein Reagenzglas wird zu einem Viertel mit Zucker gefüllt und über der Flamme eines Brenners langsam erhitzt (Abb. 2). Prüfe Farbe und Geruch des erhitzten Zuckers! Da viele Stoffe giftig sind, führen wir die Geruchsprüfung stets so durch, daß wir uns die zu prüfenden Dämpfe mit der Hand zufächeln (Abb. 3).*

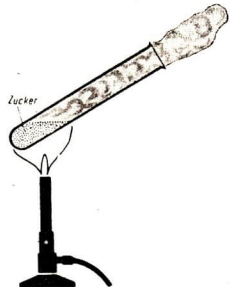


Abb. 2 Erhitzen von Zucker im Reagenzglas

Der weiße Zucker schmilzt und geht dann in eine braune, zähe und klebrige Masse über, die schließlich



Abb. 3 Durchführung einer Geruchsprobe

verkrustet und sich schwarz färbt. Bei diesem Vorgang entweichen Dämpfe, die wir entzünden können. Je dunkler die Masse wird, desto unangenehmer wird der Geruch der Dämpfe. An dem zurückgebliebenen Stoff ist der Geschmack des Zuckers nicht mehr wahrnehmbar.

Einen ähnlichen Versuch führen wir mit Magnesium durch. Magnesium ist ein silberweißes Metall. Es ist verhältnismäßig spröde und zählt wie das Aluminium zu den Leichtmetallen.



Abb. 4 Verbrennen eines Magnesiumspans



Versuch 4: Über einer Abdampfschale wird ein Magnesiumspan entzündet (Abb. 4). Beobachte den Span! Schütze dabei deine Augen durch ein dunkles Glas! Untersuche den Stoff, der nach der Verbrennung des Magnesiums zurückbleibt! Welche Eigenschaften kannst du feststellen?

Bei beiden Versuchen änderten sich die Eigenschaften der Stoffe. Der Stoff Zucker wurde in eine schwarze, spröde, bitter schmeckende Masse umgewandelt; aus dem Metall Magnesium entstand ein weißes Pulver. Die Ausgangsstoffe wurden in andere Stoffe mit neuen Eigenschaften umgewandelt.

Vorgänge, bei denen Stoffe mit neuen Eigenschaften entstehen, nennt man chemische Vorgänge oder chemische Reaktionen.

Chemie — überall Chemie

Chemische Vorgänge können wir täglich in unserer Umgebung beobachten. Im Ofen und im Kochherd verbrennen wir Holz und Kohle und nutzen die beim Verbrennungsvorgang entstehende Wärme aus. Unsere Nahrungsmittel werden durch die Zubereitung meist in ihren stofflichen Eigenschaften verändert. Sie werden leichter verdaulich und erhalten einen appetitanregenden Geschmack und Geruch. Beim Backen, beim Braten und beim Kochen von Speisen laufen chemische Vorgänge ab. Manchmal treten dabei auch unerwünschte Stoffumwandlungen ein, zum Beispiel wenn die Speisen anbrennen. Die Milch wird bei längerem Stehen sauer, Obst und Fruchtsäfte gären, Speisefette werden ranzig, Fleisch und Wurstwaren gehen in

Fäulnis über. Alle diese Stoffumwandlungen sind das Ergebnis zahlreicher, meist recht verwickelter chemischer Vorgänge.

Auch die meisten Metalle unterliegen stofflichen Veränderungen. Eiserne Geräte überziehen sich — besonders in feuchter Luft — mit einer Rostschicht. Gegenstände aus Kupfer, Zink oder anderen Metallen verlieren nach einiger Zeit schon ihren Metallglanz und verfärben sich an der Oberfläche.

Chemische Vorgänge können wir auch beim Hausbau beobachten. Kalkmörtel und Zementmörtel erhärten. Ölfarben und Lacke trocknen an und wandeln sich in einen festhaftenden, harten Überzug um. Auch diese Vorgänge beruhen auf Stoffumwandlungen.

Wir könnten noch viele solcher Stoffumwandlungen aufzählen. Muß es nicht sehr interessant sein, diese Vorgänge zu untersuchen und die Naturgesetze zu erforschen, nach denen sie verlaufen? Das zu tun ist Aufgabe der Chemie.

Die Chemie beschäftigt sich mit der Zusammensetzung und den Eigenschaften der Stoffe. Sie untersucht die Umwandlungen, denen die Stoffe unterliegen.

Aus der Geschichte der Chemie

Der Mensch stand auf den ersten Stufen seiner Geschichte der ihn umgebenden Natur recht hilflos gegenüber. Er war in seinem ganzen Dasein von den Naturgewalten abhängig. Die sich in der Natur abspielenden Vorgänge konnte er nicht erklären. Daher sah er in allen ihm unerklärlich erscheinenden Dingen das Wirken von Geistern oder überirdischen Wesen. Im Rasen des Sturms auf dem Meere, in Blitz und Donner, in Überschwemmungen und Dürre sah er Handlungen von Göttern, die ihn strafen wollten. Das Feuer dagegen, das ihm zum Zubereiten der Nahrung diente und ihm Licht und Wärme spendete, wurde als Geschenk der Götter angesehen. So entwickelten sich im Laufe der Zeit die vielfältigsten abergläubischen Vorstellungen.

Durch die Beobachtung des Geschehens in der Natur machte der Mensch aber auch eine Reihe von Erfahrungen, die er für sein Leben nutzte. So wurde er schon durch die Verwendung des Feuers mit den Eigenschaften einiger Stoffe und mit verschiedenen Stoffumwandlungen bekannt. Er sah, daß man Ton im Feuer brennen konnte und daß sich Metalle im Feuer aus Gesteinen gewinnen und verformen ließen.

Im Laufe vieler tausend Jahre sammelten die Menschen so die ersten chemischen Erkenntnisse. Die Babylonier und Ägypter hatten bereits ein erstaunliches Wissen über chemische Vorgänge. Sie waren mit der Gewinnung und Verwertung vieler Metalle vertraut. Aus pflanzlichem und tierischem Material stellten sie Farbstoffe her. Auch verstanden sie es, Salben und Heilmittel zu bereiten. In der Keramik- und Glasherstellung hatten sie bereits große Fertigkeiten. Während die Kenntnisse von der Fertigung aller dieser Dinge durch die Handwerker von Generation zu Generation überliefert wurden, beschäftigten sich die ägyptischen Priester auch mit der Erforschung und Erklärung der Stoffe und ihrer Umwandlungen. Sie verschleierte jedoch ihre Kenntnisse durch allerlei geheimnisvolle Handlungen. Sie wollten auf diese Weise ihr Wissen vor den von ihnen beherrschten Menschen verbergen und dadurch ihre Macht sichern.

Einige griechische Philosophen hatten schon recht klare Vorstellungen von der Natur der Stoffe. Sie versuchten allerdings, nur durch Überlegungen die Eigenschaften der Stoffe und die chemischen Vorgänge zu erklären. Trotzdem waren die in ihren Lehren enthaltenen Gedanken für die Entwicklung unserer heutigen Erkenntnis vom Wesen der Welt von großer Bedeutung.

Aus den Kenntnissen und noch sehr unklaren Vorstellungen der Ägypter entstand die Alchimie¹⁾. Sie kam durch die Araber über Spanien und Frankreich im 12. und 13. Jahrhundert nach Deutschland. Die Alchimisten versuchten, durch



Abb. 5 Alchimistenlaboratorium

planloses Experimentieren, Kochen und Schmelzen aus allerlei Stoffen Gold herzustellen. Dabei gingen sie von vielfältigen geheimnisvollen und religiösen Vorstellungen aus. Sie suchten den „Stein der Weisen“. Er sollte das Mittel zur Umwandlung der Stoffe in Gold sein. Man glaubte außerdem, daß dieser „Stein der Weisen“ wundertätige Heilwirkung habe und ein langes Leben verleihen könne.

Bei diesem vergeblichen Bemühen wurde aber auch, meist ungewollt, eine Reihe wichtiger Entdeckungen gemacht. Die Alchimisten

fanden bei ihrem Suchen nach Gold viele Stoffe, die bis dahin unbekannt waren. Daneben verbesserten sie die Experimentierkunst bedeutend. Die Einrichtung der Experimentierräume wurde vervollständigt, und neue Experimentiergeräte wurden geschaffen (Abb. 5).

Der berühmte deutsche Arzt und Naturforscher THEOPHRAST BOMBAST VON HOHENHEIM, der sich auch PARACELsus nannte, wandte sich am Anfang des 16. Jahrhunderts als erster gegen das planlose Experimentieren der Alchimisten. Er forderte, daß die genaue Beobachtung, die Beschreibung der Tatsachen und praktische Versuche im Vordergrund der Naturerforschung stehen müßten. Er verlangte auch, daß man sich, statt nach Gold und Wundermitteln zu suchen, mehr der praktischen Heilmittelgewinnung zuwende. Damit leitete er ein neues Zeitalter der Chemie ein. Es begann ein geordnetes Sammeln der gemachten Erfahrungen und ein zielbewußtes Forschen durch planmäßige Versuche. Die Grundlagen für eine wissenschaftliche Chemie waren gelegt.

Um die Mitte des 17. Jahrhunderts wurde die Chemie zu einer eigenen Wissenschaft. Die Chemiker begannen planmäßig die Stoffe und ihre Umwandlung zu untersuchen. Zuerst waren es die Verbrennungsvorgänge, die eine einwandfreie Er-

¹⁾ chemia = schwarz, zugleich Bezeichnung für Ägypten (das „schwarze Land“); al ist das arabische Geschlechtswort.

klärung erfuhren. Im 18. und vor allem im 19. Jahrhundert setzte dann eine stürmische Entwicklung der chemischen Forschung ein. Die Namen vieler bedeutender Wissenschaftler, von denen wir einige später noch kennenlernen werden, sind mit den Erkenntnissen verknüpft, die in dieser Zeit gewonnen wurden.

Mit der schnellen Entwicklung der Industrie gewann nun auch die industrielle Anwendung der chemischen Kenntnisse gewaltig an Bedeutung. Es entstanden große Fabriken, in denen die in den Laboratorien gefundenen Stoffe hergestellt werden. Heute verfügen die großen Chemiebetriebe über eigene, mit modernsten Geräten ausgestattete Laboratorien.

In den Forschungslaboratorien arbeiten die Chemiker unermüdlich an der Erforschung chemischer Vorgänge (Abb. 6). Sie versuchen, die Eigenschaften der vielen einzelnen Produkte zu verbessern, und finden neue Stoffe, die für den Menschen nutzbar gemacht werden können. Sie suchen Herstellungsverfahren für wirksame Heilmittel und haltbarere Werkstoffe. So wurden in den letzten



Abb. 6 Chemiker im Laboratorium

Jahrzehnten viele neue wertvolle Stoffe gefunden. Denken wir nur an den Buna-gummi, aus dem Schläuche und Reifen für Fahrräder und Kraftfahrzeuge hergestellt werden, an das Ekadur, aus dem man Rohre und Dachrinnen fertigt, und an das Dederon, das an Haltbarkeit alle natürlichen Fasern übertrifft.

In den Werken der chemischen Industrie wenden Chemiker, Laboranten und Chemiefacharbeiter die in der Forschung gewonnenen Erkenntnisse mit Erfolg an. Aus der Produktion ergeben sich wiederum für die Forschung bestimmte Aufgaben, die sie lösen muß, damit die Industrie besser und billiger produzieren kann.

Unsere chemische Industrie

Eine kaum übersehbare Anzahl von chemischen Vorgängen läuft in den Werken unserer chemischen Industrie ab. Die durch chemische Vorgänge hergestellten Stoffe spielen in unserem täglichen Leben eine bedeutende Rolle. Wir benutzen Tag für Tag Erzeugnisse der chemischen Industrie, mit anderen kommen wir ständig in Berührung. Schon am frühen Morgen greifen wir zu Zahnpasta, Seife und Hautereme. In der Küche werden Essig, Zucker, Suppenwürze, Backpulver, Backaromen usw. verwendet. Zum Reinigen der Wäsche, der Wohnung und der Einrichtung brauchen wir Wasch- und Putzmittel wie Gentina, Fewa, Wok, Imi, Ata und Bohnerwachs. Wenn wir krank sind, erhalten wir aus der Apotheke Arzneimittel, welche die Schmerzen

hindern und die Krankheiten heilen. Alle diese Produkte werden in den Werken der chemischen Industrie erzeugt.

Auch die meisten Stoffe, aus denen die Gebrauchsgegenstände des täglichen Lebens bestehen, werden von den Werktätigen der Chemiebetriebe hergestellt. Die Metalle, Glas, Porzellan, Plaste (Kunststoffe), Gummi, Papier, Farben, Lacke und vieles andere gehören dazu. Für unsere Kleidung liefert die chemische Industrie Viskosefasern, Dederon, Wolpryla und andere Chemiefasern.

Von großer Bedeutung ist ferner die Erzeugung von Baumaterialien, wie Ziegeln, Kalk und Zement, die wir in großen Mengen für die vielen Bauvorhaben in unserer Republik benötigen.

In den Hüttenwerken werden aus Erzen, die von den Bergleuten aus der Erde gefördert werden, Metalle hergestellt. Metalle wie Eisen, Aluminium, Zink und Kupfer sind sehr wichtige Stoffe für unsere gesamte verarbeitende Industrie.

In unseren großen volkseigenen Chemiebetrieben werden Düngemittel für die Landwirtschaft hergestellt, mit denen der Nährstoffgehalt des Ackerbodens verbessert werden kann. Unsere landwirtschaftlichen Produktionsgenossenschaften und volkseigenen Güter erzielen durch die Anwendung solcher Düngemittel höhere Ernteerträge. Andere Fabriken erzeugen Schädlingsbekämpfungsmittel, die die Nutzpflanzen vor Pflanzenschädlingen schützen sollen.

Aus der kohleverarbeitenden Industrie erhalten wir Heizgas, Koks, Teer, Öle und Kraftstoffe. So könnten wir noch viele Stoffe nennen, die uns die chemische Industrie liefert.

Die Deutsche Demokratische Republik verfügt über eine ausgedehnte chemische Industrie. In etwa 1000 Betrieben mit mehr als einer viertel Million Beschäftigten werden die verschiedensten Produkte hergestellt. Der größte Chemiebetrieb unserer Republik ist der VEB Leuna-Werke „Walter Ulbricht“. Rund 30 000 Werktätige arbeiten in diesem sozialistischen Betrieb, in dem etwa 450 verschiedene Stoffe produziert werden.

Eine Vielzahl von Kesseln, Türmen, Rohrleitungen und Ventilen gibt einem Chemiebetrieb sein besonderes Aussehen (Abb. 7). Die Chemiefacharbeiter, Laboranten und Techniker, die alle diese Apparaturen bedienen und überwachen, sorgen für einen ordnungsgemäßen Produktionsablauf (Abb. 8). Sie tragen eine hohe Verantwortung und müssen ein gutes Fachwissen und besonderes Können besitzen.

Unsere sozialistischen Chemiebetriebe haben große Bedeutung für unsere Volkswirtschaft. Sie produzieren

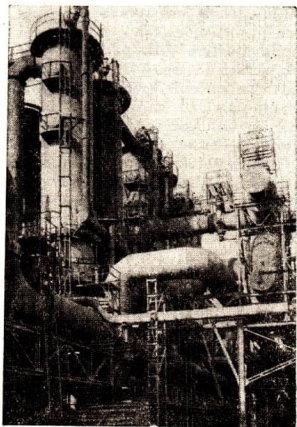


Abb. 7 Teilansicht eines Werkes der chemischen Industrie

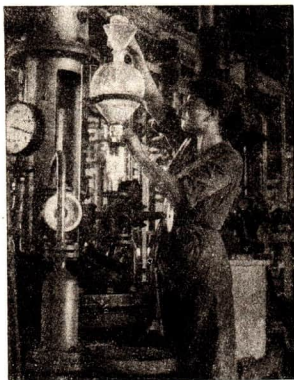


Abb. 8 Chemiefacharbeiterin in einem Chemiebetrieb



Abb. 9 Exporterzeugnisse der chemischen Industrie werden verladen

nicht nur für den Bedarf unserer Republik, sondern auch für den Export. Handelsvertreter aus allen Erdteilen kaufen in der Deutschen Demokratischen Republik Erzeugnisse der chemischen Industrie ein. Düngemittel, Plaste, Dederon, Arzneimittel usw. treten von unserer Republik aus den Weg in zahlreiche Länder, insbesondere die sozialistischen Länder, an (Abb. 9). Dafür erhalten wir Rohstoffe, Lebensmittel und andere Waren, die wir für die Wirtschaft und den Bedarf der Bevölkerung benötigen. Etwa ein Fünftel des Exportprogramms der Deutschen Demokratischen Republik entfällt auf Erzeugnisse der chemischen Industrie. Die Werktätigen der chemischen Industrie tragen somit wesentlich dazu bei, daß die Versorgung unseres Landes ständig verbessert wird.

In den letzten Jahren ist die Produktion der chemischen Industrie der Deutschen Demokratischen Republik beträchtlich angestiegen. Auf dem V. Parteitag der Sozialistischen Einheitspartei Deutschlands wurde ein großes Chemieprogramm beschlossen, das die Chemie in den Mittelpunkt des weiteren industriellen Aufbaus stellte. Auch in den kommenden Jahren werden die Produktionsanlagen unserer chemischen Industrie erweitert, wird der Aufbau neuer Chemiebetriebe fortgesetzt.

Wie der Chemiker arbeitet

1. Reiner Stoff und Stoffgemisch. Die Eigenschaften eines Stoffes können wir nur dann einwandfrei erkennen, wenn er frei von Beimengungen anderer Stoffe ist. Wollen wir die Eigenschaften eines Stoffes feststellen, so dürfen wir also nur reine Stoffe untersuchen. Oft liegen jedoch für unsere Untersuchungen mehrere mitein-

ander vermischte Stoffe vor. Man spricht in diesen Fällen von **Stoffgemischen**. Für unsere weiteren Untersuchungen ist es wichtig, daß wir Verfahren kennenlernen, nach denen wir Stoffgemische trennen können.

2. Einige Verfahren zur Trennung von Stoffgemischen. Gemische verschiedener schwerer Stoffe lassen sich oft schon durch einfache Verfahren trennen. Durch ein solches Verfahren wollen wir ein Gemisch aus gepulverter Zuckerkohle und Sand trennen. Dazu übergießen wir das Gemisch mit Wasser und wirbeln es durch Umrühren in der Flüssigkeit auf. Nach kurzer Zeit setzen sich die schweren Sandteilchen ab. Die leichteren Teilchen des Kohlepulvers schweben noch in der Flüssigkeit. Das Gemisch wurde also im Wasser in seine Bestandteile getrennt. Man nennt dieses Verfahren **Aufschlänmen**. Von dem abgesetzten Stoff, dem **Bodensatz**, kann die Flüssigkeit, in der noch die Kohlepulverteilchen schweben, abgegossen werden. Dieses Verfahren nennt man **Dekantieren** (Abb. 10). Eine einwandfreie Trennung der Bestandteile eines Gemisches gelingt aber meist erst dann, wenn man Aufschlänmen und Dekantieren mit neuem Wasser mehrmals wiederholt.

Wollen wir aus der dekantierten Flüssigkeit auch die Kohlepulverteilchen zurückgewinnen, so müssen wir **filtrieren**. Die Flüssigkeit mit den darin schwebenden Kohleteilchen wird durch ein **Filter** gegossen (Abb. 11). Das Filter hält wie ein feines Sieb das im Wasser feinverteilte Kohlepulver zurück. Die klar ablaufende Flüssigkeit bezeichnet man als **Filtrat**. Die im Filter zurückgehaltenen festen Stoffe bilden den **Filterrückstand**.

Uns allen ist der Vorgang des **Lösens** bekannt. Geben wir zum Beispiel etwas Kochsalz in Wasser und schütteln um, dann stellen wir nach kurzer Zeit fest, daß das Salz nicht mehr zu sehen ist. Nur an dem salzigen Geschmack des Wassers



Abb. 10 Dekantieren

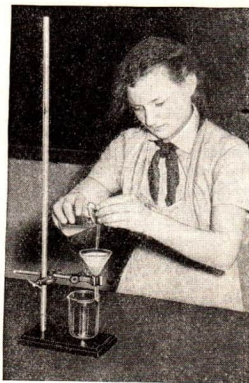


Abb. 11 Filtrieren

erkennen wir, daß das Salz noch vorhanden sein muß. Es hat sich in dem Wasser gelöst. Aus Wasser und Salz ist eine **Lösung** entstanden. Die Flüssigkeit — in unserem Beispiel das Wasser —, in der sich ein Stoff löst, nennt man **Lösungsmittel**. Wie können wir nun Lösungsmittel und gelösten Stoff wieder voneinander trennen?

Jeder von uns hat schon einmal einen kleinen Rest von gesüßtem Tee in der Tasse stehenlassen. Nach einiger Zeit konnte man feststellen, daß sich Zucker abgeschieden hatte. Der Flüssigkeitsrest war verdunstet. Das Verdunsten des Lösungsmittels nutzen wir aus, um einen gelösten Stoff aus einer Lösung wieder in fester Form zurückzuerhalten. Damit das Lösungsmittel, in unserem Beispiel das Wasser, schneller in den gasförmigen Zustand übergeht, erwärmen wir die Lösung. Das Lösungsmittel verdampft. Der gelöste Stoff, in diesem Falle also das Kochsalz, bleibt in fester Form zurück. Dieses Verfahren nennt man **Eindampfen**.

Aufschlännen, Dekantieren, Filtrieren, Lösen und Eindampfen sind wichtige Arbeitstechniken des Chemikers. Sie können zum Trennen von Stoffgemischen angewandt werden.

Wiederholungsfragen und Aufgaben:

1. *Erkläre den Unterschied zwischen Körper und Stoff!*
2. *Untersuche folgende Stoffe auf Farbe, Härte, Glanz und Geruch: Glas, Gummi, Aluminium, Kochsalz, Wasser! Prüfe bei Kochsalz und Wasser auch den Geschmack! Fasse die Ergebnisse in einer Tabelle zusammen!*
3. *Nenne Veränderungen, die bei physikalischen Vorgängen eintreten!*
4. *Nenne aus dem täglichen Leben bekannte physikalische Vorgänge!*
5. *Erkläre am Beispiel des Erhitzens von Zucker, was man unter einem chemischen Vorgang versteht!*
6. *Nenne chemische Vorgänge aus dem täglichen Leben!*
7. *Ordne die folgenden Beispiele in physikalische und chemische Vorgänge! Begründe die Einordnung!*
 - a) *Anspitzen eines Bleistiftes,*
 - b) *Verbrennen von Holz,*
 - c) *Schmelzen von Eis,*
 - d) *Biegen von Eisendraht,*
 - e) *Schleifen eines Messers,*
 - f) *Bohren eines Loches in ein Stück Eisen,*
 - g) *Erhitzen von Zucker,*
 - h) *Zerreiben von Zucker in einer Reibschale,*
 - i) *Backen eines Kuchens,*
 - k) *Sauerwerden von Milch,*
 - l) *Anbrennen von Fleisch.*
8. *Nenne Produkte der chemischen Industrie!*
9. *Nenne Chemiebetriebe in der Umgebung deines Heimatortes und gib an, was sie herstellen!*
10. *Trage bekannte Chemiebetriebe deines Heimatbezirkes in eine Umrisskarte ein!*



Junge Touristen beim Abkochen im Freien

Verbrennungsvorgänge spielen im täglichen Leben eine bedeutende Rolle. Im Haushalt, in der Industrie, bei der Eisenbahn — überall laufen Verbrennungsvorgänge ab. Die Erkenntnisse, die wir bei der Untersuchung dieser Vorgänge gewinnen werden, werden uns auch helfen, Öfen und Herde richtig zu bedienen und Feuerstellen im Freien zweckmäßig anzulegen.

2. KAPITEL

Der Verbrennungsvorgang

Verbrennung von Metallen

Uns sind aus dem täglichen Leben viele Verbrennungsvorgänge bekannt. Denken wir nur an das Heizen eines Ofens, an das Brennen einer Kerze oder eines Feuerzeuges. Bei diesen Vorgängen verbrennen feste oder flüssige Brennstoffe, im Ofen Papier, Holz und Kohle, bei der Kerze die Kerzenmasse und beim Feuerzeug das Benzin. Wir wissen, daß bei allen diesen Verbrennungsvorgängen Wärme frei wird.

Wir haben aber auch bereits gesehen, daß Metalle verbrennen können. Beim Versuch 4 verbrannten wir Magnesium. Es entstand ein neuer Stoff mit neuen Eigenschaften. Man nennt die bei Verbrennungsvorgängen entstehenden neuen Stoffe Verbrennungsprodukte.

Wir werden nun den Verbrennungsvorgang näher untersuchen. Dazu prüfen wir zunächst einige Stoffe auf ihr Verhalten in der Flamme. Da wir beim Verbrennen von Metallen die Vorgänge und die entstehenden Verbrennungsprodukte besonders gut beobachten können, benutzen wir Metalle für unsere Untersuchungen. Wir verwenden neben dem schon bekannten Magnesium noch Eisen, Zink, Kupfer, Silber, Blei und Natrium¹⁾.



Versuch 5: a) Ein Stückchen des zu untersuchenden Metalls (Magnesium, Eisen, Zink, Kupfer, Silber) wird gereinigt und an einer Tiegelzange in der Flamme des schräg gehaltenen Brenners stark erhitzt.

b) Ein knapp erbsengroßes Stück Natrium wird in einem Porzellanschiffchen über der Flamme stark erhitzt. In der gleichen Weise untersuchen wir auch Blei.

Die Ergebnisse dieser Versuche fassen wir in einer Tabelle zusammen:

Tabelle 2. Verhalten von Metallen in der Flamme

Metall	Aussehen vor dem Erhitzen	Verhalten in der Flamme	Aussehen nach dem Erhitzen
Magnesium	silberweiß	brennt mit grellweißer Lichterscheinung	weißes Pulver
Eisen	silbergrau, glänzend	glüht erst dunkelrot, dann hellrot	schwarze Schicht auf dem Metall, die abblättert, darunter glänzendes Metall
Zink	bläulichweiß	brennt mit heller Lichterscheinung	weißes Pulver
Kupfer	rotbraun, glänzend	glüht erst rot, dann weiß	schwarze Schicht auf dem Metall, die abblättert, darunter glänzendes Metall
Silber	silberweiß, glänzend	glüht, erweicht	silberweiß und glänzend wie vor dem Erhitzen
Blei	silberweiß	schmilzt	gelblicher, z. T. rötlicher Belag, der mit dem Messer abgekratzt werden kann, darunter glänzendes Metall
Natrium	silberweiß unter einer Kruste	schmilzt und brennt mit gelber Lichterscheinung	gelbliches Pulver

¹⁾ Natrium ist ein Metall mit recht ungewöhnlichen Eigenschaften, die wir später noch eingehender untersuchen werden.

Wir erkennen: Magnesium, Natrium und Zink verbrennen vollständig in der Flamme, Eisen, Blei und Kupfer nur an der Oberfläche. Durch ständiges Entfernen der Verbrennungsprodukte von der Oberfläche der Metalle und erneutes Erhitzen könnten wir auch diese Metalle schließlich völlig verbrennen. Silber zeigt dagegen keine chemische Veränderung.

Auch Metalle verbrennen. Dabei bilden sich Verbrennungsprodukte, also Stoffe mit neuen Eigenschaften. Die Verbrennung ist ein chemischer Vorgang.

Bedeutung der Luft für den Verbrennungsvorgang

Wir untersuchen nun, wodurch der Verbrennungsvorgang hervorgerufen wird. Beim Versuch 5a haben wir verschiedene Metalle erhitzt. Dabei kamen die Metalle einmal mit der Flamme, zum anderen mit der umgebenden Luft in Berührung. Wir werden zunächst prüfen, ob die Berührung des Stoffes mit der Flamme oder die Einwirkung der umgebenden Luft für den Verbrennungsvorgang von Bedeutung sind.

Im folgenden Versuch erhitzen wir ein Metall im Reagenzglas und schließen damit die direkte Berührung des Metalls mit der Flamme aus.

Versuch 6: *Ein blankes Stückchen Kupferblech wird in einem offenen, schwer-schmelzbaren Reagenzglas über der Flamme des Brenners erhitzt. Was beobachtest du?*

Das Kupferblech hat sich mit einer schwarzen Schicht überzogen, obwohl die Reagenzglaswandung eine Berührung des Bleches mit der Flamme verhinderte. Es kann also nicht die direkte Einwirkung der Flamme gewesen sein, die die Veränderung des Kupfers bewirkte.

Nun ergibt sich die Frage, ob auch dann eine Veränderung des Kupfers eintritt, wenn die Luft keinen Zutritt zu dem Metall hat.

Versuch 7: *Ein Stückchen Kupferblech wird zuerst in der Mitte und dann an den Rändern gefaltet (Abb. 12). Die Luft kann nun nicht mehr an die Innen-seiten des Bleches gelangen. Mit einer Tiegelzange halten wir diesen „Kupferbrief“ einige Minuten in die Flamme des Brenners, bis er glühend ist (Abb. 13).*

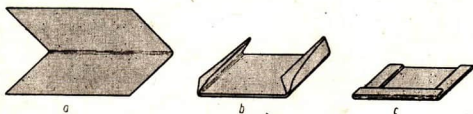


Abb. 12 Falten eines Kupferbriefes.

Das Kupferblech wird zunächst in der Mitte gefaltet (a). Dann schlägt man die beiden Schmalseiten (b), und schließlich die noch offene Seite um (c).

Nach dem Erkalten stellen wir fest, daß das Kupfer an der Außenfläche des Kupferbriefes mit einer schwarzen Schicht überzogen ist. Falten wir das Blech auseinander, dann sehen wir jedoch, daß das Kupfer im Inneren des Briefes unverändert geblieben ist.

Da der Kupferbrief während des Versuches glühte, sind sowohl die Außenflächen als auch die Innenflächen erhitzt worden. Das Kupfer verbrannte jedoch nur an den Stellen, zu denen die Luft Zutritt hatte. Auch alle anderen Stoffe verbrennen nur in Gegenwart von Luft.

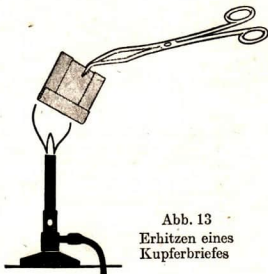


Abb. 13
Erhitzen eines
Kupferbriefes

Verbrennungsvorgänge sind nur in Gegenwart von Luft möglich.

Woraus besteht die Luft?

Wir haben festgestellt, daß die Luft bei Verbrennungsvorgängen eine wesentliche Rolle spielt. Wir wollen nun die Luft näher untersuchen.

Versuch 8: *In einen etwa zur Hälfte mit Wasser gefüllten Standzylinder wird eine Gasmeßglocke gestellt. Der Wasserstand wird mit Fettstift gekennzeichnet. Durch einen Gummistopfen bohren wir nun den Stiel eines Verbrennungslöffels. Der Löffel wird mit Eisenpulver gefüllt und in die Flamme eines Brenners gehalten, bis das Pulver glüht. Dann wird er schnell in die Gasmeßglocke gesenkt und diese mit dem Stopfen dicht verschlossen (Abb. 14).*

Beobachte das Eisenpulver und den Wasserstand in der Glocke!

Sooft wir diesen Versuch auch wiederholen, stets hört die Verbrennung des Eisenpulvers auf, wenn ein bestimmter Teil des eingeschlossenen Luftvolumens verbraucht ist.

Versuch 9: *Wir tauchen in die Gasmeßglocke mit der Restluft von Versuch 8 eine kleine brennende Kerze.*

Was beobachtest du?

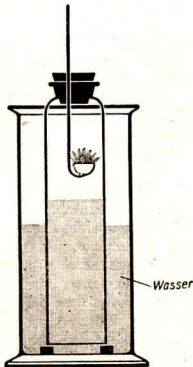


Abb. 14
Verbrennung von Eisenpulver in
einer abgeschlossenen Luftmenge

Die Versuche 8 und 9 zeigen, daß die Luft mindestens aus zwei verschiedenen Stoffen bestehen muß. Der Stoff, der die Verbrennung unterhält, hat den Namen **Sauerstoff**. Zum größeren Teil besteht die Luft jedoch aus einem Stoff, in dem die Flamme einer Kerze erstickt, der also die Verbrennung nicht unterhält. Dieser Bestandteil der Luft wird **Stickstoff** genannt. Genauere Untersuchungen haben ergeben:

Die Luft besteht zu etwa einem Fünftel aus Sauerstoff und zu etwa vier Fünfteln aus Stickstoff.

Die Verbrennung – eine Oxydation

Beim Versuch 8 stellten wir fest, daß Eisen verbrennt, wobei der Sauerstoff der Luft verbraucht wird. Das Eisen hat sich bei diesem Versuch verändert. Wir haben ferner ermittelt, daß bei der Verbrennung des Eisenpulvers ein Fünftel der Luft, nämlich der Sauerstoff, verbraucht wurde. Wir wollen nun nach dem Verbleib des Sauerstoffs suchen.

Versuch 10: *An einer Waage wird mit Hilfe eines Drahtes ein kleiner Hufeisenmagnet, der zuvor in Eisenpulver getaucht wurde, befestigt. Die Waage wird tariert und anschließend das Eisenpulver mehrmals vorsichtig bis zum Glühen erhitzt. Beobachte den Ausschlag der Waage! Was kannst du feststellen?*

Das Verbrennungsprodukt ist schwerer als der Ausgangsstoff (Abb. 15). Da bei der Verbrennung Sauerstoff verbraucht wird, können wir schließen, daß sich der Sauerstoff mit dem verbrennenden Stoff vereinigt hat.

Diese Feststellung stimmt scheinbar mit unseren Beobachtungen aus dem täglichen Leben nicht überein. Die nach dem Heizen im Ofen zurückbleibenden Stoffe sind leichter als die Brennstoffe, die wir in den Feuerraum gelegt hatten. Beim Verbrennen von Kerzenmasse, Spiritus oder Benzin sehen wir gar keine Verbrennungsprodukte. Diese Beobachtungen sind jedoch sehr einfach zu erklären: Die Verbrennungsprodukte von Papier, Holz, Kohle, Kerzenmasse und Benzin sind gasförmig. Sie entweichen in die Luft. Daher sind alle Öfen und Kohlenherde an einen Schornstein angeschlossen. Bei der Verbrennung von Holz und Kohle verbleiben außerdem feste Rückstände. Dabei handelt es sich um unverbrennbare Bestandteile dieser Brennstoffe. Man bezeichnet sie als **Asche**. Wenn man die gasförmigen Ver-



Abb. 15 Nachweis der Massenzunahme bei der Verbrennung

brennungsprodukte auffängt und zusammen mit den Rückständen wiegt, so kann man auch hier eine Massenzunahme der Stoffe beim Verbrennungsvorgang feststellen.

Bei Verbrennungsvorgängen vereinigen sich die verbrennenden Stoffe mit Sauerstoff. Die Verbrennungsprodukte sind schwerer als die unverbrannten Stoffe.

Die chemischen Vorgänge, die sich bei der Verbrennung von Stoffen abspielen, waren noch bis ins Mittelalter hinein ungeklärt. Um 1700 versuchte der deutsche Arzt GEORG ERNST STAHL den Verbrennungsvorgang durch seine Phlogistonlehre zu erklären. Nach dieser Lehre sollte beim Verbrennen ein in allen brennbaren Stoffen enthaltener Stoff, das Phlogiston, entweichen und dadurch die Veränderungen der Stoffe bedingen.

Der Sauerstoff wurde erst 1772 von dem schwedischen Apotheker CARL WILHELM SCHEELE entdeckt. Wenige Jahre später gelang es dem Franzosen ANTOINE LAURENT LAVOISIER (Abb.16) und dem Engländer JOSEPH PRIESTLEY unabhängig von SCHEELE den Sauerstoff darzustellen.

ANTOINE LAURENT LAVOISIER konnte in den Jahren 1774 bis 1777 auf Grund umfangreicher Untersuchungen über die Zusammensetzung der Luft und den Luftverbrauch bei der Verbrennung die Phlogistonlehre widerlegen und den Verbrennungsvorgang erklären. Er erhitzte das bei Raumtemperatur flüssige Metall Quecksilber in einer besonderen Versuchsanordnung (Abb. 17). In einer Retorte, die auf dem Kohleofen erhitzt wurde, befand sich Quecksilber. Die Retorte stand mit einer abgemessenen Luftmenge in Verbindung. Diese Luft war in der Glocke durch weiteres Quecksilber von der Außenluft abgesperrt. 12 Tage lang erhitzte LAVOISIER das Quecksilber bis fast zum Sieden. Er erhielt in der Retorte das ihm bereits bekannte rote Verbrennungsprodukt des Quecksilbers. Nach zwölf Tagen war von der Luft ein Fünftel (der Sauerstoff) verbraucht. Der Rauminhalt des Luftrestes, also des Stickstoffes, änderte sich dann nicht mehr.

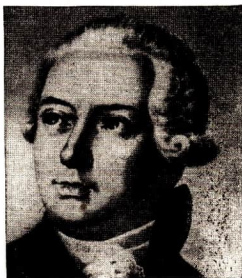


Abb. 16
ANTOINE LAURENT LAVOISIER

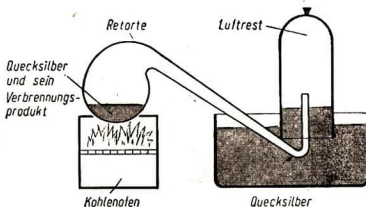


Abb. 17 Versuch von LAVOISIER zur Ermittlung der Zusammensetzung der Luft

Die Chemiker benutzen für die meisten Stoffe Namen, die sich von lateinischen oder griechischen Wörtern ableiten. Mit ihnen können sich die Wissenschaftler der ganzen Welt verständigen. So ist der wissenschaftliche Name für Sauerstoff **Oxygenium**. Da der Sauerstoff an den Verbrennungsvorgängen wesentlich beteiligt ist, bezeichnet man einen solchen Vorgang als **Oxydation**.

Die dabei entstehenden Verbrennungsprodukte heißen **Oxide**. Bei unserem Versuch hat sich das Eisen mit dem Sauerstoff zu einem Oxid vereinigt, das den Namen Eisenoxid erhält. Den Vorgang selbst können wir mit einem kurzen Satz beschreiben:

„Eisen und Sauerstoff vereinigen sich zu Eisenoxid“ oder noch kürzer:



(lies: Eisen plus Sauerstoff ergeben [oder setzen sich um zu] Eisenoxid).

Das bei dem Versuch von LAVOISIER gebildete Verbrennungsprodukt hat dementsprechend den Namen Quecksilberoxid. Auch diesen Vorgang können wir jetzt kurz beschreiben:



Verbrennungsvorgänge sind Oxydationen. Die Verbrennungsprodukte heißen Oxide.

Sauerstoff

1. Darstellung. Da alle Oxide Sauerstoff enthalten, müßte es auch möglich sein, den Sauerstoff aus Oxiden zurückzugewinnen. Uns dient hierzu das Quecksilberoxid. Wir führen einen Versuch durch, den auch schon LAVOISIER in ähnlicher Weise zur Bestätigung seiner Entdeckung benutzte.

 **Versuch 11:** *Etwa 0,5 g Quecksilberoxid werden in einem Reagenzglas erhitzt. Die Öffnung des Reagenzglases wird zu Beginn des Versuches mit einem Wattebausch verschlossen. (Quecksilberdämpfe sind sehr giftig!)*

Was kannst du beobachten?

Achte besonders darauf, was im oberen Teil des Reagenzglases geschieht!

Da wir bei diesem Versuch Quecksilber erhalten, muß der Sauerstoff aus dem Oxid entwichen sein. Durch das Erhitzen wurde der Stoff Quecksilberoxid in seine Bestandteile Quecksilber und Sauerstoff zerlegt. In dem folgenden Versuch wollen wir den entweichenden Sauerstoff auffangen:

 **Versuch 12:** *Der Versuch 11 wird mit einer etwas größeren Menge Quecksilberoxid (etwa 1 bis 2 g) wiederholt. Dabei wird jedoch das Reagenzglas mit einem durchbohrten Stopfen verschlossen, durch den ein Gasableitungsrohr führt. Das freie Ende des Ableitungsrohres taucht in eine mit Wasser gefüllte Glaswanne ein. Die Gasentwicklung kann nun am Aufsteigen von Gasblasen im Wasser beobachtet werden.*

Zuerst entweicht die Luft aus dem Reagenzglas.

Zum Auffangen des Gases wird ein Reagenzglas zunächst so in die Wanne gelegt, daß es sich mit Wasser füllt. Dann stülpt man es mit dem Boden nach oben über das Gasableitungsrohr, ohne jedoch die Mündung des Glases aus dem Wasser zu nehmen. Das Reagenzglas füllt sich mit dem Gas, während das Wasser daraus verdrängt wird (Abb. 18).

Ist das Reagenzglas vollständig mit dem Gas gefüllt, so wird es noch unter Wasser mit einem Stopfen verschlossen und in einen Reagenzglasständer gestellt.

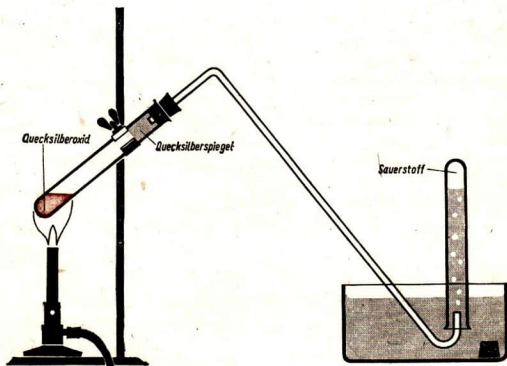


Abb. 18 Erhitzen von Quecksilberoxid und Auffangen des frei werdenden Sauerstoffs

Das Auffangen eines Gases auf diese Weise bezeichnet man als **pneumatisches Auffangen**. Die dazu benutzte Glaswanne heißt **pneumatische Wanne**.

Woran können wir nun erkennen, daß das aus dem Quecksilberoxid gewonnene Gas wirklich Sauerstoff ist?

Uns ist bekannt, daß der Sauerstoff als Bestandteil der Luft die Verbrennung unterhält. Diese Eigenschaft nutzen wir zum Nachweis des Sauerstoffs aus:

Versuch 13: Ein Holzspan wird entzündet und die Flamme nach kurzer Zeit wieder ausgeblasen. Dann hält man den noch glimmenden Span in ein leeres (nur mit Luft gefülltes) Reagenzglas.
Was beobachtest du?

Versuch 14: Versuch 13 wird wiederholt. Man hält jedoch den glimmenden Span in ein Reagenzglas, das mit dem aus Quecksilberoxid entwickelten Sauerstoff gefüllt ist.

Was kannst du jetzt beobachten?

Aus den Versuchen 13 und 14 erkennen wir, daß der glimmende Holzspan nur in Anwesenheit von reinem Sauerstoff aufflammt, während er an der Luft langsam

erlischt. Reiner Sauerstoff unterhält also nicht nur, sondern fördert sogar die Verbrennung.

An dem Aufflammen eines glimmenden Holzspanes kann man reinen Sauerstoff erkennen. Diesen Nachweis von Sauerstoff bezeichnet man als **Spanprobe**.

Die Spanprobe dient zum Nachweis von Sauerstoff.

Zur Gewinnung größerer Sauerstoffmengen benutzen wir an Stelle von Quecksilberoxid eine andere Verbindung, die leicht Sauerstoff abgibt. Ein solcher Stoff ist das **Wasserstoffperoxid** (früher auch Wasserstoffsuperoxid genannt). Wasserstoffperoxid kennen wir bereits. Bei Halsentzündungen verwendet man es in sehr stark verdünnter Form zum Gurgeln. In wenig verdünnter Lösung ist Wasserstoffperoxid jedoch für den menschlichen Organismus sehr gefährlich!

Versuch 15: a) In ein Reagenzglas werden etwa 2 bis 3 ml Wasserstoffperoxidlösung gegossen. An der farblosen Flüssigkeit können keinerlei Vorgänge oder Veränderungen beobachtet werden.

Führe die Spanprobe durch (Abb. 19a)!

b) Nun geben wir eine Spatelspitze Braunstein hinzu. Braunstein ist ein Oxid des Metalls Mangan.

Sofort setzt eine heftige Gasentwicklung ein. Mit Hilfe der Spanprobe wird nachgewiesen, daß das Gas Sauerstoff ist (Abb. 19b).

c) Wir filtrieren den Inhalt des Reagenzglases in ein anderes Glas. Auf dem Filter wird der Braunstein zurückgehalten. In dem Filtrat ist keine Gasentwicklung mehr zu beobachten.

d) Erst wenn man etwas Braunstein aus dem Filter wieder in das Filtrat gibt, setzt die Gasentwicklung erneut ein (Spanprobe!).

Dieser Versuch wird so oft wiederholt, bis sich kein Sauerstoff mehr entwickelt. Wird dann frisches Wasserstoffperoxid hinzugegeben, so setzt die Sauerstoffentwicklung erneut ein, obwohl der gleiche Braunstein verwendet wird.

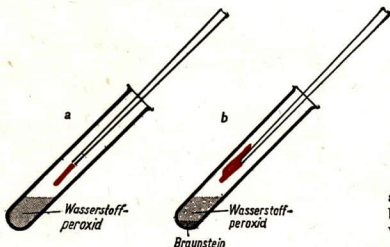


Abb. 19
Reagenzglas mit Wasserstoffperoxid

- a) Ein glimmender Holzspan erlischt.
b) Nach Zugabe von Braunstein entwickelt Sauerstoff. Ein glimmender Holzspan flammt hell auf.

Sooft wir auch die Wasserstoffperoxidzugabe wiederholen, immer wieder übt der Braunstein die gleiche Wirkung aus. Nur das Wasserstoffperoxid wird verbraucht, während der Braunstein unverändert bleibt. Braunstein beschleunigt die Sauerstoffabgabe, ohne dabei selbst verbraucht zu werden. Solche Stoffe, die chemische Vorgänge beschleunigen können, nennt man **Katalysatoren**¹⁾. Bei unserem Versuch können wir auch Zigarettenasche an Stelle von Braunstein als Katalysator verwenden.

Katalysatoren sind Stoffe, die chemische Vorgänge beschleunigen können. Sie werden dabei selbst nicht verbraucht.

Zur Darstellung größerer Sauerstoffmengen aus Wasserstoffperoxid verwendet man einen **Sauerstoffentwickler**. Ein kleiner Rundkolben (250 ml) wird mit einem doppelt durchbohrten Stopfen verschlossen. Durch die eine Bohrung des Stopfens führt ein Tropftrichter, durch die andere ein rechtwinklig gebogenes Glasrohr zur Ableitung des Gases (Abb. 20). In den Rundkolben werden etwa 2 bis 3 g Braunstein als Katalysator gegeben. Man füllt den Tropftrichter etwa zur Hälfte mit Wasserstoffperoxid. Läßt man das Wasserstoffperoxid durch Öffnen des Hahnes auf den Braunstein tropfen, so entwickelt sich Sauerstoff, der durch das Gasableitungsrohr entweicht.

