



RUDOLF DÜSING · WAS GEHT HIER VOR?

RUDOLF DÜSING

WAS GEHT HIER VOR?

Einfache chemische Versuche



DER KINDERBUCHVERLAG
BERLIN

Einband, Schutzumschlag und Textillustrationen : Heinz-Karl Bogdanski
Chemische Formeln : Edgar Lejdreiter · Fotos : Zentralbild, Berlin (7), Rudolf Düsing (6)
Alle Rechte vorbehalten · Lizenz-Nr. 304-270/154/57-(10)
Satz und Druck : VEB Leipziger Druckhaus (111/18/203) · 2. Auflage
Für Leser von 13 Jahren an

Vorwort

Wer hätte früher daran gedacht, daß wir eines Tages Kleidungsstücke aus Stoffen herstellen würden, die weder aus Pflanzen noch aus tierischen Produkten gefertigt, sondern die auf chemischem Wege künstlich aus Kohle und anderen Ausgangsstoffen gewonnen werden. Wie viele Gebrauchsgegenstände verwenden wir heute im täglichen Leben, die aus Kunststoffen und anderen auf chemischem Wege gewonnenen Materialien hergestellt werden! Sie sind den in der Natur vorkommenden Stoffen zum großen Teil weit überlegen. Die Chemie hat hier wahre Meisterleistungen vollbracht. Kein Wunder, daß sie dadurch immer mehr in den Vordergrund gerückt ist und ständig an Bedeutung gewinnt. Diese Wissenschaft, von der wir nicht einmal genau wissen, was ihr Name bedeutet, nimmt immer mehr Einfluß auf unser Leben. Wahrscheinlich stammt der Name Chemie von dem griechischen Wort „chemia“, das Ägypten bezeichnete. Dort haben sich die Menschen bereits sehr früh mit der Chemie beschäftigt, sie war ein Teil des geheimnisvollen Priesterdienstes. Zugleich bedeutet das Wort aber auch noch das Schwarze, weshalb sich im Mittel-

alter die Bezeichnung „Schwarze Kunst“ verbreitet hat. Man glaubte noch an Wunder und geheime Kräfte, weshalb sich auch einige Leute vergeblich bemühten, aus unedlen Metallen Gold zu machen.

Erst nach und nach wurde die Chemie zu einer Wissenschaft, die mit ständig verfeinerten Methoden und peinlicher Genauigkeit das Wesen der Stoffe und ihrer Zusammensetzungen erforschte.

Nichts an der Chemie ist geheimnisvoll und rätselhaft. Sie ist eine Wissenschaft, die sehr viel Interessantes zu bieten hat. Obwohl dir vielleicht manches merkwürdig und seltsam erscheint, verläuft doch jeder Vorgang nach bestimmten Gesetzen und Regeln.

Damit du einen Blick auf das große Gebiet der Stoffe und ihre Eigenschaften werfen kannst, habe ich das Tor zur Chemie ein wenig geöffnet. Es ist nur ein ganz kleiner Ausschnitt, der dir eine Reihe einfacher, interessanter Versuche, erklärt. Sie lassen sich alle, wenn du den jeweiligen Abschnitt gelesen hast, mit wenigen Mitteln durchführen.

Das Buch will aus dir keinen Chemiker machen. Es will dir einige Vorgänge erklären, die dir rein äußerlich nicht mehr fremd sind. Da ist zum Beispiel die Baustelle, auf der gemauert wird. Hast du schon einmal darüber nachgedacht, warum der Mörtel, mit dem der Maurer die Steine verbindet, so hart wird? Oder schau einem Schweißer bei der Arbeit zu, der mit dem Schneidbrenner einen dicken Eisenträger zertrennt. Was geschieht hier?

Natürlich können wir zu Hause keine Experimente mit gefährlichen Chemikalien machen. Das ist auch nicht notwendig, denn sie sind für die Chemie nicht besonders bezeichnend. Ein Versuch, der kein so groß-

artiges Ergebnis zeigt, erfordert oft viel mehr Aufmerksamkeit und genaue Beobachtung. Das Buch soll deine Freude am Experiment wecken und dir den Weg zu erfolgreichen Versuchen zeigen. Wenn auch das Ergebnis noch so einfach ist, werden wir doch um eine Erkenntnis reicher.

Mancher Versuch wurde bewußt vereinfacht und besonders anschaulich erläutert. Die Forderung, den Stoff möglichst leicht verständlich zu gestalten, ließ nicht immer eine bis in die letzte wissenschaftliche Tiefe reichende Erklärung zu.

Möge dir diese kleine Einführung in die Arbeits- und Denkmethode der Chemie Freude bereiten und dich unterhaltsam belehren.

Rudolf Düsing



Der geheimnisvolle Rotkohlfarbstoff

Um chemisch zu experimentieren, brauchen wir nicht unbedingt eine Drogerie voller Chemikalien mit seltsamen, oft sogar schwer auszusprechenden Namen. Schon einfache Stoffe, mit denen wir fast täglich umgehen, lassen sich dazu verwenden.

Nehmen wir einmal den Rotkohl.

Du wirst denken, so ein Kohlkopf hat nichts Besonderes, außer, daß er eben rot ist im Gegensatz zu anderen Arten. Nun, wir werden sehen, machen wir einen Versuch. Präge dir dabei die Handgriffe und Arbeitsvorgänge gut ein, viele Fertigkeiten werden bei anderen Experimenten immer wieder gebraucht.

Zunächst mußt du deinen Versuch vorbereiten und alles Erforderliche bereitlegen. Ein etwa handflächengroßes Rotkohlblatt soll es uns ermöglichen, dem seltsam gefärbten Gemüse sein Geheimnis zu entlocken. An Geräten brauchen wir einige Reagenzgläser, sie werden auch Prüf- oder Probiergläser ge-

nannt. Da sie zu vielen anderen Versuchen auch gebraucht werden, empfiehlt es sich, gleich mehrere zu besorgen. Oft wirst du die Gläser nebeneinander aufstellen müssen, um sie gut beobachten zu können. Ein kleiner Reagenzglasständer ist daher unbedingt erforderlich. Wenn du geschickt bist, kannst du ihn aus dünnen Holzbrettchen selbst herstellen. Um ausgewaschene Gläser zu trocknen, stellen wir sie mit der Öffnung nach unten in den Ständer, sie sind dann immer sauber und griffbereit.

Ein auch oft gebrauchtes Gerät ist ein Glastrichter mit einem oberen Durchmesser von sechs bis acht Zentimetern und Filtrierpapier. Wir brauchen es in Kreisform mit einem Durchmesser von neun bis zwölf Zentimetern. Du kaufst es fertig, kannst es aber auch aus einem großen Bogen ausschneiden.

Wenn du alles beisammen hast, können wir anfangen. Nimm einige Rotkohlschnitzel und fülle sie in ein größeres, dünnwandiges Glas oder eine Tasse und übergieße sie mit kochendem Wasser. Nach einiger Zeit färbt es sich rot. Der Farbstoff hat sich im Wasser gelöst.

Wir wollen die Schnitzel daraus entfernen, wir filtrieren.

Ein Stück des löschblattähnlichen Filtrierpapiers, einmal in der Mitte gefaltet und dann noch einmal, gibt eine kleine Tüte, die wir in den Trichter einsetzen und dann mit Wasser anfeuchten, damit sie gleichmäßig an der Glaswand anliegt. Dahinein gießen wir die Lösung. Das Filter hält die Schnitzel zurück. Im darunter gehaltenen Prüfglas sammelt sich bei der Filtration das rot gefärbte Wasser. Für weitere Versuche heben wir noch drei Reagenzgläser voll auf.

In zwei weitere füllen wir davon so viel hinein, daß die Flüssigkeit darin zwei Zentimeter hoch steht. In das eine geben wir fünf Tropfen Essig, in das andere eine Messerspitze voll Soda. Damit sich die Soda auflöst, mußt du das Gläschen schütteln. Aber nicht die Öffnung mit dem Daumen verschließen; das macht kein richtiger Chemiker!



Wir stellen fest, die Farbe hat sich unterschiedlich verändert: bei Essigzugabe wurde sie rötlich, bei Soda grünlich. Der Rotkohlfarbstoff ist also in der Lage, seine Farbe zu verändern.

Ein Stoff, der diese Eigenschaft hat, heißt *Indikator*, zu deutsch: Anzeiger. Der Chemiker ist bei seiner Arbeit im Laboratorium oft auf die Mithilfe von Indikatoren angewiesen.

Was man aus so einer Farbänderung erkennen kann, werde ich dir im nächsten Abschnitt erklären.

Prüfe in der gleichen Weise, wie sich unser Indikator bei Zitronensaft, Seifenwasser, Salmiakgeist, Fewalösung oder Salzsäure verhält. Vorsicht! Nimm nur einige Tropfen und fülle dann etwa drei Zentimeter hoch mit Wasser auf. Die Säure darf nicht an die Hände oder auf andere Gegenstände kommen, weil sie zerstörend wirkt.

Gegensätze heben sich auf

Was geschah nun beim Prüfen von Zitronensaft, Salzsäure, Salmiakgeist, Seifenwasser und Fewalösung mit unserem Indikator?

Bei den ersten beiden zeigte sich eine Färbung wie beim Zusatz von Essig. Die nächsten beiden Stoffe riefen eine Grünfärbung wie die Soda hervor. Fewa dagegen konnte den Indikator nicht verändern.

Das läßt sich mit Rotkohlfarbstoff aber nur undeutlich erkennen. Er ist ein recht mangelhafter Indikator, der sich nach einiger Zeit langsam verändert und dann nicht mehr zu gebrauchen ist.

Es gibt aber noch eine ganze Menge chemischer Stoffe, die wir als Indikatoren verwenden können. Sehr häufig nimmt man den *Lackmusfarbstoff*, der aus der Lackmusflechte gewonnen wird. Man tränkt damit Papierstreifen und erhält das Lackmuspapier, und zwar in den Farben Rot und Blau, die man durch geringe Zusätze, die einen Farbumschlag hervorrufen, erzeugt. Die eigentliche Lackmusfarbe liegt zwischen Rot und Blau. Das präparierte Papier ermöglicht uns ein sehr sauberes Arbeiten, weil die zu untersuchende Flüssigkeit nicht durch Farbzusatz verunreinigt wird. Du brauchst für unsere Versuche beide Sorten.

Man taucht Lackmuspapier in die zu untersuchende Flüssigkeit, zieht es wieder heraus und stellt fest, ob blaues rot oder rotes blau gefärbt wurde.

Wenn du die untersuchten Stoffe noch einmal mit dem Papier prüfst, wirst du feststellen, daß Essig, Salzsäure und Zitronensaft blaues Lackmuspapier röten und die anderen Stoffe rotes Papier blau färben. Nur die Fewalösung macht eine Ausnahme, sie bewirkt keine Farbänderung.

Du wirst schon gemerkt haben, daß es *drei* Möglichkeiten gibt: Entweder ein Indikator *verfärbt sich in eine der beiden Farbrichtungen* die er haben kann, oder *er bleibt unverändert*.

Lösungen, die blaues Lackmuspapier rot färben sind *Säuren*, und solche, die Lackmuspapier bläuen, sind *Basen*. Der Chemiker sagt, die ersteren reagieren „*sauer*“ und die anderen „*basisch*“ oder „*alkalisch*“. Ändert sich die Farbe nicht, haben wir es weder mit einer Säure noch mit einer Base zu tun und sagen die Lösung reagiert „*neutral*“. Die Gegensätze von beiden haben sich dann darin aufgehoben.

Machen wir dazu einen kleinen Versuch.

Fülle in ein Prüfglas etwas Salmiakgeist und prüfe mit Lackmuspapier! Salmiakgeist reagiert basisch. Zu dieser Lauge gießt du tropfenweise Essig hinzu. Zwischendurch prüfst du mit einem Streifen Lackmuspapier. Dabei muß du das Glas so weit neigen, bis die Flüssigkeit das Papier benetzt, denn die Streifen sind nicht so lang, daß sie bis in den unteren Teil des Prüfglases hineingetaucht werden können.

Wenn du genügend Essig hinzugefügt hast, wird sich der Indikator rot färben. Jetzt reagiert der Inhalt sauer. Zwischendurch aber gibt es einen Punkt, an dem die Lösung weder sauer noch basisch reagiert, sie ist dann neutral, weil sich die Eigenschaften von Säure und Base gerade aufgehoben haben.

Da Lackmuspapier zum Erkennen dieses Augenblicks noch recht umständlich im Gebrauch ist und die plötzliche Farbänderung nicht deutlich genug zeigt, verwendet man dazu andere Indikatoren wie zum Beispiel *Phenolphthalein*. Es ist in Säuren und neutralen Lösungen farblos und in Laugen rot. Besorge dir 50 bis 100 Kubikzentimeter davon, wir werden diesen Indikator öfters brauchen. Wenn du keine fertige Lösung bekommst, kannst du sie dir auch selbst herstellen. Dazu löse ein Gramm weißes Phenolphthaleinpulver (in jeder Apotheke erhältlich) in 100 Kubikzentimeter Brennspritus auf und bewahre sie in einer



Blick in ein chemisches Laboratorium

besonderen Flasche mit Etikett auf. Sollte die Lösung nicht ganz klar sein, wird einfach filtriert, das haben wir ja schon gelernt. Um die Wirkungsweise dieses Indikators kennenzulernen, geben wir in ein Reagenzglas zu einem Kubikzentimeter Essigsäure zwei bis drei Tropfen der Lösung hinzu. Keine Farbänderung! Es kann sein, daß sich die Lösung etwas milchig weiß färbt. Das kommt daher, weil sich der Indikator in Wasser schlecht löst und sich deshalb in fester Form ausscheidet. Das schadet aber nichts, du kannst auch dann tropfenweise Salmiakgeist zugeben. Sobald dieses im Überschuß alkalische Reaktion hervorruft, färbt sich die Lösung rot. Durch Zugabe von Essig kannst du die Farbe wieder verschwinden, durch Salmiakgeist wieder erscheinen lassen. Der Farbumschlag läßt sich fast beliebig lange wiederholen. Prüfe in weiteren Versuchen die bisher erwähnten Stoffe! Im chemischen Laboratorium wird mit solchen Versuchen nicht nur festgestellt, ob eine Säure oder Lauge vorliegt, sondern auch, wieviel von diesen Stoffen in der Lösung enthalten ist. Es wird also auf diesem Wege eine Analyse durchgeführt. Dabei verwendet man noch andere Indikatoren, wie Methylorange oder Methylrot. Für uns reichen aber der Rotkohlfarbstoff, das Lackmuspapier und Phenolphthalein immer aus.

Die eingesperrte Kerze

Nimm eine vier Zentimeter lange Kerze und befestige sie mit einigen Wachstropfen in der Mitte eines tiefen Tellers, den du etwa bis zum Rand mit Wasser füllst. Die brennende Kerze steht jetzt wie ein einsamer Leuchtturm im Meer. Wir wollen nicht warten, bis sie so weit heruntergebrannt ist, daß das Wasser sie auslöscht. Neben die Kerze legen wir noch einen Nagel. So,

nun wollen wir sie einmal einsperren, um zu sehen, wie sie sich dann verhält. Nimm ein Wasserglas und stülpe es umgekehrt darüber. Der Nagel soll dabei verhindern, daß das Glas dicht auf dem Teller aufliegt. Du wirst sehen, daß ein kleiner Raum zwischen Glas und Teller bleiben muß.

Sobald die Kerze in ihrem Gefängnis sitzt, heißt es aufpassen. Beobachte vor allem die Flamme genau! Eine kurze Zeit brennt sie normal weiter, beginnt dann zu flackern, um schließlich zu verlöschen.

Als Folge davon ist das Wasser im Innern des Glases, gegenüber dem im Teller befindlichen, etwas gestiegen. Man könnte vielleicht meinen, ein ungeschickter Handgriff oder eine Erschütterung habe die Kerze ausgelöscht. Deshalb ist es gut, so einen Versuch mehrmals zu wiederholen, um festzustellen, ob er immer wieder zum gleichen Ergebnis führt. Das wird hier der Fall sein.

Was ist hier geschehen, weshalb ging die Kerze aus?



Es wird dir bekannt sein, daß sie, um brennen zu können, unbedingt Luft braucht. Aber warum verlöscht sie dann, wenn in dem Glas noch Luft vorhanden ist?

Hier die Erklärung:

Die Luft setzt sich in der Hauptsache aus zwei Gasen zusammen, und zwar zu rund einem Fünftel aus *Sauerstoff* und zu etwa vier Fünfteln aus *Stickstoff*.

Zu jeder Verbrennung wird unbedingt der Sauerstoff gebraucht, fehlt er, muß die Flamme ersticken, daher auch der Name Stickstoff.

Aber warum steigt das Wasser im Innern des Glases?

Auch das läßt sich leicht erklären. Wenn eine Kerze brennt, entstehen gasförmige Stoffe; denn beim Abbrennen bleibt so gut wie nichts übrig. Der Sauerstoff aus der Luft wurde verbraucht und die entstandenen Stoffe haben sich im Wasser gelöst, so daß eine Raumverminderung eintrat. Diesen fehlenden Raum füllte nachströmendes Wasser aus.

Der Brenner des Herrn Bunsen

Wenn eine Kerze verbrennt, entsteht Wärme, das wirst du bei unserem letzten Versuch gemerkt haben. Hoffentlich hast du es nicht zu deutlich gemerkt, denn es sollte nur die Kerze verbrennen.

Der Heizwert einer Wärmequelle ist unabhängig von ihrer Temperatur. Für eine Kerzenflamme liegt sie etwa bei einigen Hundert Grad Celsius. Das war bei unserem Versuch nicht von Bedeutung, denn wir wollten ja nur nachweisen, daß die Flamme, um „leben“ zu können, Sauerstoff braucht. Für viele Versuche braucht man aber eine weit höhere Temperatur. Um sie zu erreichen, ver-

wendet man eine Gasflamme. Der Chemiker benutzt im Laboratorium einen für seine Zwecke eigens konstruierten Brenner. Er ist nach seinem Erfinder, dem deutschen Chemiker Robert Bunsen, benannt.

Für unsere weiteren Versuche ist es sehr nützlich, wenn du einen *Bunsenbrenner* hast, denn der Gaskocher, der Spiritusbrenner oder die Kerzenflamme reichen nicht immer aus. Zum anderen haben Reagenzgläser auch nichts auf dem Kochherd zu suchen. Wer keinen Gasanschluß in der Wohnung hat, muß sich natürlich mit dem Spiritusbrenner begnügen.

Sollte an der Gasleitung für den Anschluß des Bunsenbrenners kein besonderer Hahn vorhanden sein, müssen wir ihn uns von einem Installateur anbringen lassen. Als Zuleitung verwenden wir einen gut passenden Schlauch von ein bis anderthalb Meter Länge.

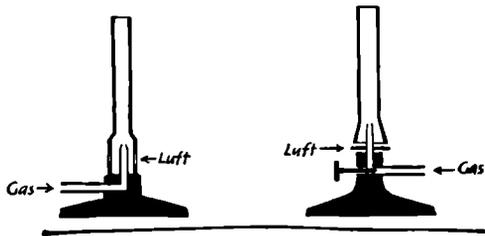
Öffnen wir dann den Hahn, so strömt das Leuchtgas durch die enge Düse in den Schornstein des Brenners und saugt durch die seitlichen Löcher Luft an. Die Menge der zugeführten Luft kannst du mit einem kleinen Stelling regulieren. Im Schornstein vermischt sie sich dann mit dem nach oben strömenden Leuchtgas. Seine Flamme ist sehr heiß, weil viel Sauerstoff für die Verbrennung vorhanden ist. Sperrst du seine Zufuhr mit dem Stelling völlig ab, so leuchtet die Flamme auf. Gleichzeitig damit sinkt aber auch ihre Temperatur. Als Chemiker sprechen wir einfach nur von leuchtender und nichtleuchtender Flamme. Im Innern der letzteren siehst du kurz über der Brenneröffnung einen bläulich gefärbten Kegel. In diesem Teil der Flamme liegt die Temperatur etwas niedriger.

Das wollen wir gleich einmal nachprüfen. Nimm ein abgebranntes Zündholz und halte es ganz schnell so in die Flamme, daß sich ein Teil in dem blauen Kegel befindet! Das Hölzchen fängt in dem übrigen Teil der Flamme etwas eher Feuer als im Kegel.

Übrigens können wir den blauen Kegel auch am Brenner des Gasherdes beobachten. Auch hier wird das Gas mit Luft gemischt, damit eine möglichst heiße Flamme entsteht. Fehlt der blaue Kegel, so muß der erforderliche Luftsauerstoff erst von der Seite her zur Flamme strömen.

Wollen wir mit unserem Bunsenbrenner ein Reagenzglas erhitzen, so müssen wir immer darauf achten, daß es außerhalb des blauen Kegels bleibt. Wird der Brenner gerade nicht gebraucht, so lassen wir nur ein ganz kleines Flämmchen brennen. Es gibt Geräte, die dafür im Schornstein noch ein sehr enges Röhrchen eingebaut haben. Diese Vorrichtung läßt nur eine kleine Sparflamme brennen.

Eine besondere Abart des Bunsenbrenners ist der *Teclubrenner*. Sein Schornstein hat unten eine kegelförmige Erweiterung, die durch einen Schraubverschluss mehr oder weniger weit geöffnet werden kann. Dadurch, daß sich die Luftzufuhr noch steigern läßt, wird die Flamme beim Teclubrenner wesentlich heißer. Wenn du die Wahl hast, dann entscheide dich für den Teclubrenner.



Willst du den Brenner entzünden, so schließe erst die Luftzufuhr, öffne den Gashahn und zünde mit einem Streichholz oder Gasanzünder an. Auf jeden Fall muß die Luftzufuhr geschlossen sein, da der Brenner anderenfalls durchschlagen kann. Du erkennst das an einem eigenartigen Rauschen. Das Leuchtgas ver-

brennt dann nicht erst am oberen Rand des Schornsteins, sondern bereits in seinem Innern. Das Rohr wird heiß, und man kann sich sehr leicht die Finger verbrennen. Sollte die Flamme doch einmal durchschlagen, schließen wir schnell den Gashahn und entzünden nach kurzer Zeit noch einmal. Manchmal genügt auch ein kurzer Faustschlag auf den Gasschlauch, und der Brenner hört auf zu fauchen.

Der Bunsenbrenner muß immer in sachgemäßem Zustand und sauber sein. Sollte dir einmal bei einem Versuch etwas in das Rohr fallen, so muß der Brenner nach Möglichkeit erst gesäubert werden.

Der brennende Schwefel

Die Kerze und das Leuchtgas haben wir als brennbare Stoffe schon kennengelernt. Wie verhält sich nun der *Schwefel*? Machen wir wieder einen Versuch! Wir brauchen dazu Schwefelpulver, oder Schwefelblüte, wie der Chemiker sagt, und einen Verbrennungslöffel. Besorge dir gleich einen kleinen Vorrat Schwefel von vielleicht 50 Gramm. Solltest du nur Stangenschwefel bekommen, so mußt du ihn erst zerkleinern. Das macht man vorsichtig mit einem Hammer auf einer Blechunterlage oder etwas Ähnlichem. Du wirst dabei gleich eine Eigenschaft des Schwefels kennenlernen, er ist spröde. Gib acht, daß er beim Zerkleinern nicht umherspritzt.

Jetzt brauchen wir den Verbrennungslöffel. Das ist ein langer Eisendraht der an einem Ende einen halbkugelförmigen kleinen Behälter trägt. Notfalls genügt auch ein alter Teelöffel. Er darf nur nicht aus Leichtmetall oder Zinn hergestellt sein, denn diese Metalle schmelzen in der heißen Flamme.



Nun fülle den Löffel mit ein bis zwei Messerspitzen Schwefelblüte und halte ihn in die nichtleuchtende Flamme des Bunsenbrenners! Paß gut auf, was jetzt geschieht. Der ursprünglich feste, gelbe Schwefel wird bräunlich und flüssig. Erst wenn er geschmolzen ist, brennt er mit einem kleinen bläulichen Flämmchen auch außerhalb der Gasflamme weiter.

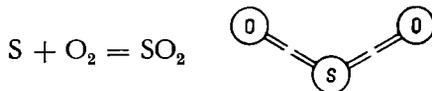
Wundere dich nicht, daß der Schwefel im Halse ein Kratzen verursacht und du husten mußt, damit müssen alle Chemiker vorlieb nehmen. Schuld an dem Hustenreiz ist ein Gas, das bei der Schwefelverbrennung entsteht. Es ist sogar giftig! Du brauchst aber keine Angst zu haben. Öffne das Fenster, und der stechende Geruch verzieht sich.

Sollte sich der Schwefel nicht ohne weiteres ausblasen lassen, tauchst du den Löffel einfach ins Wasser.

Früher hat man dieses Gas dazu benutzt um Weinfässer keimfrei zu machen, sie wurden „ausgeschwefelt“. Ja, sogar ganze Räume wurden damit desinfiziert. Auch für uns ist es ein Gift, besonders aber auf Bakterien und Bazillen wirkt SO_2 ziemlich sicher tötend und macht damit Krankheitserreger und auch Ungeziefer un-
schädlich.

Was ist ein chemischer Vorgang?

Nun, das haben wir eben erlebt, die Verbrennung des Schwefels war ein Beispiel dafür. Als Ergebnis haben wir *Schwefeldioxyd* erhalten. Das hätte ich dir schon vor dem Versuch sagen können, denn es läßt sich ausrechnen, so wie 2 plus 2 gleich 4 ist. Du legst dafür auch nicht erst zwei Erbsen in eine Schüssel und dann noch zwei dazu, um zu sehen, ob es stimmt. Genauso wie bei einer Rechenaufgabe schreibt der Chemiker



Das ist ganz einfach, man muß nur die Buchstaben kennen und wissen, was sie bedeuten. Damit sich auch jeder Chemiker zurechtfindet, hat man sich geeinigt und für jeden Stoff eine bestimmte Bezeichnung gewählt. Beim Zusammenstellen der Stoffe ergibt sich dann die chemische Formel und die chemische Gleichung. Für jeden Anfänger meist ein Schreckgespenst oder ein Buch mit sieben Siegeln. Das brauchen sie aber keinesfalls zu sein.

Ganz früher war das noch weit schwieriger, da hatte jeder Chemiker für jeden Stoff seine eigenen Bezeichnungen, die obendrein oft

noch sehr geheimnisvoll waren, damit ja kein anderer hinter die Bedeutung kam.

Der Engländer Dalton schlug zu Beginn des vorigen Jahrhunderts zum Beispiel folgende Zeichen vor:

- ⊙ 1 Atom Wasserstoff
- ⊕ 1 Atom Stickstoff
- 1 Atom Sauerstoff

Heute ist das wesentlich einfacher. Die Namen für die chemischen Elemente hat man aus der lateinischen Sprache entnommen, genauso wie in der Botanik die Pflanzennamen. Der Schwefel heißt „Sulfur“ und zur Abkürzung schreibt man nur das S. Der Sauerstoff heißt im Lateinischen „Oxygenium“, also schreiben wir O.

Machen wir, um die Formelsprache, ihre Schreibweise und damit auch die Chemie zu verstehen, ein kleines Gedankenexperiment!

Nehmen wir ein Stück Schwefel und halbieren es, die eine Hälfte noch einmal, davon ein halbes Stück wiederum und so fort, bis das entstehende halbe Schwefelstück so klein ist, daß wir es mit dem bloßen Auge nicht mehr sehen können. In Gedanken soll ein weiteres Zerlegen möglich sein. Wir nehmen jetzt ein Mikroskop zu Hilfe und teilen weiter. Selbst danach, wenn die Vergrößerung des optischen Hilfsgerätes nicht mehr ausreicht, haben wir immer noch Schwefel.

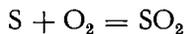
Können wir nun die Teilung beliebig lange bis ins Unendliche fortsetzen? Nein, das geht nicht! Einmal gibt es ein Schwefelstückchen, das auf die beschriebene Weise nicht mehr zu teilen ist. Dieses letzte kleine Teilchen nennen die Chemiker ein „Atom“. Ein Wort, das im Zeitalter der Atomenergie für die Wissenschaft von großer Bedeutung ist. Es stammt aus dem Griechischen von dem Wort „atomos“, das unteilbar heißt.

Jedes Stück Schwefel ist also aus sehr, sehr vielen Atomen aufgebaut, die untereinander gleich sind. Der Chemiker nennt sie Schwefelatome. Alle Stoffe, die jeweils nur aus gleichen Atomen bestehen, nennen wir *Grundstoff* oder *Element*. Insgesamt sind uns heute in der Natur etwa 90 Elemente bekannt.

Alle Dinge auf der Welt, ob Gestein, Pflanze, Tier, ob künstlich hergestellter Farbstoff oder Kunststoff oder lebensrettendes Arzneimittel, alles, aber auch restlos alles, ja, sogar du selbst, setzt sich aus diesen Grundbausteinen, den Atomen, zusammen. Dabei sind es meist nur wenige der rund 90 verschiedenen Atome, die einen neuen Stoff aufbauen.

In der Chemie geht das aber nicht ganz ohne Formeln. Zu ihrer Entwicklung hat der schwedische Chemiker Johann Jakob Berzelius wesentlich beigetragen. Er führte zu Beginn des vorigen Jahrhunderts eine einfache Schreibweise für chemische Vorgänge ein. Er schuf die moderne chemische Formelsprache. Wir brauchen nicht mehr für jedes Element ein besonderes geometrisches Zeichen zu lernen, sondern merken uns statt dessen nur den ersten oder die ersten beiden Buchstaben des lateinischen Namens. Auf diese Weise erhielt jedes Element seine eigene Abkürzung, sein „Symbol“. Der Schwefel also das „S“, der Sauerstoff das „O“.

Wenn Schwefel verbrennt, so ist dazu Sauerstoff erforderlich, genau wie für das Brennen einer Kerze. Der Chemiker sagt, der Schwefel verbindet sich mit dem Sauerstoff zu *Schwefeldioxyd*. Als chemische Gleichung sieht dieser Satz so aus:

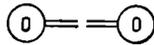


Genau müßte es $1\text{S} + 1\text{O}_2 = 1\text{SO}_2$ geschrieben werden. Wir lesen: S plus O zwei gleich SO zwei.

Was bedeutet das?

Das Zeichen plus gibt an, daß sich die beiden Stoffe verbinden, vereinigen. Der Buchstabe S gilt daher für *ein* Atom. Um die

Formel schneller und einfacher schreiben zu können, läßt man die Eins grundsätzlich weg. Ein Atom Schwefel verbindet sich also mit einem O_2 - (Sauerstoff-) Gebilde. Die kleine, rechts unten angehängte Zwei gibt an, daß dieses eine Teilchen aus zwei Sauerstoffatomen besteht. Mit Ausnahme der Edelgase, haben alle übrigen Gase diese Eigenschaft. Das kleinste Teilchen des Sauerstoffs ist also aus zwei Atomen aufgebaut, die fest miteinander verbunden sind. Dieses kleinste Teilchen ist ein Sauerstoffmolekül.



Jedes Molekül besteht mindestens aus zwei Atomen, es können aber auch mehr sein. Beim Sauerstoffmolekül sind es zwei gleichartige Atome. Viel häufiger aber bauen sich die Moleküle aus Atomen verschiedener Elemente auf.

Prüfen wir nach, ob unsere chemische Gleichung auch stimmt.