2. Eigenschaften. Wir wissen bereits, daß Sauerstoff ein farbloses, geschmackloses und geruchloses Gas ist. Es unterhält und fördert die Verbrennung. Wir werden nun eine Reihe weiterer Eigenschaften des Sauerstoffs kennenlernen. Zunächst untersuchen wir, ob Sauerstoff brennbar ist.

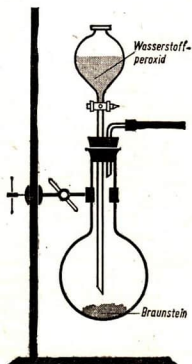


Abb. 20 Sauerstoffentwickler

Versuch 16: *Mit einem Schlauch wird ein zur Spitze ausgezogenes Glasrohr, eine Düse, an dem Ableitungsrohr des Sauerstoffentwicklers befestigt (Abb. 21). Dann öffnet man den Hahn des Tropftrichters ein wenig und versucht nach etwa einer halben Minute, den ausströmenden Sauerstoff mit einem Streichholz zu entzünden.*



Abb. 21
Düse am Sauerstoffentwickler

Das Zündholz brennt im Sauerstoffstrom wesentlich heller. Der Sauerstoff selbst brennt nicht.

Durch den folgenden Versuch wollen wir feststellen, ob Sauerstoff leichter oder schwerer als Luft ist:

¹⁾ katalysis (griechisch) = Auslösung. Katalysatoren lösen bei chemischen Vorgängen eine größere Geschwindigkeit aus.

Versuch 17: Zwei Reagenzgläser werden pneumatisch mit Sauerstoff gefüllt. Noch unter Wasser verschließt man die beiden Reagenzgläser mit den Daumen, nimmt die Gläser aus dem Wasser und hält das eine mit der Öffnung nach oben, das andere mit der Öffnung nach unten. Dann gibt man die Öffnungen frei und führt nach etwa einer Minute die Spanprobe durch.
Was beobachtest du?

Der Versuch zeigt uns, daß reiner Sauerstoff schwerer als Luft ist. Der Sauerstoff der Luft unterhält die Verbrennung. Wie verläuft nun der Verbrennungsvorgang in reinem Sauerstoff? Einen solchen Vorgang haben wir bei der Spanprobe bereits beobachtet, denn dabei wird Holz in reinem Sauerstoff verbrannt. In dem folgenden Versuch verbrennen wir Eisen in reinem Sauerstoff.

Versuch 18: Ein Standzylinder von etwa 5 cm Weite und 20 cm Höhe wird mit Sauerstoff gefüllt. An einem passenden Stopfen befestigt man eine dünne, auseinandergezogene Uhrfeder oder eine Wendel aus dünnem Blumendraht (Abb. 22). An dem freien Ende der Feder oder der Wendel wird ein Zündholzkopf befestigt. Man entzündet diesen, bringt die Feder möglichst schnell in den Standzylinder hinein und verschließt ihn mit dem Stopfen. In dem Standzylinder glüht die Feder sofort hell auf und verbrennt unter Funkensprühen. Untersuche den Stoff, der sich am Boden und an der Wand des Standzylinders absetzt! Vergleiche die Eigenschaften dieses Stoffes mit denen des Eisens!
Was stellst du fest?

Den gleichen Versuch können wir auch mit anderen Stoffen, zum Beispiel mit Holzkohle oder mit Schwefel, durchführen. Diese Stoffe werden auf einem Verbrennungslöffel entzündet und dann in den Standzylinder gebracht. Stets beobachten wir, daß die Verbrennung in reinem Sauerstoff viel lebhafter erfolgt als an der Luft. Die Verbrennungsprodukte zeigen andere Eigenschaften als die Ausgangsstoffe. Sie unterscheiden sich aber auch nicht von den Verbrennungsprodukten, die bei der Verbrennung der gleichen Stoffe an der Luft entstanden sind.

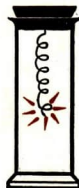


Abb. 22
Verbrennen einer
Uhrfeder in Sauerstoff

Wir fassen die bei unseren Versuchen ermittelten Eigenschaften des Sauerstoffs zusammen:

Sauerstoff ist ein farb- und geruchloses Gas. Es ist schwerer als Luft, fördert die Verbrennung, brennt selbst aber nicht.

3. Verwendung. Zahlreiche Betriebe der chemischen Industrie erzeugen Sauerstoff. Er wird meist in großen Stahlflaschen transportiert, die durch einen blauen Farbanstrich gekennzeichnet sind. Erhebliche Mengen Sauerstoff werden bei verschiedenen Metallbearbeitungsverfahren verbraucht. Ein solches Verfahren ist das Schweißen, das wir später noch näher kennenlernen werden. In der chemischen Industrie benutzt man vielfach reinen Sauerstoff als wirksames Oxydationsmittel, zum

Beispiel bei der Herstellung von Säuren und Sprengstoffen. Auch die Hüttenindustrie verwendet Sauerstoff als Oxydationsmittel.

Wir wissen, daß bei der Atmung Sauerstoff verbraucht wird. Unser Körper nimmt beim Atmen Sauerstoff aus der Luft auf. Der Sauerstoff wird im Organismus zu einer sehr langsam ablaufenden Oxydation der Nährstoffe benötigt. Bei der Oxydation der Nährstoffe werden Energiemengen frei, die zum Teil in Muskelarbeit umgesetzt werden, zum Teil als Wärme zur Aufrechterhaltung der Körpertemperatur dienen. Bei Unfällen oder Erkrankungen kann die Atemtätigkeit behindert sein oder ganz aussetzen. Dann besteht für den Erkrankten Lebensgefahr. Der Arzt kann in diesem Falle dadurch helfen, daß er den Atemorganen Sauerstoff aus einer Vorratsflasche zuführt, bis die normale Atmung wieder einsetzt.

Die Feuerwehr benutzt bei ihren Einsätzen Sauerstoffatemgeräte, wenn durch starke Rauchentwicklung die Atemtätigkeit gefährdet ist (Abb. 23). Die gleichen Geräte verwenden auch Rettungsmannschaften in Betrieben und Bergwerken.

In großen Höhen ist der Sauerstoffgehalt der Luft nur sehr gering. Flugzeugbesatzungen sind deshalb für Höhenflüge mit besonderen Atemgeräten ausgerüstet (Abb. 24). Auch Taucher erhalten mit Hilfe von Atemgeräten sauerstoffreiche Luft.

Wir erkennen, daß der Sauerstoff große Bedeutung hat. Abbildung 25 gibt einen Überblick über die Verwendung des Sauerstoffs.



Abb. 23
Feuerwehr mit Sauerstoffatemgeräten
bei der Bekämpfung eines Brandes



Abb. 24
Flugzeugführer mit Sauerstoffatemgerät

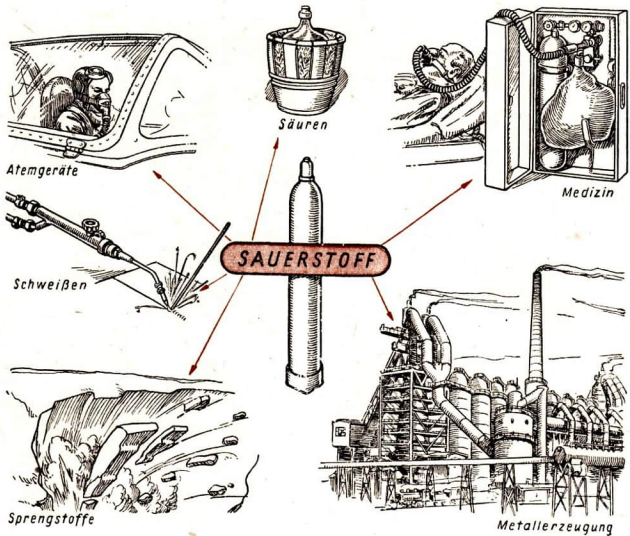


Abb.25 Verwendung von Sauerstoff

Entzünden und Unterhalten von Feuer

Die erste Bedingung für das Entstehen eines Feuers ist das Vorhandensein von Brennmaterial. Ferner ist zu jeder Verbrennung Sauerstoff notwendig. Brennstoffe entzünden sich jedoch bei Anwesenheit von Sauerstoff allein noch nicht. Wir werden nun untersuchen, unter welchen Bedingungen sich Stoffe entzünden lassen.

Versuch 19: Ein brennendes Zündholz wird für sehr kurze Zeit an den Docht einer Kerze gehalten. Die Kerze läßt sich auf diese Weise noch nicht entzünden. Die Zündflamme muß den Docht erst eine gewisse Zeit erwärmen. Dann beginnt die Kerze mit kleiner, bald größer werdender Flamme zu brennen. Nachdem die Kerze einige Minuten gebrannt hat, bläst man die Flamme aus, während ein brennendes Zündholz bereitgehalten wird (Abb. 26). Dann bringt man die Flamme des Zündholzes bis dicht an den Docht heran, ohne ihn jedoch zu berühren.

Was beobachtest du?

Nachdem wir die Flamme der Kerze ausgelöscht hatten, sahen wir vom Docht her Gase und Dämpfe entweichen. Schon dadurch, daß wir das erkennende Streichholz in den Bereich dieser Gase brachten, wurde die Kerze entzündet. Wir haben also lediglich Gase entzündet.

Betrachten wir die Kerzenflamme genauer, so erkennen wir, daß sie unmittelbar am Docht nicht leuchtet. Mit Hilfe des folgenden Versuches werden wir diese Erscheinung erklären:



Abb. 26 Ein brennendes Zündholz wird an die soeben ausgeblasene Kerze herangeführt



Abb. 27 Aus einer Kerzenflamme abgeleitete Gase werden entzündet

Versuch 20: Ein etwa 5 cm langes, möglichst dünnes Glasrohr wird mit dem einen Ende nahe an den Kerzendocht gehalten, so daß an dem anderen Ende Gase entweichen. Diese entzünden wir mit einem Zündholz (Abb. 27).

Im Inneren der Kerzenflamme befinden sich brennbare Gase, die man ableiten und an der Luft entzünden kann. Wir dürfen daher annehmen, daß die Flamme der Kerze aus brennenden Gasen besteht. Nun können wir auch erklären, warum beim Entzünden der Kerze mit einem Zündholz nicht sofort eine Flamme entsteht.

Durch die Wärme des brennenden Zündholzes wird zunächst etwas Kerzenmasse geschmolzen.

Die flüssige Kerzenmasse steigt im Docht hoch und verdampft. Die dabei entstehenden Gase sind brennbar und entzünden sich. Durch die Wärme der verbrennenden Gase wird weiteres Gas entwickelt. Ist das beim Entzünden von Holz und Kohle nun ebenso?

Versuch 21: Ein schwerschmelzbares Reagenzglas wird zu etwa zwei Dritteln mit trockenen Sägespänen oder Kohlegrus gefüllt und mit einem durchbohrten Stopfen verschlossen, durch den ein zur Düse ausgezogenes Glasrohr führt. Dann wird das Reagenzglas erhitzt (Abb. 28).

Nach einiger Zeit entweichen aus der Düse übelriechende Gase, die sich ebenso leicht entzünden lassen wie die der Kerze. Auch Holz und Kohle müssen, wenn sie entzündet werden sollen, zunächst erhitzt werden. Dabei geben die Brennstoffe brennbare Gase ab. Durch die Untersuchung der Flamme haben wir eine wichtige Erkenntnis gewonnen:



Abb. 28 Erhitzen von Sägespänen im Reagenzglas

Flammen sind brennende Gase.

Benzin und Spiritus verdampfen sehr leicht, so daß schon bei normaler Zimmer-temperatur genügend brennbare Gase vorhanden sind. Deshalb sind diese Stoffe besonders feuergefährlich! Kerzenmasse muß schon etwas mehr, und wesentlich stärker müssen Holz und Kohle erhitzt werden. Die Temperatur, bei der sich die Stoffe entzünden, bezeichnet man als **Entzündungstemperatur**.

Ein Stoff brennt erst, wenn seine Entzündungstemperatur erreicht ist.

Diese Erkenntnis müssen wir beim Heizen eines Ofens beachten. Wir nehmen zunächst etwas Papier, weil sich dieser Stoff besonders leicht entzünden läßt, dann kleingehacktes Holz, größere Holzstücke und schließlich Kohle. Warum aber brennen Papier und Kleinholz besser an als größere Holzstücke oder Kohle?

Wir wissen, daß zum Entfachen von Flammen aus dem Holz oder den Kohlen durch Erhitzen brennbare Gase entwickelt werden müssen. Mit einem Zündholz können wir aber ein größeres Holzstück oder gar Kohle nicht genügend stark erwärmen. Dagegen läßt sich das dünne Papier bereits durch die Wärme der Zündholzflamme so stark erhitzen, daß die Entzündungstemperatur erreicht wird. Durch die bei der Verbrennung des Papiers entstehende Wärme wird das Kleinholz so stark erwärmt, daß es sich entzündet. Die brennenden Holzstücke erwärmen nun das übrige Holz und die Kohlen, so daß auch diese sich schließlich entzünden.

Folgende Bedingungen müssen immer erfüllt sein, damit ein Feuer entzündet werden kann:

- a) Ein brennbarer Stoff muß vorhanden sein.
- b) Die Entzündungstemperatur des Brennstoffes muß erreicht sein.
- c) Ausreichende Mengen Sauerstoff müssen Zutritt zum Brennstoff haben.

Jahrtausendlang war das Feuer für den Menschen eine geheimnisvolle Erscheinung. Sie wurde mit allerlei mystischen und abergläubischen Vorstellungen verbunden. Durch das systematische Aneinanderreihen von Beobachtungen drangen die Menschen jedoch immer tiefer in das Wesen dieser Erscheinung ein. Heute sind wir in der Lage, die Feuererscheinungen zu erklären und auf die verschiedenste Weise Flammen zu erzeugen und zu regeln. So vermag der Mensch auf allen Gebieten der Wissenschaft immer höhere Erkenntnisse zu erlangen, die Naturerscheinungen zu erklären und sich nutzbar zu machen.

Brandschutz und Brandbekämpfung

Im vorigen Abschnitt haben wir die Bedingungen kennengelernt, die zur Entzündung eines Feuers erfüllt sein müssen. Es ist aber auch sehr wichtig zu wissen, wie ein Brand gelöscht wird. Alljährlich werden große Werte unseres Volksvermögens durch Brände vernichtet. Durch rechtzeitige und zweckmäßige Brandbekämpfung gelingt es oftmals, größere Schäden zu verhindern. Aus den drei Bedingungen für die Entzündung eines Feuers ergeben sich auch drei verschiedene Möglichkeiten zu seiner Bekämpfung.

1. Sämtliche brennbaren Stoffe werden aus dem Bereich des Brandes entfernt.

Von dieser Möglichkeit macht man zum Beispiel beim Bekämpfen von Waldbränden Gebrauch. Um den Brandherd herum werden auf einem mehrere Meter breiten Streifen die Bäume gefällt und Schutzgräben gezogen. Das Feuer kann dann nicht mehr auf weitere Waldstücke übergreifen.

2. Durch Wasser oder andere Mittel wird die Brandstelle bis unter die Entzündungstemperatur abgekühlt.

Mit Wasser werden die meisten Brände gelöscht (Abb. 29). Durch die Wärme des Feuers verdampft ständig ein Teil des Löschwassers. Die zum Verdampfen notwendige Wärme wird dem brennenden Stoff entzogen. Dabei kühlt er sich unter seine Entzündungstemperatur ab. Die Wasserdampfbildung bewirkt ferner, daß nicht mehr genügend Sauerstoff Zutritt zur Brandstelle hat.

3. Der Zutritt von Sauerstoff wird verhindert.

Öle, Benzin und Petroleum sind leichter als Wasser. Sie schwimmen auf dem Wasser und können daher mit diesem Löschmittel nicht gelöscht werden. Auch die meisten anderen Stoffe, die wir beim chemischen Experimentieren benutzen, dürfen nicht mit Wasser gelöscht werden. Sind solche Stoffe in Brand geraten, so macht man von der dritten Möglichkeit zum Löschen eines Brandes Gebrauch: Der Zutritt von Sauerstoff zum Brandherd wird verhindert. Das kann erreicht werden, indem zum Beispiel das Feuer mit Sand oder einer nassen Decke abgedeckt wird. Größere Brände löscht man mit schäumenden Mitteln. Dabei wird die Brandstelle in einen Schaum eingehüllt, der ebenfalls verhindert, daß Sauerstoff Zutritt zum Feuer hat.

Der größte Teil aller Brände wird durch Unachtsamkeit und unvorschriftsmäßige Bedienung von Heizanlagen und elektrischen Geräten hervorgerufen. Der Umgang mit offenem Feuer und elektrischen Wärmegeräten erfordert eine gute Sachkenntnis und vorsichtiges Handeln, damit keine Brände entstehen können. Wir machen uns daher mit den wichtigsten Brandschutzbestimmungen vertraut. Als allgemeine Regel gilt:

Brennbare Stoffe gehören nicht in die Umgebung des Ofens oder einer anderen Feuerstelle!



Abb. 29 Feuerwehr bei Löscharbeiten



Abb. 30 Tankstelle

Leichtentzündliche Stoffe, wie Benzin oder Filme, müssen in Räumen gelagert werden, in denen kein offenes Feuer oder Licht benutzt werden darf. Durch besondere Hinweisschilder ist auf die Feuergefährlichkeit hinzuweisen (Abb. 30). Brennbare Stoffe dürfen auch in unseren Wohnungen nicht in der Nähe des Ofens aufbewahrt werden. Der Kohlenkasten soll daher nicht so vor dem Herd oder Ofen stehen, daß glühende Teilchen in den Kasten hineinfallen können.

Wenn der Fußboden aus brennbaren Stoffen besteht (Holz, Linoleum), muß vor der Feuerungstür des Ofens ein Blech auf dem Boden befestigt werden.

Sehr gefährlich ist es, Feuer mit solchen Stoffen zu entfachen, die eine sehr niedrige Entzündungstemperatur haben, wie Spiritus oder Benzin. Explosionen und Brände sind die Folge.

Zahlreiche elektrische Geräte geben so viel Wärme ab, daß die Entzündungstemperatur in der Nähe liegender Stoffe erreicht werden kann. Ein Bügeleisen darf nur auf einem vorschriftsmäßigen Untersatz abgestellt werden. Von einem Teller zum Beispiel kann es leicht abgleiten und auf den Tisch oder Fußboden fallen. Der Stecker des Tauchsieders muß aus der Steckdose gezogen werden, ehe das Gerät aus dem Wasser genommen wird. Elektrische Kocher dürfen nur auf nichtbrennbare Unterlagen gestellt werden. Das muß auch bei elektrischen Heizöfen beachtet werden.

Ehe man einen Raum verläßt, sollte man sich immer überzeugen, daß keine elektrischen Wärmergeräte angeschlossen sind, und daß die Feuerstellen keine Gefahr darstellen können.

Elektrische Geräte, wie Bügeleisen, Tauchsieder und Kochplatten, dürfen niemals unbeaufsichtigt in Tätigkeit sein!

Ein entstandenes Feuer läßt sich meist wirkungsvoll bekämpfen, wenn geeignete Löschgeräte bereitstehen. Aus diesem Grunde sollen in öffentlichen Gebäuden und in allen besonders gefährdeten Räumen **Feuerlöschmittel** aufgestellt sein, mit denen man einen entstehenden Brand schnell und sicher bekämpfen kann. Solche Mittel sind Handfeuerlöscher, Kästen mit trockenem Sand, Schaufeln, Wasserbehälter und Decken. Auf Bahnhöfen und in großen Gebäuden findet man auch besondere Löschwasseranschlüsse (Abb. 31).

In jedem Raum, in dem chemische Versuche durchgeführt werden, müssen ein Sandkasten, ein Behälter mit Löschwasser und eine Decke vorhanden sein.

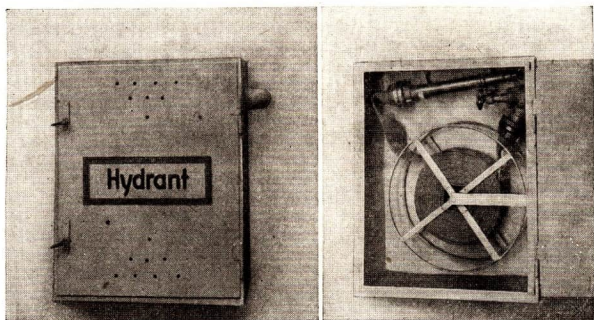


Abb. 31 Löschwasseranschluß in einem Betrieb

Einige sehr wichtige Vorsichtsmaßnahmen müssen wir auf unseren Wanderungen beim Anlegen einer Feuerstelle beachten. Lagerfeuer und Abkochstellen müssen so angelegt sein, daß sie mindestens 100 m von Gebäuden, Getreidefeldern, Mieten und Wäldern entfernt sind. Das Feuer darf nie ohne Bewachung bleiben und muß vollständig gelöscht werden, ehe die Lagerstelle verlassen wird.

Zum vorbeugenden Brandschutz gehört es auch, darüber Bescheid zu wissen, wo ein ausgebrochenes Feuer der Feuerwehr gemeldet werden kann.

In größeren Orten finden wir die sogenannten **Feuermelder** (Abb. 32). Das sind rot angestrichene Kästen, in denen sich unter einer Glasscheibe ein Knopf befindet. Bei Feuer wird die Scheibe eingeschlagen und dann der Knopf eingedrückt. Dadurch wird die Alarmanlage ausgelöst. Nun muß man so lange warten, bis die Feuerwehr eintrifft. In kleineren Orten und Landgemeinden sind besondere Feuermeldestellen eingerichtet. Dort ist ein Brand sofort zu melden.

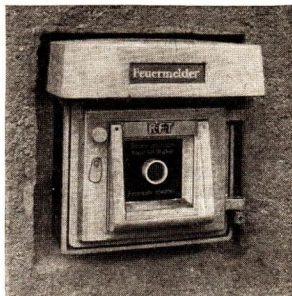


Abb. 32 Feuermelder

Gasbrenner und Spiritusbrenner

Bei chemischen Untersuchungen verwendet man zum Erhitzen der Stoffe meist brennbare Gase. Zum Verbrennen dieser Gase werden besondere Brenner benutzt. Am gebräuchlichsten ist noch heute der bereits im 19. Jahrhundert von

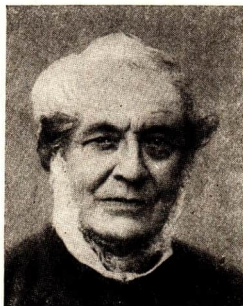


Abb. 33 ROBERT WILHELM BUNSEN

ROBERT WILHELM BUNSEN (Abb. 33) entwickelte und nach ihm benannte **Bunsenbrenner**. ROBERT WILHELM BUNSEN war ein bedeutender deutscher Physiker und Chemiker. Er entwickelte im Verlaufe seiner Tätigkeit als Forscher und Universitätslehrer zahlreiche Untersuchungsverfahren und Apparaturen. Seine besonderen Leistungen liegen auf dem Gebiete der Untersuchung von Gasen. BUNSEN entdeckte verschiedene, bis dahin unbekannte Stoffe.

Der Bunsenbrenner besteht aus einem senkrecht stehenden Metallrohr, dem Kamin, der durch einen Metallfuß gehalten wird (Abb. 34). Von unten wird durch eine Düse das Brenngas in den Kamin eingeleitet. Dieser besitzt an seinem unteren Ende zwei Öffnungen, durch die Luft eintreten kann. Das aus der Düse strömende Gas saugt durch diese Öffnungen Luft an, so daß an der Brenneröffnung ein Gas-

Luft-Gemisch austritt und entzündet werden kann. Die Luftzufuhr kann durch einen Luftregler verändert werden.

Der Bunsenbrenner hat den Vorteil, daß je nach Bedarf heiße und weniger heiße Flammen erzeugt werden können. Bei geschlossenem Luftregler kann praktisch keine Luft in den Kamin eindringen. Die Flamme brennt in diesem Falle fast geräuschlos und erzeugt verhältnismäßig niedrige Temperaturen. Beim Öffnen des Reglers beginnt die Flamme zu rauschen und ist außerordentlich heiß.

Für Untersuchungen, die nur niedrigere Temperaturen erfordern, genügt in vielen Fällen der **Spiritusbrenner**. Dieser Brenner besteht aus einem Vorratsbehälter mit Spiritus, in den ein Docht aus Baumwollfäden taucht. Der Docht ist an der Öffnung des Brenners durch ein Blechröhrchen geführt und ragt etwa 1 cm hervor (Abb. 35). Er dient zum Emporsaugen des flüssigen Brennstoffes. Wenn der Brenner gelöscht werden soll, stülpt man eine kleine Haube über den Docht. Dadurch wird auch ein Verdunsten des Spiritus verhindert.

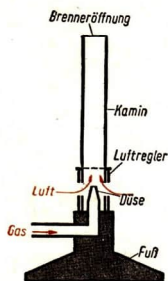


Abb. 34 Schematische Darstellung eines Bunsenbrenners

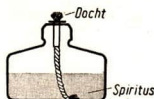
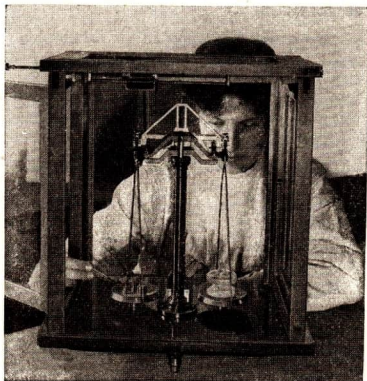


Abb. 35 Schematische Darstellung eines Spiritusbrenners

Wiederholungsfragen und Aufgaben:

1. Wie verhalten sich Magnesium und Silber in der Flamme?
2. Nenne die Hauptbestandteile der Luft! In welchen Anteilen sind diese Stoffe in der Luft enthalten?
3. Beschreibe eine Möglichkeit zur Darstellung von Sauerstoff!
4. Wie kannst du den Sauerstoff nachweisen? Beschreibe, wie du dabei vorgehst!
5. Nenne die wichtigsten Eigenschaften des Sauerstoffs!
6. Was ist ein Katalysator? Beschreibe einen Vorgang, bei dem ein Katalysator verwendet wird!
7. Worin besteht der Unterschied zwischen einer Verbrennung an der Luft und in reinem Sauerstoff? Begründe das!
8. Beschreibe einen Sauerstoffentwickler zur Darstellung von Sauerstoff aus Wasserstoffperoxid!
9. Wie nennt der Chemiker Verbrennungsvorgänge?
10. Aus welchen Stoffen sind die folgenden Oxide entstanden: Kupferoxid, Zinkoxid, Bleioxid?
11. Welche Stoffe werden gebildet, wenn Aluminium, Nickel oder Zinn oxydiert werden? Schreibe die Reaktionen in kurzer Form auf!
12. Welche Voraussetzungen sind notwendig, um ein Feuer zu entfachen?
13. Warum läßt sich ein Stück Kohle nicht mit dem Streichholz entzünden?
14. Durch welche Maßnahmen kann ein Brand bekämpft werden? Begründe diese Maßnahmen!
15. Warum kann man brennendes Benzin oder Öl nicht mit Wasser löschen?
16. Aus welchem Grund muß vor der Feuerungstür des Ofens ein Blech auf den Fußboden genagelt sein?
17. Wo befindet sich der nächste Feuermelder oder die nächste Feuermeldestelle
 - a) für deine Schule,
 - b) für deine Wohnung?
18. Wie lautet die Telefonnummer der Feuermeldestelle in deinem Wohnort?
19. Welche Feuerschutzgeräte befinden sich in deiner Schule?
Wo stehen diese Geräte oder wo sind sie angebracht?



Chemikerin an der Waage

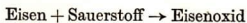
Im 3. Kapitel werden wir etwas über den Aufbau und die Zusammensetzung der Stoffe erfahren. Bei der Erforschung der Zusammensetzung der Stoffe ist dem Chemiker die Waage ein unentbehrliches Hilfsmittel.

3. KAPITEL

Chemische Grundbegriffe

Chemische Grundstoffe – chemische Verbindungen – Gemenge

1. Chemische Grundstoffe und Verbindungen. Bei der Untersuchung des Verbrennungsvorganges stellten wir fest, daß sich zwei Stoffe, wie Eisen und Sauerstoff oder Magnesium und Sauerstoff, zu einem neuen Stoff mit neuen Eigenschaften vereinigten:



Wir sahen aber auch, daß man den Stoff Quecksilberoxid durch Erhitzen zerlegen kann:



Quecksilber und Sauerstoff lassen sich mit den Hilfsmitteln des Chemikers nicht weiter in andere Stoffe zerlegen.

Die Chemiker haben viele tausend Stoffe untersucht. Sie stellten dabei fest, daß man alle Stoffe einteilen kann:

- a) in Stoffe, die sich chemisch in andere Stoffe zerlegen lassen,
- b) in Stoffe, die sich chemisch nicht weiter zerlegen lassen.

Stoffe, die nicht in andere Stoffe zerlegt werden können, bezeichnet man als **chemische Grundstoffe** oder **chemische Elemente**.

Gegenwärtig sind 103 chemische Elemente bekannt. Einige davon kennen wir bereits: Silber, Quecksilber, Kupfer, Eisen, Magnesium, Zink, Natrium, Blei, Sauerstoff und Stickstoff. Die Elemente können wir in zwei Gruppen unterteilen: in die **Metalle** und in die **Nichtmetalle**.

Metalle weisen einen besonderen Glanz (Metallglanz) auf und leiten die Wärme gut. Von den uns bekannten Elementen gehören Silber, Quecksilber, Kupfer, Eisen, Magnesium, Zink, Natrium und Blei zu der Gruppe der Metalle.

Elemente, die keine Metalleigenschaften besitzen, sind Nichtmetalle. Dazu zählen zum Beispiel Sauerstoff und Stickstoff. Nichtmetalle sind jedoch nicht immer Gase; ein festes Nichtmetall ist beispielsweise der gelbe Schwefel.

Chemische Elemente oder chemische Grundstoffe sind Stoffe, die sich chemisch nicht in andere Stoffe zerlegen lassen. Sie werden in Metalle und Nichtmetalle unterteilt.

Der Begriff des chemischen Elements entwickelte sich im Laufe von mehr als 2000 Jahren. Schon etwa um 600 v. u. Z. befaßten sich griechische Philosophen mit der Zusammensetzung der Stoffe. Sie nahmen an, daß sich alle Stoffe der Natur aus vier Elementen zusammensetzen. Sie hielten Erde, Wasser, Luft und Feuer für diese vier Elemente. Allerdings verstand man unter einem Element nicht den Stoff selbst, sondern seine Eigenschaften. Erde bedeutete „schwer“ und „fest“, Wasser „schwer“ und „flüssig“, Luft „leicht“ und „kalt“ und Feuer „leicht“ und „warm“. Eine klare Abgrenzung der Begriffe voneinander war jedoch nicht vorhanden. Die Verschiedenheit der Stoffe sollte nach dieser Lehre der griechischen Philosophen durch die unterschiedliche Zusammensetzung aus den vier Elementen bedingt sein.

Bis ins Mittelalter hinein wurde keine Klarheit über den Elementenbegriff geschaffen. Noch die Alchimisten glaubten, das Element Gold durch Vermengen von anderen Stoffen mit ähnlichem Aussehen und ähnlichen Eigenschaften herstellen zu können.

Erst im 17. Jahrhundert bezeichnete der Engländer ROBERT BOYLE (Abb. 36) die nachweisbaren, mit chemischen Verfahren nicht in andere Bestandteile zerlegbaren Stoffe als Elemente. Damit war der Begriff des Elements bereits wesentlich fester umrissen.



Abb. 36 ROBERT BOYLE

Im Laufe der folgenden Jahrhunderte wurden nach und nach bisher unbekannte Elemente entdeckt. LAVOISIER kannte nahezu 30 Elemente. Gegen Ende des 19. Jahrhunderts waren etwa 75 Elemente bekannt. Zahlreiche Elemente wurden erst in unserem Jahrhundert gefunden.

Chemische Elemente sind einfache Stoffe. Neben diesen kennt man viele zusammengesetzte Stoffe, die sich chemisch in andere Stoffe zerlegen lassen. Sie werden **chemische Verbindungen** genannt. Chemische Verbindungen entstehen durch einen chemischen Vorgang aus Elementen und können wieder in diese zerlegt werden. Quecksilberoxid ist zum Beispiel eine Verbindung. Es kann aus den Elementen Sauerstoff und Quecksilber hergestellt und in diese wieder zerlegt werden. Die Verbindungen haben neue, andere Eigenschaften als die Elemente, aus denen sie entstehen.

Ähnlich wie eine Vielzahl von verschiedenen Wörtern aus den 26 Buchstaben unseres Alphabetes gebildet werden kann, lassen sich Hunderttausende verschiedener chemischer Verbindungen aus den 103 chemischen Elementen herstellen.

Die meisten Stoffe, die wir aus dem täglichen Leben kennen, sind chemische Verbindungen, zum Beispiel Zucker, Salz, Glas, Stärke, Sand, Wasser und viele andere. Die Chemiker können heute sogar sehr viele Verbindungen herstellen, die in der Natur nicht vorkommen, denken wir nur an das Dederon, das Ekadur, an viele Farbstoffe und Arzneimittel. Oft sind diese von den Menschen erzeugten Produkte den Naturstoffen in ihren Eigenschaften überlegen. Der Mensch ist also in der Lage, die Natur nach seinen Bedürfnissen zu verändern.

Verbindungen sind Stoffe, die durch einen chemischen Vorgang aus chemischen Elementen entstehen. Sie haben andere Eigenschaften als die Elemente und lassen sich chemisch wieder in diese zerlegen.

In Tabelle 3 sind einige uns bisher bekannte Stoffe in Elemente und Verbindungen eingeteilt:

Tabelle 3. Einige Elemente und Verbindungen

Elemente (einfache Stoffe)		Verbindungen (zusammengesetzte Stoffe)
Metalle	Nichtmetalle	
Eisen	Sauerstoff	Bleioxid
Magnesium	Stickstoff	Zinkoxid
Natrium	Schwefel	Eisenoxid
Blei		Magnesiumoxid
Zink		Kupferoxid
Kupfer		Quecksilberoxid
Quecksilber		Wasserstoffperoxid
Silber		

2. Gemenge. Elemente und Verbindungen sind reine Stoffe. Mischen wir verschiedene Elemente oder Verbindungen miteinander, so erhalten wir Stoffgemische. Man nennt sie **Gemenge**. In einem Gemenge behält jeder beteiligte Stoff seine Eigenschaften bei. Gemenge setzen sich entweder aus verschiedenen Elementen oder aus

verschiedenen Verbindungen zusammen, oder sie sind Stoffgemische aus Elementen und Verbindungen. Das Mischen von Stoffen ist ein physikalischer Vorgang.

In dem folgenden Versuch untersuchen wir ein Gemenge aus Eisenfeilspänen und Kochsalz:

Versuch 22: *Eisenfeilspäne und Kochsalz werden gemischt. Das Gemenge wird durch eine Lupe betrachtet (Abb. 37). Zum Vergleich betrachten wir auch Kochsalz unter der Lupe (Abb. 38). Gib an, was du beobachtest!*

Das Gemenge wird nun in einem Becherglas mit Wasser übergossen und mit einem Glasstab umgerührt. Was beobachtest du? Prüfe den Geschmack des Wassers!

Hierauf wird filtriert und das Filtrat vorsichtig eingedampft. Was stellst du fest? Prüfe den Filtrerrückstand mit einem Magneten!



Abb. 37
Eisenpulver-Kochsalz-Gemenge
bei etwa 60facher Vergrößerung



Abb. 38
Kochsalz bei etwa 60facher
Vergrößerung

Gemenge lassen sich verhältnismäßig leicht durch physikalische Vorgänge in ihre Bestandteile trennen. Zur Trennung werden die unterschiedlichen Eigenschaften der Stoffe ausgenutzt. In dem Beispiel, das uns der Versuch 22 zeigte, konnte eine Trennung erfolgen, weil sich Salz in Wasser auflöst, Eisen dagegen nicht.

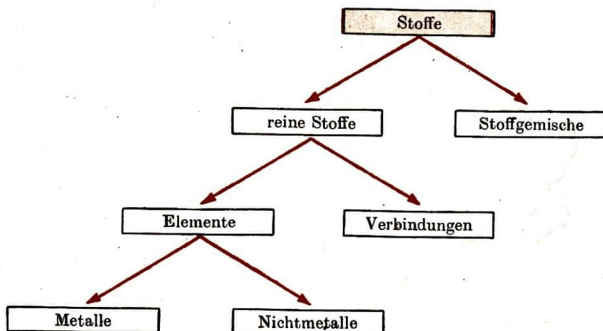
Aus dem Gemenge hätte andererseits auch das Eisen mit einem Magneten abgetrennt werden können. Dabei werden die unterschiedlichen magnetischen Eigenschaften der beiden Stoffe ausgenutzt.

Gemenge sind Stoffgemische, die durch Mischen von Elementen oder Verbindungen, also durch einen physikalischen Vorgang, entstehen. In einem Gemenge behält jeder Bestandteil seine Eigenschaften bei.

In der folgenden Gegenüberstellung werden wir noch einmal Verbindungen und Gemenge miteinander verglichen:

Verbindung	Gemenge
Eine chemische Verbindung (z. B. Quecksilberoxid) besteht aus mindestens zwei Elementen.	Ein Gemenge besteht aus mindestens zwei Stoffen. Diese Stoffe sind Elemente oder Verbindungen. a) Element/Element (z. B. Eisen/Schwefel) b) Verbindung/Verbindung (z. B. Zucker/Sand) c) Element/Verbindung (z. B. Eisen/Kochsalz)
Eine chemische Verbindung ist ein neuer Stoff mit neuen Eigenschaften. Er hat nicht mehr die Eigenschaften der Elemente.	Jeder Bestandteil eines Gemenges behält seine Eigenschaften im Gemenge bei.
Die Vereinigung von Elementen zu einer Verbindung ist ein chemischer Vorgang.	Das Mischen verschiedener Stoffe zu einem Gemenge ist ein physikalischer Vorgang.

Wir wollen die Einteilung der Stoffe noch einmal in einer Übersicht zusammenfassen:



Moleküle und Atome

1. Moleküle. Wir werden im folgenden weitere Betrachtungen über chemische Verbindungen und chemische Elemente anstellen.

Betrachten wir den Stoff Wasser, so erscheint er uns als eine dicht zusammenhängende Masse. Was geschieht jedoch, wenn eine Verbindung, wie zum Beispiel Zucker, in Wasser aufgelöst wird?

Versuch 23: *In einem größeren Becherglas wird Zucker mit Wasser übergossen und so lange mit einem Glasstab umgerührt, bis sich die Kristalle völlig gelöst haben. Dann prüfen wir den Geschmack der Lösung und betrachten sie mit einer Lupe.*

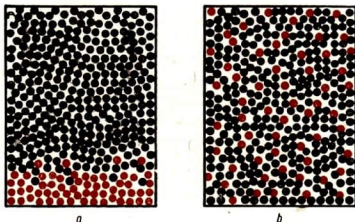


Abb. 39 Zucker wird in Wasser gelöst (schematische Darstellung)
a) Zucker (rot) wird mit Wasser (schwarz) übergossen.
b) Die Zuckerteilchen (rot) haben sich im Wasser (schwarz) verteilt

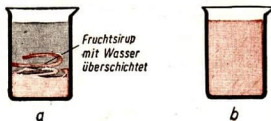
Die Lösung schmeckt süß. Der Zucker muß sich in dem gesamten Wasser verteilt haben. Wir können die Zuckerteilchen mit der Lupe jedoch nicht mehr erkennen.

Das scheint unserer Annahme, daß Wasser eine zusammenhängende Masse ist, zu widersprechen. Auch der winzigste Tropfen des Wassers schmeckt nach dem Versuch süß, obwohl keine Zuckerteilchen mehr zu sehen sind. Das läßt sich nur dadurch erklären, daß die Stoffe Zucker und Wasser aus sehr vielen kleinen, mit der Lupe nicht mehr sichtbaren Teilchen bestehen. Beim Lösen des Zuckers vermischen sie sich miteinander.

Durch die stark schematisierte Darstellung in Abbildung 39 wollen wir uns diesen Vorgang veranschaulichen.

Im folgenden Versuch überprüfen wir die Ergebnisse unserer Überlegungen.

Versuch 24: *In einem Becherglas überschichtet man vorsichtig Fruchtsirup mit Wasser. Hierbei läßt man das Wasser an einem Glasstab an der Wand des Becherglases herunterlaufen. Der Geschmack und die Farbe des überstehenden Wassers wird geprüft. Dann läßt man das Becherglas ruhig stehen (Abb. 40a). Nach einigen Stunden prüfen wir den Geschmack und die Farbe des Wassers nochmals.*



Das Wasser schmeckt süß. Die Lösung ist einheitlich gefärbt. Die kleinen Teilchen des Fruchtsirups sind also auch in die obere Wasserschicht eingedrungen (Abb. 40b).

Abb. 40 Lösen von Fruchtsirup in Wasser
a) Fruchtsirup wird mit Wasser überschichtet.
b) Der Fruchtsirup hat sich im Wasser verteilt

Wir folgern aus den Beobachtungen, daß der Zucker und andere Stoffe aus kleinen Teilchen bestehen. Die Teilchen befinden sich in ständiger Bewegung. Beim Auflösen verteilen sich die Zuckerteilchen gleichmäßig zwischen den Wasserteilchen. Jedes Teilchen muß aber noch die Eigenschaften des Stoffes haben, denn auch der winzigste Tropfen der Lösung hat den süßen Geschmack des gelösten Stoffes.

Ähnliche Untersuchungen kann man auch mit anderen Verbindungen anstellen. Stets erhält man das gleiche Ergebnis: Die Verbindungen können durch einen physikalischen Vorgang, wie zum Beispiel das Lösen in Wasser, in kleine Teilchen zerlegt werden. Das kleinste Teilchen einer Verbindung, das noch die Eigenschaften dieser Verbindungen hat, nennt man ein **Molekül**. Alle Moleküle einer Verbindung sind untereinander völlig gleich und zeigen die gleichen chemischen Eigenschaften.

Moleküle sind die kleinsten Teilchen von Verbindungen. Alle Moleküle einer Verbindung sind in ihren chemischen Eigenschaften gleich.

2. Atome. Betrachten wir noch eine weitere, uns bekannte Verbindung, das Quecksilberoxid! Die kleinsten Teilchen der Verbindung Quecksilberoxid sind Quecksilberoxidsmoleküle. Sie besitzen alle Eigenschaften des Quecksilberoxids. Durch Erhitzen kann die Verbindung Quecksilberoxid in die Elemente Quecksilber und Sauerstoff zerlegt werden. Dabei werden die Quecksilberoxidsmoleküle in noch kleinere Teilchen zerlegt, in Quecksilberteilchen und Sauerstoffteilchen. Diese kleinsten Teilchen der Elemente werden **Atome** genannt. Alle Atome eines Elementes sind untereinander in ihren chemischen Eigenschaften gleich.

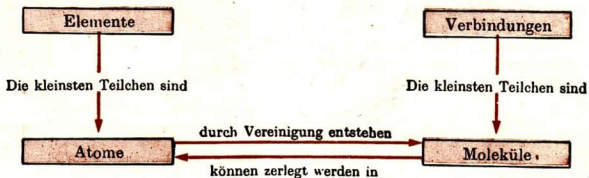
Atome sind die kleinsten Teilchen der Elemente. Alle Atome eines Elementes sind in ihren chemischen Eigenschaften gleich.

Bei der Hitzespaltung des Quecksilberoxids werden die Quecksilberoxidsmoleküle in Quecksilberatome und Sauerstoffatome aufgespalten. Umgekehrt müssen sich bei der Herstellung von Quecksilberoxid Atome des Quecksilbers und des Sauerstoffs miteinander zu Quecksilberoxidsmolekülen verbinden.

Gleiche Überlegungen können wir auch für andere uns bereits bekannte chemische Reaktionen anstellen.

Bei einer chemischen Reaktion können Moleküle in Atome aufgespalten oder Moleküle aus Atomen gebildet werden.

Wir fassen zusammen:



Die Erkenntnis, daß die Stoffe aus Atomen aufgebaut sind, war von großer Bedeutung für die Entwicklung der Chemie. Bereits um 400 v. u. Z. vertrat der griechische Philosoph DEMOKRIT die Auffassung, daß alle Stoffe aus kleinsten Teilchen bestehen, die unteilbar sind. Diese Teilchen nannte er Atome¹⁾. Die unterschiedlichen Eigenschaften der einzelnen Stoffe erklärte er durch die verschiedene Anzahl und Lage der Atome in den Stoffen.

Der russische Gelehrte MICHAEL WASSILIEWITSCH LOMONOSSOW wies um die Mitte des 18. Jahrhunderts auf den Aufbau der Stoffe aus Molekülen und Atomen hin und wandte seine Erkenntnisse zur Erklärung chemischer Reaktionen an. Zu Beginn des 19. Jahrhunderts stellte der Engländer JOHN DALTON eine Atomlehre auf, die später in ihren Grundzügen durch genauere Forschungen bestätigt wurde und noch heute Gültigkeit hat.

Atome und Moleküle sind außerordentlich klein. Wir können sie mit der Lupe oder mit einem Lichtmikroskop nicht sichtbar machen.

Ein Sauerstoffatom hat zum Beispiel einen Durchmesser von etwa
0,000 000 1 mm.

Unter dieser Zahl können wir uns nur sehr wenig vorstellen. Sie sagt uns nur, daß das Atom außerordentlich klein ist. Wir wollen daher versuchen, uns die Größe des Atoms besser zu veranschaulichen: Könnte man Sauerstoffatome so aneinanderlegen, daß sie eine Reihe von 1 cm Länge bilden, so würde man dazu 100 Millionen Atome benötigen. Stellen wir uns jedes dieser Atome auf eine Kugel von 1 mm Durchmesser vergrößert vor, so würden diese Kugeln aneinandergereiht eine Strecke von 100 km ergeben. Das entspricht etwa der Entfernung Berlin—Cottbus.

Obwohl die Atome und Moleküle wegen ihrer geringen Größe nicht beobachtet und gemessen werden konnten, wurden von den Chemikern und Physikern genaue Maße der verschiedenen Atome durch langwierige Berechnungen ermittelt. Wir erkennen hieraus, zu welchen erstaunlichen Leistungen der Mensch fähig ist, daß er sogar Dinge, die sich seiner unmittelbaren Beobachtung und Untersuchung entziehen, nachweisen und berechnen kann. In neuester Zeit ist es gelungen, Vergrößerungsgeräte (die sogenannten Feldionenmikroskope) zu entwickeln, mit denen man auch große Atome und Moleküle sichtbar machen kann (Abb. 41).