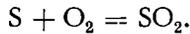
Rechts vom Gleichheitszeichen stand O_2 . In Gedanken sehen wir hinter dem S noch eine kleine 1 (denn es ist ein Atom Schwefel) also $S_{(1)}O_2$. Dieses neue Molekül ist aus einem S-Atom und zwei O-Atomen aufgebaut. Hier darf kein Pluszeichen mehr dazwischenstehen, denn die drei Atome sind in dem neuen SO_2 -Molekül fest miteinander verknüpft. SO_2 ist damit die Formel von Schwefeldioxyd. Das Gleichheitszeichen steht nur dann zu Recht, wenn rechts und links gleich viel Atome vorhanden sind. Das ist genauso wie bei einer mathematischen Gleichung. Zählen wir nach!

Links stehen 1 Atom Schwefel und ein Molekül, bestehend aus
 2 Atomen Sauerstoff,
 das sind 3 Atome insgesamt.

Rechts steht ein Molekül, bestehend aus
 1 Atom Schwefel und
 2 Atomen Sauerstoff,
 macht auch wieder 3 Atome.

Unsere erste chemische Gleichung haben wir also richtig aufgestellt, denn die Probe stimmt.

Bei anderen Gleichungen werden noch manche Einzelheiten zu erwähnen sein, aber die Grundsätze sind überall die gleichen wie bei unserem Beispiel



Überlege einmal, wieviel uns diese einfache Gleichung sagt! Ist es nicht wesentlich einfacher, wenn man chemische Vorgänge in einer so leichten Kurzform schreiben kann?

Blitzlicht

Wenden wir uns einem neuen brennbaren Stoff zu, und zwar einem Metall. Ja, du brauchst dich gar nicht zu wundern, auch Metalle können brennen. Wir nehmen zunächst kein Eisen, Kupfer, Zink, Blei oder Aluminium, sondern das weniger bekannte Leichtmetall *Magnesium*. Wir verwenden es wie den Schwefel in Pulverform. Da du wahrscheinlich kein reines Magnesiumpulver bekommen wirst, besorgst du dir beim Fotohändler oder in der Drogerie ein oder zwei Blitzlichtpulver. Das sind kleine Papiertütchen, die ein graues Pulver enthalten. Das graue Aussehen rührt von dem Magnesium her, das als Pulver seinen Metallglanz verloren hat. In einem festen Stück sieht es so ähnlich aus wie Aluminium.

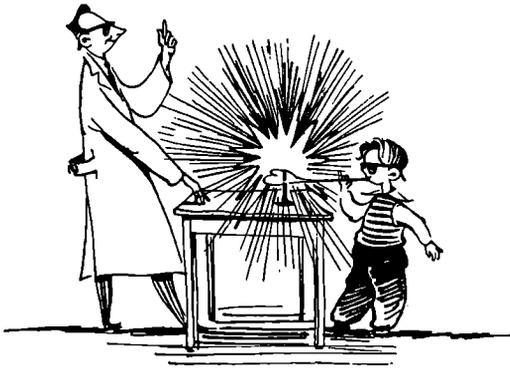
Diesem Pulver ist aus bestimmten Gründen immer noch ein anderer Stoff beigemischt, der jedoch für unsere Versuche ohne Bedeutung ist. Wir sprechen eben nur von Magnesiumpulver. Für unseren Versuch verwenden wir nur einen kleinen Teil des Inhaltes aus dem Tütchen. Wie machen wir das?

In einer Handlung für Laboratoriumsgeräte bekommst du Glasrohr zu kaufen. Für manch einen Versuch brauchen wir es mit einem Außendurchmesser von vier bis sieben Millimetern. Es ist gut, wenn wir etwas davon vorrätig haben. Manchmal werden diese Rohre nach Gewicht verkauft oft aber auch stückweise. Drei bis vier Glasröhren von einem Meter Länge oder 350 Gramm reichen für eine ganze Reihe von Versuchen. Für unser Blitzlichtexperiment schneiden wir ein etwa 25 Zentimeter langes Stück Glasrohr ab. Dazu brauchst du eine kleine Ampullensäge, wie sie der Arzt verwendet, um medizinische Glasbehälter, Ampullen genannt, zu öffnen. Er ritzt mit der kleinen Säge den Glasbehälter an und bricht einfach ein Stückchen ab. Das geht ganz leicht.

Du machst es genauso! Das Glasrohr legst du auf den Tisch und ritzt es mit der Säge an der gewünschten Stelle mit etwas Druck ein. (Man kann auch eine kleine Dreikantfeile verwenden.) Die Ritzstelle sieht weiß aus; wenn du mit dem Finger darüber fährst, kannst du eine kleine Vertiefung feststellen. Eine etwa drei Millimeter lange Kerbe genügt vollkommen. Es ist nicht notwendig, um das Glasrohr einen Ring zu ritzen, im Gegenteil, man erhält dadurch nur eine schlechte Bruchstelle. Hast du das Glasrohr angezeichnet, faßt du es mit beiden Händen und legst die Daumen unter die Ritzstelle, so, daß sie vom Körper wegzeigt. Wenn du nun das Rohr biegst, als wolltest du den Spalt vergrößern, so bricht es glatt durch. Um eventuelle Verletzungen zu vermeiden, legt man beim ersten Versuch ein Tuch locker um die vorgesehene Bruchstelle.

Nun sind aber noch die Enden sehr scharfkantig, an denen du dich leicht verletzen kannst. Wir schmelzen sie einfach rund, denn Glas wird in der heißen Flamme weich. Halte das scharfkantige Ende eine Weile in die heiße Flamme. Vorher muß du das Rohr vorsichtig mehrere Male durch die Flamme führen, damit das Glas nicht zu plötzlich erhitzt wird und möglicher-

weise springt. Ist das mit beiden Enden geschehen, so muß unser Hilfsgerät gut abkühlen. Dabei müssen die Enden frei liegen, weil das Glas so heiß wird, daß es zum Beispiel Holz verkohlen kann. Man sieht es ihm rein äußerlich gar nicht an, aber so manch einer mußte sich unfreiwillig davon überzeugen, weil er zu früh angefaßt hat. Für dich wäre das besonders unangenehm, weil du das eine Ende des Glasrohres in den Mund nehmen mußt. Also vorsichtig!



Noch eine wichtige Vorsichtsmaßnahme gibt es bei diesem Blitzlichtversuch zu beachten. Er darf nicht ohne einen entsprechenden Schutz für die Augen, zum Beispiel eine Sonnenbrille, durchgeführt werden. Nicht etwa, weil dir etwas in die Augen fliegen könnte, sondern wegen der großen Helligkeit, die für das ungeschützte Auge gefährlich ist.

So, nun haben wir alles beisammen: Blitzlicht- oder Magnesiumpulver, ein Glasrohr und unseren Bunsenbrenner. Wenn du die Brille aufgesetzt hast, kann es losgehen.

Nimm das trockene, abgekühlte Glasrohr und stecke es in das Tütchen mit dem Pulver, so daß im unteren Ende eine etwa erbsengroße Menge haften bleibt. Das andere Rohrende nimmst

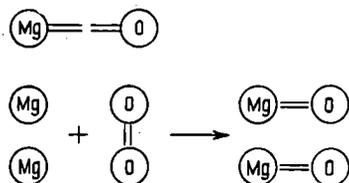
du in den Mund und bläst das Pulver aus etwa 10 bis 20 Zentimeter Entfernung in die Flamme.

Das war Blitzlicht! Jetzt weißt du woher dieses Pulver seinen Namen hat. Das restliche Blitzlichtpulver darf bei dem Versuch natürlich nicht in unmittelbarer Nähe liegenbleiben, weil es sonst auch „hochgeht“, wenn ein Funke darauffällt.

Was ist geschehen? Das Magnesium, der Hauptbestandteil, ist mit hellem, leuchtendem Feuerschein verbrannt. Als Begleiterscheinung entstand noch etwas Rauch, der bei reinem Magnesiumpulver weiß aussieht. Schreiben wir uns für diesen Vorgang die chemische Gleichung auf. Magnesium hat das Kurzzeichen Mg.

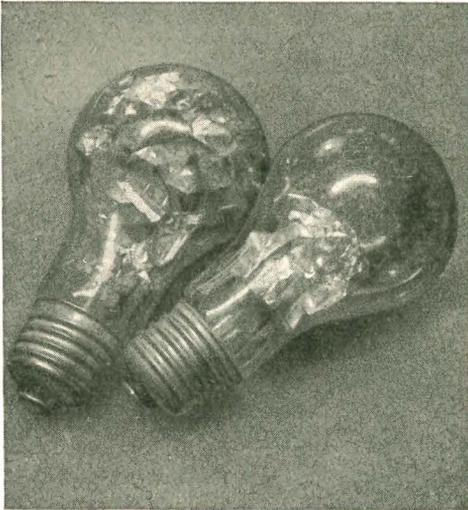
Also: $2 \text{Mg} + \text{O}_2 \rightarrow 2 \text{MgO}$

(Das Gleichheitszeichen ersetzt man oft durch einen Pfeil.)



Wir dürfen auf keinen Fall schreiben $\text{Mg} + \text{O} \rightarrow \text{MgO}$, weil der Sauerstoff nur in Form von Molekülen vorkommt, die aus zwei Atomen bestehen (O_2). Mg_2 ist wiederum auch falsch, weil die Metalle immer in Form einzelner Atome vorliegen. Zwei Atome Magnesium verbinden sich also mit einem Sauerstoffmolekül zu zwei Molekülen *Magnesiumoxyd*. Das war der weißliche Rauch, der bei der Verbrennung entstand! Diesen weißen Stoff (MgO) nennt man auch gebrannte Magnesia.

Reckturner reiben sich mit diesem Pulver die Hände ein. Es saugt Feuchtigkeit auf, und der Turner kann dann besser zugreifen.



Blitzlichtlampen

Der chemische Vorgang, den wir mit unserem Experiment demonstriert haben, ist auch praktisch ausgenutzt worden. Man verwendet es als Blitzlichtpulver oder Blitzlichtlampe (Kunstlicht) zum Fotografieren, eben um eine Blitzlichtaufnahme zu machen. In einer Blitzlichtlampe, dem sogenannten Kolbenblitz, ist ganz dünnes Magnesium- oder auch Aluminiumblech mit Sauerstoff in einem Glasbehälter eingeschlossen. Wird der Blitz elektrisch gezündet, so verbrennt das Metall. Der lästige Magnesiumoxydrauch bleibt dabei in der gläsernen Hülle. Der moderne Elektronenblitz aber hat mit der Chemie nichts mehr zu tun, das ist reine Physik.

Zünde einmal das Eisen an!

Magnesium ist ein Metall, und es brennt, wenn es als feines Pulver in die Flamme geblasen wird. Verhalten sich andere Metalle auch so? Probieren wir es einmal mit dem Eisen!

Daß ein dicker Eisendraht oder ein großes Stück Eisen nicht brennt, ist jedem klar. Also versuchen wir es wieder mit Pulver.

Das gibt es zwar auch zu kaufen, wir können uns aber mit Eisenfeilspänen begnügen. Sie fallen überall an, wo mit der Feile Eisen bearbeitet wird. Diese Späne wollen wir für unseren Versuch verwenden. Solltest du keine bekommen, betätigst du dich eben selbst als Schlosser, nimmst eine Feile und fährst damit ein paar mal über einen Nagel. Eine kleine Menge genügt schon. Wir wollen nur nachweisen, daß sich auch das Eisen mit Sauerstoff verbindet.

Stelle dafür den Bunsenbrenner etwas schräg, so daß auch die Flamme schräg nach oben schlägt. Nun nimmst du zwischen Daumen und Zeigefinger ein paar Eisenfeilspäne und läßt sie in die



Flamme fallen. Achte darauf, daß nichts in das Brennerrohr hineinkommt.

Du siehst ab und zu ein Eisenteilchen aufglühen und aufblitzen. Auch hier geht wie beim Magnesium eine Verbrennung vor sich. Aus dem geringeren Lichtschein können wir schließen, daß die Temperatur längst nicht so hoch ist wie bei dem vorigen Versuch. Das beweist uns wiederum, daß sich das Eisen nicht so innig mit dem Sauerstoff der Luft verbindet wie das Magnesium.

Man hat folgendes herausgefunden: Die entstehende Temperatur ist um so größer, je fester sich zwei Stoffe miteinander verbinden. Gibt es nicht bei anderen Vorgängen, gewollt oder ungewollt, ähnliche Erscheinungen?

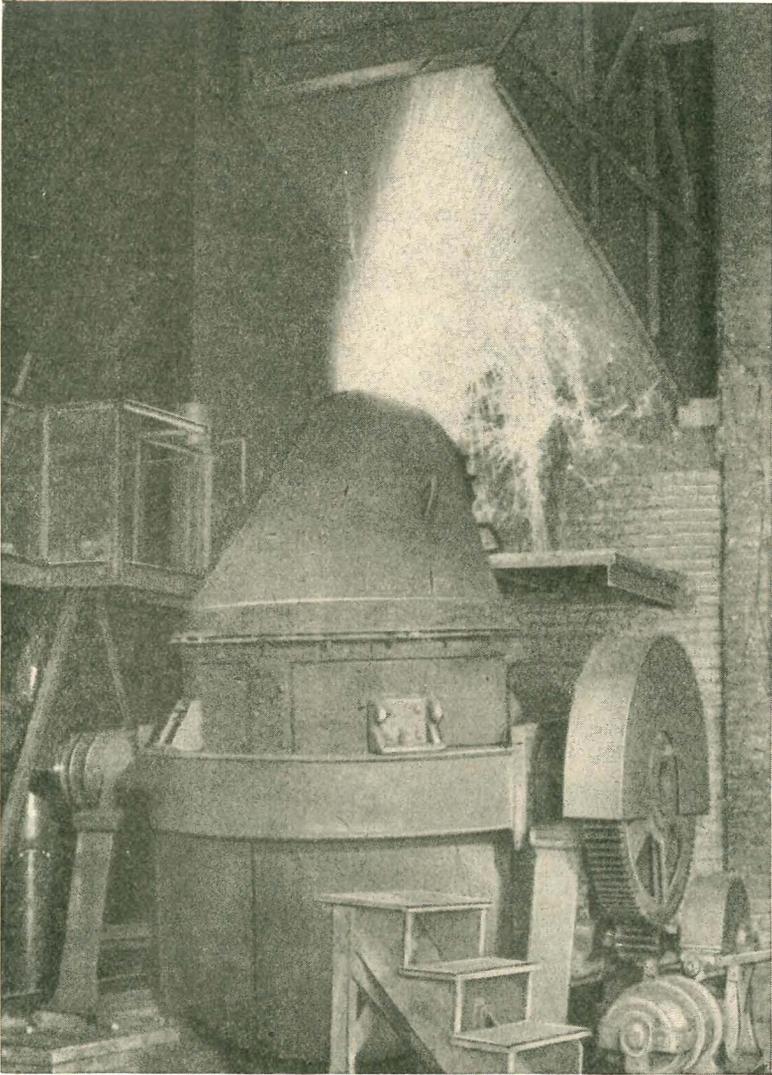
Warum sprühen zum Beispiel beim Schleifen eines eisernen Werkstücks oder eines Messers die Funken?

Auch das sind verbrennende Eisenteilchen, die durch die Reibung beim Schleifen so stark erwärmt werden, daß sie sich entzünden.

Auch der Feuerstein im Gasanzünder oder Feuerzeug besteht in der Hauptsache aus Eisen, dem allerdings eine geringe Menge Cer (sprich: zehr), ein seltenes Erdmetall, zugesetzt ist. Reines Eisen würde nur ganz selten einen Funken geben. Das einzelne abgerissene Eisenteilchen brennt nur dann allein, wenn es wie beim Schleifstein, durch Reibung stärker erhitzt wird. Bei jedem schnellaufenden Schleifstein kann man das beobachten.

Aber noch an anderen Stellen tritt diese heftige Oxydation kleiner Eisenteilchen auf, und zwar bei der Stahlgewinnung aus Roheisen. Hierbei wird durch ein großes birnenförmiges Gefäß, das mit glühendheißem, flüssigem Eisen gefüllt ist, Luft geblasen. Sie muß sich von unten her einen Weg durch das Roheisen bahnen. Wenn sie oben entweicht, reißt sie kleine Eisenteilchen mit, die umhersprühen und verbrennen. Auch wenn flüssiger Stahl oder flüssiges Eisen auf den Boden fallen, zerspringt das Metall in viele kleine Einzeltropfen, die zu *Eisenoxyd* verbrennen.

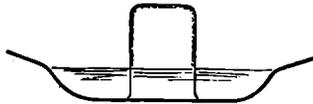
Und was sprüht bei unserer Wunderkerze, die wir so gern zur



Blasende Bessemerbirne

Weihnachtszeit oder in der Silvesternacht verbrennen? Eisenfeilspäne! Sie sprühen umher und bilden kleine Funken und Sternchen, genau wie bei unserem Experiment.

Neben dieser deutlich sichtbaren Verbrennung gibt es noch eine weitere Zerstörung des Eisens, die bedeutend langsamer vor sich geht, nämlich das Verrosten. Das ist nicht allein ein Verbinden mit Sauerstoff wie bei einer Verbrennung, sondern neben dem Sauerstoff sind unbedingt noch Wasser und das Kohlendioxyd der Luft erforderlich. Daß tatsächlich Sauerstoff gebraucht wird, um Eisen oxydieren (verrosten) zu lassen, wollen wir nachweisen. Nimm ein Becherglas, wie wir es bei dem Versuch mit der Kerze schon benutzt haben, und fülle es mit Wasser. Entleere das Gefäß wieder und streue Eisenpulver hinein. Achte darauf, daß möglichst viel an der feuchten Gefäßwandung haften bleibt. Das Glas stellst du umgekehrt in einen tiefen, mit Wasser gefüllten Teller. Das Wasser muß im Glas genauso hoch stehen, wie außerhalb im Teller. Und nun heißt es warten.



Wir überlassen den Versuch einen Tag lang sich selbst und schauen ihn uns dann genau an. Du wirst feststellen, daß auch diesmal das Wasser im Innern des Glases um etwa ein Fünftel gestiegen ist. Ein Fünftel der Luft, und zwar der Sauerstoff ist verbraucht worden. Die an der Wand haftenden Eisenteilchen sehen jetzt kräftig rostbraun aus. Damit haben wir bewiesen, daß zum Oxydieren (Verbrennen) des Eisens Sauerstoff gebraucht wird. Die Verbrennung kann also auch ruhig und langsam vor sich gehen.

Wenn wir atmen, erhält auch unser Körper über die Lunge Sauerstoff. Er wird gebraucht, um die Nahrungsmittel langsam



zu oxydieren. Wie sollte auch anders unsere Körpertemperatur zustande kommen, wenn nicht durch eine Verbrennung?

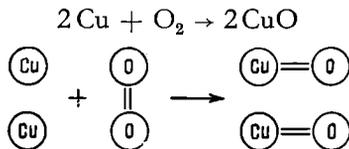
Brennt auch Kupfer?

Magnesium und Eisen vereinigen sich mit dem Sauerstoff der Luft. Das Eisen allerdings nur in Pulver- oder Spänchenform. Beim Kupfer könnten wir auch dann kein Aufleuchten feststellen, wenn wir feinste Stäubchen mit Luftsauerstoff verbinden. Machen wir es also anders:

Wir brauchen ein Stück Kupferdraht von 10 bis 15 Zentimeter Länge und möglichst ein bis drei Millimeter Stärke. Das eine Ende faßt du mit der Zange an und hältst das andere in die nicht-leuchtende Bunsenbrennerflamme. Sie wird von dem Kupferdraht zeitweilig grünlich gefärbt. Das hat mit unserem Versuch nichts

zu tun. Diese Erscheinung tritt nur auf, wenn das Kupfer etwas verunreinigt war.

Nimm den Draht nach einigen Minuten aus der Flamme und laß ihn abkühlen. Dann schau ihn dir genau an! Das Metall hat seine rötliche Farbe verloren und sieht schwarz aus. Dieser schwarze Stoff ist die Verbindung aus Kupfer und Sauerstoff, das *Kupferoxyd*. Hier ist die chemische Gleichung:



Das Elementsymbol für Kupfer ist Cu (vom Lat. cuprum = Kupfer). Ein Cu-Atom ist zweiwertig, so daß es sich mit einem Atom des zweiwertigen Sauerstoffs verbindet. Das kleinste in der Luft vorhandene Gebilde des Sauerstoffs ist aber das zweiatomige O₂-Molekül. Demnach sind für ein Sauerstoffmolekül zwei Kupferatome erforderlich, und es entstehen zwei Moleküle schwarzes Kupferoxyd.

Das Kupfer ist im Gegensatz zu dem sehr unedlen Magnesium und dem gegen Sauerstoff ebenfalls wenig widerstandsfähigen Eisen ein recht edles Metall. Du kannst das nachprüfen, indem du den Kupferdraht ein wenig hin und her biegest. Das Kupferoxyd bildet nur eine dünne Schicht an der Oberfläche, die leicht abblättert. Die rötliche Färbung des reinen Metalls wird wieder sichtbar.

Wiederholst du den Versuch mit dem gleichen Drahtstück immer wieder, so wird es nach und nach dünner, weil jedesmal etwas Kupfer als CuO abblättert.

Das waren einige Metalle in ihrem Verhalten zum Sauerstoff. Wir haben erfahren, daß sie recht unterschiedlich reagieren. Kupfer ist schon einigermaßen widerstandsfähig und verbindet sich nur ganz wenig mit Sauerstoff, wie wir das von Geräten aus diesem Metall her kennen.

Es gibt aber noch bedeutend widerstandsfähigere, edlere Metalle, nämlich Silber und Gold. Diese Edelmetalle verbinden sich selbst beim Erhitzen nicht mit Sauerstoff. Ein anderes Metall dagegen, das Natrium, ist noch unedler als das Magnesium. Es verbindet sich von selbst so schnell mit Sauerstoff, daß man es in Petroleum aufbewahren muß, weil sonst bald kein Metall mehr da wäre, sondern nur noch das *Natriumoxyd*.

Wie schützt man nun die unedlen Metalle vor dem Oxydieren? Du kennst die vernickelte Lenkstange an deinem Fahrrad, verchromte Armbanduhren oder verzinnnte Konservendosen und verzinkte Dachrinnen und Waschwannen. Durch diese Überzüge kann ein weniger edles Metall vor der langsamen Oxydation durch den Luftsauerstoff geschützt werden. Läßt sich die dünne Schicht aus einem widerstandsfähigen Metall nur schwer herstellen, wie das bei großen Eisenträgern und Brücken der Fall ist, so hilft man sich mit einem Farbanstrich, der das Metall schützt. Ohne diesen wirksamen Rostschutz würde der Schaden, der an und für sich schon groß ist, unvorstellbar werden.

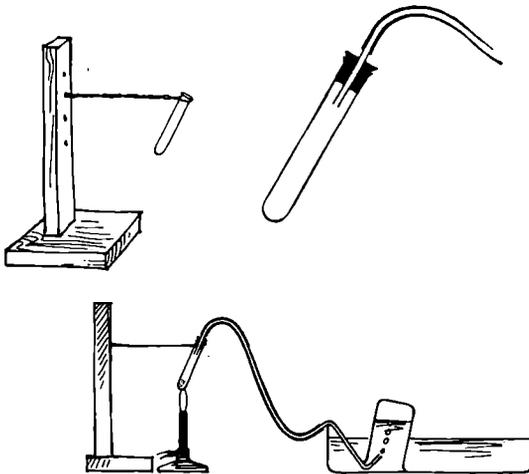
Wir stellen Sauerstoff her

Den Sauerstoff, den wir bisher verwendet haben, entnehmen wir aus der Luft. Deshalb mußte bei unseren Versuchen auch immer genügend Luft Zutritt haben. Jetzt wollen wir dieses Element einmal in reiner Form herstellen.

Dazu brauchen wir eine etwas umfangreichere Apparatur. Die Hauptsache bildet ein schräg stehendes Reagenzglas, das wir nicht mit der Hand halten können, weil es stark erhitzt werden muß. Am besten eignet sich dazu natürlich ein Stativ. Das ist eine schwere Eisenplatte mit einer senkrecht stehenden eisernen

Stange. Daran können verschiedene Haltevorrichtungen befestigt werden. Wenn du so ein Stativ nicht hast, behelfen wir uns anders.

Aus Holz können wir uns ein Stativ selbst bauen. Wir fügen eine stärkere Leiste in ein Grundbrett von etwa 100 mal 120 Millimeter und bohren in die Leiste in der gewünschten Höhe ein Loch. Aus nicht zu schwachem Eisendraht biegen wir uns einen Reagenzglashalter. Du legst dazu den Draht um das Glas und drehst ihn zusammen. Das Ende steckst du in das Loch im Stativ und klemmst den Draht mit einem kleinen Holzkeil fest, so daß das Reagenzglas schräg steht. Wenn du ein geschickter Bastler bist, findest du vielleicht selbst noch eine bessere Lösung.



So, nun weiter. Für das Reagenzglas brauchen wir einen gut passenden, einfach durchbohrten Gummistopfen. Auch Kork ist natürlich verwendbar, nur Gummi dichtet besser ab, und der Stopfen läßt sich immer wieder verwenden.

Von deinem Glasröhrenvorrat schneidest du ein fünf bis sieben Zentimeter langes Stück der richtigen Weite ab und schmilzt die Enden rund. Nun kannst du das angefeuchtete Rohr durch den Gummistopfen drehen. Nicht eher, denn das scharfkantige Ende würde den Gummi zerschneiden. Selbstverständlich darf das Glasrohr auch nicht mehr heiß sein, aber das merkst du dann schon am Geruch.

Beim Rundschmelzen des kurzen Stückes brauchst du keine Angst zu haben, daß du dir die Finger verbrennst. Auch ein kurzes Glasrohr kann am anderen Ende mit der Hand festgehalten werden, denn es wird nicht heiß. Glas ist ein sehr schlechter Wärmeleiter, und so ist es möglich, daß ein Ende in der Flamme auf mehrere hundert Grad erhitzt wird, während wir das andere getrost in der Hand halten können.

Ein zweites Rohr, 20 Zentimeter lang, wird ebenfalls rundgeschmolzen und dann gebogen. Das machst du folgendermaßen: Stütze beide Arme auf den Tisch und erwärme etwa fünf Zentimeter von einem Ende vorsichtig, indem du das Rohr mehrmals durch die leuchtende Flamme hindurchführst. Bei heißer Flamme kannst du dann so lange erhitzen, bis das Glas weich wird. Dabei mußt du mit beiden Händen gleichmäßig drehen, weil das Rohr sonst verdrillt wird. Ist das Glas weich genug, was du sehr bald merkst, nimmst du es aus der Flamme und biegest es in die gewünschte Form, also genau im rechten Winkel. Ein Weilchen mußt du das Rohr noch in dieser Stellung festhalten, damit es seine Form nicht wieder verändert. Erst wenn es fest ist, darfst du es zum Abkühlen auf eine feuerfeste Unterlage legen.

Heiße Glasgeräte dürfen niemals plötzlich abgekühlt werden, indem man sie vielleicht mit kaltem Wasser übergießt, weil sie dann unweigerlich zerspringen.

Zum Verbinden des Glasrohres im Stopfen mit dem längeren Ende des Winkelrohres brauchen wir noch ein Stück Gummischlauch von 30 Zentimeter Länge und passender Weite. Ist die

Leitung hergestellt, haben wir den Hauptteil der Apparatur fertig.

Nun müssen wir überlegen, wie wir den Sauerstoff sammeln können. Immer, wenn gasförmige Stoffe im Laboratorium aufgefangen werden sollen, benutzt man eine sogenannte pneumatische Wanne. Am besten ist dafür ein Glasbehälter (Aquarium) geeignet (Länge 25 Zentimeter, Breite 15 Zentimeter, Höhe 15 Zentimeter). Aber auch ein ähnliches Gefäß ist geeignet.

Prüfen wir die Wirkungsweise der pneumatischen Wanne schnell in einem kleinen Nebenversuch! Fülle ein Reagenzglas vollständig mit Wasser, verschließe es mit dem Daumen und tauche es umgestülpt in die dreiviertel mit Wasser gefüllte Wanne. Solange die Öffnung unter dem Wasserspiegel liegt, fließt auch kein Wasser aus dem Glas heraus. Nimm einen Gummischlauch, tauche ihn in die Wanne und halte das Reagenzglas darüber (Öffnung immer unter Wasser). Nun blase in den Schlauch! Die Luftblasen steigen in dem Glas nach oben und verdrängen nach und nach das Wasser. Es enthält dann nur noch ausgeatmete Luft. Wenn du es unter Wasser mit einem Gummistopfen verschließt, hast du ein Reagenzglas voll Atemluft.

Genauso fangen wir den Sauerstoff auf. Um ihn gewinnen zu können, brauchen wir *Kaliumpermanganat*, dunkelviolettschwarze Kristalle. Vielfach ist es auch unter dem Namen übermangansaures Kali bekannt. Diese Bezeichnung ist aber veraltet, du brauchst dir nur Kaliumpermanganat zu merken. Wenn wir 100 Gramm von diesem Stoff haben, reicht die Menge für eine ganze Reihe von Versuchen.

Fülle ein Reagenzglas damit bis zur Hälfte und prüfe noch einmal, ob alle Schlauchleitungen gut sitzen. Wenn in der pneumatischen Wanne einige mit Wasser gefüllte Gläser zum Auffangen des Sauerstoffs umgestülpt bereitstehen und vielleicht auch noch ein oder zwei Flaschen mit möglichst weitem Hals und dazu passenden Stopfen, kann der Versuch beginnen.

Stelle den Bunsenbrenner zunächst mit kleiner Flamme unter das schräg eingespannte Reagenzglas. Nach kurzer Zeit kannst du stärker erhitzen. Zunächst perlen aus dem rechtwinklig gebogenen Rohr nach und nach Gasblasen. Das ist aber noch entweichende Luft, die sich in dem Gefäß beim Erwärmen ausdehnt. Erst, wenn die Gasblasen schnell hintereinander aufsteigen, hältst du die Gläser darüber und fängst das Gas auf.

Immer, wenn ein Behälter mit Gas gefüllt ist, mußt du ihn unter Wasser verschließen, denn er ist jetzt leichter als Wasser und würde umkippen. Hast du ihn verschlossen, kann sich der Inhalt auch nicht mehr mit der Außenluft vermischen.

Ist die Gasentwicklung beendet, oder sind alle Behälter gefüllt, mußt du auf jeden Fall erst das Glasrohr aus der pneumatischen Wanne herausnehmen. Erst dann darf der Brenner fortgenommen und gelöscht werden. Wenn du es umgekehrt machst, kühlt sich das Reagenzglas ab, und der gasförmige Inhalt zieht sich zusammen, wobei er gleichzeitig Wasser nachsaugt. Gelangt kaltes Wasser in das immer noch recht heiße Reagenzglas, so platzt es! Erst, wenn alles erkaltet ist, nimmst du die Apparatur auseinander und reinigst alle Teile.

Was ist nun chemisch beim Erhitzen im Reagenzglas vorgegangen? Kaliumpermanganat hat die Formel KMnO_4 . Das einzelne Molekül besteht also aus einem Atom Kalium (K), einem Atom Mangan (Mn) und vier Atomen Sauerstoff (O). Kalium und Mangan sind Metalle. Wird die Verbindung aus diesen drei Stoffen, das Kaliumpermanganat, kräftig erhitzt, gibt das KMnO_4 -Molekül, häufig mit knisterndem Geräusch, einen Teil seines Sauerstoffes ab. (Zehn Gramm KMnO_4 liefern etwa einen Liter Sauerstoff.)

Jetzt müssen wir noch beweisen, daß der aufgefangene Stoff in den einzelnen Gefäßen, der sich von der Luft im Aussehen nicht unterscheidet, tatsächlich Sauerstoff ist. Das ist sehr einfach. Brenne einen etwa 20 Zentimeter langen, dünnen Holzspan an



und blase ihn wieder aus! Den noch glimmenden Span tauche in eins der mit Sauerstoff gefüllten Gläser. Er flammt hell auf und brennt weiter. Wenn du geschickt bist, gelingt es dir, die Flamme noch einmal zu löschen und im gleichen Glas erneut aufleuchten zu lassen.