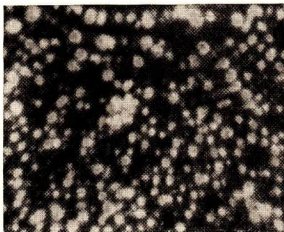


Abb. 41
Atome unter dem Feldionenmikroskop

Die Zeichensprache des Chemikers

1. Symbole als Zeichen der Elemente. Die Zahl der bekannten Stoffe ist sehr groß. Man kennt bereits mehr als eine Million verschiedener Verbindungen. Ständig werden neue Stoffe entdeckt oder im Laboratorium hergestellt. Deshalb hat man

¹⁾ atomos (griechisch) = unteilbar.

sich schon sehr früh Gedanken darüber gemacht, wie man die Namen der Stoffe abkürzen kann.

Wir verfahren heute so, wie es der schwedische Chemiker JÖNS JAKOB BERZELIUS (Abb. 42) zu Beginn des 19. Jahrhunderts vorschlug. Er regte an, die Anfangsbuchstaben und, wenn diese mehrmals vorkommen, einen weiteren Buchstaben der lateinischen oder griechischen Namen der Elemente als Zeichen zu benutzen. Diese Abkürzungen werden Symbole genannt. Sie werden heute in allen Ländern der Welt benutzt.

Jedes der 103 Elemente hat ein bestimmtes Symbol. In Tabelle 4 sind die Symbole einiger Elemente angegeben.



Abb. 42 JÖNS JAKOB BERZELIUS

Tabelle 4. Symbole einiger Elemente

Element	Lateinischer oder griechischer Name	Sym- bol	Element	Lateinischer oder griechischer Name	Sym- bol
Sauerstoff	Oxygenium	O	Magnesium	Magnesium	Mg
Stickstoff	Nitrogenium	N	Zink	Zincum	Zn
Quecksilber	Hydrargyrum	Hg	Blei	Plumbum	Pb
Eisen	Ferrum	Fe	Silber	Argentum	Ag
Kupfer	Cuprum	Cu	Aluminium	Aluminium	Al
Natrium	Natrium	Na			

Neben dieser allgemeinen Bedeutung, die die Symbole besitzen, werden sie aber auch gleichzeitig zur Kennzeichnung einer bestimmten Menge benutzt. Jedes Element besteht aus Atomen, die gleiche Eigenschaften haben, also auch gleich groß sind. Wir können daher eine bestimmte Menge eines Elementes dadurch angeben, daß wir dem Symbol auch gleichzeitig die Bedeutung „ein Atom“ zuordnen. Die Symbole haben also eine zweifache Bedeutung:

Fe ist das Symbol für $\left\{ \begin{array}{l} \text{das Element Eisen} \\ \text{ein Atom des Elementes Eisen} \end{array} \right.$

O ist das Symbol für $\left\{ \begin{array}{l} \text{das Element Sauerstoff} \\ \text{ein Atom des Elementes Sauerstoff} \end{array} \right.$

Sollen mehrere Atome eines Elementes dargestellt werden, so geben wir das durch eine entsprechende Ziffer vor dem Symbol an:

- 3 Fe bedeutet 3 Atome des Elementes Eisen
 2 O bedeutet 2 Atome des Elementes Sauerstoff

Symbole verwendet man zur Kennzeichnung chemischer Elemente. Das Symbol gibt ein Atom des betreffenden Elementes an.

2. Formeln als Zeichen der Verbindungen. Bei chemischen Vorgängen können sich die Atome der Elemente zu Molekülen vereinigen. Bei dem Vorgang



verbinden sich Magnesiumatome und Sauerstoffatome zu Magnesiumoxidmolekülen. Genauere Untersuchungen haben ergeben, daß sich stets ein Atom Magnesium und ein Atom Sauerstoff zu einem Molekül Magnesiumoxid verbinden.

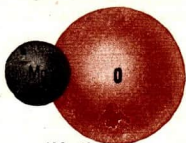


Abb. 43
Modell eines Magnesiumoxidmoleküls

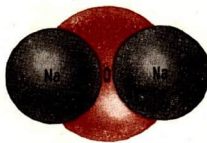


Abb. 44
Modell eines Natriumoxidmoleküls

Stellen wir uns die Atome der beiden Stoffe als verschieden große Kugeln vor (in Wirklichkeit sind es weit kompliziertere Gebilde), dann würde ein Molekül Magnesiumoxid etwa der Darstellung in Abbildung 43 entsprechen. Berücksichtigen wir, daß die Symbole der Elemente je ein Atom des betreffenden Elementes kennzeichnen, so setzen wir als abgekürzte Schreibweise für das Molekül nur die Symbole Mg und O der beiden Elemente nebeneinander. Wir erhalten



Diese verkürzte Schreibweise für ein Molekül nennt man eine **chemische Formel**.

Auch die Formel hat zweierlei Bedeutung:

MgO
 ist die Formel für

- ↗ { die chemische Verbindung Magnesiumoxid. Sie gibt die Zusammensetzung dieser Verbindung aus den Elementen Sauerstoff und Magnesium wieder.
- ↘ { ein Molekül Magnesiumoxid. Sie gibt die Zusammensetzung dieses Moleküls aus einem Atom Sauerstoff und einem Atom Magnesium an.

Wir stellen nun die Formeln einiger uns bekannter Oxide auf. Die Oxide der Metalle Blei, Zink, Kupfer und Quecksilber bestehen, wie das Magnesiumoxid,

jeweils aus einem Atom des Metalls und einem Atom Sauerstoff. Demnach lauten ihre Formeln:

PbO	ZnO	CuO	HgO
Bleioxid	Zinkoxid	Kupferoxid	Quecksilberoxid

In einem Molekül Natriumoxid sind 2 Atome Natrium mit einem Atom Sauerstoff verbunden. Stellen wir uns die Atome wieder als Kugeln vor, so kommen wir zu dem in Abbildung 44 gezeigten Bild des Natriumoxidmoleküls.

Enthält ein Molekül mehrere Atome eines Elementes, so wird in der Formel die Anzahl der Atome dieses Elementes durch eine tiefgestellte Ziffer hinter dessen Symbol gekennzeichnet. Die Formel für Natriumoxid lautet also:



Formeln kennzeichnen chemische Verbindungen. Sie werden aus den Symbolen der in der Verbindung enthaltenen Elemente zusammengesetzt. Die Formel gibt ein Molekül der betreffenden Verbindung an. Aus ihr kann man Zahl und Art der Atome, die das Molekül bilden, ansehen.

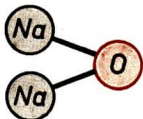
Wertigkeit der Elemente

Aus den Abbildungen 43 und 44 erkennen wir, daß im Magnesiumoxidmolekül 1 Atom Magnesium mit 1 Atom Sauerstoff und im Natriumoxidmolekül 2 Atome Natrium mit 1 Atom Sauerstoff verbunden sind. Wie viele Atome eines bestimmten Elementes sich mit wie vielen Atomen eines anderen verbinden, ist aber nicht zufällig, sondern hängt, wie alle Vorgänge in der Natur, von bestimmten Gesetzmäßigkeiten ab. Die Anzahl der Atome, die sich miteinander verbinden, wird durch die Wertigkeit der Elemente angegeben.

Die Wertigkeit gibt an, wieviel Atome eines Elementes sich mit wieviel Atomen eines anderen Elementes verbinden können.

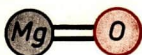
Im folgenden beschäftigen wir uns eingehend mit der Wertigkeit der Elemente. Hierzu vereinfachen wir die oben gewählte Darstellung der Moleküle noch weiter. Wir zeichnen die Atome in den Molekülen als Kreisflächen. Von der unterschiedlichen Größe der Atome können wir absehen und gleich große Kreisflächen verwenden. Zur besseren Veranschaulichung geben wir dabei die Wertigkeit der einzelnen Atome durch Striche an.

Wir betrachten zunächst das Natriumoxidmolekül:



Man sagt: Natrium ist einwertig, Sauerstoff dagegen zweiwertig. Das zweiwertige Sauerstoffatom vermag zwei einwertige Natriumatome zu binden.

Das Magnesiumoxidmolekül zeigt einen anderen Aufbau:



Ein zweiwertiges Sauerstoffatom ist mit einem Atom Magnesium verbunden. Magnesium ist ebenso wie der Sauerstoff zweiwertig.

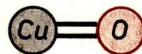
Wir werden nun mit Hilfe der Wertigkeit die Formeln für einige Verbindungen aufstellen. Beginnen wir mit der Formel des uns bekannten schwarzen Kupferoxids. Hier ist das Kupfer zweiwertig. Wir deuten das in unserem Modell durch zwei Wertigkeitsstriche an:



Auch der Sauerstoff ist zweiwertig:



Dabei ist es beliebig, in welcher Richtung wir die Wertigkeitsstriche zeichnen. Verbinden sich die beiden Atome zu einem Molekül, so deuten wir das dadurch an, daß die Wertigkeitsstriche beider Atome miteinander verbunden werden:



Als Formel für Kupferoxid ergibt sich:



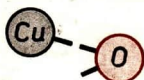
Kupfer und Sauerstoff haben die gleiche Zahl an Wertigkeitsstrichen. Man sagt, ihre Wertigkeiten gleichen sich aus. Bei allen Verbindungen müssen sich in den Molekülen die Wertigkeiten der beteiligten Atome ausgleichen.

Im Molekül einer Verbindung sind die Wertigkeiten der beteiligten Atome ausgeglichen.

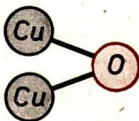
Es ist also möglich, die Formel für eine Verbindung aufzustellen, wenn wir die Wertigkeiten der in der Verbindung enthaltenen Elemente kennen.

Viele Elemente können in verschiedenen Wertigkeiten auftreten. So gibt es neben dem schwarzen Kupferoxid mit der Formel CuO noch ein braunes Kupferoxid, in dem das Kupfer einwertig ist. Welche der bei einem Element möglichen Wertigkeiten auftritt, hängt von den Bedingungen ab, unter denen sich das Element mit einem anderen verbindet. Wir werden jetzt die Formel für das Oxid des

einwertigen Kupfers aufstellen. Die Kupferatome sind einwertig, die Sauerstoffatome zweiwertig:



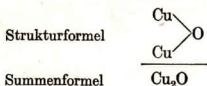
Wir sehen, daß zum Ausgleich der Wertigkeiten hier zwei Kupferatome benötigt werden:



Wir können nun unsere Darstellung weiter vereinfachen, indem wir nur die Symbole der Elemente in der gleichen Anordnung schreiben und mit Wertigkeitsstrichen versehen:



Die Formeln, in denen neben den Symbolen auch die Wertigkeitsstriche angegeben werden, nennt man **Bauformeln** oder **Strukturformeln**. Die uns bekannten Formeln, bei denen nur die Symbole der Elemente aufgeführt werden, heißen **Summenformeln**. Sie ergeben sich als Summe aus der Strukturformel:



Die Formel für das braune Kupferoxid ist demnach Cu_2O .

Durch umfangreiche Untersuchungen sind die Wertigkeiten der Elemente ermittelt worden. Die folgende Tabelle gibt sie für einige uns bekannte Elemente an. Die in der Tabelle rot gedruckten Elemente treten in verschiedenen Wertigkeiten auf.

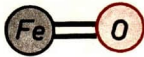
Tabelle 5. Wertigkeiten einiger Elemente

einwertig	zweiwertig	dreiwertig
Cu	Cu	Al
Na	Fe	Fe
Ag	Mg	
	Zn	
	Pb	
	Hg	
	O	

Auch das Eisen ist ein Element, das in verschiedenen Wertigkeiten auftritt. Es kann zwei- und dreiwertig sein. Es gibt ein Oxid, in dem Eisen zweiwertig ist, und ein weiteres Oxid, in dem es dreiwertig vorliegt. Wie bei den beiden Oxiden des Kupfers, sind auch hier die Eisen- und Sauerstoffatome in unterschiedlicher Anzahl miteinander verbunden.

Stellen wir nun die Formeln für die beiden Eisenoxide auf, zunächst für das Oxid, in dem Eisen zweiwertig auftritt: Wir benutzen wieder das Kreismodell und bilden daraus dann die Strukturformel.

Modell



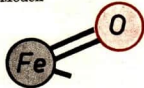
Strukturformel



Die Wertigkeiten gleichen sich aus. Die Summenformel dieses Eisenoxids ist FeO .

Ähnlich gehen wir bei der Aufstellung der Formel für das Oxid des dreiwertigen Eisens vor:

Modell

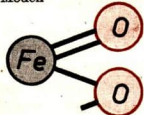


Strukturformel



Die drei Wertigkeiten des Eisenatoms können durch ein Sauerstoffatom nicht ausgeglichen werden. Ein Wertigkeitsstrich am Symbol des Eisens bleibt frei. Versuchen wir durch zwei Sauerstoffatome die Wertigkeitsstriche am Symbol des Eisens auszugleichen:

Modell

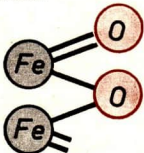


Strukturformel



Auch das ist nicht möglich. Es bleibt ein Wertigkeitsstrich am Symbol eines Sauerstoffatoms frei. Wir müssen ein weiteres Eisenatom hinzufügen:

Modell

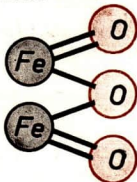


Strukturformel

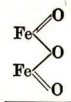


Dann bleiben zwar an diesem Eisenatom zwei Wertigkeitsstriche frei, die jedoch durch die Wertigkeitsstriche eines dritten Sauerstoffatoms ausgeglichen werden:

Modell



Strukturformel



Summenformel Fe_2O_3

Die beiden Oxide des Eisens haben verschiedene Eigenschaften. Sie unterscheiden sich zum Beispiel in der Farbe:

FeO ist schwarz

Fe_2O_3 ist rotbraun

Wir könnten die beiden Oxide schwarzes Eisenoxid und rotbraunes Eisenoxid nennen. Man geht jedoch bei der Benennung von den verschiedenen Wertigkeiten aus. Dabei wird die Wertigkeit des Eisens durch eine in Klammern gesetzte römische Ziffer hinter dem Wort Eisen im Namen Eisenoxid angegeben:

Das Oxid FeO heißt
Eisen(II)-oxid
(sprich: Eisen-zwei-oxid).

Das Oxid Fe_2O_3 heißt
Eisen(III)-oxid
(sprich: Eisen-drei-oxid).

Entsprechend werden die Namen für die beiden Kupferoxide gebildet:

Das Oxid Cu_2O heißt
Kupfer(I)-oxid.

Das Oxid CuO heißt
Kupfer(II)-oxid.

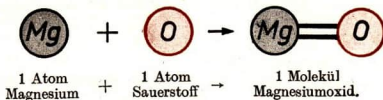
Wir haben die Wertigkeit durch Wertigkeitsstriche am Symbol eines Elementes veranschaulicht. Dieses Verfahren ist nur ein Hilfsmittel, um die Summenformel einer Verbindung mit Hilfe der Strukturformel aufstellen zu können. Wir müssen uns merken, daß die Strukturformel nur zeigt, wie viele Atome der einzelnen Elemente in einem Molekül enthalten sind. Aus ihr ist jedoch nicht zu erkennen, wie die Bindung der Atome im Molekül erfolgt oder wie fest die Bindung ist.

Chemische Gleichungen

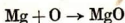
Unsere Kenntnisse von den Symbolen und Formeln wenden wir nun an, um chemische Vorgänge kurz, übersichtlich und genau darzustellen. Bisher haben wir zum Beispiel geschrieben:



Wir wissen jetzt, daß sich ein Atom Magnesium und ein Atom Sauerstoff zu einem Molekül Magnesiumoxid verbinden:



Dafür können wir kürzer schreiben:

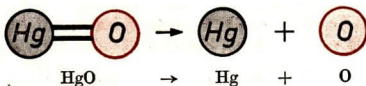
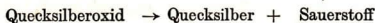


Diese Schreibweise für einen chemischen Vorgang nennt man eine **chemische Gleichung**.

Das Wort „Gleichung“ wenden wir an, weil die Anzahl der Atome eines jeden Elementes rechts und links des Pfeiles gleich sein muß. Der Pfeil zeigt die Richtung an, in der der chemische Vorgang abläuft. Die Ausgangsstoffe stehen auf der linken und die Reaktionsprodukte auf der rechten Seite des Pfeiles.

Chemische Gleichungen verwendet man zur kurzen, übersichtlichen und genauen Darstellung chemischer Vorgänge. Bei einer chemischen Gleichung müssen links und rechts des Pfeiles gleich viele Atome der Elemente stehen.

Für die Zerlegung von Quecksilberoxid schreiben wir



Aus der Gleichung lesen wir ab: Ein Molekül Quecksilberoxid zerfällt in ein Atom Quecksilber und ein Atom Sauerstoff.

Wir prägen uns folgenden Weg für die Aufstellung chemischer Gleichungen ein:

1. Überlege, welche Ausgangsstoffe benutzt werden und welche Reaktionsprodukte entstehen!
2. Stelle die Formeln für die beteiligten Verbindungen auf!
3. Schreibe die Formeln (bei Elementen die Symbole) der Ausgangsstoffe links und die der Reaktionsprodukte rechts vom Reaktionspfeil!
4. Vervollständige die Gleichung so, daß die Anzahl der Atome jedes Elementes rechts und links vom Pfeil gleich ist.

In dieser Reihenfolge stellen wir jetzt die Gleichung für die Bildung des Eisen(III)-oxids auf. Wir überlegen:

1. Bei der Reaktion vereinigen sich Eisenatome und Sauerstoffatome zu Eisenoxidmolekülen.
2. Eisenatome haben das Symbol Fe.
Sauerstoffatome haben das Symbol O.
Das Eisen ist bei dieser Reaktion dreiwertig. Sauerstoff ist zweiwertig.
Das Eisen(III)-oxidmolekül hat also die Summenformel Fe_2O_3 .
3. Nun schreiben wir die Symbole beziehungsweise Formeln für die Ausgangsstoffe und Reaktionsprodukte auf:
$$\text{Fe} + \text{O} \rightarrow \text{Fe}_2\text{O}_3$$
4. Das Reaktionsprodukt, Eisen(III)-oxid, besteht aus 2 Atomen Eisen und 3 Atomen Sauerstoff. Wir müssen daher die linke Seite der Gleichung vervollständigen:

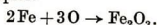


Vereinigung und Zerlegung von Stoffen

Die uns bisher bekannten chemischen Vorgänge lassen sich in zwei Gruppen einteilen:

1. in Vorgänge, bei denen Stoffe vereinigt werden,
2. in Vorgänge, bei denen Stoffe zerlegt werden.

1. Vorgänge, bei denen Stoffe vereinigt werden. In diese Gruppe gehören alle Oxydationsvorgänge, zum Beispiel:

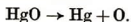


Aus einfachen Stoffen, also aus den Elementen Eisen und Sauerstoff, entstand ein zusammengesetzter Stoff, die Verbindung Eisen(III)-oxid. Einen solchen Vorgang nennt man eine **Synthese**.

Wir sprechen von synthetischem Gummi, von synthetischen Fasern und von synthetischem Benzin. Das Wort „synthetisch“ sagt uns, daß es sich dabei um Stoffe handelt, die durch Vereinigung von einfacher gebauten Ausgangsstoffen hergestellt werden.

Die Synthese ist ein chemischer Vorgang, bei dem ein neuer Stoff aus einfacheren Stoffen aufgebaut wird.

2. Vorgänge, bei denen Stoffe zerlegt werden. Zu diesen Vorgängen zählt zum Beispiel die Zerlegung des Quecksilberoxids:



Ein zusammengesetzter Stoff, die Verbindung Quecksilberoxid, wurde in einfache Stoffe, die Elemente Quecksilber und Sauerstoff, zerlegt. Ein solcher Vorgang wird **Analyse** genannt.

Die Analyse ist ein wichtiges Arbeitsverfahren des Chemikers zur Untersuchung von Stoffen. Bei einer Analyse wird ein Stoff zerlegt. Man kann dann seine Bestand-

teile feststellen. Wir erkannten bei der Analyse von Quecksilberoxid, daß es aus Quecksilber und Sauerstoff besteht.

Die Analyse ist ein chemischer Vorgang, bei dem zusammengesetzte Stoffe in einfache Stoffe zerlegt werden.

Das Gesetz von der Erhaltung der Masse

Erinnern wir uns noch einmal an den Versuch 10! Durch diesen Versuch hatten wir nachgewiesen, daß sich bei einem Verbrennungsvorgang der verbrennende Stoff mit Sauerstoff vereinigt und dabei schwerer wird. Wir werden nun einen solchen Oxydationsvorgang unter etwas anderen Bedingungen durchführen. Dabei oxydieren wir Kupfer mit Hilfe von Sauerstoff, den wir aus Quecksilberoxid herstellen.

Versuch 25: *In ein V-förmig gebogenes Glasrohr füllen wir vorsichtig sehr wenig Quecksilberoxid und schieben kurze, blanke Kupferblechstreifen in die beiden Schenkel. Dann werden beide Enden des Glasrohres zugeschmolzen. Nachdem das Glasrohr abgekühlt ist, wird es sorgfältig gewogen. Nun wird das Glasrohr erhitzt (Abb. 45). Welche chemischen Vorgänge laufen in dem Glasrohr ab?*

Nach einiger Zeit lassen wir das Rohr wieder abkühlen und wägen erneut.

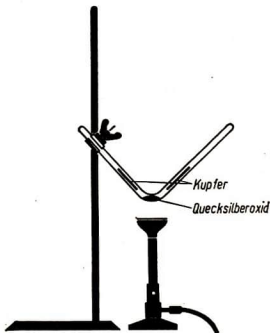


Abb. 45
Reaktion von Kupfer und Quecksilberoxid im abgeschlossenen Raum

Vergleichen wir Versuch 10 mit diesem Versuch! Beim Versuch 10 erhitzen wir Eisenpulver. Unter Aufglühen wurde es durch Sauerstoff aus der Luft oxydiert. Die Waage senkte sich auf der Seite, auf der sich das Eisenpulver befand. Beim Versuch 25 lief offensichtlich auch ein Oxydationsvorgang ab. Das Kupfer wurde durch den aus dem Quecksilberoxid frei werdenden Sauerstoff zu Kupferoxid oxydiert:



Während sich aber bei Versuch 10 die Waagschale mit dem Verbrennungsprodukt senkte, blieb die Waage bei Versuch 25 im Gleichgewicht. Worauf ist das zurückzuführen?

Überlegen wir, was bei beiden Versuchen gewogen wurde!

Bei dem ersten Versuch haben wir vor dem Erhitzen nur die Menge des Eisens mit der Waage bestimmt. Nach dem Erhitzen haben wir aber auch die Menge Sauerstoff aus der Luft mitgewogen, mit der sich das Eisen bei der Reaktion vereinigte (Abb. 46).

Bei dem zweiten Versuch haben wir Kupfer zusammen mit Quecksilberoxid in einem verschlossenen Glasrohr gewogen. Der Sauerstoff der Außenluft hatte keinen Zutritt. Beim Erhitzen konnte sich das Kupfer nur mit dem Sauerstoff verbinden, der im Quecksilberoxid oder in der geringen eingeschlossenen Luftmenge enthalten war (Abb. 47). Diesen Sauerstoff haben wir aber mitgewogen! Es wurde demnach die Menge aller Ausgangsstoffe mit der Waage bestimmt.

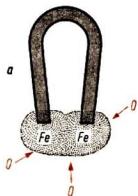


Abb. 46
Verbrennen von Eisenpulver am
Magneten (schematische Darstellung)
a) während der Reaktion
b) nach der Reaktion



Abb. 47 Reaktion von Kupfer und
Quecksilberoxid im abgeschlossenen
Raum (schematische Darstellung)
a) während der Reaktion
b) nach der Reaktion

Wir kommen zu folgendem Ergebnis: Vor und nach dem chemischen Vorgang war die Waage bei Versuch 25 im Gleichgewicht. Die Menge der Ausgangsstoffe (Quecksilber, Sauerstoff und Kupfer) und die Menge des Reaktionsproduktes sind also gleich groß. Wie wir im Physikunterricht noch lernen werden, bezeichnet man die mit Hilfe der Hebelwaage ermittelte Menge eines Stoffes als seine **Masse**. Wir sagen also: Die Masse der Ausgangsstoffe und die Masse der Reaktionsprodukte sind gleich groß.

Wir könnten noch viele derartige Versuche durchführen. Achten wir darauf, daß alle Ausgangsstoffe und Reaktionsprodukte mitgewogen werden, daß also keine Stoffe von außen hinzukommen oder nach außen entweichen, so werden wir stets das gleiche Ergebnis finden. Diese allgemeine Erkenntnis wird in dem **Gesetz von der Erhaltung der Masse** ausgesprochen. Es heißt:

Bei jedem chemischen Vorgang ist die Masse der Ausgangsstoffe gleich der Masse der Reaktionsprodukte.

Dieses Gesetz legten wir bereits zugrunde, als wir chemische Gleichungen aufstellten. Stets achteten wir darauf, daß die Anzahl der Atome eines Elementes rechts und links vom Pfeil die gleiche ist.

Mit dem Gesetz von der Erhaltung der Masse ist aber auch noch eine weitere Tatsache bewiesen. Es besagt nämlich, daß kein Stoff aus dem Nichts entstehen oder geschaffen werden kann. Es können auch keine Stoffe spurlos verschwinden. Sie wandeln sich bei einem chemischen Vorgang lediglich um. Damit sind aber auch alle Vorstellungen, daß Dinge aus dem Nichts geschaffen worden sind, eindeutig widerlegt.

Das Gesetz von der Erhaltung der Masse wurde von dem französischen Chemiker LAVOISIER 1785 in der heute üblichen Form angegeben. Die wichtigsten Untersuchungen, die schließlich die Formulierung des Gesetzes möglich machten, wurden aber schon einige Jahrzehnte zuvor (1744) von dem russischen Wissenschaftler LOMONOSSOW (Abb. 48) durchgeführt.

MICHAIL WASSILIEWITSCH LOMONOSSOW lebte von 1711 bis 1765. Er war ein Kind einfacher Bauern. Schon in seiner Jugend zeichnete er sich durch großen Lerneifer aus. Auch später setzte er beharrlich seine Ausbildung fort, obwohl er nur schwer die nötigen Geldmittel aufbringen konnte. Als einer der besten Schüler durfte LOMONOSSOW schließlich studieren. Er arbeitete dann zum Teil in Deutschland, nämlich in Marburg, Halle und Freiberg.

LOMONOSSOW trug durch seine Arbeiten dazu bei, daß sich die Chemie zu einer Wissenschaft entwickelte. Darin besteht sein besonderes Verdienst. Er nannte die Chemie die Wissenschaft von der Zusammensetzung, den Eigenschaften und der Umwandlung der Stoffe. LOMONOSSOW hatte auch bereits recht klare Vorstellungen vom Aufbau der Stoffe aus Atomen und Molekülen. Er wies immer wieder darauf hin, daß die Aufgabe der Chemie vor allem darin besteht, die Stoffe nach streng wissenschaftlichen Verfahren zu untersuchen.



Abb. 48 MICHAIL WASSILIEWITSCH LOMONOSSOW

Wiederholungsfragen und Aufgaben:

1. Unterscheide Element und Verbindung! Nenne Elemente und Verbindungen!
2. Erläutere den Unterschied zwischen einer Verbindung und einem Gemenge an Beispielen!
3. Erläutere die Bedeutung von Symbolen und Formeln! Was bedeuten folgende Formeln: MgO , Fe_2O_3 , HgO ?
4. Stelle die Bau- und Summenformeln folgender Verbindungen auf: Zinkoxid, Bleioxid, Aluminiumoxid!
5. Ein Oxid des Zinns hat die Formel SnO_2 . Welche Wertigkeit hat das Zinn?
6. Stelle die chemische Gleichung für die Verbrennung von Aluminiumpulver auf!
7. Erkläre die Begriffe Analyse und Synthese!
8. Erläutere das Gesetz von der Erhaltung der Masse an einem Beispiel!



Schweißen von Straßenbahnschienen nach dem aluminothermischen Verfahren

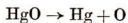
Im 4. Kapitel werden wir eine weitere wichtige chemische Reaktion kennenlernen, die Reduktion. Reduktionsvorgänge haben in der Technik große Bedeutung. Man nutzt sie in vielen chemisch-technischen Verfahren aus. Ein solches Verfahren ist das aluminothermische Schweißen.

4. KAPITEL

Der Reduktionsvorgang

Bindungsbestreben

Erinnern wir uns an die Versuche, bei denen wir Quecksilberoxid erhitzten und dabei Quecksilber und Sauerstoff erhielten:



Wir wissen, daß Quecksilberoxid den Sauerstoff leicht abgibt. Können wir aber auch in gleicher Weise aus Zinkoxid Zink gewinnen?

Versuch 26: *Eine kleine Menge Zinkoxid wird in einem Reagenzglas erhitzt. Wenn das Oxid zu glühen beginnt, wird die Spanprobe durchgeführt! Was stellst du fest?*

Zinkoxid wird durch Erhitzen nicht aufgespalten. Es bleibt nach dem Erkalten unverändert im Reagenzglas zurück. Daraus schließen wir, daß das Zink wesentlich fester mit Sauerstoff verbunden sein muß als das Quecksilber. Welche Erklärung gibt es hierfür?

Erinnern wir uns an die Verbrennungsversuche! Bei diesen Versuchen stellten wir fest, daß sich die einzelnen Elemente verschieden heftig mit Sauerstoff vereinigen. Während Quecksilber erst nach tagelangem Erhitzen, und Kupfer nur beim Erhitzen in der Flamme reagierten, verlief die Oxydation von Zink heftiger. Magnesium wurde sogar unter heller Lichterscheinung oxydiert. Wir können daraus schließen, daß die einzelnen Elemente unterschiedliches Bestreben haben, sich mit Sauerstoff zu verbinden. Magnesium vereinigt sich von den drei genannten Elementen am heftigsten mit Sauerstoff. Man sagt: Magnesium hat zu Sauerstoff ein großes Bindungsbestreben. Quecksilber und Sauerstoff dagegen reagieren nur schwer miteinander. Man spricht in diesem Fall von einem geringen Bindungsbestreben zwischen beiden Elementen. Während Quecksilberoxid den Sauerstoff schon beim Erhitzen abgibt, ist das bei den Oxiden der anderen erwähnten Elemente nicht möglich.

Die Bindung zwischen Elementen, die ein großes Bindungsbestreben zueinander besitzen, ist fester als die zwischen Elementen mit einem geringen Bindungsbestreben. Das Bindungsbestreben sagt also aus, wie fest die Elemente in einer Verbindung miteinander verbunden sind. Es sagt aber nichts darüber aus, in welcher Anzahl sich die Atome der Elemente miteinander verbinden.

Wir vergleichen das Bindungsbestreben einiger uns bekannter Elemente gegenüber Sauerstoff:

Magnesium Mg	Zink Zn	Quecksilber Hg
Sehr großes Bindungsbestreben zu Sauerstoff. Vereinigt sich mit diesem unter heller Lichterscheinung. Das entstandene Magnesiumoxid läßt sich durch Erhitzen nicht in seine Bestandteile zerlegen.	Großes Bindungsbestreben zu Sauerstoff. Reagiert nicht so lebhaft mit Sauerstoff wie Magnesium. Das Zinkoxid läßt sich durch Erhitzen nicht in seine Bestandteile zerlegen.	Sehr geringes Bindungsbestreben zu Sauerstoff. Die Vereinigung von Quecksilber mit Sauerstoff geht nur sehr langsam vor sich. Quecksilberoxid läßt sich durch Erhitzen in seine Bestandteile zerlegen.

Das Bindungsbestreben zweier Elemente zueinander gibt an, ob sich diese Elemente leicht oder schwer miteinander verbinden. Es ist maßgebend dafür, wie fest diese Verbindung ist.

Reduktion

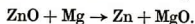
Aus Zinkoxid konnten wir durch Erhitzen kein Zink gewinnen. Überlegen wir, ob es eine andere Möglichkeit gibt, dem Zinkoxid Sauerstoff zu entziehen! Uns ist bekannt, daß sich Magnesium heftiger mit Sauerstoff verbindet als Zink. Zwischen Magnesium und Sauerstoff besteht also ein größeres Bindungsbestreben als zwischen Zink und Sauerstoff. Es müßte demnach möglich sein, dem Zinkoxid durch Magnesium den Sauerstoff zu entziehen.



Versuch 27: 1,8g Zinkoxid werden mit 0,5g Magnesiumgrieß gemischt. Etwas von diesem Gemisch (höchstens eine erbsengroße Menge!) wird in einem Reagenzglas vorsichtig bis zum Eintreten der Reaktion erhitzt.

Unter Feuererscheinung findet eine Reaktion statt. Nach dem Abkühlen erkennen wir an den oberen Teilen des Reagenzglases einen grauen Belag. Am Boden des Reagenzglases bleibt ein weißes Pulver zurück. Eine genaue Untersuchung dieser Stoffe ergibt, daß es sich bei dem Metallbelag um Zink und bei dem weißen Pulver um Magnesiumoxid handelt. Wir haben also mit Hilfe von Magnesium aus Zinkoxid Zink gewonnen.

Das durch Oxydation von Zink entstandene Zinkoxid wurde wieder in Zink „zurückgeführt“. Man sagt: Das Zinkoxid wurde zu Zink **reduziert**¹⁾. Einen solchen Vorgang bezeichnet man als **Reduktion**. Wir stellen die Gleichung für diesen Vorgang auf: Bei der Reaktion wird dem Zinkoxid der Sauerstoff durch das Magnesium entzogen. Es entstehen Zink und ein weißes Pulver, das Magnesiumoxid:



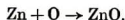
Stoffe, die wie das Magnesium ein Oxid zu reduzieren vermögen, nennt man **Reduktionsmittel**. Sie müssen größeres Bindungsbestreben zu Sauerstoff haben als der oxydierte Stoff.

Eine Reduktion ist ein chemischer Vorgang, bei dem einem Oxid Sauerstoff entzogen wird. In den meisten Fällen ist hierzu ein Reduktionsmittel erforderlich.

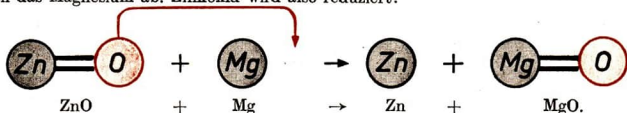
Reduktion — Oxydation

Bei einer Reduktion wird einer sauerstoffhaltigen Verbindung Sauerstoff entzogen, bei einer Oxydation wird dagegen einem Stoff Sauerstoff zugeführt. Reduktion und Oxydation sind demnach einander entgegengesetzte Vorgänge.

Verbrennt man Zink an der Luft, so wird dabei dem Zink Sauerstoff zugeführt. Es wird oxydiert:



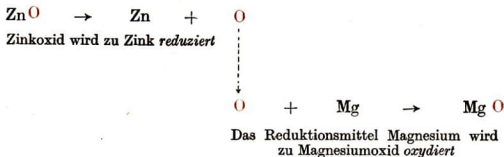
Erhitzen wir das entstandene Zinkoxid mit Magnesium, so gibt es den Sauerstoff an das Magnesium ab. Zinkoxid wird also reduziert:



Bei der letzten Reaktion fällt uns aber auf, daß dem Magnesium Sauerstoff zugeführt wird. Während das Zinkoxid reduziert wird, wird bei der gleichen Reaktion

¹⁾ reducere (lateinisch) = zurückführen.

das Magnesium oxydiert. Wir denken uns diese Reaktion in zwei Teilreaktionen zerlegt:



Auch andere derartige Versuche zeigen, daß mit dem Reduktionsvorgang eine Oxydation des Reduktionsmittels verbunden ist.

Das Reduktionsmittel wird bei einer Reduktion oxydiert.

Reduktion von Metalloxiden durch Metalle

Wir untersuchen nun weitere Reduktionsvorgänge und vergleichen dabei das Bindungsbestreben zwischen einigen Metallen und Sauerstoff.

Kupferoxid soll zu Kupfer reduziert werden. Wie wir leicht durch einen Versuch nachprüfen können, wird Kupferoxid durch Erhitzen nicht in Kupfer und Sauerstoff gespalten:

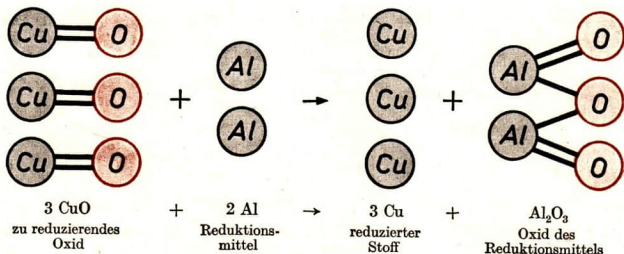
Versuch 28: *Wir erhitzen Kupfer(II)-oxid in einem Reagenzglas.*

Die Bindung zwischen Kupfer und Sauerstoff ist demnach fester als die zwischen Quecksilber und Sauerstoff. Wir müssen daher ein geeignetes Reduktionsmittel anwenden:

 **Versuch 29:** *15 g Kupfer(II)-oxid werden mit 3 g Aluminiumpulver gemischt. Das Gemenge wird in einem Tontiegel auf eine feuerfeste Unterlage unter den Abzug gestellt. Mit Hilfe einer Zündmischung wird gezündet. Wir lassen erkalten und untersuchen den Rückstand.*

Das Aluminium hat ein größeres Bindungsbestreben zu Sauerstoff als Kupfer. Es reduziert das Kupfer(II)-oxid in heftiger Reaktion zu Kupfer. Das Aluminium verbindet sich dabei mit dem Sauerstoff zu Aluminiumoxid. Es wird also oxydiert.

Wir stellen für diesen Vorgang die Gleichung auf: Ein Molekül Kupfer(II)-oxid CuO gibt, wenn es reduziert wird, 1 Atom Sauerstoff ab. In einem Molekül Aluminiumoxid Al₂O₃ sind jedoch 3 Atome Sauerstoff enthalten. Wollen wir die Gleichung für die Reduktion von Kupfer(II)-oxid durch Aluminium aufstellen, so müssen wir demnach von 3 Molekülen Kupfer(II)-oxid ausgehen:



Nun reduzieren wir das Kupfer(II)-oxid mit einem anderen Reduktionsmittel, dem Eisen:

Versuch 30: Ein Gemisch von Kupfer(II)-oxid und Eisenpulver wird in einem Reagenzglas kurze Zeit kräftig erhitzt.

Gib an, was du nach dem Erhitzen im Reagenzglas vorfindest. Deute deine Beobachtungen!

Auch das Eisenpulver reduziert Kupfer(II)-oxid zu Kupfer, die Reaktion verläuft jedoch weniger heftig als die mit Aluminium. Vergleichen wir die Versuche 29 und 30! In beiden Fällen wurde Kupfer(II)-oxid zu Kupfer reduziert. Daraus können wir schließen, daß sowohl Aluminium als auch Eisen größeres Bindungsbestreben zu Sauerstoff haben als Kupfer.

Die Reaktion mit Aluminium verlief wesentlich heftiger als die mit Eisen. Daraus folgern wir, daß das Bindungsbestreben des Aluminiums zu Sauerstoff größer ist als das des Eisens.

Wir wollen die Metalle nun nach ihrem unterschiedlichen Bindungsbestreben zu Sauerstoff ordnen. Wenn wir das Element mit dem größeren Bindungsbestreben zu Sauerstoff jeweils links neben das mit dem geringeren setzen, ergibt sich folgende Reihe:

Al Fe Cu.

Magnesium vereinigt sich noch heftiger mit Sauerstoff als Aluminium. Es muß daher links neben das Aluminium gestellt werden:

Mg Al Fe Cu.

Überlegen wir nun, wie das Quecksilber in diese Reihe einzuordnen ist! Quecksilber konnten wir als einziges Oxid bereits durch Erhitzen ohne Reduktionsmittel reduzieren. Quecksilber muß also von den untersuchten Metallen das geringste Bindungsbestreben zu Sauerstoff haben. Es erhält demzufolge seinen Platz in der Reihe rechts neben dem Kupfer. Zinkoxid reduzierten wir durch Magnesium. Das Bindungsbestreben zwischen Zink und Sauerstoff muß also geringer sein als das zwischen Magnesium und Sauerstoff. Genaue Untersuchungen haben ergeben, daß Zink in der Reihe der Metalle zwischen Aluminium und Eisen stehen muß.

Natrium vereinigt sich am lebhaftesten von allen uns bekannten Elementen mit Sauerstoff. Wegen seines großen Bindungsbestrebens zu Sauerstoff muß es unter einer Flüssigkeit, die keinen Sauerstoff abgeben kann, aufbewahrt werden. Natrium steht in der Reihe also ganz links. Schließlich können wir auch noch das Silber einordnen. Es steht rechts neben dem Quecksilber, denn Quecksilber läßt sich — wenn auch erst nach sehr langem Erhitzen — mit Sauerstoff zu Quecksilberoxid vereinigen. Silber verbindet sich dagegen auch bei sehr langem Erhitzen nicht mit Sauerstoff.

Wir erhalten als Ergebnis unserer Überlegungen folgende Metallreihe:

Na Mg Al Zn Fe Cu Hg Ag

Das Bindungsbestreben zwischen den Metallen dieser Reihe und dem Sauerstoff nimmt von links nach rechts ab. Jedes Metall kann das Oxid aller rechts neben ihm in der Reihe stehenden Metalle reduzieren.

In der Metallreihe werden die Metalle nach ihrem unterschiedlichen Bindungsbestreben zu Sauerstoff geordnet. Jedes Metall kann das Oxid aller rechts neben ihm in der Reihe stehenden Metalle reduzieren.

Aluminothermisches Schweißen

Wenn das Bindungsbestreben des Aluminiums zu Sauerstoff größer ist als das des Eisens, so muß es möglich sein, mit Hilfe von Aluminium Eisenoxide zu reduzieren. Um das zu untersuchen, führen wir den folgenden Versuch durch:



Versuch 31: Ein Gemisch von 48 g trockenem Eisen (III)-oxid Fe_2O_3 und 17 g Aluminiumgrieß wird in einen kleinen vordem Versuch getrockneten Blumentopf gefüllt, dessen Bodenöffnung mit einem dünnen Eisenblech oder einigen Lagen Papier von innen abgedeckt ist. Man setzt den Blumentopf in ein Tondreieck auf einen Eisen- oder einer Keramikschale, deren Boden mit trockenem Sand bedeckt ist (Abb. 49). Durch eine Zündmischung löst man die Reaktion aus.

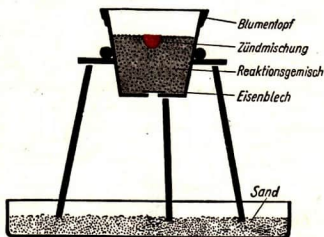
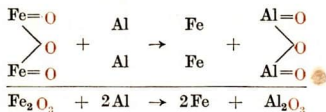


Abb. 49

Reduktion von Eisen(III)-oxid durch Aluminium

Unter lebhaften Lichterscheinungen findet die Reduktion des Eisen(III)-oxids statt. Es entstehen Temperaturen über $2000^{\circ}C$. In dünnem Strahl fließt geschmolzenes Eisen aus dem Bodenloch des Blumentopfes. In dem Tiegel bleibt eine harte Schlacke von verun-

reinigtem Aluminiumoxid zurück. Wir stellen die Reaktionsgleichung für den Vorgang auf:



Durch diesen Versuch lernen wir ein Verfahren kennen, mit dem man in kleinen Mengen flüssiges Eisen erzeugen kann. Man bezeichnet es als **aluminothermisches Verfahren**. Wir können uns leicht vorstellen, daß ein so einfaches Verfahren zur Erzeugung von flüssigem Eisen in der Technik ausgenutzt wird. Als Ausgangsstoff dient ein Gemisch aus Eisenoxid und Aluminiumgrieß.

Die technische Bedeutung der Herstellung von flüssigem Eisen nach dem aluminothermischen Verfahren ist vor allem darin begründet, daß kein großer Aufwand an technischen Anlagen notwendig ist. Das flüssige Eisen kann also direkt an der Arbeitsstelle hergestellt werden. Andererseits kann man nur verhältnismäßig geringe Eisenmengen mit einemmal erzeugen. Das aluminothermische Verfahren eignet sich deshalb besonders zum Verbinden von Eisenteilen wie Wellen, Rohren und Schienen. Man sagt, die Teile werden geschweißt. Ferner kann man kleinere Reparaturen an beschädigten Maschinenteilen ausführen.

Betrachten wir das **Schweißen** von Straßenbahnschienen! Beim aluminothermischen Schweißen von Straßenbahnschienen wird die Lücke zwischen den Schienenenden mit flüssigem Eisen ausgegossen. Die Schweißstelle umschließt man mit einer Form. Zu deren Herstellung legt man zwei Blechschalen um das Modell einer Schiene. Dann werden die Hohlräume zwischen Schiene und Blechgehäuse mit feuchtem Formsand ausgefüllt, den man feststampft. (Formsand ist Sand, der mit einem besonderen Bindemittel vermischt ist.) Die Form der Schiene drückt sich bei diesem Vorgang in den Sand ein. Man läßt den Formsand trocknen. Dabei wird er fest. Es entstehen die beiden Hälften der Gußform. Setzt man diese aneinander, so wird von ihnen ein Hohlraum frei gelassen, der der Form der Schiene entspricht. Dieser Hohlraum muß nun mit flüssigem Eisen ausgefüllt werden.



Abb. 50 Ansetzen der beiden Hälften der Gußform

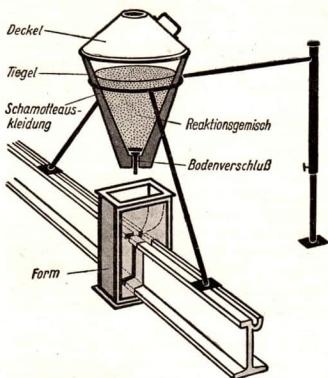


Abb. 51 Schematische Darstellung von Tiegel und Gußform für das aluminothermische Schweißen



Abb. 52 Zünden des Reaktionsgemisches



Abb. 53 Abstechen des flüssigen Eisens

Die beiden Hälften der Gußform werden um die Schweißstelle gesetzt (Abb. 50) und durch Bolzen zusammengehalten. Dann werden Gußform und Schienenenden mit einem Gasbrenner vorgewärmt, damit das flüssige Eisen nicht zu schnell erstarrt und die Form verstopft.