Diese *Spanprobe* ist der Nachweis für das Vorhandensein von Sauerstoff. Kommt glimmendes Holz in reinen Sauerstoff, brennt es sofort lichterloh weiter.

Noch einmal brennender Schwefel

Wir haben schon einmal Schwefel verbrannt. Diesen Versuch wollen wir in etwas abgewandelter Form wiederholen.

Erinnerst du dich, wir verbrannten den Schwefel einfach auf dem Verbrennungslöffel an der Luft. Auch diesmal entzünden wir den zunächst geschmolzenen Stoff wie schon erwähnt. Nun tauche den brennenden Schwefel in eine mit Sauerstoff gefüllte Flasche.



Arbeit mit dem Schweißbrenner

Du wirst sehen, daß er jetzt mit wesentlich hellerer Flamme als an der Luft brennt.

Ich will dir das erklären.

Zu jeder Verbrennung ist Sauerstoff erforderlich, das wissen wir schon. In der Luft ist aber bekanntlich nur ein Fünftel davon

enthalten, die übrigen vier Fünftel haben auf die Verbrennung keinen Einfluß.

Der Sauerstoff ist gewissermaßen mit Stickstoff verdünnt. Ist reiner Sauerstoff vorhanden, so geht jede Verbrennung sehr viel lebhafter und mit wesentlich heißerer Flamme vor sich.

Das war schon beim Aufflammen des glimmenden Holzspans der Fall und ist auch beim Schwefel so.

In der Technik hat man sich diese Tatsache zunutze gemacht. Wenn Eisen- oder Stahlteile „zerschnitten“ werden (eigentlich werden sie durch eine sehr heiße Flamme auseinandergeschmolzen), so verbrennt man ein Gas, zum Beispiel Wasserstoff oder *Azetylen*, dem man reinen Sauerstoff aus einer zweiten Stahlflasche zuführt. Auf diese Weise wird die Flamme wesentlich heißer als beim Zuführen von gewöhnlicher Luft.

Auch dann, wenn der Arzt bei Unglücksfällen oder Erkrankungen bei Patienten künstliche Atmung anwendet, nutzt er die Erkenntnis aus, daß bei einer höheren Sauerstoffzufuhr die Lebensfunktionen besser und schneller ablaufen können. Allerdings sind zu große Mengen Sauerstoff für den menschlichen Organismus wieder schädlich. Deshalb wird auch der Sauerstoffgehalt der Atemluft gegenüber dem Gehalt in der gewöhnlichen Luft nur mehr oder weniger erhöht.

Der brennende Blumendraht

Eisen in der Luft zu verbrennen gelang nur, wenn es in pulverisierter Form vorlag. Sollte es nach den Erfahrungen des letzten Versuchs nicht auch möglich sein, Eisendraht zu verbrennen? In reinem Sauerstoff gelingt dieses Experiment tatsächlich, wie wir gleich sehen werden.



Nimm ein Stück ganz dünnen eisernen Blumendraht und wickle es um einen Bleistift zu einer Spirale auf. Am unteren Ende befestigst du ein Drittel eines Streichholzes mit Kopf. Den Draht wollen wir in einer Flasche mit reinem Sauerstoff verbrennen. Aus Sicherheitsgründen füllen wir sie zwei Zentimeter hoch mit Wasser. Von dem brennenden Draht tropft unter Umständen etwas flüssiges Metall herab. Fällt es auf den Flaschenboden, springt das Glas.

Nach diesen Vorbereitungen zündest du das Streichholz an und tauchst den Draht in die mit Sauerstoff gefüllte Flasche. (Flasche vorher verschlossen halten!) Das Streichholz dient nur als Zünder und hat mit dem Versuch selbst nichts zu tun. Das Eisen beginnt bald unter Knistern und Sprühen zu brennen. Erst wenn der Sauerstoff verbraucht ist, erlischt die „Wunderkerze“. Es kann passieren, daß der Eisendraht beim erstenmal nicht gleich anbrennt, dann laß dich nicht entmutigen, sondern versuche es noch einmal. Ist genügend Sauerstoff vorhanden, kann man sogar ein größeres Stück Eisen entzünden.

In der Technik wird diese Tatsache beim Schneiden von Stahl und Eisen angewendet. Mit einer sehr heißen Flamme von Wasser-

stoffgas oder dem ebenfalls gut brennenden Azetylen, wird das Eisenstück an der Trennstelle erhitzt. Dann stellt man das brennbare Gas ab und bläst nur noch reinen Sauerstoff auf das Werkstück. Dabei verbrennt das Metall, und durch den Druck, mit dem der Sauerstoff auf das Eisen strömt, wird das entstehende Eisenoxyd beiseite geschleudert. Mit dieser Methode, die man auch *autogenes Schneiden* nennt, ist es möglich, Eisen und Stahl auf chemischem Wege zu zerteilen.

Eisen zerstört Wasser

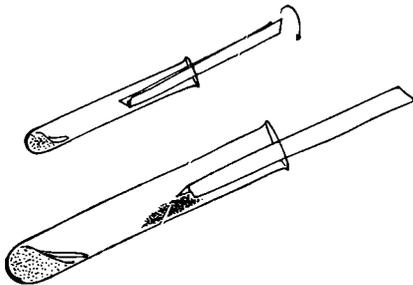
Nur bei ganz wenigen Oxyden ist es möglich, den Sauerstoff durch einfaches Erhitzen wieder abzuspalten. Das leuchtet auch ohne weiteres ein, denn bei Magnesium, Eisen und Kupfer bildet sich ja in der Hitze gerade das entsprechende Oxyd. Trotzdem läßt sich aber fast jedes Oxyd reduzieren. Reduzieren heißt, einem Oxyd den Sauerstoff entziehen. Wenn es nicht einfach geht, muß der Sauerstoff eben gewaltsam entfernt werden.

Versuchen wir es und reduzieren wir einmal das Wasser. Es hat die chemische Formel H_2O . Sein Einzelmolekül enthält also zwei Atome Wasserstoff und ein Atom Sauerstoff (O). Wenn wir den Sauerstoff entfernen, muß also der Wasserstoff übrigbleiben. Wir brauchen für diesen Versuch die gleichen Geräte, die wir beim Gewinnen des Sauerstoffs aus Kaliumpermanganat benutzt haben. In das Reagenzglas füllst du diesmal möglichst schönen weißen Sand, Wasser und Eisenpulver.

Und nun ans Werk!

Füge die Geräte genauso zusammen wie beim Sauerstoffversuch. Lege auch einige mit Wasser gefüllte Reagenzgläser in deine pneumatische Wanne und halte die passenden Stopfen bereit. Erst

ganz zum Schluß füllen wir das Reagenzglas mit den notwendigen Stoffen. Nimm ein trockenes Glas und schüttele es zwei Zentimeter hoch voll Sand. Beim Anfeuchten des Sandes darf die Glaswandung nicht benetzt werden. Das ist einfacher als es sich anhört. Du nimmst ein 20 Zentimeter langes Glasrohr, tauchst es zwei bis drei Zentimeter tief ins Wasser und verschließt die obere Öffnung mit dem Daumen. Dann ziehst du das Rohr aus dem Wasser heraus. Du wirst sehen, die Flüssigkeit verbleibt darin. Sie kann erst dann herausfließen, wenn du den Daumen abhebst. Auf diese Weise wollen wir den Sand soweit anfeuchten, bis das Wasser etwa einen Millimeter darüber steht. So, jetzt spannst du das Reagenzglas so schräg wie möglich in dein Stativ. In die Mitte des Glases bringst du drei Messerspitzen voll Eisenpulver. Du kniffst dazu einen ein Zentimeter breiten und 15 Zentimeter langen Papierstreifen zu einer Rinne. Damit führst du die kleine Eisenmenge in das Reagenzglas ein. Dann drehst du den Streifen, so



daß das Eisen an der gewünschten Stelle auf einem kleinen Häufchen liegenbleibt. Es darf nicht mit dem Wasser in Berührung kommen. Der Gummistopfen verschließt das Gefäß. Aber vorsichtig, damit nichts verrutscht. Die Auffanggläser für den Wasserstoff müssen eingespannt oder festgehalten werden, denn bei dem Versuch kommt es darauf an, sehr geschickt zu erhitzen. Mit der leuchtenden Flamme des Bunsenbrenners befächerst du nun zunächst das ganze Glas, auch von oben her. Dann erwärme

abwechselnd einmal das Eisen und einmal den feuchten Sand. Beginnt das Eisen zu glühen, muß auch das Wasser aus dem Sand sieden, damit der Wasserdampf über das glühende Eisen streicht. Jetzt wird dir auch klar sein, wozu der Sand dient. Er soll verhindern, daß das kochende Wasser zum Eisenpulver spritzt. Für den Versuch selbst hat er keine Bedeutung. Wenn wir später eine chemische Gleichung aufstellen, erscheint er darin gar nicht. Die beiden Stoffe, die miteinander reagieren, sind das Wasser und das Eisen.

Wenn das Eisen einmal glüht, brauchst du nur noch das Wasser zu erhitzen, das Eisenpulver glüht bei dieser chemischen Reaktion von selbst weiter. In der pneumatischen Wanne perlen jetzt in schneller Folge Gasblasen hoch, die wir in Gläsern auffangen. Hast du genug Gas gewonnen, kommt erst wieder das Glasrohr aus der Wanne und dann erst wird die Flamme unter dem Reagenzglas entfernt. Warum diese Reihenfolge beachtet werden muß, haben wir ja schon gelernt.

Nimm deine Behälter mit dem farblosen Wasserstoffgas zur Hand und prüfe zunächst einmal, wie es sich in der Nähe der Flamme verhält. Dazu verschließt du ein Glas unter Wasser mit dem Daumen und hältst die Öffnung an die Flamme. Diesmal ist es ausnahmsweise gestattet, da es sich ja nur um Wasser und Wasserstoff handelt. Erst kurz vorher darfst du den Daumen wegnehmen. Das Gas brennt mit schwach leuchtender Flamme, was für uns der Beweis dafür ist, daß es sich tatsächlich um Wasserstoffgas handelt.

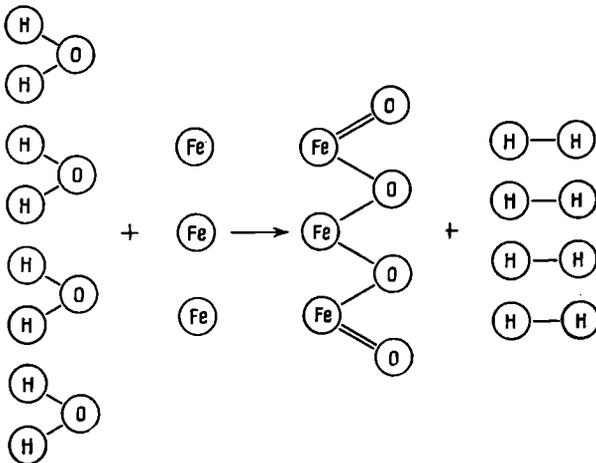
Brennt der Reagenzglasinhalt mit mehr oder weniger starkem Pfeifton ab, so war der Wasserstoff mit Luft vermischt. So ein Gemisch bezeichnet man als *Knallgas*. Befindet sich im Innern einer Glasapparatur ein Gemisch aus Luft und Wasserstoff, so kann eine „Knallgasexplosion“ zu schweren Unglücksfällen führen. Entzünde niemals irgendwo entweichenden Wasserstoff, ohne vorher die „Knallgasprobe“ gemacht zu haben!

Dazu hältst du über die Ausströmöffnung kurze Zeit ein Reagenzglas (Öffnung nach unten!). Dann Daumen drauf und an einer weit entfernten Flamme (mindestens 3—5 Meter!) entzünden! Bei Pfeifton oder leichtem Knall Vorsicht! In der Apparatur ist neben Wasserstoff bestimmt noch Luft enthalten, es besteht also die Gefahr einer Knallgasexplosion. Auf gar keinen Fall darfst du mit einer Flamme an die Ausströmöffnung des Gasgemisches herangehen!

Erst dann, wenn bei dieser Probe das Gas im Reagenzglas ruhig abbrennt, ist nur noch Wasserstoff vorhanden. Die Gefahr einer Explosion ist beseitigt. Bei allen Arbeiten mit Wasserstoff mußt du die Knallgasprobe so lange wiederholen, bis du sicher sein kannst, daß reiner Wasserstoff vorliegt. Bei Versuchen mit Wasserstoff immer Schutzbrille auf!

Laß ein zweites Glas mit der Öffnung nach oben ein Weilchen stehen und halte es dann an die Flamme. Der Inhalt brennt nicht mehr. Wasserstoffgas ist leichter als Luft und hat sich daher inzwischen verflüchtigt.

Wie sieht nun die chemische Gleichung für unseren Versuch aus? Hier ist sie:

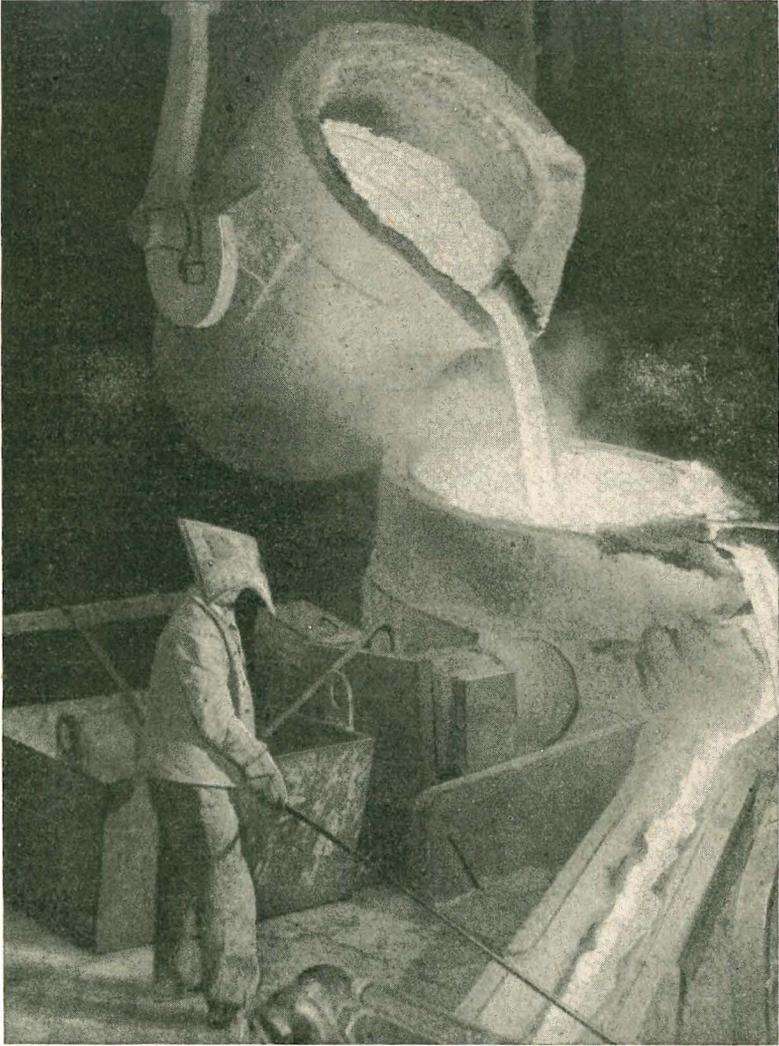


Links stehen die Formeln der Ausgangsstoffe, also Wasser und Eisen (Fe). Rechts erhalten wir Fe_3O_4 , das ist eine bestimmte Form von Eisenoxyd und *Wasserstoff*. Das Eisen hat also dem Wasser den Sauerstoff entzogen und sich mit ihm zu Eisenoxyd verbunden. Der Wasserstoff wurde dabei frei. Einen Stoff, der anderen Verbindungen den Sauerstoff entzieht, nennt man *Reduktionsmittel*.

Inzwischen ist auch das Reagenzglas mit dem Sand erkaltet, so daß du mit einem Stück Draht das Eisenoxyd herausholen kannst. Wahrscheinlich ist es zu einem Stück zusammengesintert. An der veränderten Färbung, die stellenweise bläulich ist wie bei manchen Stahlfedern, erkennst du, daß aus dem ursprünglichen Eisen Eisenoxyd entstanden ist.

Wir haben in einem kleinen Versuch genau das gleiche erreicht, was auch in der chemischen Industrie durchgeführt wird. Auch hier gewinnt man das wichtige Wasserstoffgas oftmals aus Wasser und Eisen. Es wird in der Hauptsache zum Schweißen und zum Füllen von Luftballonen verwendet.

Eine andere sehr wichtige Reduktion ist die von Eisenoxyd zu Eisen. Die meisten aller Eisenerze sind nämlich in der Hauptsache Verbindungen von Eisen und Sauerstoff, der ihnen erst entzogen werden muß, wenn man das reine Eisen gewinnen will. Das geschieht in den Hochöfen unserer großen Hüttenwerke. Als Reduktionsmittel werden dabei große Mengen Koks verwendet. Er besteht aus fast reinem Kohlenstoff. Daß sich dieses Element sehr gern mit Sauerstoff verbindet, wissen wir von der Kohle als Heizmaterial. In einem Hochofen wird dem Eisenoxyd in verschiedenen Stufen der Sauerstoff durch Kohlenstoff entzogen. Dabei entstehen das Eisen und die beiden Oxyde des Kohlenstoffs, nämlich das *Kohlendioxyd* (CO_2) und das *Kohlenmonoxyd* (CO). Letzteres brennt, denn es kann noch Sauerstoff aufnehmen. Brennendes CO hast du sicherlich schon einmal gesehen. Wenn ein glühendes Brikett im Ofen liegt, so kann man häufig beobachten, daß an



Das im Hochofen reduzierte Eisen wird über Rinnen in Formen gegossen

den Rändern bläuliche Flämmchen emporzüngeln. Da verbrennt Kohlenmonoxyd, übrigens ein sehr giftiges Gas. Auch im Stadtgas ist CO vorhanden.

Wer ist stärker?

Bei unseren Oxydationsversuchen haben wir erfahren, daß sich das Eisen besser mit dem Sauerstoff verbindet als das Kupfer. Wenn wir nun Kupferoxyd und Eisenpulver mischen und erhitzen, was geschieht dann?

Eigentlich ist das gar nicht so schwer zu beantworten. Sehr wahrscheinlich wird das Eisen dem *Kupferoxyd* den Sauerstoff entziehen, weil es ihn fester binden kann. Dann müßte also reines Kupfer übrigbleiben. Prüfen wir es nach!

Nimm ungefähr gleiche Mengen von Eisenpulver und Kupferoxyd. Beides zusammen braucht nicht mehr als ein halbes bis ein Kubikzentimeter zu sein. (Kupferoxyd kannst du, wie im Kupferversuch beschrieben, selbst herstellen und sammeln.) Vermenge die beiden Stoffe gut miteinander und fülle das Gemisch in ein Reagenzglas. Sieh es dir gut an und merke dir sein Aussehen!

Nun erhitze zunächst vorsichtig, dann etwas stärker in der Gasflamme. Du kannst das Reagenzglas dabei ruhig in der Hand halten. Nach kurzer Zeit wird das Gemisch aufglühen. Im selben Augenblick geht auch die Reaktion vor sich. Laß das Ergebnis abkühlen und schau es dir an. Wenn du das Reaktionsprodukt nicht ohne weiteres aus dem Glas herausbekommst, mußt du es schon opfern und zerschlagen. Das war unter Umständen schon bei der Reduktion von Wasserdampf durch Eisen der Fall. Möglicherweise ist da und auch beim letzten Versuch das Glas von selbst geplatzt.

Was wir vorhergesehen haben, ist eingetroffen. Deutlich wirst du einige Kupferteilchen an ihrem typischen Metallglanz erkennen können. Das Eisen war also stärker als das Kupfer, denn es hat dem Kupferoxyd den Sauerstoff entrissen.

Auf ähnliche Weise wird bei einem chemischen Schweißverfahren dem Eisenoxyd durch Aluminium der Sauerstoff entzogen. Dabei entsteht eine große Hitze, die das Eisen flüssig werden läßt. Diese Tatsache benutzt man, um Eisenteile, zum Beispiel zwei Straßenbahnschienen, miteinander zu verbinden. Das verwendete Gemisch wird kurz als Thermit bezeichnet und man spricht daher vom Thermitschweißverfahren.

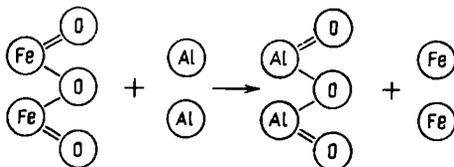
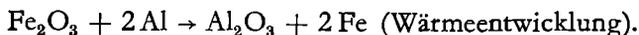
Was ist nun *Thermit*? Wir hatten Kupferoxyd und Eisen gemischt. Das Eisen war der Stärkere.

Thermit besteht aus Eisenoxyd und Aluminiumpulver, das noch viel begieriger ist, sich mit dem Sauerstoff zu verbinden, als vor dem das Eisen bei der Reaktion mit Kupfer war. Wenn das Gemisch entzündet worden ist, verbindet sich das Aluminium mit



dem Sauerstoff aus dem Eisenoxyd, und das Eisen bleibt als Metall zurück. Durch die hohe Temperatur, die dabei entsteht, wird das Eisen flüssig, und es lassen sich Eisenteile damit verbinden.

Die chemische Gleichung für diesen Vorgang aus der Praxis lautet:



Beide Metalle sind dreiwertig. Zwei Atome können, mit ihren insgesamt sechs Wertigkeiten, drei zweiwertige Sauerstoffatome binden. Es darf kein Wertigkeitsarm frei bleiben.

Guten Appetit, Eisenfresser!

Durch den Rotkohl haben wir schon erfahren, daß es Säuren gibt, Stoffe, die auf Indikatoren mit ganz bestimmter Farbänderung reagieren. Mit einer sehr wichtigen Vertreterin des „sauren Geschlechtes“, der *Salzsäure*, wollen wir experimentieren. Da wir sie für mehrere Versuche brauchen, kaufen wir gleich 250 Kubikzentimeter technische Salzsäure. Technisch heißt sie deshalb, weil sie nicht besonders gereinigt ist. Ihr fehlt gewissermaßen die reinigende Nachbehandlung, und daher ist sie auch noch etwas gelblich gefärbt. Es handelt sich um das im großtechnischen Verfahren gewonnene Produkt. Für unsere Versuche stören jedoch die Verunreinigungen in keiner Weise.

Bevor wir weiterexperimentieren, muß ich dir noch einige Hinweise geben, wie Chemikalien aufzubewahren sind. Du mußt sie unbedingt beachten! Jeder Behälter, sei es eine Flasche, eine Tüte oder ein anderes Gefäß, *muß* ein Etikett tragen, auf dem der Inhalt deutlich zu lesen ist. Alle Chemikalien sollten in einem besonderen Schrank oder in einer Kiste stehen, die du nach Möglichkeit verschließen mußt. Niemals dürfen Chemikalien in die Hände kleinerer Geschwister gelangen. Viele Stoffe, obwohl sie nicht direkt zu den Giften gehören, sind, wenn man sie verschluckt, gesundheitsschädlich.

Ganz besonders gilt das für die Säuren. Nehmen wir beispielsweise die *Essigessenz*, die in der Küche verwendet wird. Stark verdünnt ist es eine Speisewürze, unverdünnt dagegen eine stark ätzende, giftige Flüssigkeit. Damit niemand versehentlich aus so einer Flasche einen tüchtigen Schluck nehmen kann, haben Essigessenzflaschen eine andere Öffnung. Die Flüssigkeit kann immer nur heraustropfen. Mit unseren Chemikalien kann man solche Sicherheitsmaßnahmen kaum treffen, denn wir brauchen sie nicht immer nur tropfenweise. Auf keinen Fall darfst du Bierflaschen oder andere Behälter verwenden, in denen Nahrungs- und Genußmittel aufbewahrt werden. Die Gefahr bei Verwechslungen ist viel zu groß.

Für die Säure mußt du auf alle Fälle eine Flasche mit Glasstopfen kaufen. Das ist notwendig, weil fast jedes andere Material, wie Kork, Gummi oder Kunststoff, zerfressen wird. Säuren dürfen also nur in Flaschen mit Glasstopfen aufbewahrt werden! Vergiß vor allen Dingen nicht das Etikett mit der gut lesbaren Aufschrift. Noch einen weiteren wichtigen Hinweis mußt du beim Experimentieren mit Säuren beachten. Schon ein Wassertropfen, der auf eine Holzplatte oder ein Möbelstück fällt, hinterläßt einen geränderten Fleck. Eine noch viel unschönere Visitenkarte hinterläßt eine Säure. Sie zerstört jeden Farbanstrich, frißt sich durch die Politur und greift sogar das Holz an. Daher sind im chemischen



Labor die Tische mit Kacheln ausgelegt oder aber man arbeitet auf Glas-, Schiefer- oder Kunststoffplatten, die säurebeständig sind. Auch du mußt dir zum Experimentieren unbedingt eine entsprechende Unterlage besorgen. Ein Stück Linoleum, eine Holzplatte oder ein altes Tablett genügen dafür, um die Möbel zu schonen und vor Spritzern zu bewahren. Am geeignetsten wäre natürlich eine dicke Glasplatte. Vergiß also nie diese Schutzmaßnahme! Sollte doch einmal ein Tropfen danebengegangen oder sogar auf die Kleidung gespritzt sein, mußt du die Stelle sofort mit einem nassen Lappen und viel Wasser auswaschen. Gegebenenfalls wäschst du in etwas Sodawasser und spülst anschließend noch einmal gründlich. Spritzer auf der Haut werden abgewischt und mit Seife gut nachgewaschen. Die Augen schützen wir am besten wieder durch eine Brille. Und nun zum Versuch! Nimm etwas Eisenpulver, -feilspäne oder zehn Zentimeter Eisendraht, den du mit der Kneifzange in ein Zentimeter lange Enden zerschneidest. Fülle das Eisen in ein Reagenzglas und übergieße es mit zwei bis drei Kubikzentimeter Salzsäure. Was geschieht? Es bildet sich ein Gas, das in kleinen Blasen nach oben steigt. Die Eisenmenge wird nach und nach immer kleiner, bis sie schließ-

lich ganz verschwunden ist. Die Salzsäure hat das Metall vollständig aufgezehrt. Guten Appetit!

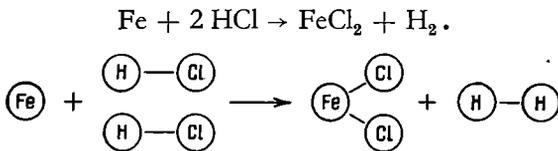
Wenn die Gasblasen nur sehr spärlich nach oben perlen, so mußt du etwas nachhelfen. Wie man das bei einer chemischen Reaktion macht, hast du schon gelernt, man muß erhitzen. Aber vorsichtig anwärmen und das Glas immer leicht schütteln. Wir wollen doch nicht, daß es gerade bei diesem Versuch platzt und die Säure Schaden anrichtet.

Prüfen wir, ob das entstehende Gas brennt. Verschließe ausnahmsweise das Reagenzglas kurze Zeit mit dem Daumen und halte die Öffnung dann an die Gasflamme. Das Gas brennt. Es kann gar nicht anders sein, denn es handelt sich um den uns schon bekannten Wasserstoff. Nun weißt du auch, warum du das Glas zuhalten mußtest. Hättest du es nicht getan, wäre der leichte Wasserstoff viel zu schnell entwichen und wir hätten ihn nicht mehr nachweisen können.

Wo aber ist das Eisen geblieben?

Aus dem Metall und etwas Salzsäure hat sich ein neuer Stoff gebildet, den wir *Eisenchlorid* nennen. Er ist im Wasser oder auch in der Säure gut löslich.

Du wirst ohne weiteres die Gleichung für diesen Vorgang verstehen:

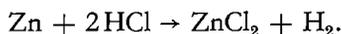


Ein Eisenatom reagiert mit zwei Molekülen Salzsäure, und es entstehen ein Molekül Eisenchlorid und ein Molekül Wasserstoff. In der Verbindung FeCl₂ ist das Eisen also zweiwertig. Das *Chlor* (Cl) ist in der Salzsäure (HCl) mit einem H-Atom verknüpft. Da der Wasserstoff immer einwertig ist, muß das Chlor auch ein-

wertig sein. Im Eisenchlorid ist aber ein Atom Eisen mit zwei einwertigen Chloratomen verbunden, es muß also zweiwertig sein. Es gibt sogar Verbindungen, in denen das Eisen dreiwertig auftritt. Die entsprechende Formel heißt dann FeCl_3 .

Wenn wir den gleichen Versuch mit einigen Stückchen Zink wiederholen, benutzen wir eine im Laboratorium häufig angewandte Methode um Wasserstoff darzustellen. Dabei ist aber Vorsicht geboten, denn wenn Zink nicht ganz rein ist, enthält der Wasserstoff ein giftiges Gas. Übergieße also einige Stückchen Zink mit Salzsäure! (Bei Verwendung von chemisch reinem Zink muß du einen Tropfen Kupfersulfat zugeben, damit es sich in Salzsäure löst. Ohne Kupfersulfat geht es einfach nicht!) Zu erwärmen brauchen wir diesmal nicht, weil beide Stoffe sowie so schon heftig miteinander reagieren.

Den Wasserstoff können wir nach der bekannten Methode ohne weiteres nachweisen. Die Gleichung:

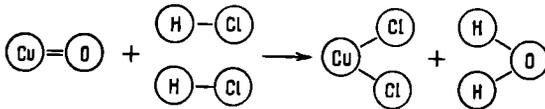


In Lösung bleibt *Zinkchlorid*. Beide neugewonnenen Stoffe, das FeCl_2 und das ZnCl_2 sind Salze. Da sie von der Salzsäure stammen, nennen wir sie Chloride. Sie enthalten immer ein Metall (hier Eisen oder Zink) und den Säurerest. Wenn wir den Wasserstoff durch einen Strich von dem übrigen trennen, bleibt der Säurerest übrig (H/Cl). Aus den Gleichungen kannst du ersehen, daß das Metall an die Stelle des Wasserstoffs getreten ist. Der Wasserstoff einer Säure ist durch ein Metall ersetzbar. Ist das geschehen, erhalten wir ein Salz.



Salzsäure reinigt Metalle

Wir nehmen ein Stück von dem oxydierten Kupferdraht, stecken es in ein Reagenzglas und übergießen es wiederum mit Salzsäure. Nach und nach verschwindet der schwarze Belag aus Kupferoxyd, löst sich in der Säure auf, und das blanke Kupfer kommt zum Vorschein. Achte genau darauf, ob du aufsteigende Wasserstoffbläschen beobachten kannst. Auch wenn du das Glas erhitzt, um eine kräftigere Reaktion zu erreichen, wirst du vergeblich auf eine Gasentwicklung warten. In der Salzsäure löst sich nur das Kupferoxyd, nicht aber der Kupferdraht. Auf diese Weise haben wir das oberflächlich oxydierte Kupfer gereinigt. Die chemische Gleichung ist wiederum sehr einfach:



Der schwarze Belag ist dir als CuO bereits bekannt. Der Wasserstoff der Salzsäure hat sich mit dem Sauerstoff des Oxyds zu Wasser verbunden. Ein Gas konnte deshalb auch nicht entweichen. Das Kupfer dagegen verbindet sich jetzt mit dem Chlor aus der Salzsäure zu Kupferchlorid (CuCl_2).

Wir haben schon vom Eisen gelernt, daß sich daraus die Wertigkeit ablesen läßt. Auch das Kupfer ist in der vorliegenden Verbindung zweiwertig.