Das flüssige Eisen erzeugt man in einem Tiegel (Abb. 51). Er hat die gleiche Form wie der Blumentopf in Versuch 31 und eine Bodenöffnung, aus der das Eisen abfließen kann. Diese Bodenöffnung wird zunächst durch einen Eisenstift verschlossen und mit einer Asbestschicht (feuerfestes Material) abgedeckt. Dann wird der Tiegel mit dem Reaktionsgemisch gefüllt. Man stellt ihn über die obere Öffnung der Form, die Eingußöffnung. Darauf wird das Gemisch gezündet (Abb. 52). Das Eisenoxid wird reduziert, es entsteht flüssiges Eisen, das sich im unteren Teil des Tiegels sammelt. Nun

wird der Verschlußstift in den Tiegel gedrückt. Er schmilzt in dem flüssigen Eisen. Aus der freigegebenen Bodenöffnung fließt das Eisen in die Form (Abb. 53). Diesen Vorgang nennt man Abstich. Das Eisen verschmilzt mit den beiden Schienenenden. Nach dem Erstarren des Eisens wird die Gußform entfernt. Man befreit die Schweißstelle von überstehendem Eisen, dem Grat, und glättet sie entsprechend der Form der Schiene.

Das aluminothermische Schweißen von Schienen ist sehr vorteilhaft. Verbindet man die Schienen durch Verschrauben von Bolzen und Laschen miteinander, so bleiben zwischen den Enden der Schienen Lücken. Beim aluminothermischen Schweißen werden die Schienen dagegen ohne Lücke verbunden. Darum fahren Schienenfahrzeuge auf geschweißten Schienen stoßfreier. Durch das erschütterungsfreie Fahren wird darüber hinaus die Lebensdauer der Schienen verlängert.

Das aluminothermische Schweißverfahren wird bei Straßenbahnschienen und bei den Gleisanlagen im Bergbau unter Tage angewandt. Dort braucht die Wärmeausdehnung der Schienen nicht berücksichtigt zu werden. Von den Straßenbahnschienen aufgenommene Wärme wird durch den Unterbau der Gleise abgeleitet. Im Untertagebergbau sind die Schienen nur geringfügigen Temperaturschwankungen ausgesetzt.

Auch die Gleise der Eisenbahn werden bis zu einer bestimmten Länge aluminothermisch verschweißt. Nur in größeren Abständen werden sie mit Laschen verbunden. Damit trägt man der Wärmeausdehnung der überwiegend frei verlegten Eisenbahnschienen Rechnung.

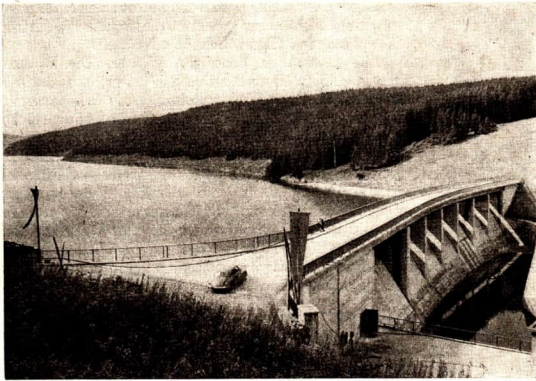
Im VEB Elektrochemisches Werk Ammendorf wird ein gebrauchsfertiges Reaktionsgemisch für das aluminothermische Schweißen hergestellt, das unter der Bezeichnung Thermogen in den Handel kommt.

Das aluminothermische Verfahren ist ein technisches Verfahren, bei dem die Reduktion des Eisenoxids durch Aluminium ausgenutzt wird. Es wird zum Schweißen von Schienen, Wellen und Rohren und zur Reparatur von Maschinenteilen angewandt.

Wiederholungsfragen und Aufgaben:

1. Was verstehen wir unter einer Reduktion? Gib Beispiele an!
2. Was ist ein Reduktionsmittel? Welche Eigenschaften muß es besitzen?
3. Vergleiche das Bindungsbestreben einiger dir bekannter Elemente zu Sauerstoff!
4. Erläutere den Oxydations- und den Reduktionsvorgang an dem Beispiel

$$3\text{CuO} + 2\text{Al} \rightarrow 3\text{Cu} + \text{Al}_2\text{O}_3!$$
5. Welcher chemische Vorgang liegt dem aluminothermischen Verfahren zugrunde?
 Erläutere die technische Durchführung dieses Verfahrens!
6. Gib an, welche der folgenden Reduktionen möglich und welche nicht möglich sind:
 Eisenoxid durch Magnesium,
 Aluminiumoxid durch Eisen,
 Zinkoxid durch Eisen,
 Kupfer(II)-oxid durch Zink!
 Begründe in jedem Falle deine Aussage!



Talsperre im Gebiet der Bode

Das Wasser spielt eine bedeutende Rolle im Leben des Menschen. Es wird in großen Mengen in den Haushalten und in der Industrie benötigt. Daher ist es wichtig, daß stets genügend Wasser zur Verfügung steht. Zur Verbesserung der Wasserversorgung unserer Republik wird im Gebiet der Bode ein ganzes System von Talsperren errichtet

5. KAPITEL

Wasser – Wasserstoff

Wasser in der Natur

Wir wollen uns in den folgenden Abschnitten mit dem Wasser beschäftigen. Wasser ist ein bei Raumtemperatur flüssiger Stoff. Aus dem Physikunterricht wissen wir bereits, daß es bei 0°C in den festen Aggregatzustand übergeht, indem es zu Eis erstarrt. Bei 100°C geht es als Wasserdampf in den gasförmigen Zustand über. Damit sind uns schon Eigenschaften des Wassers bekannt, an denen wir diesen Stoff erkennen können.

Wasser ist auf der Erde weit verbreitet. Es bildet Meere, Seen und Flüsse. Fast drei Viertel der Erdoberfläche werden von Wasser bedeckt (Abb. 54). In der Natur ist das Wasser einem ständigen Kreislauf unterworfen (Abb. 55). Fortwährend verdunstet ein Teil des Wassers der Meere, Seen und Flüsse. In der Atmosphäre kühlt sich der Wasserdampf wieder ab und wird dabei verflüssigt. Das kondensierte Wasser

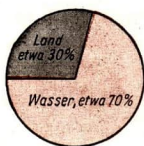


Abb. 54 Verteilung von Wasser und Land auf der Erdoberfläche

schlägt sich als Nebel oder Regen auf der Erde nieder. Bei stärkerer Abkühlung gefrieren die feinen Wassertropfchen. Es bilden sich Hagel, Schnee oder Reif.

Alle Lebewesen benötigen Wasser. Die Pflanzen entnehmen dem Boden ständig Wasser und darin gelöste Nährstoffe. Ohne Wasser kommen die Lebensvorgänge der Pflanze zum Erliegen. Daher ist für die Landwirtschaft und den Gartenbau die Bodenfeuchtigkeit von großer Bedeutung. Guter Ackerboden soll 25% Wasser enthalten. Damit den Pflanzen in der Entwicklungszeit ausreichend Wasser zur Verfügung steht, muß der Bauer dafür sorgen, daß der Boden möglichst viel Wasser aufnimmt und festhält.

Dazu dient zum Beispiel die Winterfurche bei der Feldbearbeitung. Durch die Winterfurche wird der Boden aufgelockert, so daß er die Niederschläge besser aufsaugt. Auch der Zwischenfruchtanbau wirkt sich günstig auf den Wasserhaushalt aus. Er verhindert eine zu starke Verdunstung. Wenn die Felder immer mit

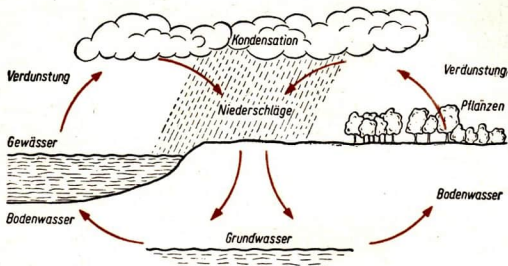


Abb. 55 Kreislauf des Wassers in der Natur (schematische Darstellung)

wachsenden Pflanzen bedeckt sind, wird dem Boden nur wenig Wasser ohne Nutzen entzogen. Durch Schonung der vorhandenen Waldbestände und planmäßige Aufforstung kann der Wasserhaushalt unseres Landes ebenfalls geregelt und ein Austrocknen und Versanden des Bodens verhindert werden.

Auch für den menschlichen Organismus ist Wasser von großer Bedeutung. Täglich nehmen wir mit den Nahrungsmitteln und Getränken etwa 2,5 l Wasser auf. Ebensoviele geben wir auch wieder ab.

Wasser dient aber nicht nur unserer Ernährung; im Haushalt verwenden wir Wasser für die verschiedensten Zwecke. Den größten Wasserverbrauch hat jedoch die Industrie.

Das benötigte Wasser wird meist dem Grundwasser entnommen. Oft ist aber nicht genügend Grundwasser vorhanden. Dann verwendet man Oberflächenwasser aus Seen und Flüssen, das vorher gereinigt werden muß. Bei dem gewaltigen Wasserbedarf der Großstädte und Industriebetriebe bereitet die Wasserversorgung häufig

erhebliche Schwierigkeiten. Um diesen Schwierigkeiten zu begegnen, wird das Wasser der Flüsse oft durch Talsperren gestaut.

Für unsere Volkswirtschaft ist die ausreichende Versorgung der Industrie mit Wasser von entscheidender Bedeutung. Unsere Regierung schenkt daher dem Bau neuer Talsperren und anderer Wasserversorgungsanlagen besondere Aufmerksamkeit. Im Oktober 1959 wurde im Harz die Rappbodetalsperre fertiggestellt. Sie ist die größte Sperrmauer eines ganzen Systems von Talsperren im Harz. Im Bodetal wurden noch weitere Talsperren errichtet, die einem großzügig angelegten Ringleitungsnetz Wasser zuführen. Dadurch wird die Wasserversorgung des gesamten mitteldeutschen Industriegebietes gesichert.

Wassergewinnung

Je nach dem Verwendungszweck soll das Wasser bestimmte Eigenschaften haben. So muß das Trinkwasser frei von krankheitserregenden Bakterien und gesundheitsschädigenden Verunreinigungen sein. Es soll auch bestimmte Salze enthalten, die ihm seinen Geschmack verleihen; denn salzfreies Wasser schmeckt fade und würde bei ständigem Genuß schädlich für den Organismus sein. Schließlich muß Trinkwasser geruchlos und klar sein.

Wasser, das in der Industrie benutzt wird, soll wenig Salze enthalten; vor allem keine Salze, die bei der Verwendung störend wirken. Auf derartige Salze ist die Bildung des Kesselsteins zurückzuführen, die man zu Hause in einem häufig benutzten Wasserkessel beobachten kann. Kesselsteinbildungen in großen Kesselanlagen der Industrie oder in den Dampfkesseln der Lokomotiven können zu Verstopfungen von Rohren und zu Kesselexplosionen führen.

Nur selten genügt das in der Natur vorkommende Wasser allen Anforderungen. Es wird daher in den Wasserwerken oder den Industriebetrieben für jeden Verwendungszweck besonders behandelt. Grobe Verunreinigungen werden durch Klären und Filtrieren entfernt. Krankheitskeime, gesundheitsschädigende Stoffe und störend wirkende Salze beseitigt man durch Zusatz bestimmter Chemikalien. Eine solche Behandlung des Wassers bezeichnet man als **Aufbereitung**.

Verunreinigtes Wasser muß zunächst filtriert werden. Das billigste und deshalb in der Industrie am häufigsten benutzte Filter für Wasser ist Kies. Läßt man nämlich Wasser durch eine Schicht Kies sickern, so werden alle Schmutzteilchen und ungelösten Bestandteile zurückgehalten.

Grundwasser, das aus Tiefbrunnen (Abb. 56) gewonnen wird, strömt unter der Erde durch Sand- und Kiesschichten. Dabei wird es auf natürliche Weise filtriert und ist im allgemeinen frei von

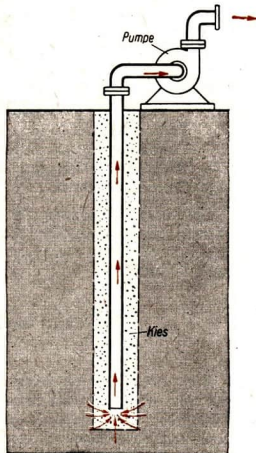


Abb. 56 Schematische Darstellung eines Tiefbrunnens

Schmutzteilchen. Es enthält meist auch keine Krankheitskeime und gesundheits-schädigenden Stoffe. Da es außerdem immer gleichmäßig kühl ist (8° bis 12°C), kann es direkt als Trinkwasser verwendet werden.

Oberflächenwasser hingegen muß sorgfältig filtriert und teilweise auch chemisch nachbehandelt werden. Das Wasser kann mit Rohrleitungen den Gewässern entnommen werden. In die Rohrleitungen sind Maschenfilter aus Draht eingebaut, die sehr grobe Verunreinigungen zurückhalten. Das Rohwasser wird dann sehr langsam durch große **Klärbecken** geleitet, in denen sich Schwebstoffe absetzen. Schließlich erfolgt eine endgültige Filtration mit **Kiesfiltern** (Abb. 57). Gesundheitsschädigende Stoffe und Bakterien werden durch **Zusatz von Chemikalien** unschädlich gemacht.

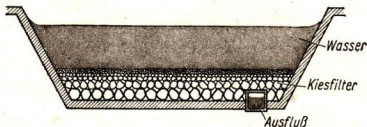


Abb. 57
Schematische Darstellung einer Kiesfilteranlage

Das gebrauchsfertige Wasser wird dann dem Verbraucher direkt zugeleitet oder erst in hochgelagerte Behälter (Wassertürme) gepumpt.

Wasser als Lösungsmittel

1. Löslichkeit fester Stoffe in Wasser. Wir wissen bereits, daß Wasser ein Lösungsmittel ist, in dem sich zum Beispiel Zucker und Kochsalz lösen. Die Löslichkeit fester Stoffe in Wasser werden wir nun untersuchen.

Versuch 32: *In je ein Reagenzglas wird eine Spatelspitze Zucker, Kochsalz und Mehl gegeben. Dann werden die Gläser zu etwa zwei Dritteln mit Wasser gefüllt und kräftig geschüttelt.*

Beobachte! Vergleiche!

Viele feste Stoffe lassen sich leicht in Wasser lösen. Andere Stoffe sind dagegen in Wasser schwerlöslich oder gar unlöslich. Sie werden durch Schütteln im Wasser aufgeschlämmt, setzen sich jedoch wieder ab, wenn die Aufschlammung einige Zeit ruhig stehenbleibt.

Wasser ist ein Lösungsmittel für viele feste Stoffe.

Die unterschiedliche Löslichkeit der Stoffe in Wasser hat große praktische Bedeutung. So muß in der Landwirtschaft bei der Verwendung von Düngesalzen die Löslichkeit besonders beachtet werden. Die leichtlöslichen Düngemittel werden nach dem Streuen schnell vom Bodenwasser gelöst und können bald von der Pflanze aufgenommen werden. Die schwerlöslichen Düngesalze wirken dagegen langsamer, aber auch nachhaltiger, da sie nicht so schnell gelöst werden und mit dem Regenwasser versickern können. Salpeterdünger sind zum Beispiel leichtlöslich. Sie dürfen

daher erst kurz vor der Aussaat gestreut werden. Thomasphosphat ist dagegen schwerlöslich. Es wird im Boden erst langsam in leichter lösliche Verbindungen umgewandelt. Thomasphosphat wird daher gewöhnlich lange vor der Aussaat gestreut. Seine Düngewirkung hält mehrere Jahre vor.

Bei unseren weiteren Untersuchungen benutzen wir nur feste Stoffe, die sich in Wasser lösen. Zunächst prüfen wir, ob nur eine bestimmte Menge oder beliebig viel fester Stoff in Wasser gelöst werden kann.

Versuch 33: *Etwas Kochsalz wird in einem Reagenzglas mit etwa 7 ml Wasser übergossen und durch kräftiges Schütteln gelöst. Dann gibt man weitere kleine Mengen Kochsalz hinzu und schüttelt wieder.*

Wir erkennen, daß sich in der Wassermenge nur eine bestimmte Menge Kochsalz löst. Wird mehr Salz hinzugegeben, so bleibt es am Boden des Reagenzglases als Bodensatz liegen. In der über dem Bodensatz stehenden Lösung kann sich kein weiteres Salz mehr lösen. Man spricht von einer **gesättigten Lösung**. Eine nahezu gesättigte Lösung wird als **konzentrierte Lösung** bezeichnet. Verdünnt man eine konzentrierte Lösung durch Zugabe weiterer Mengen Lösungsmittel, so erhält man eine **verdünnte Lösung**.

Nach der Menge des in einem Lösungsmittel gelösten Stoffes unterscheidet man zwischen verdünnten und konzentrierten Lösungen. Eine Lösung, die keinen Stoff mehr aufzunehmen vermag, heißt gesättigte Lösung.

Wir untersuchen nun, ob die gesättigten Lösungen von Kochsalz, Zucker und Alaun gleiche Mengen der Verbindungen enthalten. Alaun ist eine Aluminiumverbindung, die in Wasser löslich ist.

Versuch 34: *In je ein Reagenzglas gibt man 5 g Kochsalz, 5 g Alaun und 5 g Zucker. Man markiert außen am Reagenzglas mit einem Fettstift, wie hoch die Substanz das Glas ausfüllt. Dann werden in jedes Reagenzglas 5 ml Wasser gegossen und die Gläser kräftig geschüttelt. Beobachte die Menge der ungelösten Stoffe!*

Wir erkennen, daß die Stoffmengen, die sich in einer bestimmten Wassermenge lösen können, für die einzelnen Stoffe verschieden sind. Die von uns untersuchten Stoffe Kochsalz, Alaun und Zucker haben also eine unterschiedliche **Löslichkeit** in Wasser. Die Löslichkeit wird gekennzeichnet durch die Stoffmenge, die sich in 100 g Lösungsmittel — in unserem Falle Wasser — höchstens lösen kann. Bei Zimmertemperatur sind das zum Beispiel 35,9 g Kochsalz, 6,0 g Alaun und 203,9 g Zucker in Wasser. Mit der Löslichkeit lernen wir eine weitere wichtige Eigenschaft der Stoffe kennen.

Wir untersuchen nun, ob die Löslichkeit eines Stoffes bei verschiedenen Temperaturen gleich groß ist. Dafür benutzen wir die gesättigten Lösungen aus Versuch 34.

Versuch 35: *Mit Fettstift wird wieder die Menge des Bodensatzes markiert. Dann erhitzt man die Lösungen zum Sieden. Beobachte!*

Wir erkennen, daß die Löslichkeit eines Stoffes von der Temperatur abhängt. In den von uns untersuchten Beispielen nimmt die Löslichkeit bei Temperaturerhöhung zu.

Jeder Stoff hat bei einer bestimmten Temperatur eine bestimmte Löslichkeit.

2. Löslichkeit flüssiger und gasförmiger Stoffe in Wasser. Können sich auch Flüssigkeiten und Gase in Wasser lösen? Aus dem Haushalt ist uns der Essig bekannt. Er ist eine Lösung von Äthansäure (Essigsäure) in Wasser. Untersuchen wir, ob sich noch weitere Flüssigkeiten in Wasser lösen.

Versuch 36: *In ein Reagenzglas wird etwa 1 ml Alkohol gegossen, in ein zweites die gleiche Menge Benzin. Zu beiden Flüssigkeiten geben wir 4 ml Wasser. Was beobachtest du?*

Es gibt Flüssigkeiten, die sich in Wasser lösen, und solche, die sich wenig oder gar nicht lösen.

Wie verhalten sich nun Gase? Auch auf diese Frage können wir schon eine vorläufige Antwort geben. Aus dem Biologieunterricht ist uns bekannt, daß die Fische Luft zum Atmen aus dem Wasser aufnehmen. Das Wasser vermag also Luft zu lösen. Als ein anderes uns bekanntes Beispiel können wir Selterswasser nennen. Öffnen wir die Flasche, so entweicht ein Gas, das vorher in Wasser gelöst war. Mit dem folgenden Versuch wollen wir unsere Beobachtungen überprüfen.

Versuch 37: *Ein Kolben (Rauminhalt 1 l) wird vollständig mit Wasser gefüllt und mit einem Stopfen verschlossen, in dem ein Trichter steckt. Dann füllt man so viel Wasser nach, bis der Trichter zur Hälfte mit Wasser gefüllt ist. In den Trichter setzt man senkrecht mit der Öffnung nach unten ein mit Wasser gefülltes Reagenzglas (Abb. 58). Dann wird der Kolben vorsichtig mit der Flamme eines Brenners befeuchtet. Aus dem Wasser steigen kleine Gasblasen auf. Es sind Luftbläschen, die das Wasser beim Erwärmen abgibt. Überlege, warum es kein Wasserdampf sein kann!*

Der Versuch bestätigt uns nicht nur, daß Wasser Gase zu lösen vermag; wir stellen auch fest, daß im Wasser gelöste Gase durch Erhöhung der Temperatur ausgetrieben werden. Die Löslichkeit der Gase in Wasser nimmt also bei Temperaturerhöhung ab. Bei festen Stoffen dagegen nimmt sie im allgemeinen zu.



Abb. 58
Nachweis der im
Wasser enthaltenen Luft

Wasser löst auch einige Gase und Flüssigkeiten. Während die Löslichkeit fester Stoffe in Wasser im allgemeinen bei Temperaturerhöhung zunimmt, nimmt die Löslichkeit der Gase bei höherer Temperatur ab.

3. Destillation. Wir haben bereits zwei Verfahren kennengelernt, mit deren Hilfe wir gelöste Stoffe und Lösungsmittel voneinander trennen können, das Eindampfen und das Eindunsten. In beiden Fällen wird das Lösungsmittel aber nicht zurückgewonnen.

Wir lernen nun ein Verfahren kennen, nach dem gelöste Stoffe und Lösungsmittel voneinander getrennt und die Lösungsmittel als reine Flüssigkeiten zurückgewonnen werden können.

Erinnern wir uns einmal einer Beobachtung, die jeder schon zu Hause gemacht hat.

Beim Kochen werden die Kochtöpfe meist mit einem Deckel bedeckt. Heben wir den Deckel an, so sehen wir, daß sich an der Unterseite viele kleine Wassertropfchen niedergeschlagen haben, die in den Topf zurücktropfen. Im Kochtopf dient das Wasser als Lösungsmittel. Überlege, warum der Wasserdampf am Deckel kondensiert! Diese Beobachtung nutzen wir jetzt aus. Wir erhitzen eine Lösung in einem Kolben, sorgen aber dafür, daß der entstehende Wasserdampf nicht schon im Kolben kondensiert, sondern durch ein Rohr abgeleitet wird.

Versuch 38: Eine Kochsalzlösung, die mit roter Tinte angefärbt ist, wird in einen Rundkolben gefüllt. Man gibt einige Siedesteinchen zur Lösung, damit sie gleichmäßig siedet. Der Kolben wird mit einem durchbohrten Stopfen verschlossen, durch den ein längeres, zu einem Winkel gebogenes Glasrohr führt (Abb. 59). Über das offene Ende des Glasrohres stülpen wir einen kleinen, leeren Kolben. Dann wird die Kochsalzlösung zum Sieden erhitzt. Beobachte!

Wir gelangen mit dieser Anordnung noch nicht zum Ziel. Zwar gewinnen wir etwas von dem Lösungsmittel zurück, nach einiger Zeit aber schlägt sich in dem Rohr kein Wasser mehr nieder. Aus dem Rohrende entweicht Wasserdampf. Das Glasrohr ist zu heiß geworden. Kühlen wir das Glasrohr, so kann sich wieder Wasser niederschlagen. Das Kühlen des Glas-

rohres erfolgt am besten mit Wasser. Dazu legt man ein stärkeres Rohr um das Dampfableitungsrohr und sorgt dafür, daß ständig kaltes Wasser durch das äußere Rohr fließt.

Bevor wir uns eine solche Apparatur zusammenstellen, überlegen wir, in welcher Richtung das Kühlwasser strömen muß, damit eine größtmögliche Kühlung erreicht wird. Strömt es in gleicher Richtung wie der zu kühlende Wasserdampf (Abb. 60a), dann wird dieser durch das zufließende kalte Wasser zwar zum größten Teil kondensiert, das Kühlwasser erwärmt sich aber so stark, daß nach einer kurzen Strecke im inneren Rohr fast die gleiche Temperatur herrscht, wie sie das Kühlwasser hat. Damit wäre eine weitere Abkühlung im inneren Rohr nicht möglich.

Was tritt aber ein, wenn wir das Kühlwasser dem Wasserdampf entgegenströmen lassen (Abb. 60b)? Das kalte Kühlwasser wird auf seinem Weg durch das äußere

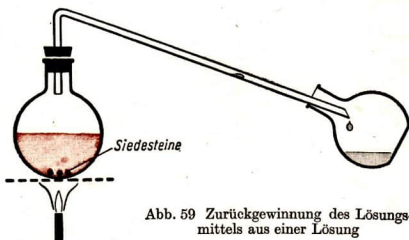
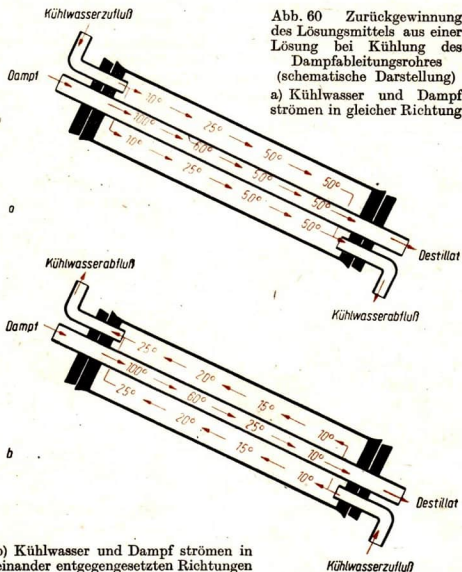


Abb. 59 Zurückgewinnung des Lösungsmittels aus einer Lösung

Rohr durch die Berührung mit dem Wasserdampf beziehungsweise dem Wasser im inneren Rohr zwar langsam erwärmt, es ist an der Austrittsstelle aber immer noch in der Lage, den zuströmenden heißen Wasserdampf zu kondensieren. Das Kühlwasser ist an jeder Stelle der Apparatur kühler als der benachbarte Wasserdampf beziehungsweise das Wasser. Die Kühlung erfolgt also auf dem gesamten Weg. An der Eintrittsstelle des Kühlwassers in den Kühlmantel wird das schon fast kalte Wasser im inneren Rohr völlig abgekühlt, da das Kühlwasser noch kälter ist. Aber auch kurz vor dem Austritt vermag das schon angewärmte Kühlwasser den viel heißeren Dampf noch stark abzukühlen.



Bei den beschriebenen Verfahren wird Wärme zwischen dem zu kühlenden Lösungsmittel im inneren Rohr und dem Kühlwasser im äußeren Rohr ausgetauscht. Da beim zweiten Verfahren beide einander entgegenströmen, spricht man auch vom **Gegenstrom**. Wir werden noch viele Vorgänge kennenlernen, bei denen man in der chemischen Industrie den Gegenstrom anwendet.

Der beschriebene Kühler wurde von dem großen deutschen Chemiker **JUSTUS von LIEBIG** (Abb. 61) entwickelt. Er wird daher auch als **Liebigkühler** bezeichnet.

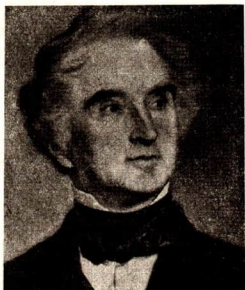


Abb. 61 JUSTUS VON LIEBIG

des preußischen Staates nach Hessen flüchten. LIEBIG beendete sein Studium schließlich in Paris. 1824 kehrte er nach Deutschland zurück und wurde, erst 21 Jahre alt, Professor für Chemie.

In den chemischen Laboratorien benutzt man heute einen etwas verbesserten Liebigkühler. Bei ihm ist das äußere, das Kühlrohr – auch Kühlmantel genannt –, mit dem inneren Rohr verschmolzen (Abb. 62). Er arbeitet aber genauso wie der von LIEBIG entwickelte Kühler.

JUSTUS VON LIEBIG wurde im Jahre 1803 in Darmstadt geboren. Sein Vater hatte dort ein Farben- und Drogengeschäft. Schon als Kind interessierte sich LIEBIG für die Chemie. Er las viel und führte im Geschäft seines Vaters seine ersten chemischen Experimente durch. Nach sechsjährigem Schulbesuch ging er zu einem Apotheker in die Lehre. 1820 begann er das Studium der Chemie an der Universität Bonn. Wie viele Studenten zu dieser Zeit, beteiligte er sich an patriotischen Studentenbewegungen und mußte 1822 vor der Polizei

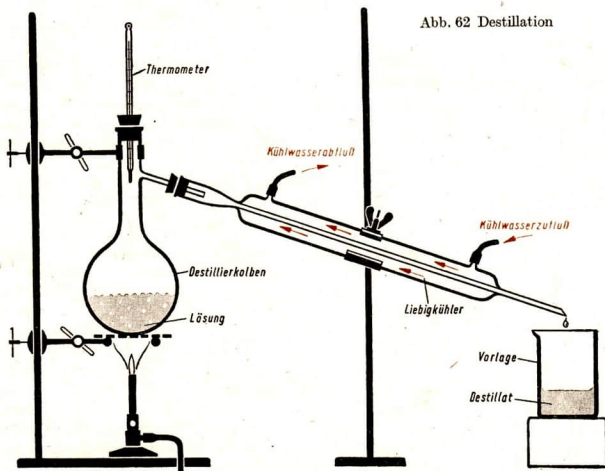


Abb. 62 Destillation

JUSTUS VON LIEBIG entwickelte viele neue Verfahren des chemischen Experimentierens. Er richtete in Gießen das erste chemische Laboratorium Deutschlands ein, in dem die Studenten eine gründliche Ausbildung im Experimentieren erhielten. Bei der Ausbildung der Chemiestudenten in der ganzen Welt werden heute noch die Grundsätze berücksichtigt, die LIEBIG damals entwickelte. JUSTUS VON LIEBIG untersuchte vor allem die Stoffe, die in der Pflanze und im tierischen Körper vorkommen und stellte fest, daß sie aus den gleichen Elementen aufgebaut sind, wie die Stoffe der unbelebten Natur. Bei diesen Arbeiten erkannte LIEBIG, welche Nährstoffe die Pflanze zu ihrer Entwicklung benötigt. Er schloß daraus, daß diese Nährstoffe dem Boden ständig neu zugeführt werden müssen, wenn man hohe Ernteerträge erzielen will. So forderte er die künstliche Düngung des Ackerbodens.

Durch seine Arbeiten trug LIEBIG wesentlich dazu bei, daß die deutsche Wissenschaft schon damals ein hohes Ansehen in aller Welt genoß.

Wir werden nun eine Kochsalzlösung in gelösten Stoff und Lösungsmittel durch Erhitzen der Lösung und anschließende Kondensation des Lösungsmittels trennen. Man nennt dieses Verfahren **Destillation**, den Vorgang **destillieren**. Das durch Destillation einer Lösung zurückgewonnene Lösungsmittel wird als **Destillat** bezeichnet. Der zurückbleibende feste Stoff ist der **Rückstand**.

Versuch 39: Die in Abbildung 62 wiedergegebene Apparatur wird zusammengestellt. Prüfe dir die in der Abbildung angegebenen Namen für die einzelnen Teile der Apparatur ein!

Der Destillierkolben wird mit Kochsalzlösung gefüllt, der etwas rote Tinte zugesetzt wurde. Dann erhitzt man die Lösung zum Sieden und läßt Kühlwasser durch den Kühlmantel strömen. Nach einiger Zeit hat sich in der Vorlage Destillat abgeschieden.

Prüfe den Geschmack! Was erkennst du?

Wir wissen, daß auch Leitungswasser gelöste feste Stoffe enthält. Destilliert man das Leitungswasser, so kann ein völlig reines Wasser hergestellt werden, in dem keine Stoffe mehr gelöst sind. Man bezeichnet es als **destilliertes Wasser**. Der Chemiker muß sehr häufig mit destilliertem Wasser arbeiten. Auch wir werden es später benutzen.

In chemischen Laboratorien, in Apotheken und in Betrieben, die Medikamente und andere Chemikalien herstellen, werden große Mengen destillierten Wassers benötigt.

Die Destillation ist ein Verfahren zur Trennung von Lösungsmittel und gelöstem Stoff. Bei der Destillation wird das Lösungsmittel zurückgewonnen.

Destilliertes Wasser ist völlig reines Wasser, das keine gelösten Stoffe mehr enthält.

Wasser in der Technik

In der Technik findet das Wasser vielseitige Anwendung, da es sich mit sehr geringem Aufwand in großen Mengen gewinnen läßt. Es wird als Lösungsmittel, als Kühlmittel, als Rohstoff und als Energiequelle verwendet.

1. Das Lösungsmittel Wasser. Wir haben das Wasser als Lösungsmittel bereits kennengelernt. Bei der Anwendung des Wassers als Lösungsmittel in der Industrie stören die im Wasser enthaltenen Salze selten. Brunnenwasser kann daher meist ohne größere Aufbereitung verwendet werden. Wir wollen zunächst die Verwendung des Wassers bei der Zuckergewinnung kennenlernen.

Zucker wird bei uns aus Zuckerrüben gewonnen. Die Rüben werden in der Zuckerfabrik mit einem starken Wasserstrahl vom Eisenbahnwagen herausgespült

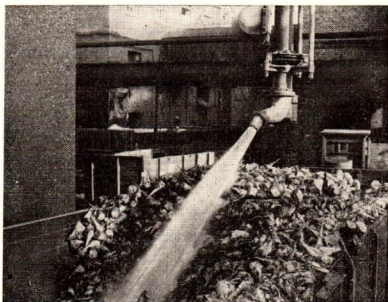


Abb. 63 Verwendung des Wassers in der Zuckerindustrie: Mit einem starken Strahl werden die Zuckerrüben aus dem Eisenbahnwagen herausgespült

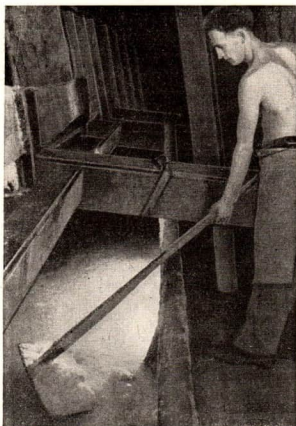


Abb. 64 Verwendung des Wassers bei der Salzgewinnung: Die Salzsole wird eingedampft

spült und durch das fließende Wasser weiterbewegt (Abb. 63). Dabei wird gleichzeitig der größte Teil des anhaftenden Schmutzes entfernt. Zur vollständigen Reinigung wäscht man die Rüben noch in einer Maschine. Anschließend werden sie geschnitzelt und in großen Behältern mit Wasser ausgelaugt. Es entsteht eine Zuckerlösung. Die Zuckerlösung wird zu einem sirupartigen Brei eingedampft, aus dem man den Zucker durch Abschleudern erhält.

Auch bei der Gewinnung des Kochsalzes werden teilweise große Wassermengen benötigt. Kochsalz kommt in der Natur in riesigen Salzlagern vor; bei uns in der Deutschen Demokratischen Republik vor allem im Raum Staßfurt-Bernburg. Ein großer Teil des Salzes wird in Bergwerken abgebaut und in fester Form zutage gefördert. In anderen Fällen leitet man Wasser in das Salzlager. Es entsteht eine Lösung, die Salzsole. Sie wird nach oben gepumpt und entweder eingedampft (Abb. 64) oder durch Rohrleitungen in nahe gelegene Fabriken zur Weiterverarbeitung geleitet.

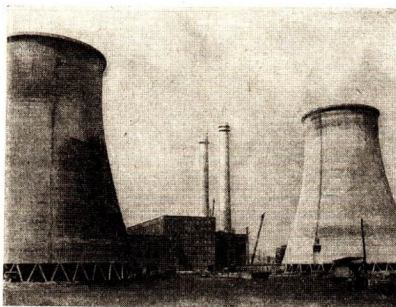


Abb. 65 Kühltürme im neuerbauten Kraftwerk Berzdorf

2. Das Kühlmittel Wasser.

Große Wassermengen werden in der chemischen Industrie und in anderen Industriezweigen zur Kühlung von Apparaturen und Anlagen benötigt. So werden zum Beispiel die Hochöfen, in denen das Eisen gewonnen wird, mit Wasser gekühlt. 15 Millionen Liter Wasser benötigt ein mittelgroßer Hochofen täglich zur Kühlung. Das entspricht dem Wasserbedarf einer größeren Stadt in der gleichen Zeit.

Um den Verbrauch an Wasser möglichst gering zu

halten, läßt man das erhitzte Kühlwasser in Kühltürmen (Abb. 65) wieder abkühlen und verwendet es erneut. In manchen Betrieben benutzt man das heiße Wasser, um andere Apparaturen damit zu erwärmen.

3. Der Rohstoff Wasser. In vielen Zweigen der chemischen Industrie benötigt man Wasser als Rohstoff für die Herstellung anderer Stoffe. Bei der Herstellung von synthetischem Gummi, synthetischem Benzin, von Düngemitteln und vielen anderen Stoffen wird Wasser verarbeitet.

4. Die Energiequelle Wasser. Das Wasser ist ferner als Energiequelle von großer Bedeutung. In jeder Minute strömen in den Flüssen große Wassermassen zu Tal. An Stellen, an denen es leicht möglich ist, staut man das Wasser und benutzt die Kraft der angesammelten Wassermassen, um Turbinen anzutreiben. Mit diesen Turbinen werden Maschinen gekoppelt, die sehr billig elektrischen Strom erzeugen.

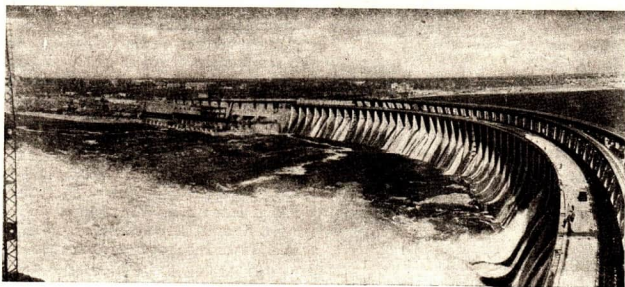


Abb. 66 Staudamm des Dnepr-Kraftwerkes bei Saporoschje

In vielen Ländern der Erde wird heute elektrischer Strom durch Ausnutzung der Wasserkräfte gewonnen. Besonders günstige Voraussetzungen für die Anlage von Wasserkraftwerken besitzen gebirgige Länder wie Schweden, Norwegen und die Schweiz. Die Wasserläufe weisen hier meist ein starkes Gefälle auf oder haben ihr Bett tief in die Felsen eingegraben, so daß keine großen Staumauern gebaut werden müssen. In den letzten Jahrzehnten geht man jedoch auch in anderen Ländern dazu über, die Wasserkräfte systematisch durch Errichtung großer Staumauern auszunutzen. Diese Entwicklung verläuft besonders rasch in Ländern, die große Industrien aufbauen. So arbeitet man vor allem in den sozialistischen Staaten an der planmäßigen Ausnutzung aller Wasserkräfte (Abb. 66).

Der überwiegende Teil der Elektroenergie wird heute jedoch noch in Dampfkraftwerken erzeugt. Auch in ihnen wird Wasser benötigt, aus dem man mit Hilfe der bei der Verbrennung von Kohle entstehenden Wärme in Dampfkesseln Dampf erzeugt. Der Dampf wird zum Antrieb von Dampfturbinen benutzt, die mit stromerzeugenden Maschinen gekoppelt sind. Auch in diesem Falle wird der Wasserdampf meist wieder in Kühltürmen kondensiert (Abb. 65).

Die Abbildung 67 gibt einen zusammenfassenden Überblick über die Verwendung des Wassers.

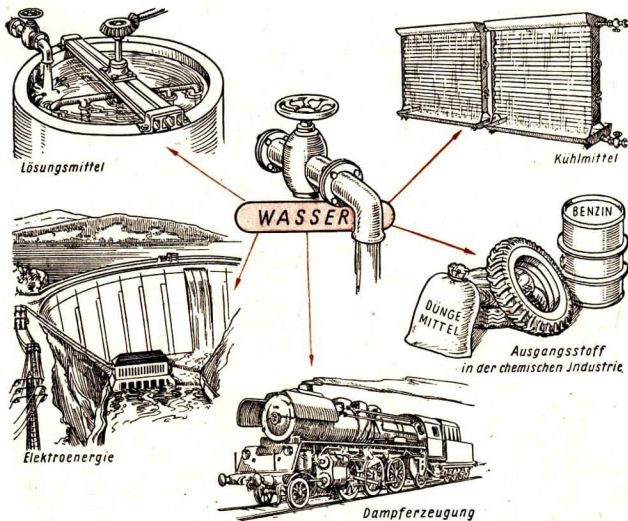


Abb. 67 Verwendung von Wasser

Zusammensetzung des Wassers

1. Analyse des Wassers. Bisher haben wir lediglich von den Eigenschaften und der Verwendung des Wassers gesprochen. Wir werden nun den Stoff Wasser näher untersuchen.

Zunächst klären wir, ob Wasser ein Element oder eine Verbindung ist.

Wasser läßt sich nicht oxydieren. Daher ist es möglich, daß es schon ein Verbrennungsprodukt, ein Oxid, darstellt. In diesem Falle müßte das Wasser eine Verbindung aus Sauerstoff und einem anderen, uns noch unbekannten Stoff sein. Wir wollen es daraufhin untersuchen! Wir wissen, daß man einem Oxid den Sauerstoff durch ein Reduktionsmittel entziehen kann. Zink ist ein uns bekanntes, starkes Reduktionsmittel. Wir wollen es mit Wasser reagieren lassen.

! Versuch 40: Ein trockenes, schwerschmelzbares Reagenzglas wird mit etwas trockenem Sand gefüllt. Mit Hilfe einer Pipette läßt man so viel Wasser auf den Sand tropfen, bis dieser gut durchfeuchtet ist. Das Reagenzglas wird dann, etwas zur Mündung hin geneigt, in ein Stativ eingespannt. In die Mitte des Reagenzglases bringt man mit einer Füllrinne (Abb. 68a) eine kleine Menge Zinkpulver. Dann wird das Glas mit einem durchbohrten Stopfen verschlossen, durch den ein Gasableitungsrohr führt. Dieses taucht in eine mit Wasser gefüllte pneumatische Wanne (Abb. 68b). Über das Ende des Rohres wird ein mit Wasser gefülltes Reagenzglas gestellt. Das Zink wird nun von außen mit einem Brenner schwach erwärmt. Anschließend wird der feuchte Sand erwärmt, so daß langsam Wasser verdampft.

Beobachte das Zink!

Was stellst du fest?

Untersuche den aus dem Zink entstandenen Stoff!

Wasser reagierte lebhaft mit dem Zink. Es entstand Zinkoxid; Wasser wurde also reduziert.

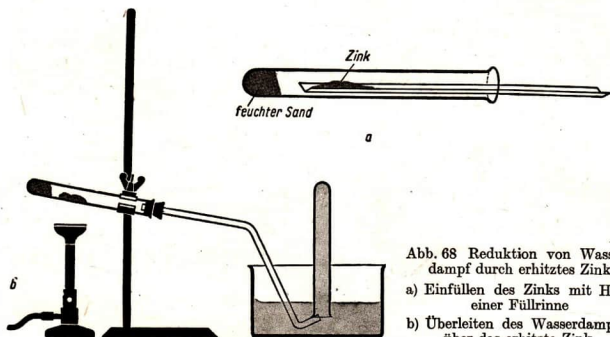


Abb. 68 Reduktion von Wasserdampf durch erhitztes Zink

a) Einfüllen des Zinks mit Hilfe einer Füllrinne

b) Überleiten des Wasserdampfes über das erhitzte Zink

Bei Versuch 40 ist ein Gas entstanden. Dieses Gas muß der Stoff sein, der im Stoff Wasser mit Sauerstoff verbunden war. Wir müssen dieses Gas genauer untersuchen.

! Versuch 41: *Das Reagenzglas mit dem aufgefangenen Gas wird mit der Mündung an die Flamme eines Brenners gehalten und der Stopfen entfernt. Was stellst du fest?*

Vergleichen wir das Gas hinsichtlich seiner Brennbarkeit mit Sauerstoff und Stickstoff!

Sauerstoff	Stickstoff	untersuchtes Gas
nicht brennbar	nicht brennbar	brennbar

Das in Versuch 40 entstandene Gas kann demnach weder Sauerstoff noch Stickstoff sein. Es ist ein neuer, uns bisher noch unbekannter Stoff. Genaue Untersuchungen haben ergeben, daß es sich um ein Element handelt. Weil man das Gas aus Wasser gewinnen kann, erhielt es den Namen **Wasserstoff**. Sein Symbol ist **H** (nach dem ersten Buchstaben des griechischen Wortes Hydrogenium = Wasserbildner).

Wir formulieren nun den Vorgang, der bei Versuch 40 ablief, zunächst in einer Wortgleichung:



Das Ergebnis der Wasseranalyse läßt uns vermuten, daß Wasser eine Verbindung aus Wasserstoff und Sauerstoff ist.

2. Synthese des Wassers. Mit dieser noch unbestätigten Annahme dürfen wir uns aber noch nicht begnügen. Es wäre ja möglich, daß im Wasser außer Wasserstoff und Sauerstoff noch ein weiteres Element enthalten ist, das wir bei unserem Versuch nicht festgestellt haben. Wir müssen daher nachweisen, daß man durch Vereinigung der Elemente Wasserstoff und Sauerstoff, also durch eine Synthese, wirklich die Verbindung Wasser herstellen kann.

Bei genauer Beobachtung des Reagenzglases in Versuch 41 konnten wir feststellen, daß sich an der Wand des Glases ein feuchter Beschlag gebildet hatte. Der Beschlag könnte Wasser sein, das bei der Verbrennung des Wasserstoffs entstanden ist und sich teilweise an der kühlen Wand kondensierte.

Wir wählen nun eine Versuchsanordnung zur Verbrennung von Wasserstoff, die es uns ermöglicht, größere Mengen des Verbrennungsproduktes aufzufangen.

! Versuch 42: *In einer nach Abbildung 69 zusammengestellten Apparatur wird Wasserstoff unter einem Trichter verbrannt. Das entstehende Verbrennungsprodukt saugt man durch ein wassergekühltes U-Rohr ab. Wenn einige Milliliter des Reaktionsproduktes entstanden sind, wird die Reaktion unterbrochen. Führe die Geschmacksprobe durch! Bestimme die Siedetemperatur des Reaktionsproduktes!*

Das Verbrennungsprodukt des Wasserstoffs ist also Wasser. Es ist eine Verbindung aus Wasserstoff und Sauerstoff. Man könnte es deshalb auch als Wasserstoffoxid bezeichnen. Dieser Name ist jedoch ungebräuchlich.

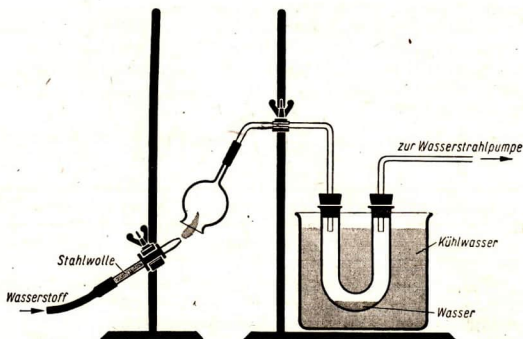


Abb. 69 Verbrennen von Wasserstoff und Auffangen des Verbrennungsproduktes

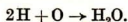
Wasserstoff ist einwertig. Ein Molekül der Verbindung Wasser muß daher aus zwei Atomen Wasserstoff und einem Atom Sauerstoff bestehen (Abb. 70). Die Formel des Wassers ist demnach H_2O .

Wir können nun die Reaktionsgleichungen für die Analyse und Synthese des Wassers aufstellen.

Analyse (Reduktion des Wasserdampfes durch erhitztes Zink):



Synthese (Oxydation des Wasserstoffes zu Wasser):



Fassen wir zusammen:

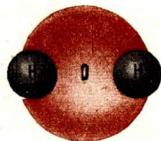


Abb. 70
Modell eines Wassermoleküls

Wasser ist eine Verbindung aus Wasserstoff und Sauerstoff. Es hat die Formel H_2O .

Eigenschaften des Wasserstoffs

Bei der Analyse des Wassers hatten wir den Wasserstoff als ein farb- und geruchloses, brennbares Gas kennengelernt. Wir wissen auch bereits, daß Wasserstoff ein einwertiges Element ist. Durch die folgenden Versuche werden wir weitere Eigenschaften des Wasserstoffs kennenlernen.



Versuch 43: Von zwei mit Wasserstoff gefüllten und mit Stopfen verschlossenen Reagenzgläsern wird das eine mit der Mündung nach oben und das zweite mit der Mündung nach unten eingespannt oder aufgestellt. Dann werden die Stopfen entfernt. Nach etwa zwei Minuten versucht man, den Wasserstoff in beiden Reagenzgläsern zu entzünden. Was beobachtest du?

In dem ersten Reagenzglas konnten wir keinen Wasserstoff mehr nachweisen, während das zweite, mit der Mündung nach unten gehaltene Reagenzglas noch Wasserstoff enthielt. Wasserstoff muß also leichter als Luft sein. Bisher haben wir den Wasserstoff pneumatisch aufgefangen. Unsere neuen Kenntnisse können wir anwenden, um Wasserstoff nach einer einfacheren Methode aufzufangen. In das Auffanggefäß wird von unten Wasserstoff eingeleitet; dieser steigt nach oben und verdrängt die Luft aus dem Gefäß. Man sagt, das Gas wird durch **Luftverdrängung** aufgefangen.

Uns ist bereits bekannt, daß Wasserstoff brennbar ist. Wir entzünden nun ein Gemisch aus Wasserstoff und Luft.



Versuch 44: Ein mit Wasserstoff gefüllter kleiner Zylinder, der mit einer Glasplatte verschlossen ist, und ein gleich großer luftgefüllter Zylinder werden, wie in Abb. 71 gezeigt, aufeinandergestellt. Dann zieht man die Platte zwischen beiden Zylindern heraus, so daß sich die Gase mischen können. Durch Umschwenken der aufeinanderstehenden Zylinder wird das Mischen beschleunigt. Nun werden zwei Glasplatten zwischen die Standzylinder geschoben, so daß man den oberen abnehmen kann. Man hebt von einem der Zylinder die Glasplatte ab und nähert ihn mit der schräg nach oben gerichteten Öffnung einer Flamme.

Was beobachtest du?

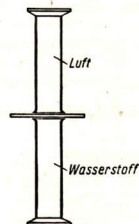


Abb. 71 Herstellen eines Wasserstoff-Luft-Gemisches

Gemische von Wasserstoff und Luft sind explosiv. Wir wiederholen den Versuch, verwenden aber an Stelle der Luft reinen Sauerstoff.



Versuch 45: Ein Reagenzglas wird pneumatisch etwa zur Hälfte mit Sauerstoff gefüllt. Dann verdrängt man ebenfalls pneumatisch den Rest des Wassers im Glas durch Wasserstoff. Noch unter Wasser wird das Glas mit einem Stopfen verschlossen. Damit sich die Gase besser mischen, schwenkt man das Reagenzglas mehrmals um. Dann wird das Glas mit einem feuchten Lappen umwickelt. Man entfernt den Stopfen und nähert die Mündung des schräg nach oben gerichteten Reagenzglases einer Flamme. Vergleiche die Heftigkeit der Reaktionen bei Versuch 44 und 45!

Ein Gemisch von Wasserstoff und Luft oder Wasserstoff und Sauerstoff wird als **Knallgas** bezeichnet. Erhitzt man ein solches Gemisch auf 600°C , so explodiert es. Bei Versuchen mit Wasserstoff besteht daher immer Explosionsgefahr, weil der Wasserstoff mit Luft gemischt sein kann. Vor dem Erhitzen oder Entzünden von Wasserstoff müssen wir uns in jedem Falle vergewissern, ob das Gas frei von Sauerstoff (Luft) ist. Aus diesem Grunde führt man die **Knallgasprobe** durch. Sie wird

folgendermaßen ausgeführt: Man fängt den aus der Apparatur ausströmenden Wasserstoff durch Luftverdrängung in einem Reagenzglas auf und verschließt es mit dem Daumen. Dann nähert man das verschlossene Glas der Flamme eines Brenners und gibt die Öffnung frei. Der Brenner muß mindestens zwei Meter vom Wasserstoffentwicklungsgerät entfernt sein! Entzündet sich das Gas mit einem pfeifenden Knall, so enthält es noch Luft. Die Knallgasprobe muß dann so oft wiederholt werden, bis die Entzündung des Gases mit einem leichten Puffenerfolg und der Wasserstoff ruhig abbrennt.

Vor der Ausführung eines Versuches, bei dem Wasserstoff erhitzt oder entzündet wird, ist auf jeden Fall die Knallgasprobe durchzuführen!

Als weiterer Schutz wird bei allen Versuchen mit Wasserstoff ein mit Stahlwolle gefülltes Röhrchen zwischen Vorratsgefäß und Verbraucher eingeschaltet. Dadurch läßt sich ein Zurückschlagen der Flamme verhindern. Überlege, worauf das zurückzuführen ist!

Wasserstoff ist brennbar, im Gemisch mit Luft oder Sauerstoff sogar explosiv.

Es bleibt nun die Frage zu klären, ob Wasserstoff die Verbrennung unterhält.

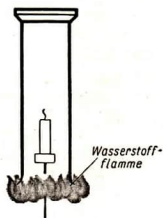


Abb. 72 Einführen einer brennenden Kerze in einen mit Wasserstoff gefüllten Zylinder

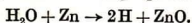
! Versuch 46: Ein mit Wasserstoff gefüllter Standzylinder wird mit der Öffnung nach unten gehalten. Dann führt man eine an einem Draht befestigte brennende Kerze von unten in den Zylinder und zieht sie langsam wieder heraus (Abb. 72). Welche Antwort gibt der Versuch auf unsere Frage?

Wasserstoff ist ein farbloses und geruchloses Gas. Es ist leichter als Luft, unterhält die Verbrennung nicht, ist aber selbst brennbar. Gemische von Luft oder Sauerstoff mit Wasserstoff sind explosiv und werden als Knallgas bezeichnet.

Der Wasserstoff wurde 1766 von dem englischen Naturforscher HENRY CAVENDISH als Bestandteil des Wassers entdeckt. CAVENDISH führte auch als erster Versuche mit Knallgas durch und konnte dabei die Bildung von Wasser beobachten.

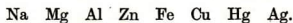
Wasserstoff als Reduktionsmittel

Bei Versuch 40 haben wir festgestellt, daß Wasserdampf durch Zink reduziert werden kann. Die Gleichung für diesen Vorgang lautet



Durch Natrium, Magnesium, Aluminium oder Eisen wird Wasserdampf ebenfalls reduziert.

Ein in ähnlicher Form durchgeführter Reduktionsversuch mit Kupfer würde uns zeigen, daß das Kupfer jedoch nicht in der Lage ist, Wasser zu Wasserstoff zu reduzieren. Wasser wird also nur von einigen Metallen reduziert. Vergewärtigen wir uns noch einmal die Metallreihe und unterstreichen die Metalle, durch die Wasser reduziert werden kann:



Wasser, das Oxid des Wasserstoffs, wird durch Eisen und die in der Metallreihe links vom Eisen stehenden Metalle zu Wasserstoff reduziert.

Da das Metall Kupfer das Oxid des Wasserstoffs nicht reduzieren kann, können wir annehmen, daß Wasserstoff ein größeres Bindungsbestreben zu Sauerstoff hat als Kupfer. Dann müßte Wasserstoff Kupferoxid zu Kupfer reduzieren können:



Versuch 47: In ein Verbrennungsrohr bringen wir ein Porzellanschiffchen mit Kupfer(II)-oxid (Versuchsanordnung wie in Abb. 73). Aus einem Wasserstoffentwickler wird Wasserstoff über das Kupferoxid geleitet. Nachdem die Knallgasprobe durchgeführt wurde, entzündet man den ausströmenden Wasserstoff und erhitzt das Verbrennungsrohr unter dem Schiffchen.

Was beobachtest du? Achte auf die kälteren Teile des Verbrennungsrohres!

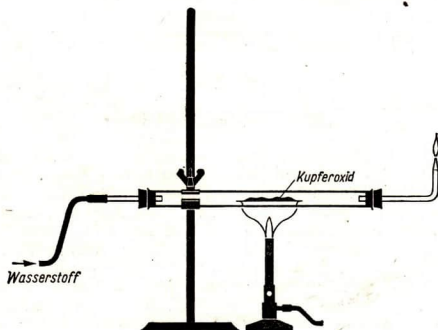
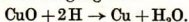


Abb. 73 Reduktion von Kupfer(II)-oxid durch Wasserstoff

Stellen wir die Gleichung für den Vorgang auf:



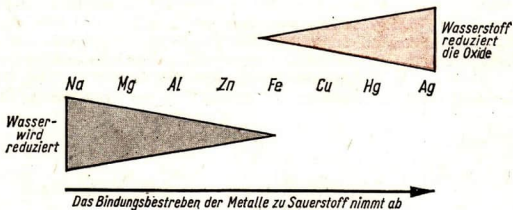
In der gleichen Weise können auch die Oxide des Eisens durch Wasserstoff reduziert werden. Das Verbrennungsrohr muß jedoch dann wesentlich stärker erhitzt werden.

Kennzeichnen wir nun in der Metallreihe die Metalle, deren Oxide durch Wasserstoff reduziert werden können, durch einen Strich über den Symbolen



Die Oxide des Eisens und der in der Metallreihe rechts vom Eisen stehenden Metalle werden durch Wasserstoff reduziert.

Vergleichen wir die Kennzeichen unter und über den Symbolen in der Metallreihe, so erkennen wir, daß das Eisen im Verhalten gegenüber Wasser und Wasserstoff eine Mittelstellung einnimmt. Eisen kann Wasser reduzieren, andererseits reduziert Wasserstoff Eisenoxide.



Edle und unedle Metalle

Das Eisen und die Metalle, die in der Metallreihe links von ihm stehen, können Wasserdampf zu Wasserstoff reduzieren. Die rechts vom Eisen stehenden Metalle sind dazu jedoch nicht in der Lage. Sie haben geringeres Bindungsbestreben zu Sauerstoff als die links stehenden Metalle. Man sagt, Kupfer ist ein edleres Metall als Natrium, Magnesium, Aluminium, Zink und Eisen. Je größer das Bindungsbestreben eines Metalles zu Sauerstoff ist, desto unedler ist dieses Metall. Man bezeichnet Natrium, Magnesium, Aluminium, Zink und Eisen als **unedle Metalle**.

Silber verbindet sich auch nach längerem Erhitzen nicht mit Sauerstoff. Es hat sehr geringes Bindungsbestreben zu Sauerstoff. Noch geringeres Bindungsbestreben zu Sauerstoff haben die Metalle Gold (Au) und Platin (Pt), die daher in der Metallreihe rechts vom Silber stehen. Silber, Gold und Platin werden **Edelmetalle** genannt.

Kupfer und Quecksilber verbinden sich nur sehr schwer mit Sauerstoff. Sie nehmen eine Zwischenstellung zwischen den unedlen Metallen und den Edelmetallen ein. Man nennt sie daher **Halbedelmetalle**.

Na	Mg	Al	Zn	Fe		Cu	Hg		Ag	Au	Pt
unedle Metalle						Halbedelmetalle			Edelmetalle		

Die in der Metallreihe links stehenden Metalle bezeichnet man als **unedle Metalle**. Rechts stehen die **Edelmetalle**. Die **Halbedelmetalle** Kupfer und Quecksilber nehmen eine Mittelstellung ein, sie stehen zwischen den unedlen Metallen und den Edelmetallen.

Verwendung des Wasserstoffs

1. Erzeugung hoher Temperaturen. Gemische von Wasserstoff und Sauerstoff verbrennen explosionsartig. Der Wasserstoff kann aber auch im Gemisch mit Sauerstoff entzündet werden, ohne daß es zu einer Explosion kommt. Man muß nur dafür sorgen, daß sich die beiden Gase erst unmittelbar vor der Verbrennung mischen können. Es werden daher besondere Brenner verwendet, die mit einem **DANIELLSchen Sicherheitshahn** ausgerüstet sind (Abb. 74).

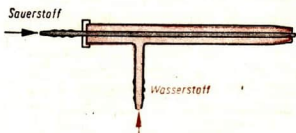


Abb. 74 DANIELLScher Sicherheitshahn

Der Sicherheitshahn besteht aus zwei ineinanderliegenden Rohren. Durch das äußere strömt Wasserstoff, der an der Mündung (Düse) entzündet wird. In die Wasserstoffflamme wird dann durch das innere Rohr

Sauerstoff geleitet. Die Mischung der Gase erfolgt erst in der Flamme. Mit einer solchen Knallgasflamme kann man Temperaturen von über 2000 °C erreichen. Bei diesen Temperaturen können auch Stoffe geschmolzen werden, die eine sehr hohe Schmelztemperatur haben, wie zum Beispiel das Eisen.

2. Verwendung von Wasserstoff zum Schweißen und Schneiden. Die hohen Temperaturen der Knallgasflamme nutzt man in der Technik beim Schweißen und Schneiden von Eisen aus.

Die zum Schweißen benötigten Gase Sauerstoff und Wasserstoff werden in Stahlflaschen unter einem Druck von 150 bis 200 at aufbewahrt und transportiert (Abb. 75). So stark zusammengepreßt, lassen sich große Gasmengen in verhältnismäßig kleinen Behältern unterbringen. In einer Stahlflasche kann man zum Beispiel 6000 l Sauerstoff bei Anwendung von 150 at auf ein Volumen von 40 l zusammenpressen.

Die Stahlflaschen werden durch einen farbigen Anstrich gekennzeichnet. Sauerstoffflaschen haben eine blaue, Wasserstoffflaschen eine rote Kennfarbe. Zur zusätzlichen Sicherung gegen Verwechslungen sind die Verschlüsse der Wasserstoffflaschen mit einem Linksgewinde ausgestattet.

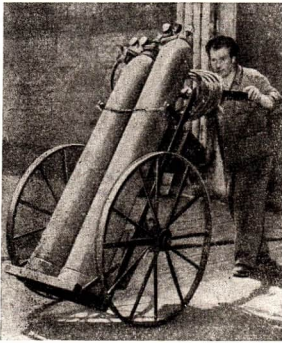


Abb. 75 Schweißgerät mit Stahlflaschen auf einem Transportkarren

so daß nach dem Erkalten die Teile verbunden sind. Schweißbrenner und Schweißstab werden langsam an der gesamten Berührungsstelle der beiden Eisenteile entlanggeführt. Es entsteht eine **Schweißnaht**. Die Teile werden zusammengeschweißt (Abb. 77 und 78). Eine Oxydation des flüssigen Eisens durch den Sauerstoff der Luft verhindert man durch einen Überschuß an Wasserstoff. Dieser Wasserstoff

a) Autogenes Schweißen

Die Flamme wird in der Technik mit **Schweißbrennern** (Abb. 76) erzeugt, die ähnlich wie der DANIELLSche Sicherheits-hahn gebaut sind. Die Mischung der Gase erfolgt jedoch nicht erst in der Flamme, sondern in einer Kammer innerhalb des Brenners. Das Knallgas strömt infolge des großen Druckes, unter dem Wasserstoff und Sauerstoff zugeführt werden, mit großer Geschwindigkeit aus dem Brenner. Dadurch kann die Flamme nicht in die Mischkammer zurückschlagen.

Sollen zwei Eisenteile miteinander verbunden werden, so werden sie zunächst an der Berührungsstelle mit der Knallgasflamme erhitzt. Bei der hohen Temperatur der Flamme erweicht das Eisen. Ein in die Flamme gehaltener **Schweißstab** aus Eisen schmilzt. Das flüssige Eisen dringt zwischen die beiden sich berührenden, hochoverhitzten Eisenteile und verschmilzt mit ihnen,

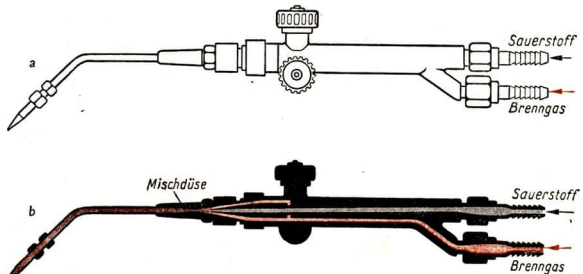


Abb. 76 Schweißbrenner

a) Ansicht

b) Schnitt

reduziert entstehendes Eisenoxid sofort wieder zu Eisen (vgl. S. 84). Dieses Verfahren zur Verbindung von Eisenteilen wird **autogenes Schweißen¹⁾** genannt.

Das Verbinden zweier Metallteile mit Hilfe eines in die Knallgasflamme gehaltenen Schweißdrahtes wird autogenes Schweißen genannt. Beim autogenen Schweißen arbeitet man mit Wasserstoffüberschuß.



Abb. 77 Autogenes Schweißen

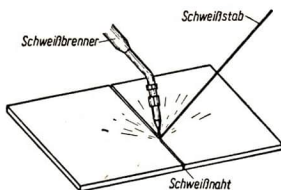


Abb. 78 Schematische Darstellung des autogenen Schweißens

b) Autogenes Schneiden

Während es beim autogenen Schweißen darauf ankam, zwei Metallteile zusammenzufügen, soll beim autogenen Schneiden ein Metallstück getrennt werden. Das erreicht man, indem an der zu trennenden Stelle das Eisen mit Sauerstoff verbrannt wird. Zu diesem Zwecke wird zunächst eine Knallgasflamme auf den Anfang der Trennlinie gerichtet. Man benutzt Brenner, die nach dem gleichen Prinzip arbeiten wie die Schweißbrenner. Ist das Eisen durch die Knallgasflamme stark genug erhitzt, so wird die Wasserstoffzufuhr fast völlig abgestellt und das stark erhitzte Eisen durch den kräftigen Sauerstoffstrom oxydiert (vgl. Versuch 18). Das entstehende Eisenoxid wird durch den starken Druck der Flamme weggeblasen (Abb. 79 und 80). Die große Wärme, die bei der Oxydation des Eisens entsteht, erwärmt die benachbarten Stellen des Eisenstückes, so daß durch langsames Vorwärtsbewegen des Schneidbrenners

¹⁾ autos (griechisch) = selbst; genere (lateinisch) = erzeugen. Beim Schmieden und Nieten werden die Eisenteile durch Hämmern oder Pressen verbunden. Beim autogenen Schweißen erzeugt dagegen eine Gasflamme die Schweißnaht selbst.

der Vorgang ohne weitere Erwärmung von außen weitergeführt werden kann. Es entsteht ein Schnitt. Das Verfahren heißt **autogenes Schneiden** oder **Schneidbrennen**. Man benutzt es zum Schneiden von Schienen, Profilleisen und Eisenplatten.

Beim autogenen Schneiden erhitzt man das zu trennende Metallstück an der Trennlinie mit einer Knallgasflamme und verbrennt dann entlang dieser Linie das Metall im Sauerstoffstrom. Beim autogenen Schneiden wird mit einem sehr großen Sauerstoffüberschuß gearbeitet.

Heute verwendet man zum Schweißen und Schneiden an Stelle von Wasserstoff meist ein anderes Gas, das Äthin (Azetylen), weil eine Äthin-Sauerstoffflamme noch wesentlich heißer als die Knallgasflamme ist.



Abb. 79 Autogenes Schneiden

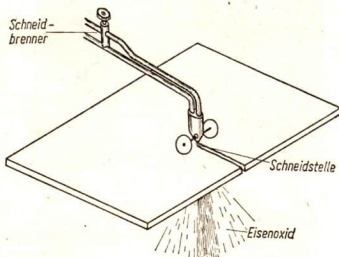


Abb. 80 Schematische Darstellung des autogenen Schneidens

3. Weitere Verwendung des Wasserstoffs. Wasserstoff ist zu 50 Prozent im Stadtgas enthalten. Er bewirkt die große Heizkraft des Stadtgases. Auf Grund des hohen Gehaltes an Wasserstoff können wir bei einigen Versuchen, bei denen Wasserstoff benötigt wird, Stadtgas verwenden.

Wasserstoff ist aber auch ein sehr wichtiger Ausgangsstoff für die chemische Industrie. Er wird zum Beispiel zur Herstellung von Benzin und von Stickstoffdüngemitteln benötigt. Wasserstoff wird ferner zur Härtung von flüssigen Fetten verwendet. Nach einem in Deutschland entwickelten Verfahren kann man pflanzliche und tierische Öle mit Hilfe von Wasserstoff in feste Fette umwandeln. Aus den gehärteten Fetten werden Margarine und andere Speisefette hergestellt.

Die von der Industrie benötigten großen Wasserstoffmengen erzeugt man aus Wasser. Die Reduktion von Wasser durch Metalle, die wir in unseren Versuchen kennengelernt haben, wurde früher auch in der Technik zur Wasserstofferzeugung ausgenutzt. Heute wendet man jedoch wesentlich wirtschaftlichere Verfahren an, die wir später noch kennenlernen werden. Abbildung 81 gibt einen Überblick über die Verwendung des Wasserstoffs.

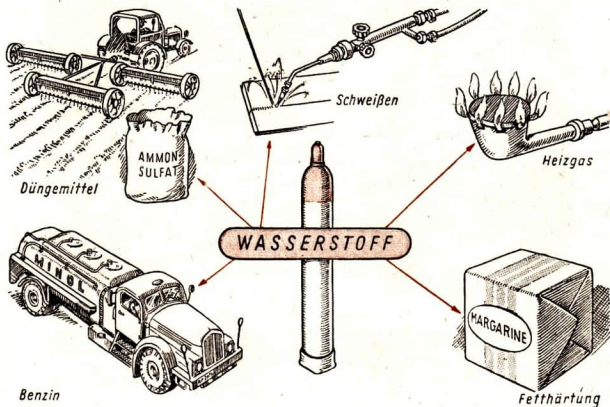
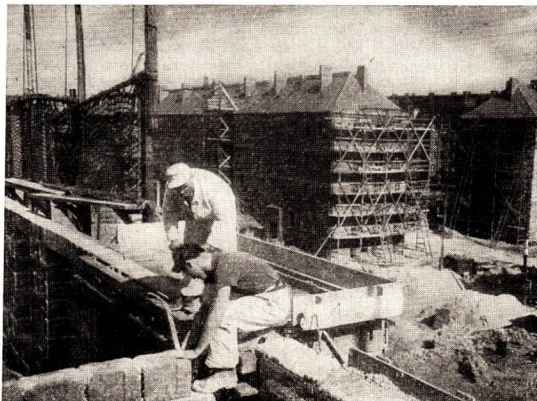


Abb. 81 Verwendung des Wasserstoffs

Wiederholungsfragen und Aufgaben:

1. Welche Eigenschaften muß das Trinkwasser besitzen? Wie wird Trinkwasser gewonnen?
2. Wie verhalten sich a) Zucker und b) Mehl beim Schütteln mit Wasser?
3. Was verstehen wir unter a) einer verdünnten Lösung, b) einer konzentrierten Lösung, c) einer gesättigten Lösung?
4. Erläutere die Anwendung des Gegenstroms am Beispiel der Kühlung des Destillats im Liebigkühler!
5. Erläutere das Verhalten der Lösungen fester und gasförmiger Stoffe beim Erwärmen!
6. Wie kann man nachweisen, daß Wasser aus Wasserstoff und Sauerstoff besteht?
7. Nenne die wichtigsten Eigenschaften des Wasserstoffs! Vergleiche die Eigenschaften des Wasserstoffs mit denen des Stickstoffs und des Sauerstoffs!
8. Nenne verschiedene Möglichkeiten zur Herstellung von Wasserstoff aus Wasser!
9. Was ist Knallgas?
10. Warum muß bei jedem Versuch, bei dem Wasserstoff entzündet wird, die Knallgasprobe durchgeführt werden? Wie führt man die Knallgasprobe durch?
11. Was sind edle, halbedle und unedle Metalle?
12. Erläutere die Vorgänge beim autogenen Schweißen und beim autogenen Schneiden!



Auf einer Baustelle

In dem folgenden Kapitel lernen wir die Hydroxide kennen. Ein in der Technik verwendetes Hydroxid ist der Löschkalk, aus dem Mörtel hergestellt wird. Die Bauwirtschaft unserer Republik hat große Aufgaben bei der Errichtung neuer Wohnbauten und Industrieanlagen zu erfüllen; daher spielt die Herstellung von Baumaterialien eine besondere Rolle.

6. KAPITEL

Hydroxide

Die unedlen Metalle Natrium, Kalium und Kalzium

Wir haben bei unseren bisherigen Untersuchungen eine Reihe von Metallen behandelt und sie nach ihrem Bindungsbestreben zu Sauerstoff in der Metallreihe geordnet. Wir werden uns jetzt etwas eingehender mit einigen unedlen Metallen beschäftigen. Untersuchen wir zunächst das **Natrium**. Dieses Metall kommt meist in quaderförmigen Stücken in den Handel. Beim Betrachten der Vorratsflasche fällt uns auf, daß es unter einer Flüssigkeit aufbewahrt wird.

Versuch 48: *Ein Stück Natrium wird mit einer Pinzette der Flasche entnommen und auf ein Blatt Filterpapier gelegt. Beschreibe das Aussehen des Metalls! Mit Hilfe von Filterpapier wird das Natrium sorgfältig abgetrocknet. Dann zerschneiden wir es mit einem Messer. Beobachte die Schnittfläche!*

Natrium überzieht sich an der Luft sehr schnell mit einer Oxidschicht. Daraus schließen wir, daß es großes Bindungsbestreben zu Sauerstoff hat. Um eine Oxydation der Vorräte an der Luft zu verhindern, bewahrt man Natrium unter Paraffinöl oder Petroleum auf. Auf diese Weise wird ein guter Luftabschluß erzielt.

Wir wollen das starke Bindungsbestreben des Natriums zu Sauerstoff auch durch seine Reduktionswirkung nachweisen.

! Versuch 49: Eine Glaswanne wird etwa zur Hälfte mit Wasser gefüllt. Dann wirft man mit einer Pinzette ein etwa erbsengroßes, sorgfältig entrindetes Stück Natrium auf das Wasser. Schutzbrille benutzen!

Das Metall fährt zischend auf der Wasseroberfläche hin und her. Dabei schmilzt es zu einer Kugel zusammen, die zusehends kleiner wird. Das Zischen läßt darauf schließen, daß bei diesem Vorgang ein Gas entsteht. Nähert man einen brennenden Holzspan dem schwimmenden Natrium, so entzündet sich das Gas und umgibt die Metallkugel mit einem Flammenring. Da das entstehende Gas brennbar ist, können wir annehmen, daß es sich um Wasserstoff handelt. Wir wiederholen Versuch 49, fangen jetzt aber das Gas auf:

! Versuch 50: Wir füllen einen Standzylinder mit Wasser und stellen ihn mit der Öffnung nach unten auf die Brücke einer ebenfalls mit Wasser gefüllten pneumatischen Wanne. Dann werfen wir ein etwa linsengroßes, sorgfältig entrindetes Stück Natrium auf die Wasseroberfläche und drücken es sofort mit Hilfe eines Natriumlöffels unter die Zylinderöffnung, so daß die Gasblasen in den Zylinder aufsteigen (Abb. 82). Schutzbrille benutzen! Der mit Gas gefüllte Zylinder wird mit einer Glasplatte verschlossen und aus der Wanne genommen. Prüfe, ob das Gas Wasserstoff ist!

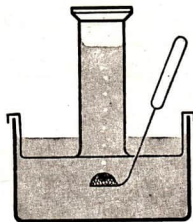
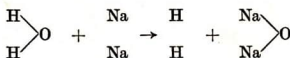
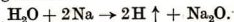


Abb. 82
Auffangen des bei der Reaktion zwischen Natrium und Wasser entstehenden Wasserstoffs

Natrium reagiert bereits mit kaltem Wasser sehr heftig und reduziert es zu Wasserstoff. Dabei verbindet sich das Metall mit dem Sauerstoff des Wassers und bildet Natriumoxid:

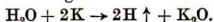


Der Wasserstoff entweicht. In der chemischen Gleichung wird das durch einen nach oben gerichteten Pfeil angedeutet:



Das Natriumoxid können wir bei Versuch 50 nicht erkennen. Es löst sich anscheinend sofort in dem Wasser. Der Versuch zeigt uns, daß Natrium sehr starkes Bindungsbestreben zu Sauerstoff hat. Es ist also ein sehr unedles Metall.

Ähnlich wie Natrium verhalten sich auch die Metalle **Kalium** und **Kalzium**. Das einwertige Metall Kalium reduziert kaltes Wasser noch energischer als Natrium. Stellen wir die chemische Gleichung auf:



Beim Kalzium verläuft die Reaktion weniger heftig. Wir erkennen, daß alle drei Metalle sich durch sehr starkes Bindungsbestreben zu Sauerstoff auszeichnen. Sie sind sehr unedle Metalle und müssen daher in der Metallreihe am weitesten links stehen:

<u>K</u>	<u>Na</u>	<u>Ca</u>	<u>Mg</u>	<u>Al</u>	<u>Zn</u>	<u>Fe</u>	<u>Cu</u>	<u>Hg</u>	<u>Ag</u>	<u>Au</u>	<u>Pt</u>
reduzieren bereits kaltes Wasser zu Wasserstoff			reduzieren in erhitztem Zustand Wasserdampf zu Wasserstoff				können auch in erhitztem Zustand Wasser nicht reduzieren				

Kalium, Natrium und Kalzium sind sehr unedle Metalle. Wegen ihres starken Bindungsbestrebens zu Sauerstoff reduzieren sie bereits kaltes Wasser zu Wasserstoff.

Reaktion von Metalloxiden mit Wasser

Bei der Reduktion des Wassers durch Natrium entsteht Natriumoxid. Wir haben bei den Versuchen 49 und 50 angenommen, daß sich dieses Oxid im Wasser gelöst hat. Zur Bestätigung dieser Annahme werden wir nun Natrium verbrennen und dann das auf diesem Wege entstandene Natriumoxid in Wasser zu lösen versuchen.



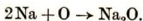
Versuch 51: Ein Porzellanschiffchen wird mit einer Stativklemme am Stativ befestigt. Dann legen wir ein kleines, sorgfältig entrindetes Stück Natrium in das Schiffchen und erhitzen vorsichtig mit der Flamme eines Brenners (Abb. 83).

Schutzbrille benutzen!

Beobachte, wie sich das Metall beim Erhitzen verhält!

Beschreibe das Aussehen der Verbrennungsprodukte!

Bei diesem Vorgang hat sich Natrium mit dem Sauerstoff der Luft zu Natriumoxid verbunden:



Nach dem Abkühlen des Porzellanschiffchens untersuchen wir, ob sich das Natriumoxid in Wasser löst:



Versuch 52: Ein Becherglas (100 ml) wird zur Hälfte mit Wasser gefüllt. Dann legt man das erkaltete Porzellanschiffchen von Versuch 51 mit seinem Inhalt in das Becherglas (Abb. 84). Beobachte, wie der im Schiffchen befindliche Stoff vom Wasser aufgenommen wird!

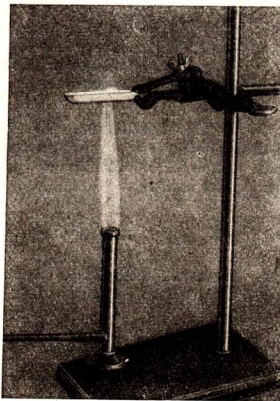


Abb. 83
Verbrennen von Natrium
im Porzellanschiffchen

Versuch 52 zeigt uns, daß sich Natriumoxid in Wasser löst. Wir können nun mit Bestimmtheit sagen, daß sich das bei den Versuchen 49 und 50 entstandene Natriumoxid im Wasser gelöst hat. Genauere Untersuchungen haben ergeben, daß es sich hierbei nicht um einen physikalischen Lösevorgang handelt, sondern um eine Umsetzung des Natriumoxids mit dem Wasser. Aus einem Molekül Natriumoxid und einem Molekül Wasser bilden sich zwei Moleküle eines Stoffes mit der Formel NaOH:

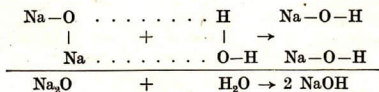


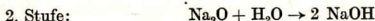
Abb. 84
Lösen des beim Verbrennen von Natrium entstandenen Natriumoxids in Wasser

Dieser Stoff ist also eine Verbindung zwischen Natrium, Wasserstoff (Hydrogenium) und Sauerstoff (Oxygenium) und wird daher als **Natriumhydroxid** bezeichnet.

Die Einwirkung des Natriums auf Wasser verläuft demnach in zwei Stufen:

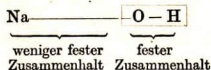


Natrium reduziert kaltes Wasser zu Wasserstoff, wobei Natriumoxid entsteht.



Natriumoxid setzt sich mit Wasser zu Natriumhydroxid um. Das Natriumhydroxid bleibt in dem überschüssigen Wasser gelöst.

Bei der Verbindung Natriumhydroxid ist das Wasserstoffatom fester mit dem Sauerstoffatom verbunden als das Natriumatom.



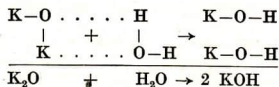
Diese Erscheinung findet man auch bei anderen Verbindungen. Man sagt, das Sauerstoffatom und das Wasserstoffatom bilden eine Atomgruppe. Die Atomgruppe ---O---H wird als **Hydroxidgruppe** bezeichnet. Die Hydroxidgruppe hat eine noch unbesetzte Wertigkeit. Sie ist also nach außen hin einwertig:



Hydroxidgruppen können niemals selbständig auftreten. Sie sind stets mit anderen Atomen oder Atomgruppen verbunden. Die Verbindungen von Metallen mit Hydroxidgruppen nennt man **Hydroxide**.

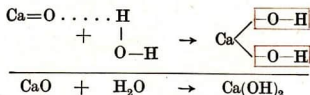
Hydroxide sind Verbindungen, die sich aus Metallen und den einwertigen Hydroxidgruppen zusammensetzen.

In ähnlicher Weise wie Natriumoxid setzt sich auch Kaliumoxid mit Wasser um:



Es entsteht **Kaliumhydroxid**.

Auch beim Lösen von Kalziumoxid in Wasser läuft eine entsprechende Reaktion ab. Bei der Aufstellung der Gleichung für diesen Vorgang müssen wir jedoch beachten, daß Kalzium zweiwertig ist. Ein Kalziumatom kann daher zwei einwertige Hydroxidgruppen binden:



Es entsteht **Kalziumhydroxid**.

Treten in einem Molekül mehrere Hydroxidgruppen auf, dann werden diese in der Formel in Klammern gesetzt. Die Anzahl der Gruppen wird durch eine tiefgestellte Ziffer hinter der Klammer angegeben. Das Hydroxid des zweiwertigen Kalziums hat also die Formel $\text{Ca}(\text{OH})_2$. (Lies: „Ca OH in Klammern zweimal“!) Die Anzahl der Hydroxidgruppen entspricht der Wertigkeit des Metalls.

Auch Magnesiumoxid MgO setzt sich mit Wasser um. Bilde die Formel des Magnesiumhydroxids und stelle die Gleichung für den Vorgang auf!

Wir werden nun einige besondere Eigenschaften der Hydroxide kennenlernen. Zunächst untersuchen wir die Wirkung der Hydroxidlösungen auf **Lackmus**. Lackmus ist ein violetter Farbstoff, der durch Auslaugen einer Flechtenart gewonnen wird.

Versuch 53: Etwa 5 ml der bei Versuch 49 erhaltenen Natriumhydroxidlösung werden in ein Reagenzglas gefüllt. Dann versetzt man die Lösung mit einigen Tropfen Lackmuslösung.

Was kannst du beobachten?

Wir prüfen in gleicher Weise die Einwirkung von Kaliumhydroxidlösung und Kalziumhydroxidlösung auf Lackmuslösung und stellen in jedem Falle fest, daß die violette Farbe des Farbstoffs in Blau umschlägt.

In einer weiteren Versuchsreihe wollen wir die Wirkung der Hydroxidlösungen auf **Phenolphthaleinlösung** beobachten. Phenolphthalein ist ein Stoff, der sich in Alkohol farblos löst.

Versuch 54: In ein Reagenzglas werden einige Milliliter einer Kaliumhydroxidlösung gefüllt und mit einem Tropfen Phenolphthaleinlösung versetzt.

Was stellst du fest?

Entsprechend untersuchen wir das Verhalten des Phenolphthaleins gegenüber Lösungen von Natriumhydroxid, Kalziumhydroxid und Magnesiumhydroxid. Jeder dieser Stoffe bewirkt einen kräftigen Farbumschlag des Phenolphthaleins in Rot.

Statt der Lackmus- oder Phenolphthaleinlösung können wir für diese Versuche auch **Rotkohlfarbstoff** verwenden, den man durch Auskochen von Rotkohlblättern gewinnt. Dieser dunkelviolette Farbstoff färbt sich bei Einwirkung von Hydroxidlösungen mattgrün.

Wir können also feststellen, daß sich die Hydroxidlösungen gegenüber bestimmten Farbstofflösungen stets gleichartig verhalten. Wir werden später noch weitere gleichartige Reaktionen der Hydroxide kennenlernen. Stellen wir nun die Formeln der uns bekannten Hydroxide noch einmal zusammen:



In allen diesen Verbindungen tritt neben einem Metall die Hydroxidgruppe auf. Das gleichartige Verhalten der Hydroxidlösungen läßt uns folgern, daß die festgestellten Reaktionen durch die Hydroxidgruppen verursacht werden. Stoffe, die die Reaktionen der Hydroxidgruppe zeigen, nennt man **Basen**. Die durch Hydroxidgruppen hervorgerufenen Reaktionen bezeichnet man als **basische Reaktionen**.

Farbstoffe, die das Vorhandensein von bestimmten Gruppen, wie in diesem Falle der OH-Gruppe, durch einen Farbumschlag anzeigen, nennt man **Indikatoren**¹⁾.

Die wäßrigen Lösungen der Hydroxide zeigen mit dem gleichen Indikator stets gleichartige Farbreaktionen.

Stellen wir das Verhalten der verwendeten Indikatoren gegenüber Hydroxidlösungen in einer Übersicht zusammen:

Indikator	Vor der Reaktion	Nach der Reaktion
Lackmusfarbstoff	schwach violett	schwach blau
Phenolphthalein	farblos	leuchtend rot
Rotkohlfarbstoff	dunkelviolett	mattgrün

Mit Hilfe der Indikatoren prüfen wir nun, ob noch weitere uns bekannte Metalloxide mit Wasser Hydroxide bilden:

Versuch 55: *Wir füllen zwei Reagenzgläser etwa zur Hälfte mit Wasser und geben in das eine Glas eine Spatelspitze Kupfer(II)-oxid, in das andere die gleiche Menge Quecksilberoxid. Beide Gläser schütteln wir kurze Zeit und geben dann einige Tropfen Phenolphthaleinlösung hinzu!*
Beobachte!

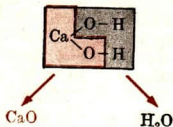
Nicht alle Metalloxide setzen sich mit Wasser zu Hydroxiden um. Erinnern wir uns der Stellung von Kupfer und Quecksilber in der Metallreihe! Uns fällt auf, daß die Metalle, deren Oxide mit Wasser Hydroxide bilden, am weitesten links in der

¹⁾ indicare (lateinisch) = anzeigen.

Reihe stehen. Die Metalle, deren Oxide sich nicht mit Wasser umsetzen, sind rechts in die Reihe eingeordnet. Wir können also feststellen:

Die Oxide sehr unedler Metalle setzen sich mit Wasser zu Hydroxiden um.

Aus den Oxiden sehr unedler Metalle kann man durch Einwirkung von Wasser Hydroxide herstellen. Aus Kalziumoxid und Wasser erhält man zum Beispiel Kalziumhydroxid, also eine Base. Denken wir uns das Kalziumhydroxid wieder in die Ausgangsstoffe zerlegt, so entstehen wieder Kalziumoxid und Wasser:



Kalziumoxid ist demnach eine Base ohne Wasser. Die Oxide der sehr unedlen Metalle nennt man daher auch **Basenanhydride**¹⁾.

Beim Umgang mit Hydroxiden müssen wir folgendes beachten: Hydroxide sind stark ätzende Stoffe. Auf der Haut können Spritzer von Hydroxidlösungen zu erheblichen Schädigungen führen. Besonders empfindlich sind unsere Augen. Deshalb muß bei allen Versuchen, bei denen die Gefahr des Verspritzens von Hydroxidlösungen besteht, eine Schutzbrille getragen werden.

Beim Arbeiten mit Hydroxiden äußerste Vorsicht! Hydroxide wirken stark ätzend!

Einige wichtige Hydroxide

1. Natriumhydroxid. Natriumhydroxid NaOH kommt in Form von Stangen, Schuppen oder kleinen Plätzchen in den Handel.

Versuch 56: In zwei Wägegläsern werden je 10 Plätzchen Natriumhydroxid eingefüllt und die Gläser mit dem Deckel verschlossen. Dann stellt man auf jede Schale einer Waage eines dieser Gläser. Nachdem die Waage tariert worden ist, wird ein Wägegläsern geöffnet, der Deckel aber mit auf dieselbe Waagschale gelegt (Abb. 85). Vergleiche von Zeit zu Zeit das Aussehen der Plätzchen! Beobachte das Verhalten der Waage!

Dieses Auflösen der Natriumhydroxidplätzchen bezeichnet man auch als Zerfließen. Da sich die Waagschale mit dem unbedeckten Natriumhydroxid nach einiger Zeit senkt, können wir vermuten, daß die beobachtete Flüssigkeit aus der Luft

¹⁾ Vorsilbe a (griechisch) = ohne; hydor (griechisch) = Wasser.

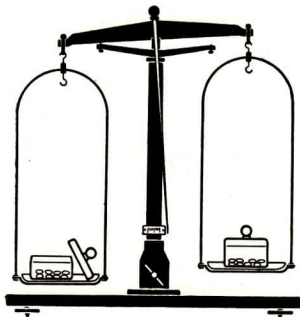


Abb. 85 Nachweis der hygroskopischen Wirkung des Natriumhydroxids

industrie hat einen erheblichen Bedarf. Zum Reinigen von Fetten, Ölen und Petroleum benötigt man ebenfalls Natronlauge. Schließlich werden auch größere Mengen in Laboratorien verbraucht.

2. Kalziumhydroxid. Kalziumhydroxid $\text{Ca}(\text{OH})_2$ ist die billigste Base und wird deshalb in großem Umfange in der chemischen Industrie verwendet. Außerdem verbraucht die Bauwirtschaft erhebliche Mengen von Kalziumhydroxid. Der uns allen bekannte Mörtel ist ein Gemisch aus Kalziumhydroxid, Sand und Wasser.

Als Rohstoff für die Herstellung von Kalziumhydroxid dient der Kalkstein. Er wird zum Beispiel in Rüdersdorf bei Berlin in großen Steinbrüchen abgebaut. Das zerkleinerte Gestein wird in Schachtofen (Abb. 86) auf etwa 1000°C erhitzt. Dabei entsteht Kalziumoxid. Aus Kalziumoxid stellt man durch Umsetzung mit Wasser Kalziumhydroxid her, das man auch als Ätzkalk bezeichnet.

Versuch 57: Eine Spatelspitze Kalziumoxid wird in eine Abdampfschale gegeben. Dann läßt man tropfenweise Wasser zufließen.

¹⁾ hygos (griechisch) = feucht; skopein (griechisch) = spähen. Ein hygroskopischer Stoff „späht“ gewissermaßen nach Feuchtigkeit aus, um sie an sich zu ziehen.

hinzugekommen ist. Untersuchungen haben ergeben, daß es sich dabei um Wasser handelt. Wie wir wissen, enthält die Luft stets geringe Mengen Wasser in Form von Wasserdampf. Natriumhydroxid hat also die Eigenschaft, Wasser aus der Luft anzuziehen. Man sagt: Natriumhydroxid ist **hygroskopisch**¹⁾. Hygroskopische Stoffe müssen stets in gut verschlossenen Gefäßen aufbewahrt werden.

Natriumhydroxid heißt im Handel wegen seiner ätzenden Eigenschaften auch **Ätznatron**. Seine Lösung in Wasser wird vielfach auch **Natronlauge** genannt. Ätznatron und Natronlauge werden in großen Mengen in der chemischen Industrie zur Herstellung von Viskosefaser und -seide, Platten und Seifen verwendet. Auch die Farbstoff-

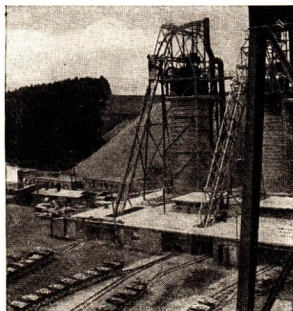
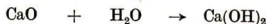


Abb. 86 Schachtofen zum Kalkbrennen im Kalkwerk des VEB Stickstoffwerk Piesteritz

Unter heftigem Zischen nimmt das Oxid Wasser auf. Es erwärmt sich dabei sehr stark und zerfällt bei weiterer Wasserzugabe allmählich in ein weißes Pulver.



Diesen Vorgang nennt man in der Industrie **Kalklöschen**. Aus dem dabei gebildeten Hydroxid Ca(OH)_2 , Löschkalk genannt, wird durch Mischen mit Sand und Wasser der Mörtel hergestellt (Abb. 87). Die Lösung des Kalziumhydroxids in Wasser wird vielfach als **Kalkwasser** bezeichnet. Wir werden nun Kalkwasser mit Indikatoren prüfen.