In der Praxis wird der eben geschilderte Versuch im großen angewandt. Immer dann, wenn ein oberflächlich oxydiertes Metall gereinigt werden muß, wird es mit einer Säure behandelt. Das ist besonders beim Vernickeln und Verchromen von Eisenteilen der Fall. Würde man sie nicht gründlich reinigen, hielte der Überzug nicht lange und die Eisenteile würden verrosten. Das aber gerade will man ja durch den Überzug aus edleren Metallen verhindern.

Nun aber zu unseren Versuchen. Wir haben schon herausgefunden, daß es zwei Möglichkeiten gibt, um ein *Salz* herzustellen: einmal aus Metall + Säure = Salz + Wasserstoff oder aus Metall-oxyd + Säure = Salz + Wasser (Wasserstoffoxyd).

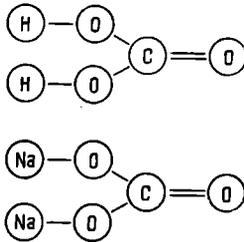
Diese beiden wichtigsten Arten müssen wir uns merken.

Schaumschlägerei

Wir wollen die Salzsäure einmal nicht auf ein Metall, sondern auf ein Salz einwirken lassen, und zwar nehmen wir dafür die Soda.

Wie war das doch? Zu einem Salz waren ein Metall und ein Säurerest erforderlich. Diesmal haben wir es nicht mit der Salzsäure, sondern mit der *Kohlensäure* zu tun (H_2CO_3). Die Soda enthält

ihren Säurerest. Mit ihm ist das Metall Natrium verbunden, so daß die Formel für Soda Na_2CO_3 lautet. Natrium ist genauso wie der Wasserstoff der Säure einwertig.



Ein Molekül der Kohlensäure enthält zwei Atome Wasserstoff. Werden sie durch Natrium ersetzt, muß das Metall natürlich auch zwei Atome liefern. Alle Salze der Kohlensäure heißen *Karbonate*. Daher hat die Soda auch den chemischen Namen *Natriumkarbonat*. Unsere Soda, die wir im Haushalt als Reinigungs- und Waschmittel verwenden, gehört chemisch also auch zu den Salzen.

Füllen wir davon etwas in ein Reagenzglas und übergießen es mit verdünnter Salzsäure (ein Teil Säure und ein Teil Wasser). Sei vorsichtig! Beide Stoffe reagieren sehr heftig miteinander. Es schäumt beinahe wie bei Seifenblasen. Das beweist uns, daß bei der Reaktion ein Gas entstanden sein muß. Hätten wir in dem Reagenzglas noch eine stark schäumende Flüssigkeit gehabt, dann wäre der Schaumfeuerlöscher fertig gewesen.

In so einem Löscher befindet sich ein Karbonat, dem außerdem noch schaubildende Stoffe beigemischt sind, und eine Glasampulle, in der die Säure enthalten ist. Mit einem Schlag auf den Auslöseknopf wird die Ampulle zertrümmert, die Säure fließt in das Karbonat und beide Stoffe müssen miteinander reagieren. Das dabei entstehende Gas schleudert den Schaum auf das Feuer und erstickt es.

Was ist das nun für ein Gas, das da entweicht? Wasserstoff kann es nicht sein, denn der würde ja selbst brennen. Sauerstoff kommt auch nicht in Frage, denn er fördert die Verbrennung, und daran haben wir beim Feuerlöschen kein Interesse. Es muß also ein Gas sein, das selbst nicht brennt und die Flammenbildung auch nicht fördert.

Nimm die pneumatische Wanne und fange das unbekannte Gas auf. Fülle zwei Reagenzgläser und möglichst noch ein größeres Gefäß, einen Standzylinder, der, wenn er eine Skaleneinteilung hat, auch Meßzylinder heißt. Als Behelf genügt auch eine Flasche mit weitem Hals.

Den Inhalt eines Reagenzglases prüfen wir mit einem brennenden Holzspan und werden zu unserer Überraschung feststellen, daß die Flamme erlischt. Ein Gas mit einer Eigenschaft, die wir weder beim Sauerstoff noch beim Wasserstoff vorgefunden haben, liegt hier vor. Dieses Gas ist das *Kohlendioxyd* (CO_2), das bei der Verbrennung von Kohle entsteht. Der Kohlenstoff ist in dieser Verbindung vierwertig. Er hat alle seine vier Arme bereits mit Sauerstoff besetzt, so daß er kein Sauerstoffatom mehr aufnehmen und daher auch nicht brennen kann.

Kohlendioxyd ist schwerer als Luft. Wenn du eine brennende Kerze mit einem entsprechend gebogenen Draht in das größere Gefäß bringst, das wir auch mit CO_2 gefüllt haben, erlischt die Kerze. Laß nach dem Versuch den Meßzylinder bei nicht zu starkem Luftzug im Zimmer offen stehen. Wiederholst du jetzt den Versuch noch einmal, so wirst du feststellen, daß noch immer CO_2 im Glas ist. Wäre es leichter als Luft, hätte es ja inzwischen ungehindert entweichen können.

Daß dieses Gas ein größeres Gewicht als Luft hat sehen wir auch daran, daß es sich wie Wasser gießen läßt. Erstaunlich, nicht wahr? Aber wir können es versuchen. Stelle eine zwei Zentimeter lange Kerze in ein Wasserglas und zünde sie an. Nun nimm den großen Behälter mit dem CO_2 und tue so, als ob du Wasser auf die Kerze



gießen wolltest. Gib aber acht, daß du nicht zuviel „vorbeigießt“! Und nun geschieht das große Wunder. Wie von Geisterhand berührt fängt die Kerzenflamme an zu flackern, wird immer kleiner und verlischt. Das kann auch gar nicht anders sein, denn von unten her steigt das CO_2 an, verdrängt den Sauerstoff und erstickt so die Flamme.

Wenn du geschickt bist, kannst du den Versuch noch eindrucksvoller ablaufen lassen. Dazu bringst du in einen größeren Behälter mehrere brennende Kerzenstummel auf einen treppenförmig gebogenen Blechstreifen. Beim Eingießen von CO_2 verlöschen nun die Flammen von unten beginnend eine nach der anderen.

Enthält ein Behälter Kohlendioxyd, so kannst du mit einer brennenden Kerze unschwer feststellen, wie hoch der „Gaspiegel“ steht. Das ist sehr deutlich an dem Flackern der Flamme zu sehen, besonders, wenn du sie mehrmals auf und ab bewegst.

Die Schaumschlägerei, die für den Feuerlöscher sehr nützlich war, hat noch eine weitere Anwendung gefunden, die du schon kennst. Ich meine das Brausepulver. Auch hier reagieren ein Karbonat und eine Säure, wobei Kohlendioxyd entsteht. Bemerkenswert da-



Die selbsthergestellte Brause

bei ist, daß die Brause erst dann „losgeht“, wenn das Pulver ins Wasser kommt. Als Karbonat ist im allgemeinen das bekannte Natron enthalten. Und wie kommt die Säure, die doch an und für sich flüssig ist, in die Tüte? Man verwendet hier *Weinsäure* oder *Zitronensäure*, die in fester Form als weißliches Pulver in der Brausemischung enthalten ist. Eine Säure reagiert chemisch aber erst dann, wenn sie in Wasser gelöst ist. Beim Brausepulver also, wenn sie ins Wasser kommt. Meist sind der Brause noch Farb- und Geschmacksstoffe beigemischt, die aber mit der chemischen Reaktion nichts zu tun haben.

Da wir jetzt die Zusammensetzung kennen, können wir uns unser Brausepulver selbst herstellen. Wenn du keine Weinstein- oder

Zitronensäure bekommst; nimmst du den Saft einer Zitrone und rührst ihn mit etwas Zucker in einem Glas Wasser an. Damit die ganze Sache auch braust, gibst du noch eine Messerspitze voll Natron hinein. Das Ergebnis ist eine Zitronenbrause. Ein Eßlöffel Essig genügt auch schon, um ein perlendes, säuerlich schmeckendes Getränk zu erzeugen. Wer kein Natron hat, könnte vielleicht auf die Idee kommen, Soda zu nehmen. Der Versuch gelingt zwar, aber ob die Brause mit Seifenlaugenaroma schmeckt, fragt sich.

Das weiche Hühnerei

Die Salzsäure hat also die Soda, ein Salz der Kohlensäure, aufgelöst. Probieren wir doch einmal aus, ob das auch bei anderen Karbonaten der Fall ist.

Wir brauchen dazu ein rohes Hühnerei und Salzsäure.

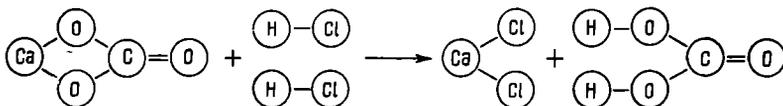
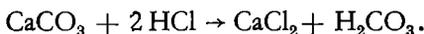
Das Ei legen wir vorsichtig in eine Tasse und übergießen es mit Salzsäure. Genau wie bei der Soda beginnt es diesmal in der Tasse zu brausen. Das ist der Beweis dafür, daß sich ein Gas entwickelt. Es handelt sich wieder um Kohlendioxyd. Dieses Gas kann aber nur aus der Eierschale stammen, denn nur sie wird aufgelöst. Die Eierschale besteht also auch aus einem Salz der Kohlensäure, und zwar fast ausschließlich aus *Kalziumkarbonat*.

Der Name sagt bereits, daß in diesem Salz ebenfalls ein Metall vorkommt, und zwar das *Kalzium*. Es hat das Elementsymbol Ca und ist immer zweiwertig. Die Formel für Kalziumkarbonat lautet CaCO_3 . Die Salzsäure löst dieses Salz vollständig auf. Übrig bleibt ein nacktes Hühnerei. Unmittelbar unter der Kalziumkarbonatschale oder Kalkschale, wie man auch dazu sagt, wird das Ei noch von einer dünnen Haut umspannt, die den Inhalt zusammenhält. Das sonst so leicht zerbrechliche Vogelprodukt ist jetzt ganz weich und läßt sich leicht verformen.



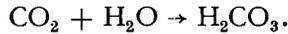
Es wird vielfach behauptet, man könnte ein Hühnerei durch einen Schlüsselring befördern, ohne es dabei zu zerstören. Du kannst es ja einmal versuchen! Löse die Eierschale auf, spüle gut ab und stelle eine Tasse darunter. Viel kann nicht passieren. Notfalls machst du Rührei daraus.

Wie sieht nun die Reaktionsgleichung aus? Schauen wir sie uns an.



Die Salzsäure setzt sich mit dem Karbonat um, und es entsteht *Kalziumchlorid* (CaCl_2) sowie die Kohlensäure. Die Salzsäure ist stärker, sie kann die Kohlensäure aus ihren Salzen verdrängen. Daß die Kohlensäure eine sehr schwache Vertreterin ihres Geschlechts ist, wissen wir ja vom Selterswasser her. Das ist weiter nichts als eine Kohlensäurelösung, die man sogar trinken kann. Das Kohlensäuremolekül ist sehr unbeständig, es zerfällt sehr leicht in Wasser (H_2O) und Kohlendioxyd (CO_2). Wäre das nicht der Fall, so würde Selterswasser auch nicht sprudeln.

Das gasförmige CO_2 wird sehr häufig fälschlicherweise als Kohlensäure bezeichnet. Das kann uns als Chemikern natürlich nicht mehr passieren. Wir wissen, daß es sich hierbei nur um Kohlendioxyd handelt. Erst wenn sich dieses Gas in Wasser gelöst hat, ist Kohlensäure entstanden. In der Formelsprache sieht das so aus:



Das geschieht in der Mineralwasserfabrik, hier wird CO_2 unter Druck in Wasser geleitet und es entsteht Selterswasser. Öffnen wir die Flasche, verläuft der Vorgang in der umgekehrten Richtung $\text{H}_2\text{CO}_3 \rightarrow \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2$. Das CO_2 entweicht und übrig bleibt nur das Wasser. Bei solchen Reaktionen, die in beiden Richtungen verlaufen können, schreibt man eine Gleichung mit zwei Pfeilen, die beide Richtungen kennzeichnen: $\text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2 \rightleftharpoons \text{H}_2\text{CO}_3$.

Vorsicht, Giftgas!

Für diesen Versuch brauchen wir wieder Salzsäure und das schon einmal verwendete Kaliumpermanganat. Dieser Stoff gehört übrigens auch zu den Salzen, genau wie unser Kochsalz und die zum Reinigen verwendete Soda. Für einen Vorversuch brauchen wir eine Messerspitze voll Kaliumpermanganat, das wir in ein Reagenzglas füllen und mit Salzsäure übergießen. Ein Kubikzentimeter reicht dafür. Nun paß auf, was geschieht! Bei der Reaktion zwischen dem KMnO_4 (Kaliumpermanganat) und Salzsäure entweicht ein Gas. Halte das Reagenzglas senkrecht und möglichst ruhig. Es füllt sich von unten her mit einem grünlich gefärbten Gas, das offensichtlich schwerer ist als Luft. Wir haben absichtlich nur eine ganz geringe Menge Kaliumpermanganat genommen, weil das entstehende *Chlorgas* ein sehr



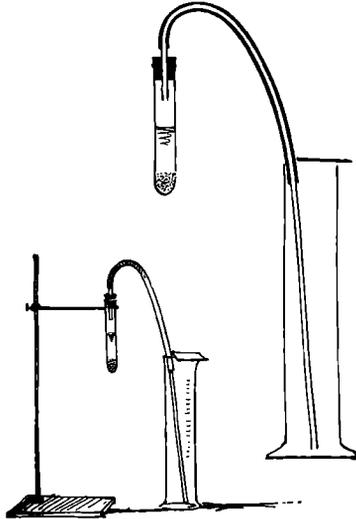
giftiger Stoff ist. Das kannst du schon ermessen, wenn du den Geruch des Chlors feststellst. Halte aber die Nase nicht direkt über die Öffnung des Reagenzglases, so prüft kein Chemiker den Geruch eines Stoffes. In etwa 20 Zentimeter Entfernung wird das Glas gehalten, während die rechte Hand die Luft oberhalb der Öffnung auf die Nase zufächelt. So wollen wir das in Zukunft immer machen. Erst, wenn auf diese Weise kein Geruch festzustellen ist, darf man mit der Nase dichter heran. Aber immer nur ganz vorsichtig schnuppern. Beim Chlor ist das nicht mehr erforderlich, es beißt in der Nase und reizt zum Husten. Wir können das schon bei starker Verdünnung wahrnehmen.

Nimm auf keinen Fall einen tiefen Atemzug voll, denn sonst bleibt dir die Luft weg. Bei allen Arbeiten mit Chlor heißt es besonders vorsichtig sein.

Es wird sich kaum vermeiden lassen, daß etwas Chlor entweicht. Daher wollen wir solche Versuche immer bei offenem Fenster

machen. Reagenzgläser und alle zum Chlorversuch gebrauchten Geräte werden mit fließendem Wasser gut ausgespült und gereinigt. Nun ein weiterer Versuch mit dem Chlorgas.

Fülle zwei bis drei Kubikzentimeter Kaliumpermanganat in ein Reagenzglas und übergieße es mit Salzsäure. Das Glas muß etwa halb voll sein. Das entweichende Gas wollen wir auffangen. Laß es durch ein Glasrohr strömen, das bis auf den Grund eines Standzylinders oder hohen Weckglases reicht. Ähnlich wie bei der Darstellung des Sauerstoffs brauchst du einen einfach durchbohrten Gummistopfen, Glasrohr und Gummischlauch. Dieser muß aber möglichst kurz sein, weil das Chlorgas den Gummi angreift.



Das Auffangerät muß trocken sein. Damit kein Gas entweichen kann, decken wir es mit einer Glasscheibe ab. Notfalls genügt auch ein Pappdeckel.