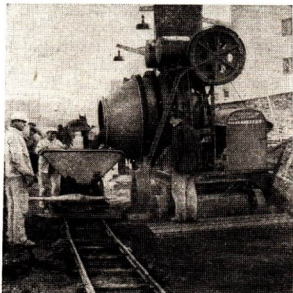


Abb. 87 Herstellen von Mörtel im Mischer

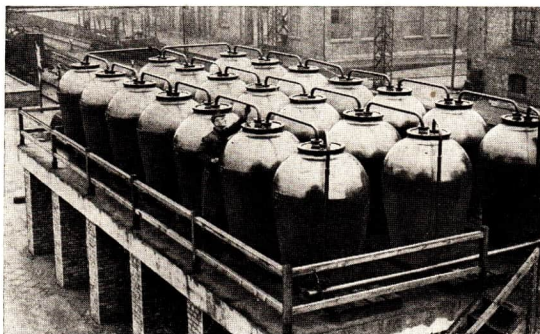
Versuch 58: *Kalziumhydroxid wird in Wasser gelöst. Nach dem Filtrieren läßt man einige Tropfen Phenolphthalein- oder Lackmuslösung hinzutropfen. Wie reagieren die Indikatoren?*

Im Gegensatz zum Natriumhydroxid löst sich Kalziumhydroxid nur wenig in Wasser. Phenolphthalein zeigt mit Kalkwasser die bekannte leuchtend rote Färbung, Lackmusfarbstoff eine Blaufärbung. Kalkwasser reagiert basisch.

Natriumhydroxid und Kalziumhydroxid werden in großen Mengen in der chemischen Industrie verwendet. Kalziumhydroxid ist außerdem ein wichtiger Ausgangsstoff für die Bauwirtschaft.

Wiederholungsfragen und Aufgaben:

1. Nenne die wichtigsten Eigenschaften des Natriums!
2. Wie wird Natrium sachgemäß aufbewahrt?
3. Stelle die Gleichung für die Oxydation des Natriums auf!
4. Warum ist die Umsetzung von Natrium mit Wasser ein Oxydations-Reduktionsvorgang?
5. Wie heißt die OH-Gruppe, und wie heißen die Stoffe, die die OH-Gruppe enthalten? Nenne Beispiele!
6. Warum verhalten sich Natriumhydroxidlösung und Kalziumhydroxidlösung gegenüber dem gleichen Indikator gleichartig?
7. Nenne Indikatoren und gib an, wie sie sich gegenüber Hydroxidlösungen verhalten!
8. Wie verhält sich Natriumhydroxid, wenn es unverschlossen aufbewahrt wird?
9. Was versteht man unter hygroroskopischen Stoffen?
10. Was ist ein Basenanhydrid?
11. Wie entstehen Hydroxide?
12. Stelle die Gleichung für die Umsetzung von Kalziumoxid mit Wasser auf!



Säurebehälter aus Steingut

Im folgenden Kapitel lernen wir Säuren kennen. Säuren werden in der chemischen Industrie zur Herstellung vieler Produkte benötigt. Düngemittel, Farbstoffe, Kunstfasern und andere Stoffe können nur mit Hilfe von Säuren produziert werden. Da Säuren viele Stoffe angreifen, werden sie in besonderen, säurefesten Behältern aufbewahrt.

7. KAPITEL

Säuren

Reaktion von Nichtmetalloxiden mit Wasser

Wir haben bereits die Reaktion von Metalloxiden mit Wasser kennengelernt. Es liegt nun nahe, zu untersuchen, wie sich die Nichtmetalloxide gegenüber Wasser verhalten.

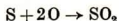
Einige Nichtmetalle sind uns bereits bekannt: Schwefel wird mitunter im Haushalt zum Entkeimen von Einmachgefäßen verwendet. Kohlenstoff kennen wir als Ruß. Stickstoff ist ein wichtiger Bestandteil der Luft. Diese Elemente haben andere Eigenschaften als die Metalle. Sie zeigen keinen Metallglanz und sind meist schlechte Wärmeleiter.

Beschäftigen wir uns zunächst mit dem **Schwefel**. Schwefel ist ein gelber, spröder Stoff, der in Form von Stangen, Brocken, Fäden oder Pulver verwendet wird. Er ist meist vier- oder sechswertig. Das Symbol dieses Elements ist S.

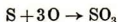
Versuch 59: Auf einem Verbrennungslöffel wird eine kleine Menge Schwefelpulver verbrannt.

Beachte das Aussehen der Flamme und den auftretenden Geruch!
Zu welcher Gruppe von Verbindungen gehört der gebildete Stoff?

Der Schwefel hat sich mit dem Sauerstoff der Luft zu einem gasförmigen Oxid vereinigt (Schwefel ist hier vierwertig):



Daneben sind aber auch kleine Mengen des Oxids entstanden, in dem Schwefel sechswertig auftritt:



Wenn wir unsere Kenntnisse über die Benennung chemischer Verbindungen hier anwenden, müßte das Oxid des vierwertigen Schwefels (SO_2) den Namen Schwefel-(IV)-oxid erhalten. Bei den Oxiden der Nichtmetalle ist jedoch diese Bezeichnungsweise nicht üblich. Zur Kennzeichnung der Nichtmetalloxide gibt man im Namen die Anzahl der Sauerstoffatome durch ein griechisches Zahlwort an.

In einem Molekül des Schwefeldioxids SO_2 sind zwei Sauerstoffatome enthalten. „Zwei“ wird durch das Wort *di* ausgedrückt. Somit ergibt sich für SO_2 der Name **Schwefeldioxid**. Dagegen enthält ein Molekül des Schwefeltrioxids SO_3 drei Sauerstoffatome. *Tri* ist das griechische Wort für „drei“, deshalb erhält SO_3 den Namen **Schwefeltrioxid**.

Wir wollen nun das Verhalten der Oxide des Schwefels gegenüber Wasser untersuchen. Da bei der Verbrennung des Schwefels gasförmige Oxide entstehen, müssen wir den Versuch so aufbauen, daß wir die Gase in einem Gefäß auffangen können. Man verbrennt den Schwefel daher am zweckmäßigsten in einem geschlossenen Gefäß.

Versuch 60: Ein Stehkolben (1000 ml) wird pneumatisch mit Sauerstoff gefüllt. Es sollen etwa 30 ml Wasser in dem Kolben bleiben. Auf den Stiel eines Verbrennungslöffels wird ein Stopfen geschoben, mit dem das Gefäß dicht verschlossen werden kann. Man entzündet nun im Verbrennungslöffel Schwefelpulver. Der Löffel wird dann in den Stehkolben getaucht und dieser fest mit dem Stopfen verschlossen (Abb. 88). Nach dem Erlöschen der Flamme wird der Stopfen mit dem Verbrennungslöffel schnell entfernt und der Kolben mit der Handfläche gut verschlossen und geschüttelt. Wie kommt es, daß der Glaskolben nach dem Schütteln an der Handfläche hängenbleibt?

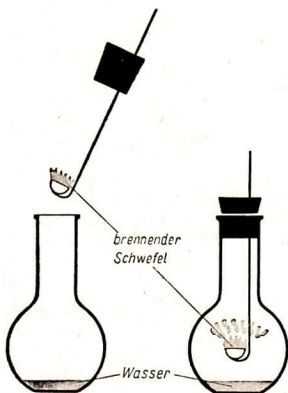


Abb. 88

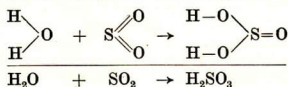
Verbrennen von Schwefel in reinem Sauerstoff

Bei der Reaktion bilden sich farblose und zum Teil weiße Verbrennungsprodukte. Neben farblosem Schwefeldioxid sind bei der Verbrennung auch in geringen Mengen weiße Schwefeltrioxidnebel entstanden. Durch das Schütteln der Flasche haben sich die Oxide im Wasser gelöst. In der Flasche herrscht nun ein geringerer Druck als außen.

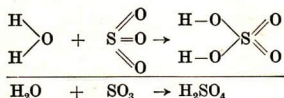
Genaue Untersuchungen haben ergeben, daß sich die Oxide der Nichtmetalle ähnlich wie die Oxide der Metalle bei den Lösungsvorgängen mit Wasser verbinden. Dabei

entstehen neue Verbindungen, die wegen ihres sauren Geschmacks als **Säuren** bezeichnet werden. Sie werden meist nach dem Nichtmetall benannt, dessen Oxid sich mit dem Wasser verbunden hat.

Stellen wir die Reaktionsgleichungen für die Bildung einiger Säuren auf! Bei der Reaktion von Schwefeldioxid mit Wasser findet folgender Vorgang statt:



Die hierbei gebildete Säure nennt man **schweflige Säure**. Schwefeltrioxid verbindet sich ebenfalls mit Wasser:

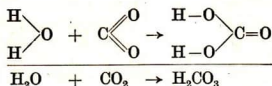


Die entstandene Säure heißt **Schwefelsäure**.

Auch **Kohlenstoff** läßt sich in ähnlicher Weise wie Schwefel verbrennen. Dabei entsteht das gasförmige **Kohlendioxid**, das sich ebenfalls in Wasser löst.

Kohlenstoff ist vierwertig. Bilde die Formel des Kohlendioxids! Stelle die chemische Gleichung für die Verbrennung des Kohlenstoffs auf!

Kohlendioxid verbindet sich mit Wasser zu einer allerdings sehr schwachen Säure, der **Kohlensäure**:



Bei der Behandlung der Basen nannten wir das Metalloxid Basenanhydrid (Base ohne Wasser). Entsprechend bezeichnet man das Nichtmetalloxid als **Säureanhydrid**.

Schwefeldioxid SO_2 ist das Anhydrid der schwefligen Säure H_2SO_3 . Schwefeltrioxid SO_3 ist das Anhydrid der Schwefelsäure H_2SO_4 und Kohlendioxid CO_2 das Anhydrid der Kohlensäure H_2CO_3 .

Die Oxide der meisten Nichtmetalle reagieren mit Wasser unter Bildung von Säuren. Nichtmetalloxide werden daher auch als Säureanhydride bezeichnet.

Es liegt nun nahe, zu untersuchen, ob es auch wirksame Indikatoren zum Erkennen der Säuren gibt. Wir verwenden dazu die schon bei den Basen benutzten Farbstoffe.

Versuch 61: Etwa 3 ml der bei Versuch 60 erhaltenen Säure gibt man in ein Reagenzglas und versetzt die Flüssigkeit mit einigen Tropfen violetter Lackmuslösung.

Beobachte!

Wir führen den Versuch auch mit anderen Säuren unter Verwendung der Indikatoren Phenolphthalein und Rotkohlfarbstoff durch.
Wir stellen fest:

Säuren zeigen mit dem gleichen Indikator stets gleichartige Farbreaktionen.

Wir fassen das Verhalten der uns bekannten Indikatoren zusammen:

Tabelle 6. Indikatoren

Indikator	Farbe in basischer Lösung	Farbe in saurer Lösung
Lackmus (violett) Phenolphthalein (farblos) Rotkohlfarbstoff (violett)	schwach blau leuchtend rot matigrün	rot bleibt farblos rot

Einige wichtige Säuren

1. Schwefelsäure. Wir lernen nun einige Eigenschaften der Schwefelsäure kennen. Reine, konzentrierte Schwefelsäure ist eine farblose, ölige Flüssigkeit. Ihre Dichte ist größer als die des Wassers.

Versuch 62: Auf jede der beiden Waagschalen einer Waage stellt man ein verschlossenes Wägegläschen mit 10 ml konzentrierter Schwefelsäure und tariert die Waage. Dann wird der Deckel eines der Wägegläschen abgenommen und auf die Waagschale gelegt.

Beobachte nach etwa 20 Minuten den Ausschlag der Waage!

Versuche deine Beobachtungen zu begründen!

Wir stellen fest, daß Schwefelsäure ebenso wie Natriumhydroxid stark hygroskopisch ist.

Ein weiterer Versuch soll uns die zerstörende Wirkung der konzentrierten Schwefelsäure zeigen:



Versuch 63: Mit einem Glasstab bringt man jeweils einige Tropfen konzentrierte Schwefelsäure auf ein Blatt Papier, ein Stück Holz und ein Stück Leinwand (Abb. 89).

Was beobachtest du?

Eingehende Untersuchungen haben ergeben, daß jeder der bei Versuch 63 verwendeten Stoffe Wasserstoff, Sauerstoff und Kohlenstoff enthält. Da die konzentrierte Schwefelsäure sehr stark hygroskopisch ist, hat sie dem Gewebe, dem Papier und dem Holz Wasserstoff und Sauerstoff als Wasser entzogen. An den betupften Stellen ist lediglich schwarzer Kohlenstoff zurückgeblieben. Hierauf ist die Schwarzfärbung der zerstörten Stoffe zurückzuführen.

Einige Säuren wirken stark ätzend. Zu diesen zählt vor allem die Schwefelsäure. Schon Spritzer dieser Säure können in kurzer Zeit Haut oder Kleidung zerstören.

Wir müssen daher beim Umgang mit Schwefelsäure besonders vorsichtig sein und vor allem auch unsere Augen schützen.

Gelangt Schwefelsäure in den Mund und den Verdauungskanal, so treten schwere Verätzungen der inneren Organe ein. Fast immer führen derartige Verletzungen zum Tode. Um der Gefahr einer Verwechslung vorzubeugen, dürfen daher Säuren und andere gefährliche Flüssigkeiten niemals in Bier-

flaschen oder sonstige für Lebensmittel bestimmte Gefäße gefüllt werden. Die Gefäße müssen deutlich mit der Aufschrift „Gift“ gekennzeichnet werden (Abb. 90).

Wir haben bisher nur Eigenschaften der konzentrierten Schwefelsäure behandelt. Für viele Zwecke benötigen wir aber nicht konzentrierte, sondern verdünnte Schwefelsäure. Man stellt sie folgendermaßen her:



Versuch 64: Ein kleines Becherglas wird zur Hälfte mit destilliertem Wasser gefüllt. Dann gießt man in kleinen Mengen konzentrierte Schwefelsäure hinzu. Dabei wird jedesmal vorsichtig umgerührt (Abb. 91). Schutzbrille aufsetzen!



Abb. 89 Einwirkung von konzentrierter Schwefelsäure auf Papier, Holz und Leinwand



Abb. 90 Vorschriftsmäßig beschriftete Flasche mit konzentrierter Schwefelsäure

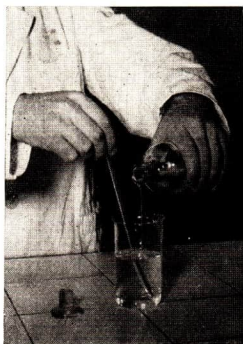


Abb. 91 Verdünnen von Schwefelsäure: Säure wird in Wasser gegossen!

Wir können beobachten, daß die zugegossene Säure zu Boden sinkt. Durch Umrühren mit dem Glasstab wird die Säure gleichmäßig im Wasser verteilt. Beim Verdünnen der Schwefelsäure tritt starke Wärmeentwicklung ein. (Vorsicht!) Es kann sogar eine so große Wärmemenge frei werden, daß das Glas zerspringt. Daher ist es sehr wichtig, daß man beim Verdünnen von Schwefelsäure genau nach der im Versuch 64 gegebenen Vorschrift verfährt.

Niemals darf das zur Verdünnung bestimmte Wasser in die Säure gegossen werden. Gießt man Wasser in konzentrierte Schwefelsäure, so ist die Wärmeentwicklung an der Eingußstelle so groß, daß das Wasser augenblicklich verdampft und beim Verdampfen Säurespritzer aus dem Gefäß schleudert.

Beim Arbeiten mit konzentrierter Schwefelsäure äußerste Vorsicht!
Sie wirkt stark ätzend!
Beim Verdünnen von Schwefelsäure stets Säure in Wasser gießen.

Die Schwefelsäure wird in der chemischen Industrie für viele Zwecke verwendet. Schwefelsäure benötigt man für die Herstellung von Düngemitteln und bei der Produktion von Viskosefasern (Zellwolle) und Farbstoffen. Erdöl wird mit Schwefelsäure gereinigt. Verdünnte Schwefelsäure dient zum Füllen von Akkumulatoren. Abbildung 92 gibt einen Überblick über die Verwendung von Schwefelsäure.

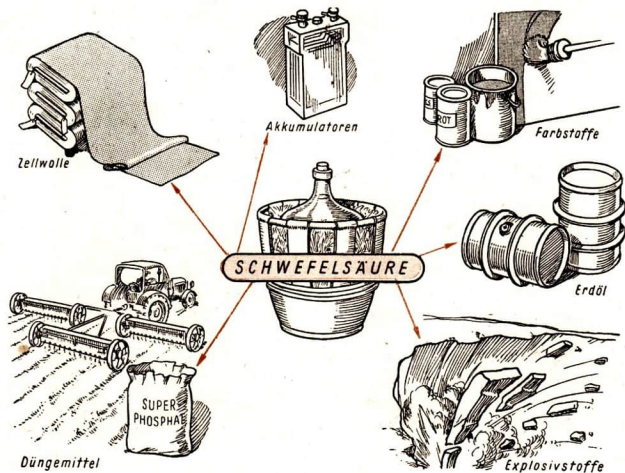


Abb. 92 Verwendung der Schwefelsäure

2. Kohlensäure. Kohlensäure ist im Gegensatz zur Schwefelsäure eine recht schwache Säure. Sie kommt im Wasser natürlicher Quellen vor. Diese Quellwässer sind als erfrischende Getränke geschätzt. Man bezeichnet sie auch als **Säuerlinge**. Durch Einpressen von Kohlendioxid in Wasser, dem man bestimmte Salze zugesetzt hat, wird ein den natürlichen Säuerlingen ähnliches Getränk hergestellt, das als **Selterswasser** bekannt ist. Auch Limonaden und Biere enthalten Kohlensäure. Beim Öffnen der Flaschen entweicht ein großer Teil des eingepreßten Kohlendioxids wieder, weil es sich nur zum Teil mit dem Wasser zu Kohlensäure verbunden hat. Dabei wird ein Teil des Getränks als Schaum aus der Flasche gedrückt (Abb. 93). Die Bezeichnung „Kohlensäure“ wird fälschlich sehr oft für Kohlendioxid, also das Anhydrid der Kohlensäure, benutzt. Das in Stahlflaschen z. B. für Gaststätten gelieferte Gas ist Kohlendioxid.

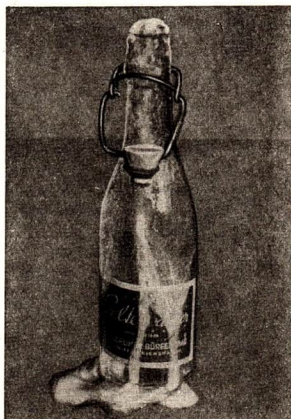
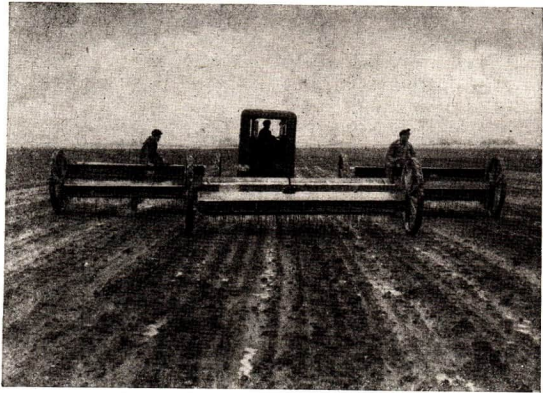


Abb. 93 Kohlendioxid entweicht aus der geöffneten Seltersflasche und drückt einen Teil des Getränkes als Schaum mit heraus

Wiederholungsfragen und Aufgaben:

1. Gib die Formel von Schwefeldioxid und von Schwefeltrioxid an!
2. Beschreibe, wie wir Schwefel in reinem Sauerstoff verbrannt haben!
3. Wie kann man Säuren herstellen?
4. Beschreibe, wie Schwefelsäure verdünnt wird! Begründe die einzelnen Maßnahmen!
5. Wie verhält sich konzentrierte Schwefelsäure, wenn sie in einem offenen Gefäß aufbewahrt wird?
6. Nenne die wichtigsten Eigenschaften der Schwefelsäure!
7. Welche Zusammensetzung hat das Anhydrid der Schwefelsäure?
8. Wie wirkt Schwefelsäure auf Holz, Papier und Gewebe?
9. Wie lautet die Formel der Schwefelsäure?
10. Nenne die Formeln der schwefligen Säure und der Kohlensäure!
11. Wie verhalten sich die dir bekannten Indikatoren gegenüber Säuren?
12. Wie lautet die Gleichung für die Bildung von schwefliger Säure?



Düngerstreuer auf dem Feld einer landwirtschaftlichen Produktionsgenossenschaft

Im 8. Kapitel lernen wir die Salze kennen. Die Salze werden sehr vielseitig verwendet. Eine besondere Rolle spielen die Düngesalze, durch die dem Ackerboden wertvolle Nährstoffe zugeführt werden. Daher können durch Anwendung von Düngesalzen die Ernteerträge gesteigert werden. Heute stehen moderne Maschinen für die Durchführung der Düngearbeiten zur Verfügung.

8. KAPITEL

Salze

Salzbildung aus Metall und Säure

1. Einwirkung von Säuren auf Metalle. Uns ist bekannt, daß Schwefelsäure viele Stoffe angreift. Wir wollen nun ihre Wirkung auf Metalle untersuchen:

Versuch 65: Vier Reagenzgläser werden zu einem Drittel mit verdünnter Schwefelsäure gefüllt. In das erste Reagenzglas gibt man ein kleines blankes Stückchen Kupferblech, in das zweite eine Spatelspitze Eisenspäne, in das dritte ein kleines Stückchen Zinkblech und in das vierte ein mit Sandpapier gereinigtes Stück Aluminiumblech.

In den Reagenzgläsern mit den unedlen Metallen Eisen, Zink und Aluminium tritt sofort eine Gasentwicklung ein. Im Reagenzglas mit dem Kupfer ist dagegen keine Reaktion zu erkennen. Wir stellen nach einiger Zeit fest, daß sich die Metalle Eisen,

Zink und Aluminium mit der Säure umgesetzt haben. Das Kupfer ist jedoch unverändert geblieben. Wir geben dann in jedes Reagenzglas einige weitere Metallstücke. Die Gasentwicklung setzt wieder ein. Nach einiger Zeit hört sie jedoch auf, obwohl noch Metallreste im Reagenzglas vorhanden sind.

Wir werden nun feststellen, welche Stoffe bei der Reaktion zwischen Säure und Metall entstehen. Zunächst untersuchen wir das bei diesem Vorgang frei werdende Gas:

Versuch 66 a: *In ein Reagenzglas gibt man etwas Zink und übergießt es mit einigen Millilitern verdünnter Schwefelsäure. Das Reagenzglas wird mit einem durchbohrten Stopfen verschlossen, durch den ein Gasableitungsrohr führt. Das sich entwickelnde Gas fangen wir pneumatisch auf. Untersuche das aufgefangene Gas!*

Nun untersuchen wir die bei Versuch 66a übrigbleibende Flüssigkeit:

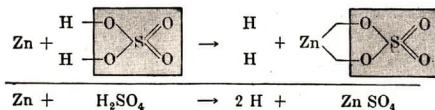
Versuch 66 b: *Nachdem die Gasentwicklung im Reagenzglas beendet ist, wird filtriert. Ein Teil des Filtrats wird eingedampft (Abb. 94), den anderen läßt man auf einer Uhrglasschale einige Tage stehen.*

Bei der Reaktion zwischen Säure und Metall entsteht Wasserstoff. Nach dem Eindampfen der Lösung ist ein weißer, salzartiger Rückstand verblieben. Auf der Uhrglasschale finden wir Kristalle vor.

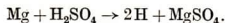
Wir hatten erkannt, daß bei dieser Reaktion Wasserstoff frei wird. Zink ist auf Grund seiner Stellung in der Metallreihe nicht in der Lage, kaltes Wasser zu Wasserstoff zu reduzieren. Der Wasserstoff kann also nicht aus dem Wasser stammen, mit dem wir die Säure verdünnt haben, sondern muß bei der Reaktion zwischen Zink und Säure aus den Schwefelsäuremolekülen frei geworden sein. Beim Eindunsten der Lösung scheiden sich weiße Kristalle ab. Das bestätigt uns, daß aus dem Zink und dem Rest der Schwefelsäuremoleküle eine neue Verbindung entstanden ist. Wir können für den Vorgang folgende Gleichung aufstellen:



Abb. 94 Eindampfen einer Lösung



2. Säurerest, Salze. Wenn wir Versuch 66 mit Magnesium und Schwefelsäure wiederholen, können wir den gleichen Reaktionsablauf beobachten:



Auch die Reaktion anderer unedler Metalle mit verschiedenen Säuren führt stets zu entsprechenden Ergebnissen. Dabei wird immer Wasserstoff frei. Der Teil der Säure, der sich mit dem Metall verbindet, heißt **Säurerest**. Bei der Behandlung der Basen

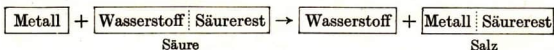
stellten wir fest, daß eine Base aus Metall und der Hydroxidgruppe besteht. Auch die Moleküle der Säuren setzen sich aus zwei Teilen zusammen.

Säuren bestehen aus Wasserstoff und Säurerest.

Säurereste kommen nicht als selbständige Verbindungen vor. Die Verbindungen von Metallen mit Säureresten bezeichnen wir als Salze.

Salze bestehen aus Metallen und Säureresten.

Bei der Reaktion von Metallen mit Säuren verbindet sich also der Säurerest der Säure mit dem Metall zu einem Salz:



Wir können nun für diese Salzbildungsreaktion eine allgemeine Gleichung aufstellen:



Wie die Salze stets aus zwei Teilen, nämlich einem Metall und einem Säurerest, bestehen, so setzen sich auch ihre Namen aus zwei Teilen zusammen. Zuerst wird der Name des darin enthaltenen Metalles genannt. Der zweite Teil des Namens weist auf die Säure hin, deren Säurerest in dem Salz enthalten ist. Folglich kann man am Namen eines Salzes erkennen, aus welchem Metall und welchem Säurerest es besteht.

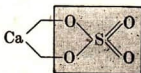
Alle Salze, die den zweiwertigen Säurerest der Schwefelsäure enthalten, werden Sulfate genannt. Das Salz, das aus Schwefelsäure und Zink entstanden ist, hat den Namen

Zink-sulfat

entsprechend der Formel:

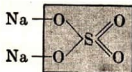


Aus dem Namen des Salzes kann man sehr schnell dessen Formel ermitteln: Kalziumsulfat ist ein Salz, bei dem sich das zweiwertige Metall Kalzium mit dem Säurerest der Schwefelsäure (Sulfat!) verbunden hat. Der Säurerest der Schwefelsäure hat zwei unbesetzte Wertigkeiten, ist also wie das Kalzium zweiwertig:



Kalziumsulfat hat die Formel CaSO_4 .

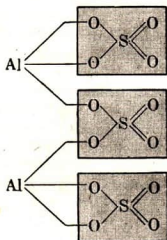
Stellen wir nun die Formel des Natriumsulfats auf: Natriumsulfat enthält das einwertige Metall Natrium und den Säurerest der Schwefelsäure. Da der Säurerest der Schwefelsäure zweiwertig ist, sind zwei Atome Natrium erforderlich, um die Wertigkeiten des Säurerestes auszugleichen:



Die Formel des Natriumsulfats ist Na_2SO_4 .

Wir bilden nun noch die Formel des Aluminiumsulfats. Aluminium ist ein dreiwertiges Metall, der Säurerest der Schwefelsäure ist dagegen nur zweiwertig.

Überlege, wie wir die Formel des Eisen(III)-oxids aufgestellt haben! Einen ähnlichen Weg gehen wir auch, wenn wir die Formel des Aluminiumsulfats bilden. Wir erhalten folgende Strukturformel:



Ein Molekül dieser Verbindung besteht also aus zwei Atomen Aluminium und drei Schwefelsäureresten. In der Summenformel setzen wir den Säurerest in Klammern und geben die Anzahl der Säurereste durch eine tiefgestellte Ziffer außerhalb der Klammer an, ähnlich wie wir es bei den Formeln der Hydroxide kennengelernt haben. Aluminiumsulfat hat also die Summenformel



Für die Säurereste der anderen uns bekannten Säuren müssen wir uns folgende Namen einprägen: Die Salze der schwefligen Säure heißen **Sulfite** (z. B. Kaliumsulfit K_2SO_3); die Salze der Kohlensäure **Karbonate** (z. B. Kalziumkarbonat CaCO_3).

3. Wasserstoffdarstellung mit Hilfe von Säuren. Wasserstoff wird sehr oft im Laboratorium benötigt. Die Reaktion zwischen Säuren und unedlen Metallen ermöglicht es, Wasserstoff verhältnismäßig leicht in größeren Mengen darzustellen. Als Metall wird für diesen Zweck meist Zink verwendet.

Zur Darstellung von Wasserstoff können wir einen einfachen Gasentwickler benutzen (Abb. 95). Ein ähnliches Gerät hatten wir uns auch zur Darstellung von

Sauerstoff zusammengestellt. Wir geben in den Erlenmeyerkolben der in Abbildung 95 dargestellten Apparatur Zink und füllen den Tropftrichter mit verdünnter Säure. Beim Öffnen des Hahnes tropft die Säure auf das Metall. Es entwickelt sich Wasserstoff. Die Gasentwicklung läßt sich bei diesem Gerät jedoch sehr schlecht regulieren. Ebenso kann man die Reaktion nicht zu jedem Zeitpunkt unterbrechen. Die Gasentwicklung hört erst dann auf, wenn sich die jeweils zutropfte Säure mit dem Zink umgesetzt hat. Schließlich sammelt sich im Kolben so viel Flüssigkeit an, daß die neu zugesetzte Säure sehr stark verdünnt wird.

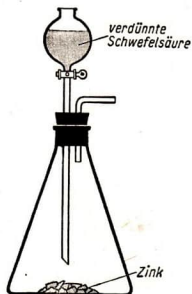


Abb. 95
Einfacher Gasentwickler

Diese Nachteile vermeidet man, wenn ein **KIPPScher Gasentwickler** verwendet wird. Dieses Gerät besteht im wesentlichen aus zwei Teilen (Abb. 96). Wenn das Gerät zusammengesetzt ist, ergeben sich drei verschiedene Räume, in der Abbildung mit A, B und C bezeichnet. Im Raum B liegen auf einer durchlöcherten Gummischeibe Zinkstückchen. Durch die obere Öffnung des Kugeltrichters wird verdünnte Schwefelsäure eingefüllt. Bei geschlossenem Hahn befindet sich die Säure nur in den Räumen A und C. Wird der Hahn geöffnet, so steigt sie jedoch in den Raum B hinein und kommt mit den Zinkstückchen in Berührung. Sofort setzt die Wasserstoffentwicklung ein. Auch wenn der Hahn dann geschlossen wird, reagiert noch Zink mit der Säure. Es entsteht immer noch Wasserstoff. Das Gas kann aber nicht mehr aus dem Gerät entweichen. Es drückt jetzt die Säure wieder aus dem Raum B hinaus. Das Zink hat dann keine Berührung mehr mit der Säure. Dadurch wird die Gasentwicklung unterbrochen.

Der Gasentwickler ist also stets mit Wasserstoff gefüllt. Aus Sicherheitsgründen muß jedoch vor jeder Wasserstoffentnahme die Knallgasprobe durchgeführt werden.

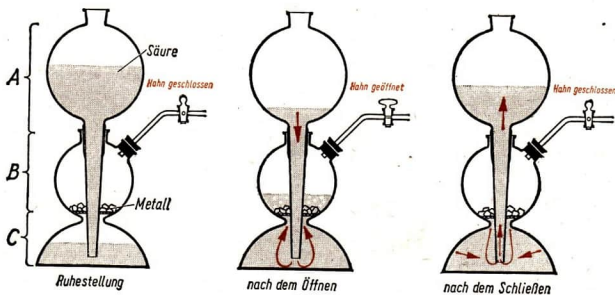


Abb. 96 Arbeitsweise des KIPPSchen Gasentwicklers

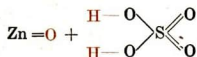
Salzbildung aus Metalloxid und Säure

Wir haben festgestellt, daß bei der Einwirkung von Säuren auf unedle Metalle Salze entstehen. Wir werden nun untersuchen, ob auch Verbindungen der Metalle, zum Beispiel die Metalloxide, mit Säuren reagieren.

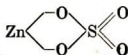
Versuch 67: *In ein Reagenzglas wird eine Spatelspitze Zinkoxid gefüllt und mit verdünnter Schwefelsäure übergossen. Was beobachtest du? Eine kleine Menge der Lösung wird vorsichtig so weit eingedampft, bis der Rückstand fast trocken ist.*

Wir erkennen, daß auch bei der Einwirkung einer Säure auf ein Metalloxid ein Salz gebildet wird. Im Gegensatz zur Salzbildung aus Metall und Säure wurde bei dieser Reaktion jedoch kein Wasserstoff frei. Wir stellen die Gleichung für diese Salzbildung auf.

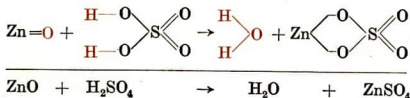
Ausgangsstoffe waren Zinkoxid ZnO und Schwefelsäure H_2SO_4 :



Es muß das Salz aus dem Metall Zink und dem Säurerest der Schwefelsäure, also Zinksulfat ZnSO_4 , entstehen. Dieses Salz hat die Strukturformel:



Da bei dem Versuch keine Wasserstoffentwicklung zu beobachten war, muß die Salzbildung so verlaufen, daß sich der Sauerstoff des Oxids mit dem Wasserstoff der Säure zu Wasser verbindet. Wir können daher folgende Gleichung aufstellen:



In gleicher Weise kann durch Einwirkung von Schwefelsäure auf Magnesiumoxid Magnesiumsulfat hergestellt werden.

Die Salzbildung aus Metalloxid und Säure verläuft in allen Fällen nach der allgemeinen Gleichung:



Bei der Untersuchung der Salzbildung aus Metall und Säure waren wir zu dem Ergebnis gekommen, daß nur unedle Metalle mit Säuren reagieren. Das Halbedelmetall Kupfer reagierte nicht mit verdünnter Schwefelsäure. Wir untersuchen nun, wie sich das Oxid des Kupfers gegenüber Säuren verhält.

Versuch 68: In ein Reagenzglas wird eine Spatelspitze Kupferoxid gebracht, mit verdünnter Schwefelsäure übergossen und über einer kleinen Flamme vorsichtig erwärmt.

Beobachte die Veränderungen!

Es entsteht eine blaue Lösung. Bei vorsichtigem Eindampfen der Lösung scheiden sich blaue Kupfersulfatkristalle ab. Einen entsprechenden Versuch könnten wir mit Quecksilberoxid durchführen. Wir erkennen, daß man die Salze der Halbbedmetalle durch Umsetzung ihrer Oxide mit Säuren herstellen kann.

Salzbildung aus Hydroxid und Säure

Die Hydroxide sind eine weitere Gruppe von Verbindungen der Metalle. Sie setzen sich aus Metall und Hydroxidgruppen zusammen. Wir werden nun untersuchen, ob diese Metallverbindungen ebenfalls mit Säuren reagieren.

Versuch 69: In ein Reagenzglas werden etwa 3 ml Kalkwasser gefüllt. Dann gibt man tropfenweise verdünnte Schwefelsäure hinzu.

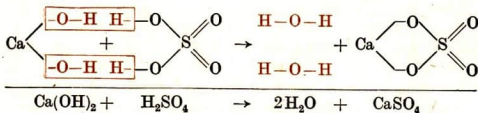
Beobachte die Reaktion!

Wir stellen fest, daß sich sofort nach dem Zutropfen der Säure ein weißes Salz ausscheidet und die Lösung trübt. Das entstandene Salz muß in Wasser unlöslich sein. Eine Gasentwicklung ist nicht festzustellen.

Welcher Vorgang ist bei dieser Form der Salzbildung abgelaufen? Kalziumhydroxid hat mit Schwefelsäure unter Bildung eines Salzes reagiert. Dann muß sich jeweils ein Atom des zweiwertigen Kalziums mit dem zweiwertigen Schwefelsäurerest zu Kalziumsulfat verbunden haben:



Der Wasserstoff der Säure wird durch das Metall Kalzium ersetzt. Da bei Versuch 69 keine Gasentwicklung zu beobachten war, können wir schließen, daß auch bei dieser Reaktion Wasser entstanden ist. Stellen wir nun die Reaktionsgleichung auf:



Nicht immer können wir die Bildung des Salzes aus Base und Säure so gut verfolgen wie in diesem Falle, denn die entstehenden Salze sind meist in Wasser löslich. Das ist zum Beispiel der Fall, wenn wir Natriumhydroxidlösung mit Schwefelsäure reagieren lassen. Auch durch Eindampfen der bei dieser Reaktion entstandenen Lösung könnten wir nicht nachweisen, daß sich ein Salz gebildet hat. Beim Eindampfen von

Natriumhydroxidlösung würde nämlich ebenfalls ein weißer Rückstand verbleiben. Der Rückstand bei unserem Versuch könnte daher entweder ein Salz oder festes Natriumhydroxid sein.

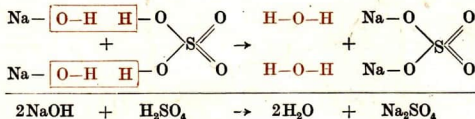
Wir wollen versuchen, den Ablauf der Reaktion kenntlich zu machen und benutzen dazu die Farbreaktionen der uns bekannten Indikatoren.

Rufe dir die Farbwirkungen der Indikatoren noch einmal ins Gedächtnis zurück!

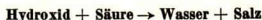
Versuch 70: In einen Erlenmeyerkolben werden einige Milliliter verdünnte Natriumhydroxidlösung gefüllt und mit einigen Tropfen Lackmuslösung versetzt. Dann gibt man unter ständigem Bewegen der Lösung tropfenweise verdünnte Schwefelsäure zu.

Beobachte!

Die blaue Farbe des Indikators schlägt plötzlich nach Violett um. Läßt man weiter Säure zutropfen, so reagiert der Indikator sofort durch Rotfärbung. Die violette Farbe zeigt uns also den Zeitpunkt an, zu dem weder Hydroxid noch Säure in der Lösung wirksam sind. Wir unterbrechen in diesem Moment die Säurezugabe und dampfen die Lösung ein. Wir erhalten einen festen, salzartigen Rückstand. Es muß Natriumsulfat entstanden sein:



Wir können also feststellen:



Versuch 70 läßt sich auch so durchführen, daß wir Schwefelsäure mit Lackmus versetzen und dann Natriumhydroxidlösung zutropfen lassen. Auch hier tritt ein Farbumschlag nach Violett ein. Gibt man noch mehr Natriumhydroxidlösung dazu, so zeigt sich durch den Überschuß an Hydroxid eine blaue Färbung.

Überprüfe diese Feststellung!

Wir erkennen aus dem Versuch: Der Farbumschlag des Lackmusfarbstoffes nach Violett erfolgt gerade in dem Augenblick, in dem sich das gesamte Hydroxid mit der gesamten Säure zu Salz und Wasser umgesetzt hat. Man sagt, die Lösung ist neutral. Der Indikator zeigt uns durch den Farbumschlag an, wann die Reaktion zwischen Hydroxid und Säure zu Ende geführt ist.

Der Vorgang der Salzbildung aus Hydroxid und Säure wird **Neutralisation** genannt, weil man eine neutrale Lösung herstellt, die weder sauer noch basisch reagiert.

Es bereitete uns bei den Versuchen recht große Schwierigkeiten, den Augenblick, an dem die Lösung neutral wird, abzuspassen. Man läßt leicht zu viel Hydroxidlösung oder Säure zutropfen. In Laboratorien benutzt man daher für diese Arbeit ein

besonderes Gerät, die **Bürette** (Abb. 97). Man füllt die zu neutralisierende Hydroxid-
lösung in einen Erlenmeyerkolben, gibt einige Tropfen des Indikators hinzu und
stellt den Kolben unter die Bürette. Die Bürette wird mit Säure gefüllt. Dann öffnet
man den Hahn der Bürette vorsichtig, so daß in gleichmäßigem Abstand Säure in
die Lauge tropft (Abb. 98). Damit sich die zutropfende Säure schneller verteilt, wird
der Erlenmeyerkolben mit der einen Hand ständig bewegt, während die andere
Hand den Hahn sofort verschließt, wenn der Farbumschlag nach Violett eintritt.

Die Reaktion zwischen Hydroxid und Säure, die zur Bildung von Wasser
und Salz führt, ist eine Neutralisation. Farbänderungen von Indikatoren
zeigen an, wann die Neutralisation beendet ist.



Abb. 97 Chemiefacharbeiterinnen
beim Arbeiten mit der Bürette

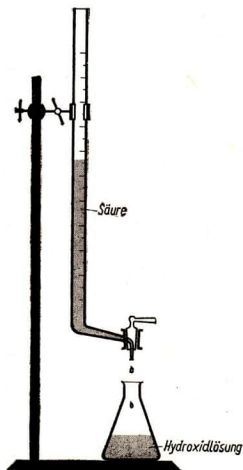


Abb. 98 Neutralisation einer
Hydroxidlösung mit einer Säure

Der Neutralisationsvorgang spielt in der Industrie und in der Landwirtschaft eine große Rolle.

Durch Zugabe von basisch beziehungsweise sauer reagierenden Stoffen kann man bei chemisch-technischen Prozessen störende Säuren oder Basen neutralisieren.

Bei der Zuckergewinnung wird zum Beispiel die durch Auslaugen der Zuckerrübenschnitzel erhaltene Lösung mit Kalziumhydroxid versetzt. Dadurch werden die in geringen Mengen in der Lösung enthaltenen Säuren neutralisiert.

Der Ackerboden reagiert neutral, sauer oder basisch. Das muß bei der Bodennutzung unbedingt beachtet werden, da die einzelnen Kulturpflanzen eine bestimmte Bodenreaktion brauchen. In der Tabelle 7 ist angegeben, welche Pflanzen auf den verschiedenen Böden angebaut werden können.

Tabelle 7. Eignung der Böden für den Anbau von Kulturpflanzen

Bodenreaktion	geeignet für
basisch	Luzerne, Raps, Rüben, Gerste, Erbsen
neutral	Weizen, Rotklee, Raps, Rüben, Gerste, Erbsen
schwach sauer	Hafer, Roggen, Kartoffeln, Mais
sauer	Gelbe Lupine
stark sauer	—

Die Bodenreaktion kann durch Bodenuntersuchungen festgestellt werden. Eine Probe des zu untersuchenden Bodens wird zu diesem Zweck in destilliertem Wasser kräftig aufgeschlämmt und dann filtriert. Das Filtrat kann nun mit Indikatoren geprüft werden.

Oft muß die Bodenreaktion verändert werden, damit der Boden sich für den Anbau bestimmter Nutzpflanzen eignet. Meist handelt es sich darum, saure Böden so zu behandeln, daß sie nur noch schwach sauer oder neutral reagieren. Man streut zu diesem Zweck zum Beispiel Löschkalk, der auf den Boden neutralisierend wirkt.

Unsere Kenntnisse über den Neutralisationsvorgang geben uns auch wichtige Hinweise für die erste Hilfe bei Unfällen, die beim Arbeiten mit Basen oder Säuren auftreten können. Sind Spritzer von Hydroxidlösungen auf die Haut gekommen, so wird die betreffende Stelle gut mit Wasser abgespült und anschließend mit stark verdünnter Essigsäure (1 ml Essigsäure in 100 ml Wasser) betupft. Welche Reaktion spielt sich dabei ab?

Sind Säuren in den Verdauungskanal gelangt, so gibt man zum Unschädlichmachen sofort eine Aufschlammung von Magnesiumoxid zu trinken. Hydroxide kann man dagegen durch stark verdünnte Essigsäure oder Zitronensäure unschädlich machen. Die entsprechenden Lösungen müssen im Sanitätsschrank des Chemieraumes bereitstehen. Begründe die Wirkung!

Natürlich stellen die hier aufgeführten Maßnahmen nur eine erste Hilfe dar. In jedem Falle ist sofort ein Arzt hinzuzuziehen.

Die wirtschaftliche Bedeutung der Salze

Die Salze bilden eine große Gruppe von Verbindungen. Wir lernten zunächst nur wenige kennen, und zwar einige Karbonate, Sulfate und Sulfite. Die Bedeutung der Salze soll an einigen Beispielen gezeigt werden.

Salze sind wichtige Nährstoffe für die Pflanze. Sie werden — in Wasser gelöst — durch die Wurzel aus dem Boden aufgenommen und in der Pflanze verarbeitet. Das Magnesium aus Magnesiumsalzen benötigt die Pflanze zum Beispiel zur Bildung des Blattgrüns (Chlorophyll). In der Landwirtschaft werden die zur Ernährung der Pflanzen

notwendigen Stoffe dem Boden durch die Düngung zugeführt. Durch die Anwendung von Stalldung allein kann der Boden jedoch nicht genügend Nährstoffe erhalten. Daher verwendet man in der Landwirtschaft in zunehmendem Maße die verschiedensten Arten von Düngesalzen. Sie enthalten pflanzliche Nährstoffe in konzentrierter Form. Die Düngesalze werden aus anderen in der Natur vorkommenden Ausgangsstoffen in chemischen Großbetrieben hergestellt. Solche Betriebe sind zum Beispiel der VEB Leuna-Werke „Walter Ulbricht“, der VEB Stickstoffwerk Piesteritz, der VEB Farbenfabrik Wolfen und der VEB Chemiewerk Coswig. Die Düngemittelherstellung ist für unsere sozialistische Landwirtschaft besonders wichtig. Durch verbesserte Bodenbearbeitung und verstärkte Anwendung von Düngesalzen konnten in den letzten Jahren die Ernteergebnisse unserer landwirtschaftlichen Produktionsgenossenschaften und volkseigenen Güter erheblich gesteigert werden. Die Erzeugung landwirtschaftlicher Produkte soll in den nächsten Jahren noch weiter erhöht werden. Die Volkswirtschaftspläne unserer Republik sehen deshalb eine bedeutende Erweiterung der Düngemittelproduktion vor.

Salze werden nicht nur zur künstlichen Düngung benötigt. Sie spielen auch in der chemischen Industrie eine bedeutende Rolle. Ein uns bereits bekanntes Salz ist das Natriumkarbonat Na_2CO_3 . Sein Handelsname ist Soda. Von der vielseitigen Verwendung der Soda soll Abbildung 99 einen Eindruck geben.

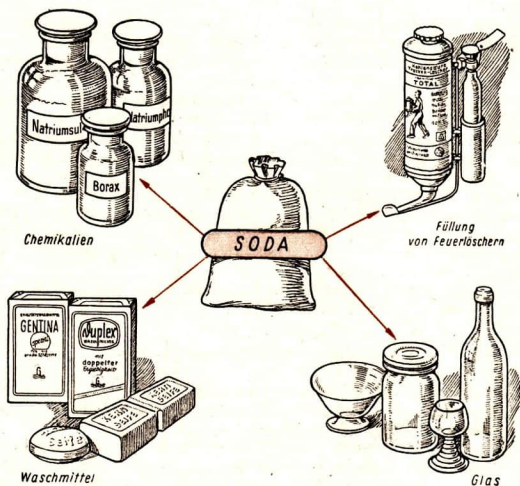


Abb. 99 Verwendung der Soda

Die wirtschaftliche Verwendung einiger anderer, bereits erwähnter Salze geht aus Tabelle 8 hervor.

Tabelle 8. Wichtige Salze

Name des Salzes	Formel	Handelsname	Verwendung
Natriumsulfat	Na_2SO_4	Glaubersalz	Glaserstellung, Herstellung von Waschmitteln
Kaliumkarbonat	K_2CO_3	Pottasche	Glaserstellung, Herstellung von Schmierseife und Backpulver
Kalziumsulfat	CaSO_4	Gips	Bindemittel im Bauwesen, für Abgüsse und Verbände, Düngemittelherstellung, Schwefelsäureherstellung
Aluminiumsulfat	$\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$		Gerben, Papierfabrikation, Zeugfärberei
Kupfersulfat	CuSO_4	Kupfervitriol	Schädlingsbekämpfungsmittel im Obst- und Weinbau

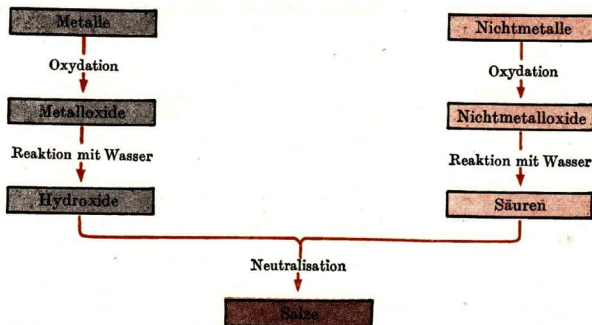
Schon diese kurze Übersicht zeigt die vielseitige Verwendbarkeit und die große Bedeutung der Salze. Bei der Besprechung weiterer Salze werden wir auch noch andere Anwendungsmöglichkeiten kennenlernen.

Hydroxide, Säuren und Salze – drei wichtige Stoffgruppen

In den letzten drei Kapiteln haben wir Hydroxide, Säuren und Salze kennengelernt. Wir wollen die Zusammensetzung dieser Verbindungen gegenüberstellen:

Hydroxid	Metall	Hydroxidgruppe
Säure	Wasserstoff	Säurerest
Salz	Metall	Säurerest

Zwischen den einzelnen Stoffgruppen gibt es enge Beziehungen. So entstehen bei der Reaktion von Oxiden mit Wasser Hydroxide oder Säuren, je nachdem, ob es sich um ein Oxid eines unedlen Metalles oder eines Nichtmetalles handelt. Aus Hydroxiden und Säuren kann durch den Neutralisationsvorgang das Salz gewonnen werden, das den Bestandteil „Metall“ aus dem Hydroxid und den Bestandteil „Säurerest“ aus der Säure enthält. Die übrigen Bestandteile von Hydroxid und Säure, nämlich Hydroxidgruppe und Wasserstoff, verbinden sich zu Wasser. Diese Beziehungen sollen noch einmal in einer schematischen Übersicht zusammengestellt werden:



Basen, Säuren und Salze sind außerordentlich wichtige Stoffgruppen. Viele Verbindungen, die wir noch kennenlernen werden, können in eine dieser drei Gruppen eingeordnet werden.

Wiederholungsfragen und Aufgaben:

1. Welche Salzbildungsarten kennst du?
2. Nenne die allgemeinen Gleichungen für die dir bekannten Salzbildungsarten!
3. Stelle die chemische Gleichung für die Reaktion von Magnesium mit Schwefelsäure auf!
4. Stelle die chemische Gleichung für die Reaktion von Zinkoxid mit Schwefelsäure auf!
5. Stelle die chemische Gleichung für die Reaktion von Kalziumhydroxid mit Kohlensäure auf!
6. Was versteht man unter Neutralisation?
7. Natriumhydroxidlösung soll mit verdünnter Schwefelsäure neutralisiert werden. Erläutere, wie du die Neutralisation durchführen kannst! Stelle die chemische Gleichung auf!
8. Wie heißen die Salze der Schwefelsäure? Gib die Zusammensetzung des Säurerestes der Schwefelsäure an!
9. Nenne die Zusammensetzung der Säurereste folgender Säuren:
Kohlensäure,
schweflige Säure.
Gib an, wie die Salze dieser Säuren heißen!
10. Wie werden die Namen der Salze gebildet? Erläutere das an einigen selbstgewählten Beispielen!
11. Wie heißen folgende Salze: K_2SO_4 , $CaCO_3$ und Na_2SO_3 ?

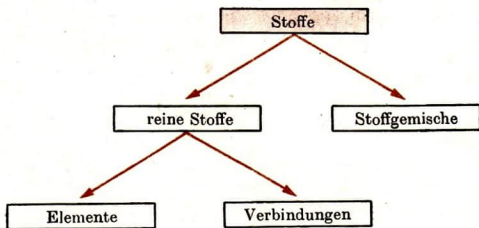
12. Gib die Formeln von Magnesiumkarbonat, Kalziumsulfat und Kaliumsulfid an!
13. Beschreibe einen einfachen Gasentwickler! Gib an, wie du vorgehen mußt, um damit Wasserstoff entwickeln zu können!
14. Zeichne einen Kippschen Gasentwickler!
Erläutere an Hand deiner Zeichnung seine Arbeitsweise!
15. Vergleiche die Zusammensetzung der Hydroxide, der Säuren und der Salze!
16. Erläutere an Beispielen die wirtschaftliche Bedeutung der Salze!

Zusammenfassung des Jahresstoffes

Wir werden nun noch einmal die wichtigsten Begriffe, Stoffgruppen, Vorgänge und Verfahren, die wir kennengelernt haben, zusammenstellen. Damit erhalten wir eine Übersicht für die Wiederholung des Jahresstoffes, in die wir alle Einzelheiten einordnen können.

1. Einteilung der Stoffe

Die Chemie beschäftigt sich mit der Zusammensetzung und den Eigenschaften der Stoffe.



Miteinander vermischte Stoffe nennt man Stoffgemische. Stoffe, die frei von Beimengungen anderer Stoffe sind, heißen dagegen reine Stoffe. Sie können unterteilt werden in Elemente und Verbindungen. Elemente sind Stoffe, die sich chemisch nicht in andere Stoffe zerlegen lassen. Verbindungen sind Stoffe, die durch chemische Vorgänge aus den Elementen entstehen. Sie lassen sich chemisch wieder in Elemente zerlegen.

Die kleinsten Teilchen der Elemente nennt man Atome. Die kleinsten Teilchen der Verbindungen sind Moleküle.

2. Wichtige Stoffgruppen

Elemente

sind die Grundstoffe, aus denen sich alle anderen Stoffe zusammensetzen. Man unterscheidet Metalle und Nichtmetalle.

Oxide

sind Verbindungen eines Elements mit Sauerstoff. Wir lernten einige Metalloxide und Nichtmetalloxide kennen:

Metalloxide:	Kaliumoxid	K_2O
	Natriumoxid	Na_2O
	Kalziumoxid	CaO
	Magnesiumoxid	MgO
	Aluminiumoxid	Al_2O_3
	Zinkoxid	ZnO
	Eisen(II)-oxid	FeO
	Eisen(III)-oxid	Fe_2O_3
	Kupfer(I)-oxid	Cu_2O
	Kupfer(II)-oxid	CuO
	Quecksilberoxid	HgO

Nichtmetalloxide:	Kohlendioxid	CO_2
	Schwefeldioxid	SO_2
	Schwefeltrioxid	SO_3

Hydroxide

sind Verbindungen, die sich aus Metall und Hydroxidgruppen zusammensetzen. Sie entstehen bei der Reaktion von Oxiden unedler Metalle mit Wasser. Wir lernten kennen:

Kaliumhydroxid	KOH
Natriumhydroxid	$NaOH$
Kalziumhydroxid	$Ca(OH)_2$
Magnesiumhydroxid	$Mg(OH)_2$

Säuren

sind Verbindungen, die sich aus Wasserstoff und Säureresten zusammensetzen. Sie entstehen bei der Reaktion der Nichtmetalloxide mit Wasser. Wir lernten kennen:

Schwefelsäure	H_2SO_4
schweflige Säure	H_2SO_3
Kohlensäure	H_2CO_3

Salze

sind Verbindungen, die sich aus Metall und Säureresten zusammensetzen. Sie entstehen bei den Salzbildungsreaktionen. Wir lernten folgende Gruppen kennen:

Salze der Schwefelsäure:	Sulfate
Salze der schwefligen Säure:	Sulfite
Salze der Kohlensäure:	Karbonate

3. Zeichensprache des Chemikers

Symbole sind die Zeichen für die Elemente.

Formeln sind die Zeichen für die Verbindungen. Sie werden aus den Symbolen der in der Verbindung enthaltenen Elemente zusammengesetzt.

Gleichungen dienen zur Veranschaulichung chemischer Vorgänge.

4. Wichtige Stoffnachweise

Spanprobe dient zum Nachweis von Sauerstoff.

Knallgasprobe dient zum Nachweis von Wasserstoff.

Indikatorreaktionen dienen zum Nachweis basischer oder saurer Reaktion.

Indikator	in basischer Lösung	in saurer Lösung
Lackmus (violett)	schwach blau	rot
Phenolphthalein (farblos)	leuchtend rot	—
Rotkohlfarbstoff (violett)	mattgrün	rot

5. Wichtige Reaktionen

Bei allen chemischen Reaktionen gilt das Gesetz von der Erhaltung der Masse:

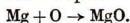
Bei jedem chemischen Vorgang ist die Masse der Ausgangsstoffe gleich der Masse der Reaktionsprodukte.

Mit diesem Gesetz werden alle Vorstellungen, daß Stoffe aus dem Nichts geschaffen werden oder spurlos verschwinden können, eindeutig widerlegt.

Folgende wichtigen Reaktionen haben wir kennengelernt:

a) Oxydations - Reduktions - Vorgänge

Oxydationen sind Vorgänge, bei denen sich Stoffe mit Sauerstoff verbinden. Dabei entstehen Oxide, zum Beispiel:



Reduktionen

sind Vorgänge, bei denen Oxiden Sauerstoff entzogen wird. Der Entzug des Sauerstoffs erfolgt meist durch Reduktionsmittel, zum Beispiel:



Die Metalle lassen sich nach ihrem Bindungsbestreben zu Sauerstoff in der Metallreihe ordnen:

K Na Ca Mg Al Zn Fe
unedle Metalle

Cu Hg
Halbedelmetalle

Ag Au Pt
Edelmetalle

b) Salzbildungsvorgänge**6. Wichtige technische Verfahren****Autogenes Schweißen**

Die hohe Temperatur einer Knallgasflamme wird ausgenutzt, um Metallteile zu verbinden. Mit Hilfe eines Schweißbrenners werden die Werkstücke, die verbunden werden sollen, an der Schweißstelle stark erhitzt. Von einem gleichzeitig in die Flamme gehaltenen Schweißstab abtropfendes Eisen verschmilzt mit den Werkstücken. Es entsteht eine Schweißnaht.

Autogenes Schneiden

Metallteile, die zertrennt werden sollen, werden an der Schnittstelle durch eine Knallgasflamme hoch erhitzt. Dann wird ein starker Sauerstoffstrahl darauf gerichtet, so daß das Metall an dieser Stelle oxydiert wird und verbrennt.

Aluminothermisches Schweißen

Ein Gemisch aus Eisenoxid und Aluminiumgrieß wird entzündet. Aluminium reduziert Eisenoxid. Das bei dem Reduktionsvorgang entstehende flüssige Eisen kann zum Verbinden von Eisenteilen (Schienen, Träger, Wellen) dienen, wenn man es in eine um die Verbindungsstelle gesetzte Form fließen läßt.

Trinkwassergewinnung

Grund- oder Oberflächenwasser wird durch Filtration von groben Verunreinigungen befreit. Durch Chemikalien werden Krankheitskeime unschädlich gemacht und störende Salze entfernt.

7. Wichtige Daten aus der Geschichte der Chemie

- 4. bis 16. Jahrhundert** Zeit der Alchimie. Versuche, durch planloses Experimentieren Gold aus anderen Stoffen herzustellen. Suche nach dem „Stein der Weisen“.
- 16. Jahrhundert** Beginn eines zielbewußteren Forschens durch planmäßige Versuche und geordnetes Sammeln der wissenschaftlichen Erkenntnisse. Praktische Heilmittelgewinnung (THEOPHRAST BOMBAST VON HOHENHEIM).
- 17. Jahrhundert** Der Begriff des Elements wird fest umrissen (ROBERT BOYLE).
Versuch, den Verbrennungsvorgang durch die Phlogistonlehre zu erklären (GEORG ERNST STAHL).
- 18. Jahrhundert** Formulierung des Gesetzes von der Erhaltung der Masse (MICHAÏL WASSILIEWITSCH LOMONOSSOW und ANTOINE LAURENT LAVOISIER).
Entdeckung des Wasserstoffs als Bestandteil des Wassers (HENRY CAVENDISH).
Entdeckung und Darstellung des Sauerstoffs (CARL WILHELM SCHEELE, JOSEPH PRIESTLEY, ANTOINE LAURENT LAVOISIER).
Erklärung des Verbrennungsvorganges und Widerlegung der Phlogistonlehre (ANTOINE LAURENT LAVOISIER).
- 19. Jahrhundert** Entwicklung der Grundlagen des heutigen Atombegriffs (JOHN DALTON).
Begründung der chemischen Zeichensprache (JÖNS JAKOB BERZELIUS).
Entwicklung neuer Untersuchungsverfahren und Apparaturen (JUSTUS VON LIEBIG, ROBERT WILHELM BUNSEN).
Untersuchung der Stoffe des Pflanzen- und Tierkörpers. Entwicklung der Grundlagen der künstlichen Düngung des Ackerbodens. Damit wurde die Voraussetzung für eine hohe Ertragssteigerung in der Landwirtschaft geschaffen (JUSTUS VON LIEBIG).
Die industrielle Anwendung chemischer Kenntnisse gewinnt an Bedeutung. Einsetzen einer stürmischen Entwicklung der chemischen Industrie.

Schülerversuche

Allgemeines

Bevor wir mit Schülerversuchen beginnen, müssen wir uns einige wichtige Vorschriften für das Arbeiten mit chemischen Geräten und Chemikalien einprägen. Das ist notwendig, um Unfälle zu vermeiden und wertvolle Geräte vor Beschädigungen zu bewahren.

Folgende Regeln müssen beachtet werden:

1. Bist du im Arbeitsraum tätig, so hast du auch für dessen Ordnung und Sauberkeit zu sorgen.
2. Behandle alle Geräte stets sorgsam und pfleglich. Sie sind Volkseigentum. Beschädigungen und Verluste melde unverzüglich dem Lehrer.
3. Verhalte dich stets diszipliniert und verfolge aufmerksam die Erläuterungen des Lehrers.
4. Beginne erst dann mit einem Versuch, wenn dir klar ist, was du zu tun hast und wie du dabei vorgehen mußt.
5. Schütze deine Kleidung durch eine Schürze oder einen Kittel. Versuche, bei denen das Tragen einer Schutzbrille vorgeschrieben ist, dürfen ohne diese Brille nicht durchgeführt werden.
6. Melde Verletzungen (Schnittwunden durch Glas usw.) sofort dem Lehrer. Das gilt auch für geringfügige Verletzungen!
7. Bewahre bei irgendwelchen außergewöhnlichen Zwischenfällen unbedingt die Ruhe. Führe nur das aus, was der Lehrer anordnet.
8. Merke dir, wo sich die Feuerlöschgeräte und der Kasten für die Erste Hilfe befinden.
9. Prüfe den Geschmack von Chemikalien nur, wenn der Lehrer ausdrücklich dazu auffordert. Sehr viele Stoffe sind giftig oder zumindest gesundheitsschädigend.
10. Führe Geruchproben stets vorschriftsmäßig und vorsichtig aus. Übelriechende Gase und Dämpfe sind ebenfalls fast immer gesundheitsschädigend. Sorge stets für frische Luft im Arbeitsraum.

Reinigen der Geräte

Eine wichtige Voraussetzung für das Gelingen der Experimente sind saubere Geräte. Schon geringe Verunreinigungen können dazu führen, daß ein Versuch nicht das gewünschte Ergebnis zeigt. Wir lernen daher zunächst, wie man die Geräte reinigt.

Benutzte Geräte müssen unmittelbar nach ihrer Verwendung gereinigt werden, denn dann lassen sie sich am leichtesten säubern. Sie werden in warmem Wasser, dem man ein Abwaschmittel (z. B. Imi oder Fit) zusetzen kann, mit Bürste und Lappen gesäubert. Dann werden die Geräte in klarem Wasser nachgespült und so aufgestellt, daß das Wasser ablaufen kann.

Versuche

Versuch S 1: Erwärmen von Flüssigkeiten

*Wasser, Reagenzglas,
Brenner, Reagenzglashalter*

Ein Reagenzglas wird zu etwa einem Drittel mit Wasser gefüllt. Wir achten aber darauf, daß das Glas außen trocken ist, da es sonst beim Erwärmen leicht zerspringt. Unter ständigem Schwenken halten wir das Glas an einem Reagenzglashalter in die gelbe Spitze der Brennerflamme (Abb. 100). Das Glas wird nur so weit in die Flamme gehalten, wie es mit Flüssigkeit gefüllt ist. Die Flamme darf keinesfalls die nicht mit Flüssigkeit gefüllten Teile des Glases berühren. Wir achten auch darauf, daß zuerst die oberen Teile der Flüssigkeit erwärmt werden. Dadurch vermeiden wir, daß dann, wenn tiefer im Glas befindliche Flüssigkeitsmengen sieden, etwas herausspritzt.



Abb. 100 Erwärmen einer Flüssigkeit im Reagenzglas

**Die Öffnung des Reagenzglases darf niemals in eine Richtung zeigen, in der sich Personen aufhalten!
Diese könnten durch herausspritzende heiße Flüssigkeit verletzt werden.**

Versuch S 2: Trennen eines Stoffgemisches durch Aufschlänmen und Dekantieren

*Zuckerkohlepulver, Sand,
2 Bechergläser, Glasstab*

Wir mischen Zuckerkohlepulver mit sauberem Sand. Das Gemisch schütten wir in ein Becherglas, übergießen mit viel Wasser und rühren kräftig um. Dann lassen wir das Glas kurze Zeit ruhig stehen.

Nun können wir die kohlehaltige Flüssigkeit in das zweite Becherglas abgießen (Abb. 101). Das Abgießen muß vorsichtig erfolgen, weil sonst der auf dem Gefäßboden liegende Sand wieder aufgerührt wird.

Meist müssen Aufschlänmen und Dekantieren mehrmals mit neuem Wasser wiederholt werden, bis eine einwandfreie Trennung gelingt.

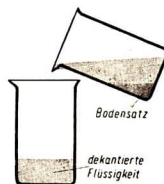


Abb. 101 Dekantieren

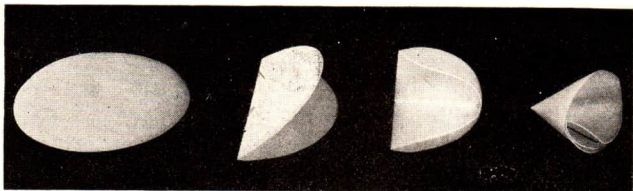


Abb. 102 Falten eines Rundfilters

Versuch S 3: Trennen von Zuckerkohlepulver und Wasser durch Filtrieren

*Dekantierte Flüssigkeit aus Versuch S 2
Gastrichter, Rundfilter, Becherglas,
Glasstab, Stativ mit Ring oder Filtrier-
gestell*

Den Trichter setzen wir in den Ring des Stativs oder in das Filtriergestell und stellen das Becherglas darunter. Dann nehmen wir ein Rundfilter, falten es wie in Abbildung 102 angegeben und legen es in den Trichter. Es wird mit einigen Tropfen Wasser angefeuchtet, damit es fest am Trichter anliegt.

Nun lassen wir die zu filtrierende Flüssigkeit an einem Glasstab in das Filter laufen (Abb. 103). Den Glasstab benutzen wir, damit die Flüssigkeit ohne zu spritzen abläuft. Wir achten darauf, daß das Filter nur bis zu etwa 1 cm unterhalb des Filterrandes gefüllt ist. Das schräge Ende des Trichterrohres soll so, wie es die Abbildung zeigt, an der Wand des Becherglases anliegen. Dadurch läuft das Filtrat ohne zu spritzen an der Wand des Becherglases ab.

Das Filtrat soll vollkommen klar aussehen. Müssen wir viel Flüssigkeit filtrieren, so warten wir stets, bis die Flüssigkeit vollständig aus dem Filter abgelaufen ist, ehe wir nachgießen.

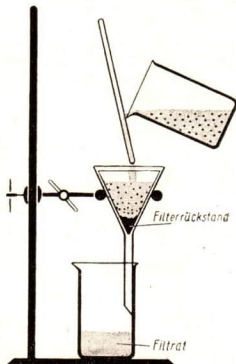


Abb. 103 Filtrieren

Versuch S 4: Darstellen und pneumatisches Auffangen von Sauerstoff

*Frisches Wasserstoffperoxid (3%ig), Braunstein
2 Reagenzgläser, 1 Gummistopfen, 1 durchbohrter Gummistopfen,
Glasrohr, Becherglas (1000 ml) oder Glaswanne*

Wir verwenden ein entsprechend Abbildung 104 gebogenes Glasrohr. Auf das eine Ende des Rohres schieben wir den durchbohrten Stopfen, mit dem wir dann das eine Reagenzglas verschließen, in dem sich etwa 10 ml Wasserstoff-

peroxid befinden. Dann füllen wir ein größeres Becherglas (oder eine Glaswanne) zu drei Vierteln mit Wasser. Auf den Boden des Becherglases stellen wir den Gummistopfen für das zweite Reagenzglas mit der schmalen Seite nach oben. Nun wird das zweite Reagenzglas bis zum Rand mit Wasser gefüllt, mit dem Daumen verschlossen und mit der Mündung nach unten in das Wasser des Becherglases getaucht. Hier stellen wir das Glas zunächst ab. Zur Entwicklung von Sauerstoff geben wir noch einige Körnchen Braunstein in das Reagenzglas mit Wasserstoffperoxid, verschließen sofort wieder und tauchen das freie Ende des Glasrohres in das mit Wasser gefüllte Becherglas. Sobald die im ersten Reagenzglas und im Glasrohr enthaltene Luft durch den entstehenden Sauerstoff verdrängt ist (nach etwa 20 bis 30 Sekunden), halten wir das zweite Reagenzglas über die Mündung des Glasrohres, ohne jedoch die Reagenzglasmündung aus dem Wasser zu nehmen (Abb.104). Wenn das Wasser aus dem Reagenzglas verdrängt ist, stülpen wir die Mündung des Glases auf den Stopfen und nehmen es aus dem Wasser.

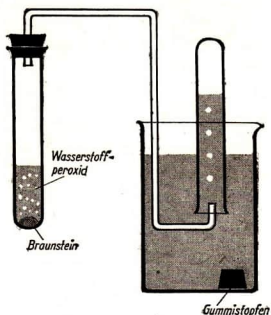


Abb. 104 Darstellen und pneumatisches Auffangen von Sauerstoff

Versuch S 5: Eigenschaften des Sauerstoffs

*Sauerstoffentwickler nach Versuch S 4
großes Becherglas oder Glaswanne, 5 Reagenzgläser mit Stopfen,
Reagenzglashalter, dünner Eisendraht (10 cm), Zündholz*

Wir füllen zunächst die 5 Reagenzgläser, wie in Versuch 4 beschrieben, mit Sauerstoff und verschließen sie noch unter Wasser mit dem Stopfen. Dann untersuchen wir die Eigenschaften des Sauerstoffs:

a) Farbe:

Wir halten ein mit Sauerstoff gefülltes Reagenzglas gegen das helle Fenster und betrachten die Farbe des Inhalts. Dabei halten wir ein mit Luft gefülltes Glas zum Vergleich daneben.

b) Geruch:

Wir öffnen das mit Sauerstoff gefüllte Glas von Untersuchung a) und prüfen den Geruch des Gases.

c) Spanprobe:

Wir zünden einen Holzspan an, blasen die Flamme wieder aus und halten den noch glimmenden Span in ein mit Sauerstoff gefülltes Reagenzglas.

d) Verbrennung von Eisen in Sauerstoff:

An dem einen Ende eines etwa 10 cm langen, dünnen Stahldrahtes befestigen wir ein kurzes Stückchen eines Zündholzes. Das andere Ende wird durch einen

Gummistopfen gebohrt. Dann entzünden wir das Holzstückchen und bringen es möglichst schnell in ein mit Sauerstoff gefülltes Reagenzglas, wobei dieses mit dem Stopfen verschlossen wird. Dabei halten wir das Reagenzglas mit einem Reagenzglashalter.

e) Dichte des Sauerstoffs im Vergleich zur Luft:

Wir halten ein mit Sauerstoff gefülltes und verschlossenes Reagenzglas mit der Mündung nach unten und ein gleiches mit der Mündung nach oben. Dann öffnen wir beide Gläser. Nach etwa 2 Minuten führen wir die Spanprobe durch.

Versuch S 6: Erhitzen von Kerzenmasse oder Holz

*Kerzenmasse, Holz
Reagenzglas, Düse, durchbohrter
Stopfen, Reagenzglashalter*

Auf das nicht verjüngte Ende der Düse schieben wir einen durchbohrten Gummistopfen. Dann bringen wir eine etwa erbsengroße Menge Kerzenmasse oder einige Holzstückchen in ein Reagenzglas und verschließen es durch den mit der Düse versehenen Stopfen. Nun wird das Reagenzglas erhitzt.

Aus der Kerzenmasse entwickeln sich Dämpfe (Abb. 105). Sie werden an der Düse entzündet.



Abb. 105 Erhitzen von Holzstückchen im Reagenzglas

Versuch S 7: Reduktion von Kupfer(II)-oxid durch Eisen

*Kupfer(II)-oxid, Eisenpulver
Reagenzglas, Gummistopfen, Brenner, Reagenzglashalter*

Wir füllen ein Reagenzglas etwa 1 cm hoch mit Kupfer(II)-oxid. Darüber schichten wir 1,5 cm hoch Eisenpulver. Das Reagenzglas wird mit dem Daumen verschlossen und so lange kräftig geschüttelt, bis das Kupfer(II)-oxid und das Eisenpulver gut durchgemischt sind. Unter langsamem Hin- und Herschwenken wird dann der untere Teil des Reagenzglases über dem Brenner einige Minuten stark erhitzt. Dann verschließen wir das Reagenzglas sofort mit dem Gummistopfen. Damit verhindern wir den Luftzutritt zu dem noch heißen, reduzierten Kupfer, da dieses sonst wieder oxydiert würde.

Nach dem Abkühlen erkennen wir in dem Reagenzglas neben schwarzem Eisenoxid rote Kupferteilchen.

Versuch S 8: Herstellen einer kaltgesättigten Lösung

*Alaun, Wasser
Reagenzglas, Spatel*

Ein Reagenzglas füllen wir zu etwa einem Drittel mit Wasser. Dann werden mit dem Spatel einige Alaunkristalle in das Wasser gegeben. Das Reagenzglas verschließen wir mit einem Stopfen und schütteln so lange, bis sich alles Salz gelöst hat. Dann setzen wir erneut etwas Salz hinzu und schütteln wieder. Die Salzzugabe und das Schütteln werden so lange wiederholt, bis sich das zugegebene Salz nicht mehr löst.

Versuch S 9: Erhöhen der Löslichkeit eines Stoffes durch Erwärmen des Lösungsmittels

*Lösung von Versuch S 8, Alaun
Reagenzglas, Reagenzglashalter, Brenner*

Zu der Lösung von Versuch S 8 geben wir noch so viel Salz, daß sich auch nach mehrmaligem Schütteln noch ein Bodenkörper von etwa 0,5 cm Höhe absetzt. Dann erhitzen wir das Reagenzglas vorsichtig bis zum Sieden der Lösung.

Versuch S 10: Eindampfen und Eindunsten einer Kochsalzlösung

*Kochsalz, Wasser
Becherglas (100 ml), Kristallisierschale (Ø 6 cm), Abdampfschale, Glasstab, Spatel, Tiegelzange, Dreifuß oder Stativ mit Ring, Drahtnetz mit Asbesteinlage, Brenner*

Wir stellen eine gesättigte Kochsalzlösung her. Dann füllen wir die Abdampfschale etwa zur Hälfte mit dieser Lösung und stellen die Schale auf das Asbestdrahtnetz. Unter ständigem Umrühren (Abb. 106) erwärmen wir dann mit kleiner Flamme so lange, bis fast die gesamte Flüssigkeit verdampft ist. Nun können wir den Brenner entfernen, denn die Abdampfschale ist noch so heiß, daß auch der Rest des Lösungsmittels innerhalb kurzer Zeit verdampft.

Eine kleine Menge der Lösung gießen wir in die Kristallisierschale, so daß deren Boden gerade bedeckt ist. Die Schale lassen wir an einem warmen Ort mehrere Tage stehen.

Versuch S 11: Durchführung einer Destillation

*Wasser, rotes Tintenpulver
weites Becherglas (100 ml), 2 weite Reagenzgläser, enges Reagenzglas mit abgesprengtem Boden, 2 durchbohrte Stopfen, Brenner, spitzwinklig gebogenes Glasrohr, Siedesteinchen*

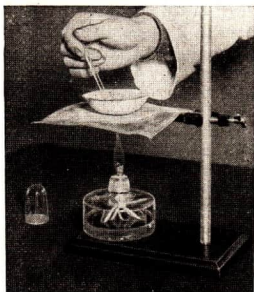


Abb. 106 Eindampfen einer Lösung

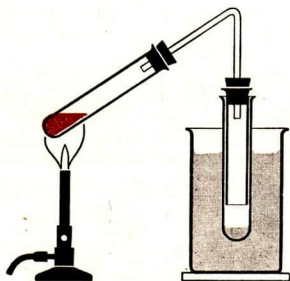


Abb. 107 Einfache Destillationsapparatur

Wir färben Wasser mit roter Tinte an, füllen die Farblösung in eines der weiten Reagenzgläser und geben zwei Siedesteinchen hinzu. Das Glas wird mit einem Stopfen verschlossen, durch den der eine Schenkel des Glasrohres führt. Der andere Schenkel des Rohres wird durch den zweiten Stopfen geschoben, mit dem das enge Reagenzglas verschlossen wird. Über dieses Reagenzglas schieben wir das zweite, weite Reagenzglas. Die ineinandergeschobenen Gläser werden in das mit Wasser gefüllte Becherglas gestellt.

Das Reagenzglas mit der Lösung befestigen wir an einem Stativ. Nun erwärmen wir die Lösung vorsichtig (Abb. 107). Das Erhitzen wird so geregelt, daß die Lösung gleichmäßig und ruhig siedet. Wir beobachten besonders den Zwischenraum zwischen den beiden Reagenzglaswänden im Kühlwasser!

Versuch S 12: Erkennen von basischen Lösungen durch Lackmus

Lackmuslösung, Waschmittel (Fewa, Fit, Gentina, Duplex, Wok), destilliertes Wasser

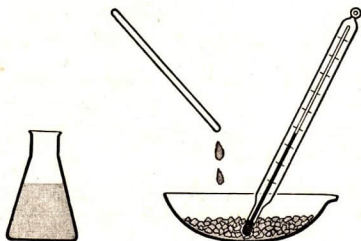
Reagenzgläser, Reagenzglasständer, Spatel

Wir stellen ebensoviel etwa zur Hälfte mit destilliertem Wasser gefüllte Reagenzgläser bereit, wie wir Waschmittel untersuchen wollen. In je ein Reagenzglas geben wir eine Spatelspitze der zu untersuchenden Waschmittel. Damit wir die Gläser nicht verwechseln, werden sie mit Fettstift bezeichnet. Die Gläser werden so lange geschüttelt, bis sich die Waschmittel gelöst haben. Nachdem sich der gebildete Schaum etwas abgesetzt hat, untersuchen wir die Lösungen mit je 1 bis 2 Tropfen Lackmuslösung.

Versuch S 13: Löschen von gebranntem Kalk und Herstellung von Kalkwasser

Frisch gebrannter Kalk, Phenolphthalein, Wasser

Erlenmeyerkolben, Stopfen, Reagenzglas, Glasstab, Abdampfschale, Thermometer (0 bis 100 °C), Schutzbrille



Bei diesem Versuch muß die Schutzbrille aufgesetzt werden! Wir geben einen Spatellöffel gebrannten Kalk in die Abdampfschale. Dann messen wir die Temperatur des Kalkes und die Temperatur des bereitstehenden Wassers. Beide Werte werden notiert.

Abb. 108 Reaktion von Kalziumoxid mit Wasser

Nun wird mit Hilfe des Glasstabes Wasser auf den gebrannten Kalk getropft (Abb. 108). Nachdem 20 Tropfen Wasser zugesetzt worden sind, lesen wir erneut die Temperatur ab.

Wenn die Reaktion nach weiterer Wasserzugabe aufhört, wird der Kalkbrei in das Wasser des Erlenmeyerkolbens gebracht. Der Kolben wird verschlossen und etwas geschüttelt. Dann lassen wir den Kolben stehen, damit sich ungelöste Teile absetzen können.

Nach einigen Minuten füllen wir das Reagenzglas etwa zu einem Drittel mit der Lösung aus dem Erlenmeyerkolben und setzen einige Tropfen Phenolphthaleinlösung hinzu.

Versuch S 14: Herstellung von schwelliger Säure

Geräte und Chemikalien wie bei Versuch S 4, außerdem 1 Objektträger, Schwefelfaden, Lackmuspapier (blau oder violett), Draht

Ein Reagenzglas wird wie bei Versuch S 4 pneumatisch mit Sauerstoff gefüllt. Dabei muß jedoch ein Rest von etwa 1 ml Wasser im Glas zurückbleiben. Das Reagenzglas wird zunächst mit dem Objektträger abgedeckt und in den Reagenzglasständer gestellt.

Wir befestigen nun an dem Stopfen mit Hilfe eines kleinen Drahtakens einen Schwefelfaden, entzünden ihn und bringen ihn brennend in das mit Sauerstoff gefüllte Reagenzglas. Das Glas wird mit dem Stopfen verschlossen (Abb. 109). Nach dem Erlöschen der Flamme entfernen wir den Rest des Schwefelfadens und schütteln das Glas kräftig. Anschließend wird die Lösung mit Lackmuspapier untersucht.

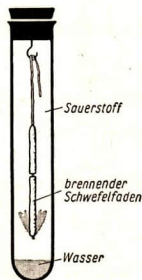


Abb. 109 Verbrennen eines Schwefelfadens im Reagenzglas

Versuch S 15: Unterscheiden von Säuren und Hydroxidlösungen

Säure, Hydroxidlösung, Wasser, Lackmuspapier oder Lackmuslösung (violett)

3 Reagenzgläser, Reagenzglasständer

Vom Lehrer erhalten wir 3 Reagenzgläser. In einem Reagenzglas befindet sich eine Säure, in einem eine Hydroxidlösung und in einem Wasser. Mit Hilfe von Lackmuslösung oder Lackmuspapier stellen wir fest, in welchen Gläsern sich Hydroxidlösung, Säure oder Wasser befindet.

Versuch S 16: Salzbildung durch Einwirkung von Säure auf ein unedles Metall

Zinkblechstreifen, verdünnte Schwefelsäure

Geräte zum Filtrieren (Versuch S 3), zum pneumatischen Auffangen (Versuch S 4) und zum Eindampfen (Versuch S 10)

Wir stellen ein größeres Becherglas und ein mit Wasser gefülltes Reagenzglas wie bei Versuch S 4 (vgl. Abb. 104) bereit. Dann füllen wir ein zweites Reagenzglas etwa zu einem Drittel mit verdünnter Schwefelsäure, geben einige kleine Streifen Zinkblech hinzu und verschließen das Glas schnell mit dem Stopfen, der mit einem

Gasableitungsrohr versehen ist. Das freie Ende des Ableitungsrohres wird in das mit Wasser gefüllte Becherglas getaucht. Nachdem etwa 20 bis 30 Gasblasen entwichen sind, füllen wir das in dem Becherglas bereitgestellte Reagenzglas mit dem entweichenden Gas.

Zunächst wird die Knallgasprobe durchgeführt. Dann öffnen wir das mit verdünnter Schwefelsäure und Zink gefüllte Reagenzglas und warten, bis die Gasentwicklung beendet ist.

Eventuell müssen wir noch Zink zusetzen, damit sich die gesamte Säure mit dem Metall umsetzt. Nun wird die Lösung filtriert und wie in Versuch S 10 vorsichtig eingedampft.

Versuch S 17: Salzbildung aus Metalloxid und Säure

Verdünnte Schwefelsäure, Kupfer(II)-oxid

Geräte wie bei Versuch S 3 und S 10

Eine Spatelspitze Kupfer(II)-oxid wird in einem kleinen Becherglas mit etwa 4 ml verdünnter Schwefelsäure übergossen und vorsichtig erwärmt. Nach Beendigung der Reaktion filtrieren wir die Lösung und dampfen sie ein.

Versuch S 18: Salzbildung durch Neutralisation

Verdünnte Schwefelsäure, verdünnte Natriumhydroxidlösung, Phenolphthaleinlösung

Geräte wie bei Versuch S 10, Becherglas (50 ml)

In das Becherglas gießen wir etwa 10 ml verdünnte Natriumhydroxidlösung, die wir mit einigen Tropfen Phenolphthaleinlösung versetzen. Dann wird vorsichtig so lange verdünnte Schwefelsäure tropfenweise hinzugegeben, bis die Flüssigkeit farblos geworden ist. Anschließend dampfen wir die Lösung ein.

Versuch S 19: Untersuchung der Reaktion von Bodenproben

Verschiedene Bodenproben, Lackmus oder andere Indikatoren, destilliertes Wasser, Reagenzgläser, Spatellöffel, Brenner, Geräte zum Filtrieren (Versuch S 3)

Von den Bodenproben füllt man einen gestrichenen Löffel in je ein Reagenzglas und gibt 10 ml destilliertes Wasser hinzu. Unter Erwärmen wird das Reagenzglas etwa 10 Minuten kräftig geschüttelt. Dann filtriert man die Aufschlämmung. Das Filtrat wird mit Indikatoren geprüft.

Versuch S 20: Neutralisation einer sauren Bodenprobe

Lösungen von S 19, Düngekalk, Geräte wie bei Versuch S 19

Hat man bei der Untersuchung der Bodenproben saure Reaktion festgestellt, so wird in einem Reagenzglas eine kleine Probe des betreffenden Bodens mit einer Spatelspitze Düngekalk gut durchgemischt. Nach dem Aufschlännen und Filtrieren (wie bei Versuch S 19) wird das Filtrat ebenfalls mit Indikatoren geprüft.

Die wichtigsten Laboratoriumsgeräte

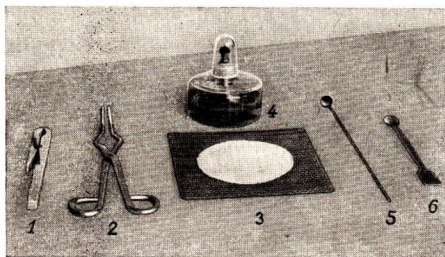


Abb. 110 (1) Reagenzglashalter
(2) Tiegelzange
(3) Asbestdrahtnetz

(4) Spiritusbrenner
(5) Verbrennungslöffel
(6) Spatellöffel

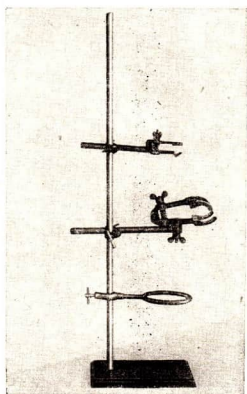


Abb. 111 Bunsenstativ mit Zubehör

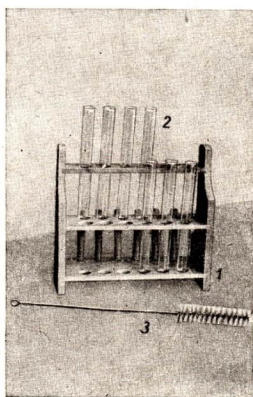


Abb. 112 (1) Reagenzglasgestell mit
(2) Reagenzgläsern und
(3) Reagenzglasbürste

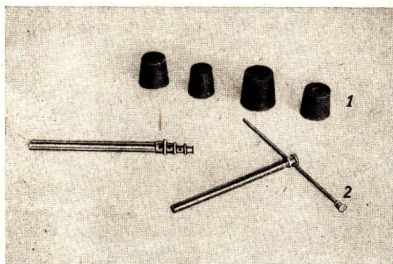


Abb. 113 (1) Gummistopfen
(2) Stopfenbohrer

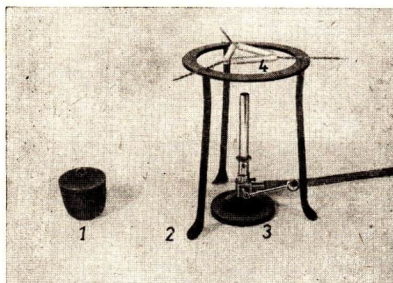


Abb. 114 (1) Eisentiegel
(2) Dreifuß
(3) Bunsenbrenner
(4) Tondreieck

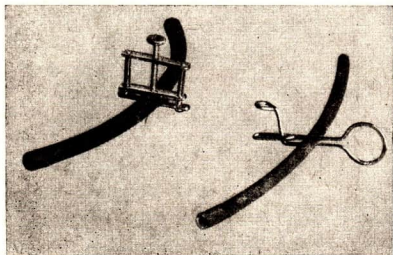


Abb. 115 Gummischläuche mit
Quetschhähnen

Abb. 116 Waage

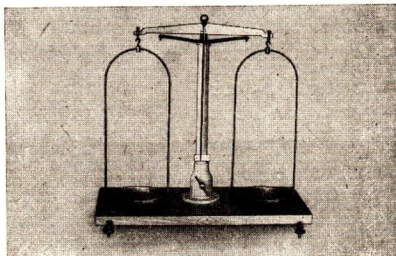


Abb. 117 (1) Uhrglasschale
(2) Glasstab
(3) Rundfilter
(4) Trichter

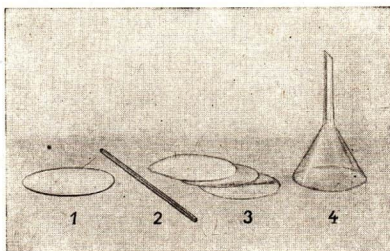
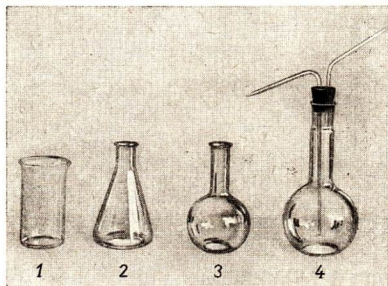


Abb. 118 (1) Becherglas
(2) Erlenmeyerkolben
(3) Stehkolben
(4) Spritzflasche



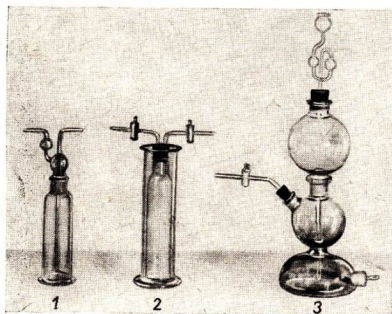


Abb. 119 (1) Gaswaschflasche
(2) MÜLLERSche
Gasmeßglocke
(3) KIPPScher Gas-
entwickler

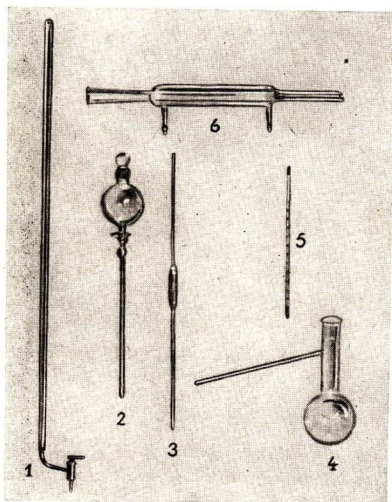


Abb. 120 (1) Bürette
(2) Tropftrichter
(3) Pipette
(4) Destillierkolben
(5) Thermometer
(6) Liebigkühler

Abb. 121 (1) Pneumatische
Wanne mit Brücke
(2) Standzylinder
(3) Meßzylinder

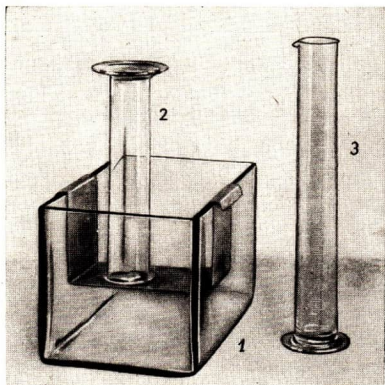


Abb. 122 (1) Abdampfschale
(2) Porzellantiegel
(3) Reibschale mit
Pistill
(4) Porzellanschiffchen

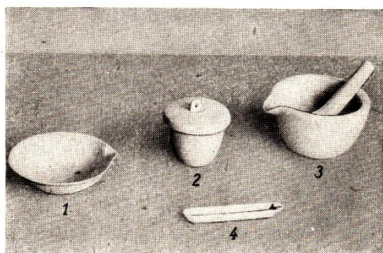


Tabelle 9. Einige wichtige Elemente

Element	Symbol	Lateinischer oder griechischer Name	Hauptwertigkeiten
Aluminium	Al		III
Blei	Pb	Plumbum	II, IV
Eisen	Fe	Ferrum	II, III
Gold	Au	Aurum	III
Kalium	K		I
Kalzium	Ca		II
Kohlenstoff	C	Carboneum	IV
Kupfer	Cu	Cuprum	I, II
Magnesium	Mg		II
Mangan	Mn		II, IV, VII
Natrium	Na		I
Platin	Pt		IV
Quecksilber	Hg	Hydrargyrum	I, II
Sauerstoff	O	Oxygenium	II
Schwefel	S	Sulfur	II, IV, VI
Silber	Ag	Argentum	I
Stickstoff	N	Nitrogenium	III, V
Wasserstoff	H	Hydrogenium	I
Zink	Zn		II
Zinn	Sn	Stannum	II, IV

Sach- und Namenregister

- Alchimie 10
 Aluminothermisches Verfahren 62–64
 Analyse 52, 53
 Asche 20
 Atmung 27
 Atom 42, 43
 Ätzkalk s. Kalziumhydroxid
 Ätznatron s. Natriumhydroxid
 Aufbereitung 67
 Aufschlammung 14, 125

 Basen 95
 Basenanhydride 96
 Bauformel s. Strukturformel
 BERZELIUS, JÖNS JAKOB 44
 Bindungsbestreben 57
 Bodenreaktion 115, 132
 Bodensatz 14
 BOYLE, ROBERT 37
 Brandbekämpfung 30–32
 Brandschutz 31–33
 Bürette 114
 BUNSEN, ROBERT WILHELM 34
 Bunsenbrenner 34

 CAVENDISH, HENRY 82
 Chemie, Aufgabe 9
 —, Geschichte 9–11
 Chemische Grundstoffe 36, 37
 Chemische Gleichung 50–52
 Chemische Industrie 12, 13
 Chemische Reaktionen 8
 Chemische Vorgänge 7, 8

 DALTON, JOHN 43
 DANIELLSCHER Sicherheits-hahn 85
 Dekantieren 14, 125
 DEMOKRIT 43
 Destillat 74
 Destillation 71–74, 129, 130
 Düngesalze 68, 116

 Eindampfen 15, 129
 Element 37, 120

 Entzündungstemperatur 30
 Erste Hilfe 115

 Feuer, Entzünden und Unterhalten 28–30
 Filter 14
 —rückstand 14
 Filtrat 14
 Filtrieren 14, 126
 Flammen 29
 Formeln 45, 46

 Gasbrenner s. Bunsenbrenner
 Gasentwickler 109, 110
 Gegenstromverfahren 72
 Gemenge 38, 39
 Gerätereinigen 124
 Gesetz von der Erhaltung der Masse 54

 Heizen eines Ofens 30
 HOHENHEIM, THEOPHRAST BOMBAST VON 10
 Hygroskopisch 97
 Hydroxide 93–98, 112, 113, 117
 —, Nachweis 94, 95, 130
 Hydroxidgruppe 93

 Indikator 95

 Kalium 91, 92
 —hydroxid 94
 —oxid 94
 Kalkstein 97
 Kalklöschern 98, 130, 131
 Kalkwasser 98, 131
 Kalzium 91, 92
 —hydroxid 94, 97, 98
 —oxid 94, 97, 98
 Karbonate 109, 117
 Kiesfilter 68
 KIPPSCHER Gasentwickler 110
 Klärbecken 68
 Knallgas 81
 —probe 81
 Körper 5
 Kohlendioxid 101, 105

 Kohlensäure 101, 105
 Kohlenstoff 99, 101

 Lackmus 94, 101, 130
 LAVOISIER, ANTOINE LAURENT 21, 55
 LIEBIG, JUSTUS VON 72–74
 Liebigkühler 72
 Löschkalk 98
 Lösen 14, 15
 Löslichkeit 68–70, 129
 — fester Stoffe 68–70
 — flüssiger Stoffe und Gase 70
 Lösung 15, 69
 —, gesättigte 69
 —, konzentrierte 69
 —, verdünnte 69
 Lösungsmittel 15
 LOMONOSSOW, MICHAÏL WASSILIEWITSCH 55
 Luft 19

 Magnesium 8
 Metalle 37
 —, Edelm. 84, 85
 —, Halbedel. 85
 —, unedel. 84
 Metalloxyde 92, 96
 —, Reaktion mit Wasser 92, 96
 Metallreihe 61, 84, 85
 Moleküle 41, 42

 Natrium 90, 91
 —karbonat 116
 —, Eigenschaften 91
 —hydroxid 93, 96, 97
 —oxid 92, 93
 Natronlauge 97
 Neutralisation 113
 Nichtmetalle 37, 39
 Nichtmetalloxyde 101

 Oxydation 21, 22, 58
 Oxide 22

 PARACELSUS 10
 Phenolphthalein 94, 104

Phlogiston 21
 Physikalische Vorgänge 7
 Pneumatisches Auffangen
 23, 126, 127
 Pneumatische Wanne 23
 PRIESTLEY, JOSEPH 21

Reduktion 58–61
 – von Metalloxiden durch
 Metalle 59–61
 Reduktionsmittel 58, 59
 Reduzieren 58
 Rotkohlfarbstoff 95, 102

Säuerlinge 105
 Säureanhydrid 101
 Säuren 101–105, 117
 –, Benennung 101
 –, Nachweis 102
 –, Zusammensetzung 108
 Säurerest 107, 108
 Salzbildung 108–114
 – aus Hydroxid und
 Säure 112–114, 132
 – aus Metalloxid und
 Säure 111, 132
 – aus Metall und Säure 108,
 131, 132

Salze 106–119
 –, wirtschaftliche Bedeu-
 tung 115–117
 –, Zusammensetzung 108
 Sauerstoff 20, 22–27, 127
 –, Darstellung 22, 24, 126,
 127
 –, Eigenschaften 25, 26,
 127

Sauerstoff-entwickler 25
 –, Nachweis 23, 24, 127
 –, Verwendung 26, 27
 SCHEELE, CARL WILHELM 21
 Schneiden, autogenes 87, 88
 Schneidbrenner 88
 Schülerversuche 124–132
 Schwefel 99, 100
 –dioxid 100, 101
 –trioxid 100, 101
 Schwefelsäure 101–104
 –, Eigenschaften 102–104
 –, Verdünnen von 104
 –, Verwendung 104
 Schweflige Säure 101, 131
 Schweißen, aluminother-
 misches 62–64
 –, autogenes 85–87
 Schweißbrenner 86
 Schweißnaht 86
 Schweißstab 86
 Selterswasser 105
 Soda 116
 Spanprobe 23, 24, 127
 Spiritusbrenner 34
 STAHL, GEORG ERNST 21
 Stickstoff 20
 Stoffe 5, 6
 –, Eigenschaften 6
 –, reine 13, 38
 Stoffgemisch 13
 –, Trennung 14, 15, 125
 Strukturformel 48
 Sulfate 108, 109
 Sulfite 109
 Summenformel 48

Symbole 44, 45
 Synthese 52

Verbindung 38
 Verbrennung 16–22
 –, Bedeutung der Luft 18,
 19
 –-produkte 16
 –-vorgang 16–34
 – von Metallen 16–18

Wasser 65–80
 – als Energiequelle 76, 77
 – als Kühlmittel 76
 – als Lösungsmittel 68–70,
 75
 – als Rohstoff 76
 –, Analyse 78, 79
 –, destilliertes 74
 –, Formel 80
 –, Gewinnung 67, 68
 –, Grund- 67
 – in der Landwirtschaft 66
 – in der Natur 65–67
 – in der Technik 74–77
 –, Oberflächen- 68
 –, Synthese 79
 –, Zusammensetzung
 78–80
 Wasserstoff 79–90
 – als Reduktionsmittel
 82–84
 –, Darstellung 109, 110
 –, Eigenschaften 80–82
 –, Verwendung 85–89
 Wasserstoffperoxid 24
 Wertigkeit 46, 47, 49

Abbildungen

Bauernbild, Berlin (61); Verlag Chemie Weinheim/Bergstraße (41); Dewag-Foto, Berlin (75, 114); VEB Farben-
 fabrik Wolfen (8); Produktionsgenossenschaft Fototechnische Werkstätten, Berlin (1. Kapitelbild, 1, 3, 10, 11, 30,
 31, 32; 4. Kapitelbild, 50, 52, 53, 89, 91, 100, 102, 105, 106, 117, 118, 119, 120, 121); Herbert Hensky, Berlin-Rahns-
 dorf (6); Max Ittenbach, Berlin-Blankenburg (23); Dr. Hans Keune, Halle (33, 39); Heinz Krüger, Falkensee bei
 Berlin (77); Pressefoto Krüger, Halle (86); MBD, Berlin (24); Rudi Seldel, Karl-Marx-Stadt (2. Kapitelbild); Foto-
 Taggeselle, Leipzig (7); Volk und Wissen Volkseigener Verlag, Bildstelle, Berlin (3. Kapitelbild, 42, 64, 82, 90, 94, 110,
 111, 112, 113, 115, 116, 122); Zentralbild, Berlin (5, 9, 16, 29, 33, 36, 48, 5. Kapitelbild, 63, 65, 68, 77, 6. Kapitel-
 bild, 87, 7. Kapitelbild, 8. Kapitelbild, 97).

Die Zeichnungen wurden nach den Vorlagen der Autoren und der Redaktion von Heinrich Linkwitz, Berlin, und der
 Graphischen Abteilung des volkseigenen Verlages Volk und Wissen angefertigt; Abb. 25, 87, 80, 92 und 99 von
 Robert Specht, Berlin-Staaken.

CHEMIE

EIN ERGÄNZUNGSSHEFT FÜR DAS SIEBENTE SCHULJAHR



VOLK UND WISSEN VOLKSEIGENER VERLAG BERLIN

Das Manuskript für dieses Heft verfaßte Richard Grüneberg

Bearbeitung: Kurt Pittelkau

**Das Ergänzungsheft ist in Verbindung mit dem Buch
„Chemie — ein Lehrbuch für das 7. Schuljahr“**

Ausgabe 1958

**zu benutzen. Die am Rand des Textes angebrachten
Hinweise stellen die Beziehung zu den zuvor zu
lesenden Abschnitten des Lehrbuches her.**

Redaktionsschluß: 20. November 1964

Verbrennung von Nichtmetallen

Wir haben zunächst den Verbrennungsvorgang an Metallen untersucht. Die Verbrennung von Eisen, Magnesium, Zink, Kupfer, Silber, Blei und Natrium und die dabei entstehenden Produkte ließen sich gut beobachten. Nun wollen wir uns einer anderen Gruppe von Stoffen, den Nichtmetallen, zuwenden und prüfen, wie diese sich bei der Verbrennung verhalten.

Der Verbrennungsvorgang: Verbrennung von Metallen

Die Nichtmetalle unterscheiden sich von den Metallen in ihren Eigenschaften. Die Metalle zeigen bereits äußerlich eine gemeinsame Eigenschaft, den metallischen Glanz. Auch die gute Leitfähigkeit für Wärme ist allen Metallen eigen. Diese und andere Eigenschaften der Metalle besitzen die Nichtmetalle nicht.

Im Haushalt und im Betrieb begegnen wir dem Nichtmetall **Kohlenstoff**. Es ist Hauptbestandteil der Kohlen.

Was weißt du über die Verwendung der Kohlen?

Ein anderes Nichtmetall ist der **Schwefel**. Er ist ein fester, geruchloser und spröder gelber Stoff. Schwefel wird in Form von Pulver oder Fäden in der Konservenindustrie und in der Weinkelterei zum „Ausschwefeln“ von Gefäßen für Obst, Gemüse und Wein verwendet. Dabei nutzt man die keimtötende Wirkung des Verbrennungsproduktes von Schwefel. Schwefel ist in einigen Pudern, Seifen und Salben enthalten, die gegen Hautkrankheiten angewendet werden. Ferner werden aus Schwefel Schädlingsbekämpfungsmittel für den Wein- und Gartenbau hergestellt.

Als ein weiteres Nichtmetall wollen wir noch den **Phosphor** kennenlernen. Diesen Stoff hast du schon oft unbewußt benutzt. Die Reibfläche der Streichholzschachtel enthält Phosphor.

Die folgenden Versuche sollen uns über das Verhalten der Nichtmetalle Kohlenstoff, Schwefel und Phosphor beim Verbrennungsvorgang Aufschluß geben.



Versuch 1: Ein erbsengroßes Stück Holzkohle wird in einem eisernen Verbrennungslöffel mit der Flamme eines Brenners entzündet (Abb. 1). Ebenso untersuchen wir ein Stück Schwefel und eine geringe Menge roten Phosphor.

Beobachte den Verbrennungsvorgang!

Achte dabei auf die Änderung der Eigenschaften von Kohlenstoff, Schwefel und Phosphor!

Stelle in einer Tabelle ihr Aussehen vor dem Erhitzen, ihr Verhalten in der Flamme und ihr Aussehen nach dem Erhitzen zusammen! (Siehe dazu Tabelle 2 auf S. 17 des Lehrbuches!)



Abb. 1 Verbrennen im Verbrennungslöffel

Während wir bei dem Verbrennen von Metallen sofort feste Verbrennungsprodukte feststellen konnten, tritt beim Verbrennen von Phosphor zunächst Rauch auf. Erst nach dem Erkalten des Rauches in der umgebenden Luft setzt sich das Verbrennungsprodukt als feines, weißes Pulver ab.

Die Verbrennungsprodukte des Schwefels und des Kohlenstoffs sind schlecht zu beobachten: Es könnte der Eindruck entstehen, daß die Stoffe verschwinden. Aus dem beim Verbrennen des Schwefels auftretenden stechenden Geruch müssen wir jedoch schließen, daß das Verbrennungsprodukt des Schwefels gasförmig ist.

Da beim Verbrennen von Kohlenstoff auch geruchlich keine Verbrennungsprodukte wahrnehmbar sind, wollen wir bei dem folgenden Versuch möglicherweise auftretende geruchlose, gasförmige Verbrennungsprodukte des Kohlenstoffs in einer besonderen Vorrichtung auffangen.

Anstelle der Holzkohle verwenden wir für diesen Versuch eine Kerze. Die Kerzen bestehen aus einem Stoff, der viel Kohlenstoff enthält. Das bemerken wir an dem Rußen schlecht brennender Kerzenflammen. Bei gut brennenden Kerzen entstehen ebenso wie bei der Verbrennung von Holzkohle keine sichtbaren Verbrennungsprodukte.

Versuch 2: *Auf eine Schale einer Waage (Abb. 2) stellt man eine Kerze. Darüber wird ein Glaszylinder gehängt, der in seinem weiten, durch ein engmaschiges Drahtsieb von dem engeren getrennten Teil mit Ätznatron und Kalziumchlorid gefüllt ist. Mit Hilfe von Wägestücken werden die Schalen der Waage ins Gleichgewicht gebracht. Dann wird die Kerze angezündet.*

Beobachte das Verhalten der Waage!

Wir erkennen, daß sich die gasförmigen Verbrennungsprodukte der Kerze zwar unserer unmittelbaren Beobachtung entziehen, sie verschwinden jedoch nicht. Sie werden in dem Versuch 2 von den im Glaszylinder enthaltenen Stoffen aufgefangen. Auch bei den Nichtmetallen ist die Masse der Verbrennungsprodukte größer als die der Ausgangsstoffe.

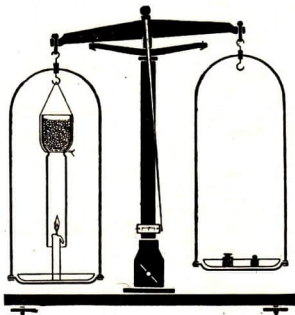


Abb. 2 Nachweis der Massezunahme bei der Verbrennung einer Kerze

Das Verbrennungsprodukt des Phosphors ist ein feines, weißes Pulver. Die Nichtmetalle Kohlenstoff und Schwefel verbrennen zu gasförmigen Produkten. Die Verbrennungsprodukte der Nichtmetalle haben ebenfalls eine größere Masse als die Ausgangsstoffe.

Brandschutz auf dem Lande

Auf dem Lande ist die Brandgefahr besonders groß. Oft werden hier noch durch die Unachtsamkeit einiger Menschen beträchtliche Werte unseres Volksvermögens an Gebäuden, Nahrungsmitteln, Futterbeständen und Maschinen ein Raub der Flammen. Darum wollen wir lernen, wie Brände auf dem Lande verhütet werden können.

Brandschutz
und Brand-
bekämpfung

Wir befassen uns nun mit den häufigsten Brandursachen, die auf dem Lande auftreten.

1. Offenes Feuer. Die meisten Brände werden durch offenes Feuer verursacht. Da sich in der Land- und Forstwirtschaft überall leichtbrennbare Stoffe befinden, ist die Gefahr der Entstehung und Ausbreitung von Bränden bei trockenem Wetter sehr groß. Besonders leichtentzündlich sind Heu, Stroh, Getreide und Benzin. Daher darf in Scheunen, Speichern, Abstellräumen, in denen sich Benzin befindet, und auf Stallböden nicht mit offenem Feuer umgegangen werden. Das Entzünden einer Zigarette oder Tabakspfeife, achtlos weggeworfene, glimmende Zigarettenreste, das offene Licht einer Kerze können Ursache großer Brände sein. Menschen, die leichtfertig mit offenem Feuer umgehen, müssen wir aus diesem Grunde entschieden auf die Gefährlichkeit ihres Tuns hinweisen.

Offene Flammen sind von leichtbrennbaren Stoffen fernzuhalten.

2. Schäden an elektrischen Stromleitungen. Schadhafte elektrische Leitungen verursachen auch auf dem Lande oftmals Brände. Darum müssen Schäden an elektrischen Leitungen schnellstens beseitigt werden.

Bei elektrischen Kurzschlüssen schmelzen meist die Sicherungen sofort durch. Eine Brandgefahr tritt bei ordnungsgemäßer Absicherung nicht so häufig auf. Es ist daher nicht gestattet, reparierte Sicherungen zu verwenden.

**Schäden an elektrischen Leitungen sind schnellstens zu beseitigen.
Durchgebrannte Sicherungen dürfen niemals repariert werden.**

3. Falsche Lagerung von Düngemitteln. Düngemittel können Brände verursachen, wenn sie unsachgemäß gelagert werden. Es gibt brandverursachende und brandbegünstigende Düngemittel.

Brandverursachende Düngemittel sind Branntkalk, Kalkstickstoff und Thomasmehl. Kommen diese Stoffe mit Wasser in Berührung, so werden chemische Reaktionen eingeleitet, bei denen Wärme abgegeben wird. Diese Wärme kann ausreichen, um leichtentzündliche Stoffe bis zu ihrer Entzündungstemperatur zu erwärmen und schließlich zum Entflammen zu bringen.

Versuch 3: *Mehrere Spatelspitzen Branntkalk werden in eine Abdampfschale gegeben. Dann lassen wir tropfenweise Wasser darauf fließen. Was stellt du beim Berühren des Bodens der Schale fest?*

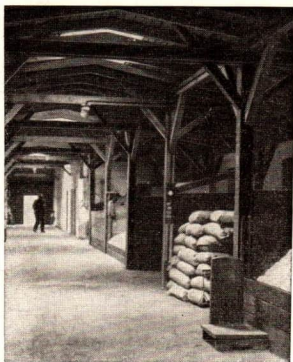


Abb. 3
Sachgemäße Lagerung von Düngemitteln

Düngemittel sind nur in trockenen und brandsicheren Räumen unterzubringen (Abb. 3). Brandverursachende und brandbegünstigende Düngemittel dürfen nie dicht nebeneinander aufbewahrt werden (warum?). Räume, in denen Düngemittel lagern, dürfen keine leichtbrennbaren Stoffe enthalten. Selbsthergestellte Mischungen von Düngemitteln sind sofort auszustreuen.

Düngemittel dürfen nicht in Räumen gelagert werden, die leichtentzündliche Stoffe enthalten! Brandverursachende und brandbegünstigende Düngemittel dürfen nicht zusammen gelagert werden!
Beim Gebrauch des Unkrautbekämpfungsmittels Unkrautex ist größte Vorsicht geboten. Unkrautex neigt im Gemisch mit brennbaren Stoffen zu explosionsartiger Entzündung.

Brandbegünstigende Düngemittel sind die verschiedenen Salpeterdünger. Sie geben bei Erwärmung leicht Sauerstoff ab, dadurch werden eventuell auftretende Brände gefördert.

Versuch 4: Wir geben eine Spatelspitze Kalisalpeter in ein Reagenzglas und erhitzen es leicht über dem Brenner. Dann wird die Spanprobe durchgeführt. Was beobachtest du?

Das vielfach benutzte Unkrautbekämpfungsmittel **Unkrautex** vereinigt die beiden Eigenschaften in sich, brandverursachend und brandbegünstigend zu wirken. Dieses Mittel bildet mit brennbaren Stoffen explosive Gemische, die sich schon durch leichten Druck explosionsartig entzünden. Brände und schwere Verletzungen können die Folge einer unsachgemäßen Handhabung von Unkrautex sein.

4. Selbstentzündung von Grünfuttermieten. Biologisch-chemische Vorgänge in hochgeschichtetem frischem Klee und in Heu- und Getreidemieten verursachen das sogenannte „Schwitzen“. Daher ist Grünfutter, feuchtes Stroh und Getreide stets so zu lagern, daß es gut durchlüftet wird. So kann die bei den Vorgängen entstehende Wärme abgeführt werden. Hoch aufgeschichtetes Grünfutter verdirbt. In Mieten aufgeschichtetes feuchtes Getreide, Stroh und Heu kann sich sogar von selbst entzünden.

5. Regeln für den Brandschutz auf dem Lande. Wir wollen nun einige Forderungen des vorbeugenden Brandschutzes kennenlernen. Durch ihre Beachtung unterstützen wir die Brandschutzverantwortlichen der LPG, des VEG und der RTS in ihrer Arbeit.

Getreide- und Strohmeten müssen vor Entzündung durch Funkenflug geschützt werden. Darum sollen sie mindestens

25 m von Wohnhäusern,
60 m von Wegen und Straßen,
100 m von Bahnen,
300 m von Betrieben, die mit leichtbrennbaren Stoffen umgehen (RTS), entfernt sein.

Auf den Druschplätzen muß sich ein vollständiger Löschsatz befinden. Die nächste Wasserreserve darf nicht weiter als 300 m entfernt sein. Deutlich sichtbare Schilder sollen darauf hinweisen, daß das Rauchen und der Umgang mit offenem Licht verboten ist (Abb. 4). Alle Lager der Dreschmaschine müssen gut geschmiert sein, um deren Heißlaufen zu verhindern.

Das Kraftstofflager der RTS soll deutlich gekennzeichnet und die Gefahrenzone für Brände abgesteckt sein.

In der Nähe brandgefährdeter Stellen muß ein vollständiger Löschsatz, bestehend aus Handfeuerlöscher, Kübelspritze, Feuerpatsche, Einreißhaken, Löschfässern

und Eimern sowie Sandkasten und Wurfschau-feln, stets einsatzbereit aufgestellt sein.



Abb. 5 Feuerschutzgraben an einer Eisenbahnstrecke



Abb. 4 Ein Hinweisschild am Mähdrescher macht auf die Brandgefahr aufmerksam

6. Verhütung von Waldbränden. Der Umgang mit offenem Feuer ist im Wald untersagt. Besonders groß ist in den Wäldern die Brandgefahr bei trockenem Wetter, vor allem während der warmen Jahreszeit (1. 4.—1. 10.). Viele Waldbrände könnten verhindert werden, wenn das Verbot des Umgangs mit offenem Feuer streng eingehalten wird. Eine häufige Ursache von Waldbränden stellt der

Funkenflug bei den Dampflokomotiven dar. Durch ihn sind die Waldränder an den Bahnlinien ständig brandgefährdet. Als Schutzmaßnahme gegen diese Gefahr hat man zwischen den Bahnlinien und den Wäldern Gräben gezogen oder Wege angelegt (Abb. 5). Diese müssen stets von brennbarem Material frei sein.

Welche Aufgabe haben die Gräben und Wege zwischen Bahnlinien und Wäldern?

Bei trockenem Wetter ist jeglicher Umgang mit offenem Feuer im Walde verboten. Die Gräben an den Bahnlinien sind von brennbarem Material stets frei zu halten.

Atomgewicht und Molekulargewicht

Chemische
Grund-
begriffe:
Moleküle
und Atome

1. Atomgewicht. Wir wissen bereits, daß die Atome eines Elementes gleiche Eigenschaften besitzen. Von den Atomen anderer Elemente unterscheiden sie sich hingegen in ihren Eigenschaften. So sind zum Beispiel die Atome des Elementes Sauerstoff untereinander gleich groß. Vergleicht man Sauerstoffatome jedoch mit den Atomen des Elementes Wasserstoff, das ein Bestandteil des Wassers ist, so stellt man verschiedene räumliche Ausdehnungen fest.

Auch die Masse stellt eine wichtige Eigenschaft der Atome dar. Sie ist ebenfalls bei Atomen eines Elementes gleich, bei Atomen verschiedener Elemente jedoch unterschiedlich.

Die Masse der Atome ist außerordentlich klein. Durch genaue Untersuchungen hat man für ein Sauerstoffatom eine Masse von:

0,000 000 000 000 000 000 000 026 572 g

gefunden. Die Masse eines Wasserstoffatoms beträgt:

0,000 000 000 000 000 000 000 001 673 g.

Das Rechnen mit solchen Zahlen ist natürlich sehr schwierig. Daher schlug der englische Naturforscher JOHN DALTON bereits zu Beginn des 19. Jahrhunderts vor, zu ermitteln, wieviel Masse die Atome der Elemente im Vergleich zu einem bestimmten anderen Atom besitzen. Als Vergleichsgröße wählte er die Masse des leichtesten Atoms, des Wasserstoffatoms, die er gleich 1 setzte.

Dividieren wir die oben angegebene Masse eines Atoms Sauerstoff durch die eines Wasserstoffatoms, so ergibt sich, daß die Masse eines Sauerstoffatoms etwa 16mal so groß ist wie die eines Wasserstoffatoms. Durch ähnliche Berechnungen kann man feststellen, daß ein Stickstoffatom etwa 14mal soviel, ein Schwefelatom 32mal soviel und ein Atom Eisen 56mal soviel Masse wie ein Wasserstoffatom besitzt.

In der Fachsprache der Chemiker ist es vielfach noch üblich, eine Masse mit dem Wort „Gewicht“ zu kennzeichnen. So wird die Masse der Atome durch das Atomgewicht angegeben. Die Atome des Wasserstoffs haben nach DALTON die Masse 1, ihnen kommt also das Atomgewicht 1 zu. Die Atomgewichte der anderen Elemente sind die oben angegebenen Vielfachen der Masse des Wasserstoffatoms. So ergibt

sich für Stickstoff das Atomgewicht 14, für Sauerstoff das Atomgewicht 16, für Schwefel das Atomgewicht 32 und für Eisen das Atomgewicht 56.¹⁾ In Tabelle 1 sind die Atomgewichte einiger Elemente zusammengestellt.

Tabelle 1. *Atomgewichte einiger Elemente*

Elemente	Atomgewichte	Elemente	Atomgewichte
Kohlenstoff	12	Eisen	56
Phosphor	31	Kupfer	64
Sauerstoff	16	Magnesium	24
Schwefel	32	Natrium	23
Stickstoff	14	Quecksilber	201
Blei	207	Zink	65

Da die Atomgewichte Verhältniszahlen sind, die durch Vergleich der Masse von Atomen der verschiedenen Elemente ermittelt werden, erhalten sie keine Bezeichnung.

Die Atome eines Elementes haben die gleiche Masse. Die Masse der Atome wird durch das Atomgewicht ausgedrückt.

2. Molekulargewicht. Die Masse ist auch ein wichtiges Merkmal der Moleküle. Moleküle einer Verbindung besitzen stets die gleiche Masse, Moleküle verschiedener Verbindungen zeichnen sich meist durch unterschiedliche Masse aus. Bei manchen Untersuchungen kann die Masse der Moleküle zur Unterscheidung von Verbindungen herangezogen werden.

Die Masse eines Moleküls, das Molekulargewicht, läßt sich leicht bestimmen. Das Molekulargewicht ist gleich der Summe der Atomgewichte aller in einem Molekül enthaltenen Atome. Molekulargewichte sind daher wie die Atomgewichte Verhältniszahlen.

Beispiel: Ein Molekül Magnesiumoxid besteht aus:

1 Atom Magnesium mit dem Atomgewicht	24	und
1 Atom Sauerstoff mit dem Atomgewicht	16	
Das Molekulargewicht von Magnesiumoxid ist	40	

Das Molekulargewicht ist die Summe der Atomgewichte aller in einem Molekül enthaltenen Atome.

¹⁾ Die angegebenen Atomgewichte sind gerundet. Ihre Genauigkeit genügt jedoch für die von uns durchzuführenden Berechnungen. Später werden wir die Atomgewichte genauer bestimmen.

Einige weitere Säuren

Säuren:
Einige wichtige Säuren

Außer den uns schon bekannten gibt es noch eine Vielzahl anderer Säuren. Einige weitere wichtige Säuren wollen wir nun kennenlernen.

1. Phosphorsäure. Die Phosphorsäure ist eine Verbindung des Nichtmetalls Phosphor. Das chemische Symbol des Phosphors ist P, das Atomgewicht rund 31. Phosphor ist vorwiegend fünfwertig. Er tritt auch dreiwertig auf.



Versuch 5: Auf einem Verbrennungslöffel, der sich in einem mit Sauerstoff gefüllten Stehkolben befindet, wird etwas Phosphor verbrannt. (Siehe Versuchsanordnung des Versuches 60 auf Seite 100 des Lehrbuches.)

Prüfe nach vorherigem Schütteln das beim Füllen des Kolbens mit Sauerstoff im Kolben belassene Wasser mit Lackmuspapier!

Bei der Verbrennung des Nichtmetalls Phosphor entsteht ein Oxid des Phosphors. Es hat die Formel P_2O_5 (Phosphorpentoxid). Die Silbe „pent“¹⁾ sagt aus, daß in diesem Oxid des Phosphors fünf Atome Sauerstoff enthalten sind. Phosphorpentoxid verbindet sich mit Wasser zu Phosphorsäure (H_3PO_4). Die konzentrierte Säure ist farblos und dickflüssig.

Einige Verbindungen der Phosphorsäure sind wichtige Nährstoffe für die Pflanzen. Sie werden daher als Düngemittel verwendet.

Stelle die Gleichung für die Oxydation des Phosphors zu Phosphorpentoxid auf! Berechne das Molekulargewicht von Phosphorsäure!

2. Salpetersäure. Die Salpetersäure ist eine Verbindung des Nichtmetalls Stickstoff. Ihre Formel ist HNO_3 . Sie erhielt die Bezeichnung Salpetersäure, weil sie früher aus der in der Natur vorkommenden Verbindung Salpeter hergestellt wurde. Heute produziert man die Säure in der chemischen Industrie nach einem Verfahren, das wir später noch kennenlernen werden. Sie wird in unserer Republik im VEB Elektrochemisches Kombinat Bitterfeld und im VEB Farbenfabrik Wolfen erzeugt.

Die Salpetersäure wird für die Herstellung einiger wichtiger Stoffe benötigt. Sie dient vorwiegend zur Produktion von Stickstoffdüngemitteln. Weiterhin ist sie ein Ausgangsstoff für die Erzeugung von Sprengstoffen, Farbstoffen und Plasten.

Beim Umgang mit Salpetersäure ist größte Vorsicht geboten, weil sie auch die Haut stark angreift. Brennbare Stoffe, wie Holz, Stroh, Papier, reagieren mit konzentrierter Salpetersäure unter Flammerscheinung.

Berechne das Molekulargewicht der Salpetersäure!

3. Salzsäure. Die Salzsäure ist eine Verbindung des Nichtmetalls Chlor. Chlor ist ein gelbgrünes Gas. Sein chemisches Symbol ist Cl. Es hat ein Atomgewicht von rund 35. Die Salzsäure kann aus Kochsalz hergestellt werden. Darauf ist ihr Name zurückzuführen.

Die Formel der Salzsäure ist HCl. Wie wir aus der Formel ersehen, unterscheidet sich die Salzsäure von den uns bekannten Säuren. Im Gegensatz zu ihnen enthält die Salzsäure keinen Sauerstoff. Man bezeichnet sie deshalb als sauerstofffreie Säure.

¹⁾ penta (griechisch) = fünf

Konzentrierte Salzsäure ist eine in reinem Zustand farblose Flüssigkeit, die an der Luft stark raucht. Die Dämpfe reizen die Schleimhäute der Atmungsorgane.

In unserer chemischen Industrie benutzt man große Mengen Salzsäure zur Herstellung von Plasten. Auch für die Produktion von Farbstoffen wird sie benötigt. Verdünnte Salzsäure findet ferner in manchen Haushaltungen zum Reinigen von Glas- und Porzellangefäßen Verwendung.

Versuch 6: *Prüfe verdünnte Lösungen der Phosphorsäure, der Salpetersäure und der Salzsäure mit den dir bekannten Indikatoren!*

Was stellst du fest?

4. Essigsäure. Die Essigsäure wird im Haushalt zum Würzen und Konservieren von Speisen benutzt. Die für diese Zwecke bestimmte Essigsäure trägt die Kurzbezeichnung Essig. Essig besitzt stark sauren Geschmack.

Versuch 7: *In ein bis zur Hälfte mit Wasser gefülltes Reagenzglas gibt man einige Tropfen Essig. Die Lösung wird mit Lackmuspapier geprüft.*

Was stellst du fest?

Läßt man Wein längere Zeit an der Luft stehen, so wird er sauer. Der Wein gärt. Dabei entsteht unter Mitwirkung von Essigsäurebakterien Essigsäure. Noch heute wird Essigsäure zum Teil auf diesem Wege industriell hergestellt. Überwiegend wird die Essigsäure von der chemischen Industrie jedoch synthetisch erzeugt.

Der im Handel erhältliche Speiseessig enthält gewöhnlich 10% Essigsäure. Essigsäure wird ferner mit einem Säuregehalt von 80% unter der Bezeichnung Essigessenz angeboten. Essigessenz muß vor der Verwendung verdünnt werden. Um Verwechslungen mit weniger konzentriertem Essig zu vermeiden, ist für Essigessenz eine bestimmte Flaschenform (Abb. 6) vorgeschrieben.

5. Zitronensäure. Wir wissen, daß Zitronensaft sauer schmeckt. In ihm kommt ebenfalls eine Säure vor, die Zitronensäure. Auch viele andere Früchte enthalten diese Säure.

Versuch 8: *Man tropft etwas Zitronensaft zu wenigen Millilitern Wasser und überprüft die Lösung mit Lackmuspapier. Beobachte!*

Zitronensäure wird vielfach im Haushalt zur Geschmacksverbesserung von Speisen benutzt. Man stellt diese Säure ebenfalls industriell durch Gärung, und zwar durch Zitronensäuregärung her; auch hier bewirken Bakterien den chemischen Vorgang.



Abb. 6 Formen im Handel üblicher Essigflaschen

6. Milchsäure. Es ist uns bekannt, daß Milch, die einige Zeit bei Zimmertemperatur aufbewahrt wurde, sauer schmeckt. Diese Geschmacksveränderung ist auf die Bildung einer Säure zurückzuführen.

Versuch 9: *Wenig saure Milch schüttet man in ein Reagenzglas und überprüft die Reaktion der Flüssigkeit mit einem Indikator. Ebenso untersuchen wir die Säfte von Sauerkohl und Silofutter.*

Zu welchem Ergebnis kommst du?

Die saure Reaktion der untersuchten Flüssigkeiten wird durch die Milchsäure hervorgerufen. Sie entsteht beim Sauerwerden der Milch unter Mitwirkung von Bakterien aus dem in der Milch enthaltenen Milchzucker. Milchsäure bildet sich auch bei der Gärung anderer Nahrungsmittel. So tritt sie bei der Bereitung von sauren Gurken und Sauerkohl auf, die dadurch konserviert werden. Die Milchsäuregärung wird weiterhin in der Landwirtschaft bei der Silierung von Grünfutter, wie Mais- und Rübenblättern, genutzt. Silofutter ist ein besonders hochwertiges Futter, das hervorragend zur Erhöhung unserer Fleisch- und Milchproduktion geeignet ist. Deshalb wird in unseren landwirtschaftlichen Produktionsgenossenschaften der verstärkten Erzeugung von Silofutter besondere Beachtung geschenkt. Die Milchsäure spielt ferner im Stoffwechsel des menschlichen und tierischen Organismus eine wesentliche Rolle.

Der pH-Wert

Außer den bereits erwähnten Indikatoren Lackmus und Phenolphthalein hat das **pH-Papier** große Bedeutung. Es wird bei Untersuchungen angewendet, für die eine Einteilung in saure, basische oder neutrale Bereiche zu grob ist. Mit pH-Papier läßt sich nicht nur feststellen, ob eine bestimmte Lösung sauer, basisch oder neutral reagiert. Das pH-Papier zeigt auch an, wie stark die saure oder die basische Wirkung der Lösung ist.

Bei der Verwendung von pH-Papier als Indikator wird der sogenannte **pH-Wert** bestimmt. Der pH-Wert ist das Maß (Abb. 7) für den Säuregrad einer Lösung. Für eine neutrale Lösung ist der pH-Wert 7 festgelegt. Eine basische Lösung hat einen höheren pH-Wert, eine saure einen geringeren.

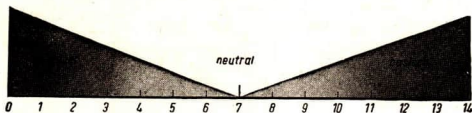


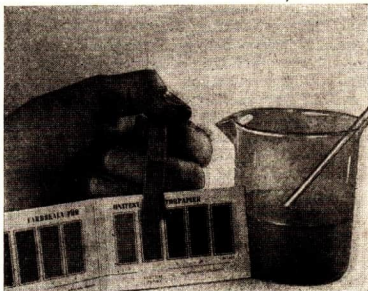
Abb. 7
pH-Wert-Skala

In den folgenden Versuchen wollen wir nun pH-Papier anwenden.

Versuch 10: *Wir geben mit Glasstäben je einen Tropfen Schwefelsäure, Salzsäure, Selterswasser, Essig, Zitronensaft, Natronlauge und Kalkwasser auf pH-Papier. Vergleiche die vom pH-Papier angenommene Färbung mit der dem Indikatorpapier beigegebenen Farbtabelle!*

Lies den pH-Wert an der Stelle ab, an der die Färbung des Indikatorpapiers mit der Vergleichsfarbe auf der Farbtabelle übereinstimmt!

Abb. 8 Vergleich der Färbung eines Indikatorpapierstreifens mit den Farbtiefen der dem Indikatorpapier beigelegten Farbtafel



Versuch 11: Etwa 20 g eines lufttrockenen, feinen Bodens werden in einem Becherglas mit 50 ml Wasser übergossen. Wir rühren gut um und lassen dann die grobkörnigen Bestandteile der Aufschlämmung absetzen. In die darüberstehende Flüssigkeit tauchen wir einen Streifen pH-Papier.

Ermittle durch Vergleiche des Indikatorpapierstreifens mit der Farbtafel (Abb. 8) den pH-Wert der Bodenaufschlämmung!

Weitere in Industrie und Landwirtschaft wichtige Salze

Wir haben noch einige Säuren kennengelernt. Diese Säuren bilden ebenfalls mit Metallen, mit Metalloxiden und mit Hydroxiden Salze. Mit mehreren Salzen der Salzsäure, der Salpetersäure und der Phosphorsäure wollen wir uns näher beschäftigen. Zuvor sollen jedoch die Namen der Salze, die aus der Bezeichnung der Säurereste abgeleitet sind, genannt werden.

Salze: Die wirtschaftliche Bedeutung der Salze

Salze der Salzsäure	Chloride
Salze der Salpetersäure	Nitrate
Salze der Phosphorsäure	Phosphate

Wie lautet die Formel der Säurereste dieser Säuren? Bestimme die Wertigkeit der drei Säurereste! Stelle die Namen aller dir bekannten Salze zusammen! Welche Endungen besitzen die Namen dieser Salze?

Einige Salze in der Industrie

1. Das Kochsalz (NaCl) kommt in der Natur in Salzlagern und im Meerwasser vor. Unsere Republik besitzt gewaltige Salzlagerestätten. Aus ihnen wird auch Kochsalz abgebaut. Kochsalz ist nicht nur für die menschliche Ernährung unentbehrlich. Es ist ferner ein Ausgangsstoff für wichtige Produkte unserer chemischen Industrie. Im VEB Elektrochemisches Kombinat Bitterfeld, im VEB Chemische Werke Buna,

Schkopau, im VEB Chemiewerk Nünchritz und im VEB Elektrochemisches Werk Ammendorf werden Natronlauge und Chlor aus ihm hergestellt. Wichtig ist das Natriumchlorid weiterhin für die Produktion von Soda (Natriumkarbonat), die bei uns vor allem im VEB Sodawerke „Karl Marx“ Bernburg und im VEB Sodawerke Staßfurt hergestellt wird.

2. Das Kaliumchlorid (KCl) kommt ebenfalls in den Salzlagerstätten unserer Republik vor. Es wird auch bergmännisch gefördert. Die größten Kaliwerke der Deutschen Demokratischen Republik sind der VEB Kalikombinat „Werra“, Merkers (Rhön), der VEB Kaliwerk „Karl Liebknecht“, Bleicherode (Harz) und der VEB Kaliwerk „Glückauf“, Sondershausen (Thüringen). In ihnen wird außerdem Kochsalz gewonnen.

Die Werktätigen unserer Kaliwerke unternehmen große Anstrengungen, um die Produktion ihrer Betriebe zu erhöhen. Das trägt dazu bei, daß unsere Republik in der Förderung von Kalisalzen an dritter Stelle in der Welt steht.

Auch Kaliumchlorid wird zur Herstellung von wichtigen Produkten unserer chemischen Industrie benötigt. Im VEB Elektrochemisches Kombinat Bitterfeld wird aus ihm Kalilauge und Chlor hergestellt.

Suche die Lage der Salzlagerstätten unserer Republik in deinem Atlas!

2. Das Magnesiumchlorid ($MgCl_2$) wird gleichfalls aus den Salzlagern abgebaut. Es kommt dort mit anderen Salzen, wie zum Beispiel Kaliumchlorid, gemischt vor. Aus diesem Gemisch wird das Magnesiumchlorid gewonnen.

Versuch 12: *Man stellt sich eine gesättigte Lösung von Magnesiumchlorid her und gießt wenige Milliliter dieser Lösung in ein Schälchen, in das man Magnesiumoxid und Sägespäne gegeben hat.*

Verrühre die Masse gut zu einem verformbaren Brei!

Beobachte die Festigkeit der Masse

a) nach einer Stunde, b) nach einem Tag, c) nach drei Tagen!

Ein der in unserem Versuch verwandten Substanz ähnliches Produkt wird als „Steinholz“ in unserer Bauindustrie benutzt. Es dient als Fußbodenbelag. Meist mischt man dem Steinholz beim Ansetzen noch Farben hinzu.

Einige Salze in der Landwirtschaft

Einige Salze enthalten für die Pflanzen notwendige Nährstoffe. Deshalb werden diese Salze dem landwirtschaftlich genutzten Boden bei der Düngung zugeführt.

Für die Düngung des Ackerbodens benutzt man zwei verschiedene Arten von Düngern, Wirtschaftsdünger und Handelsdüngemittel. Wirtschaftsdünger werden die in der Landwirtschaft anfallenden Dünger, wie Stallmist, Jauche, Kompost und Grün-Dung, genannt. Sie enthalten von den Pflanzen benötigte Salze zum Teil in gelöster Form. Handelsdüngemittel sind vor allem reine Düngesalze, die bergmännisch gewonnen oder in der chemischen Industrie erzeugt werden. Stickstoff-, Phosphat- und Kalidüngemittel sind die Hauptarten der im Handel erhältlichen Düngemittel. Stickstoff und Phosphor braucht die Pflanze zum Aufbau von Eiweißen. Kalium ist an Stoffwechselprozessen der Pflanzen beteiligt.

1. Stickstoffdüngemittel. Wichtige stickstoffhaltige Salze sind die Nitrate. Nitrate findet man in der Natur. Ausgedehnte Lager von Natriumnitrat ($NaNO_3$),

werden in Chile (Chilesalpeter) und reiche Lager an Kaliumnitrat (KNO_3) in Indien (indischer Salpeter) ausgenutzt. Amerikanische und englische Kapitalisten haben hohe Profite aus dem Salpeterreichtum dieser Länder gezogen. Heute werden die Nitrate beinahe ausschließlich synthetisch hergestellt. Die chemische Industrie unserer Republik erzeugt vorwiegend Natronsalpeter und Kalkammonsalpeter.

Salpeter ist leicht löslich. Es wirkt daher als Düngemittel schnell.

2. Phosphatdüngemittel. Die besten phosphorhaltigen Düngemittel sind die löslichen Phosphate. Sie werden aus in der Natur vorkommenden unlöslichen Phosphaten hergestellt. Ein solches unlösliches Phosphat ist das Kalziumphosphat $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$. Es ist in Phosphorit (und Apatit) enthalten.

Natürliche Phosphate kommen in unserer Republik nur in ganz geringen Mengen vor. Die Sowjetunion, die unter anderem auf der Halbinsel Kola reiche Phosphatlager besitzt, beliefert uns mit natürlichen Phosphaten.

3. Kalidüngemittel. Fast alle Kalisalze, die in der Landwirtschaft benutzt werden, kommen in der Natur vor. Sie werden in Salzbergwerken abgebaut. Wichtige Düngesalze des Kaliums sind

Kaliumchlorid (KCl) und
Kaliumsulfat (K_2SO_4).

Beide sind fast immer durch andere Salze „verunreinigt“. Sie enthalten meist Magnesiumchlorid (MgCl_2) und Magnesiumsulfat (MgSO_4). Durch besondere Verfahren können die Rohsalze von diesen Beimengungen befreit werden.

Abbildungen

Wolfgang Eisenhuth, Berlin (6); Ministerium für Verkehrswesen der Regierung der Deutschen Demokratischen Republik, Abteilung Organisation, Zentrale Bildstelle (5); Volk und Wissen Volkseigener Verlag, Bildstelle, Berlin (3,8); Zentralbild, Berlin (4).

Die Zeichnungen wurden nach Vorlagen der Redaktion von Heinrich Linkwitz, Berlin, angefertigt.

Inhalt des Ergänzungsheftes

Verbrennung von Nichtmetallen	3
Brandschutz auf dem Lande	5
1. Offenes Feuer	5
2. Schäden an elektrischen Stromleitungen	5
3. Falsche Lagerung von Düngemitteln	5
4. Selbstentzündung von Grünfuttermieten	6
5. Regeln für den Brandschutz auf dem Lande	6
6. Verhütung von Waldbränden	7
Atomgewicht und Molekulargewicht	8
1. Atomgewicht	8
2. Molekulargewicht	9
Einige weitere Säuren	10
1. Phosphorsäure	10
2. Salpetersäure	10
3. Salzsäure	10
4. Essigsäure	11
5. Zitronensäure	11
6. Milchsäure	12
Der pH-Wert	12
Weitere in Industrie und Landwirtschaft wichtige Salze	13
Einige Salze in der Industrie	13
1. Kochsalz	13
2. Kaliumchlorid	14
3. Magnesiumchlorid	14
Einige Salze in der Landwirtschaft	14
1. Stickstoffdüngemittel	14
2. Phosphatdüngemittel	15
3. Kalidüngemittel	15

030707-8
2,55