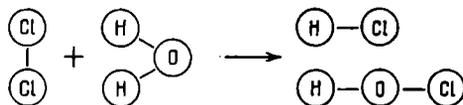
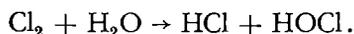
Wenn sich das Innere des Glases grünlich färbt, ist eine genügende Menge Chlorgas entstanden. Das Glasrohr wird entfernt und das

Gefäß völlig abgedeckt. Da noch weiteres Chlor entstehen kann, bringst du das Reagenzglas sofort ins Freie oder spülst es aus.

An dem gewonnenen Chlor wollen wir eine seiner wichtigsten Eigenschaften kennenlernen. Hänge einen nassen, farbigen Wollfaden in das mit Chlor gefüllte Glas. Auch eine Blüte oder ein Blatt kannst du dem Gas aussetzen. Nach einiger Zeit werden die Farben der Versuchsobjekte immer blasser und heller. Hat das Chlor lange genug eingewirkt, verschwinden sie vollkommen.

Dieses giftgrüne Gas bleicht also andere Stoffe. Allerdings ist dafür die Anwesenheit von Wasser erforderlich.

Wenn sich Cl_2 , das ist das *Chlorgas*, in Wasser löst, so geschieht das im wesentlichen nach folgender Gleichung:



Der neu entstandene Stoff HOCl ist die *unterchlorige Säure*. Sie ist äußerst unbeständig und gibt das Sauerstoffatom sehr leicht wieder ab. Dadurch wird sie wieder zu Salzsäure umgewandelt. Das einzelne frei gewordene Sauerstoffatom ist bestrebt, sich mit seinesgleichen zu O_2 zu vereinigen oder sich mit anderen Stoffen zu verbinden. Bei dem vorangegangenen Versuch waren das die Farbstoffe der Wolle und der Pflanzenteile. Die Sauerstoffatome haben die Farbstoffmoleküle oxydiert und damit völlig verändert. Das war die Ursache für das Verschwinden der Farben. Die Tatsache, daß Chlor im feuchten Zustand andere Stoffe oxydiert, wird auch in der Praxis angewandt. In großem Maße hängt davon sogar unsere Gesundheit ab. Das Wasser, das wir aus der Leitung entnehmen, das wir trinken und mit dem wir unsere Speisen zubereiten, muß auf jeden Fall frei von Krankheitskeimen

sein. Diese Forderung erfüllt das natürliche Wasser nicht immer, denn es wird häufig aus Flüssen und Stauseen entnommen, in denen Krankheitserreger enthalten sind. Damit wir diese Quellen verwenden können, erhält das Wasser einen Zusatz von Chlor. Dabei entsteht zunächst wieder etwas unterchlorige Säure, die ihren Sauerstoff dann abgibt. Er tötet alle Bakterien, indem er sie „oxydiert“. So erhalten wir ein keimfreies Trinkwasser. Es enthält gegenüber dem normalen Wasser etwas Chlor, beziehungsweise das daraus entstandene HCl. Der Anteil ist aber sehr gering und wird von uns gar nicht bemerkt.

In manchen Großstädten wird an Stelle des Chlors ein anderer Sauerstoffabgebender Stoff zur Reinigung des Wassers verwendet, und zwar das Gas *Ozon*. Es hat die Formel O_3 und zerfällt nach der Gleichung $O_3 \rightarrow O_2 + O$. Dieses eine frei werdende Sauerstoffatom reinigt das Wasser.

Auch in der Medizin wird diese Tatsache angewendet. Bei Halsentzündungen verordnet der Arzt oftmals Kaliumpermanganat oder *Wasserstoffsperoxyd* zum Gurgeln. Die Lösungen von $KMnO_4$ und H_2O_2 (Formel für Wasserstoffsperoxyd) geben sehr leicht Sauerstoffatome ab. Sie sind es, die eine Heilung bewirken, indem sie die Krankheitserreger abtöten.

In der Technik verwendet man das Chlor sehr häufig zum Bleichen von Papier und Textilfasern. Allerdings sind dafür größere Mengen Chlor erforderlich.

Ein Verwandter des Chlors, der zur gleichen Familie gehört, ist das *Jod*. Es ist aber nicht so giftig. In der Medizin wird es zur Desinfektion von Wunden genommen. Jod selbst ist ein fester Stoff. Erst wenn man das Element in Alkohol löst, entsteht die für gewöhnlich mit Jod bezeichnete Flüssigkeit. Richtiger ist es, dazu Jodtinktur zu sagen.

Eine übelriechende Angelegenheit

Die Chemie kann unter Umständen eine ziemlich „stinkende“ Angelegenheit sein. Wir wollen uns gleich einmal davon überzeugen. Was da so übel duftet, sind immer Gase, die bei verschiedenen chemischen Reaktionen entstehen.

Als Ausgangsprodukt brauchen wir dafür *Eisensulfid* oder wie der Laie sagt Schwefeleisen. Seine Formel ist FeS. Als angehende Chemiker können wir daraus ersehen, daß sich ein Molekül Eisensulfid aus einem Atom Eisen und einem Atom Schwefel zusammensetzt.

Versuchen wir beide Elemente miteinander zu vereinigen!

Um von jedem Element die gleiche Anzahl Atome zu haben, müßten wir 56 Gramm Eisen und 32 Gramm Schwefel verwenden. Die Mengen können natürlich auch kleiner sein, nur das Verhältnis von 56 zu 32 muß immer stimmen. Wahrscheinlich wirst du keine Waage haben, die mit der erforderlichen Genauigkeit arbeitet. Wir können uns aber auch anders helfen. Mische einen Raumteil Eisenpulver mit zwei Raumteilen Schwefel. Am günstigsten macht sich das, wenn man einen Teelöffel als Maß verwendet. Da Eisen eine größere Dichte hat, stehen die Mengen dann ungefähr in dem angegebenen Gewichtsverhältnis.

Nachdem du beides gut miteinander gemischt hast, füllst du es in ein Reagenzglas und erhitzt es über der Gasflamme. Das Reagenzglas geht dabei häufig in Scherben, daher ist es ratsam, eine Blechplatte unterzulegen. Nach kurzer Zeit beginnt die Reaktion. Das Gemisch glüht an einer Stelle auf. Wie ein Wassertropfen im Zucker breitet sich die Glut aus, bis der ganze Inhalt davon erfaßt ist.

Ist das Reagenzglas heil geblieben, dann mußt du jetzt etwas nachhelfen, denn anders kommst du an den Inhalt nicht heran.

Was ist hier geschehen? $\text{Fe} + \text{S} \rightarrow \text{FeS}$, der entstandene grau-

schwarze Brocken ist also tatsächlich Eisensulfid, weil sich ja beide Stoffe im Atomverhältnis 1 : 1 verbunden haben.

Nach dem Erkalten zerkleinern ein paar kräftige Hammerschläge den meist sehr harten FeS-Brocken. Weder vom Schwefel noch vom Eisen ist etwas zu sehen, beides hat sich zu einem völlig neuen Stoff verbunden. Man nennt ihn daher auch eine *Verbindung*. Bevor die Hitze einwirkte, war es noch keine Verbindung, sondern nur ein *Gemisch*, denn wir hatten ja die beiden Stoffe nur miteinander vermengt. Hier bestand noch die Möglichkeit, die Bestandteile wieder auseinanderzusortieren. Das ist oft nicht ganz einfach, aber es geht. Der Chemiker unterscheidet also Gemisch und Verbindung.

Fülle jetzt von dem neugewonnenen Stoff ein etwa erbsengroßes Stück in ein Reagenzglas und übergieße es mit verdünnter Salzsäure. Bereits ohne zu erwärmen kannst du feststellen, daß kleine Gasblasen aufsteigen. Deine Nase bestätigt dir mit einem Rümpfen, hier geht eine „anrühige“ Reaktion vor sich. Wenn du



Das wollen wir gleich einmal ausprobieren. Nimm ein Stück Woll- oder Baumwollstoff und tropfe mit einem Glasrohr zwei Tropfen H_2SO_4 darauf. Wenn du einige Minuten wartest und dann versuchst den Säurefleck herauszuwaschen, wirst du feststellen, daß es nicht mehr geht. Dort wo der Tropfen hinfiel, ist das Gewebe „verschwunden“, es ist ein Loch entstanden.

Wie kommt das?

Ganz einfach, die Schwefelsäure ist „wassersüchtig“. Sie ist geradezu begierig, Wasser in sich aufzunehmen, das sie natürlich ihrer allernächsten Umgebung entzieht. Der Chemiker sagt zu dieser Eigenschaft, die Schwefelsäure ist *hygroscopisch*.

Wolle und Baumwolle sind Produkte, die in chemisch gebundener Form Wasserstoff und Sauerstoff enthalten. Die Schwefelsäure entreibt ihnen diese Bestandteile, denn daraus setzt sich ja das Wasser zusammen, und was als Rest noch übrigbleibt, ist in der Hauptsache Kohlenstoff. Daher wurde das Gewebe an der benetzten Stelle zunächst auch schwarz.

Aus dem gleichen Grund ist die Schwefelsäure manchmal dunkel gefärbt. Meist sind dann Staubteilchen in sie hineingelangt, die auf die gleiche Weise zerstört wurden. Der zurückbleibende Kohlenstoff ergibt dann die Färbung. Reine Säure ist wasserklar.

Mit Schwefelsäure müssen wir also ganz besonders vorsichtig umgehen. Zieh dir vor allen Dingen nicht deinen Sonntagsanzug an, wenn du mit ihr experimentierst.

Auf der Haut hat dieser Stoff natürlich schon gar nichts zu suchen. An sich würde H_2SO_4 die Haut ähnlich durch Wasserentzug zerstören wie Textilien. Sollte tatsächlich mal ein Tropfen auf die Hand gegangen sein, muß es schnellstens herunter. Aber nicht sofort abspülen, sondern erst gut mit einem alten Lappen abwischen und dann waschen.

In dem Augenblick nämlich, wo die Schwefelsäure das Wasser aufnimmt, erwärmt sie sich. Wenn sie Wasser zur Verfügung hat,

wie das beim Spülen der Fall ist, kann außer der Verätzung noch eine Brandblase entstehen.

Deshalb müssen wir auch beim Mischen von Säure und Wasser immer darauf achten, daß stets die Säure in das Wasser gegossen wird und nie umgekehrt. Da H_2SO_4 schwerer ist als Wasser, sinkt sie nach unten und durchmischt sich nach und nach mit ihm. Dabei tritt Wärme auf, die Lösung wird heiß. Macht man es falsch, so bleibt das Wasser als leichter Stoff oben und kann so stark erwärmt werden, daß es zu sieden beginnt und herausspritzt. Dabei würde dann auch heiße Schwefelsäure mit herausgerissen werden.

Merke dir die kleine Eselsbrücke:

Gießt man Wasser in die Säure,
ist die Wirkung eine ungeheure.
Gießt man Säure in das Wasser,
ist die Wirkung blasser!

Stell die Säureflasche immer auf eine Glas- oder Porzellanunterlage, denn wenn ein Tropfen an der Flasche herunterläuft, ist das Holz um den Flaschenboden bald ringförmig zerfressen.

Salzsäure aus Kochsalz

Täglich kommen wir, ohne es zu ahnen, mit dem Salz einer sehr wichtigen Säure in Berührung, ja, wir nehmen es sogar in uns auf. Zu fast allen Speisen, die wir im Laufe des Tages essen, wird Kochsalz verwandt. Sein chemischer Name ist *Natriumchlorid*, und da haben wir schon eine Beziehung, Chlorid, das hat unbedingt etwas mit der Salzsäure zu tun. Auch aus der Formel des Kochsalzes NaCl ersehen wir, daß es ein Salz der Salzsäure ist.

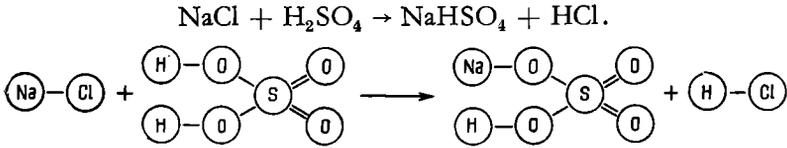
Wenn das der Fall ist, muß es auch möglich sein, aus dem Salz die Säure herzustellen. Wir wollen es versuchen.

Das im Haushalt als Speisewürze verwendete Natriumchlorid ist keineswegs chemisch rein, sondern es enthält fast immer geringe Mengen anderer Salze, wie zum Beispiel Kalium- oder Spuren von Magnesiumverbindungen. Namentlich im Winter passiert es sehr oft, daß das Salz feucht wird und dann nicht mehr aus dem Salzstreuer geht. Daran sind die Magnesiumsalze schuld, denn sie haben genau wie die Schwefelsäure die Eigenschaft, Wasser aufzunehmen. Sie sind also auch hygroskopisch. Bleibt Kochsalz auch dann trocken, wenn es offen steht, dann ist mit Sicherheit zu sagen, daß es kaum diese fremden Stoffe enthält.

Für unseren Versuch hat das aber keine Bedeutung. Fülle einen halben Teelöffel voll Kochsalz in ein Reagenzglas! Darüber gießt du 2 bis 3 Kubikzentimeter möglichst wenig verdünnte Schwefelsäure. Wie bei so vielen Reaktionen können wir wieder kleine aufsteigende Gasbläschen beobachten, deren Inhalt sich sehr bald durch seinen stechenden Geruch bemerkbar macht. Es handelt sich um den *Chlorwasserstoff*, der die chemische Formel HCl hat. Das ist natürlich etwas merkwürdig, denn bisher haben wir damit die Salzsäure bezeichnet. Der Zusammenhang läßt sich sehr leicht erklären. Die Salzsäure ist nämlich weiter nichts als Chlorwasserstoff, der sich im Wasser gelöst hat. Ein Liter Wasser von Zimmertemperatur nimmt dabei etwa 450 Liter Gas auf. In der Chemie ist daher für diese Lösung auch der Name Chlorwasserstoffsäure üblich.

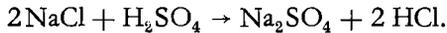
Wenn also auf die im Reagenzglas dargestellte Art größere Mengen Chlorwasserstoff hergestellt und im Wasser gelöst werden, läßt sich so Salzsäure gewinnen. Das hat man früher tatsächlich im großtechnischen Verfahren gemacht. Heute allerdings werden die bei manchen chemischen Verfahren nebenbei anfallenden Wasserstoff- und Chlormengen zu HCl vereinigt und dann in Wasser gelöst.

Was geschah nun in unserem Reagenzglas? Sehen wir uns einmal die chemische Gleichung an:



Der flüchtige Chlorwasserstoff wird von der Schwefelsäure verdrängt, was wir an den aufsteigenden Gasblasen erkennen können. Das nebenbei gebildete Salz NaHSO_4 enthält noch etwas Wasserstoff. Das ist aber ein typisches Merkmal von Säuren, und man bezeichnet es daher als saures Salz. NaHSO_4 ist demnach saures Natriumsulfat oder auch *Natriumhydrogensulfat* genannt.

Wenn wir bei unserem Versuch das Reagenzglas etwas erhitzen, verläuft die Reaktion etwas anders:



Durch ein Molekül H_2SO_4 entstehen also zwei Moleküle HCl . Ohne Wärme entsteht nur halb soviel Chlorwasserstoff. Bei der großtechnischen Herstellung von HCl wurde daher früher stets die Erwärmung durchgeführt.

Das Schneegestöber im Reagenzglas

Mit Schwefelsäure ist es also möglich, das gasförmige HCl aus dem Kochsalz in Freiheit zu setzen. Wenn wir das Gas in einen Standzylinder oder ein Becherglas mit etwas Wasser einströmen lassen, können wir mit einem Indikator nachweisen, daß tatsächlich eine Säure entstanden ist. Das kann auch gar nicht anders sein, denn Chlorwasserstoff in Wasser gelöst ergibt Salzsäure.

Beim Einleiten von HCl -Gas in Wasser darf das Glasrohr nicht eintauchen, weil sich dieses Gas in großer Menge in Wasser löst.

Dabei kann es passieren, daß etwas Wasser im Glasrohr emporsteigt und in das Reagenzglas mit der Schwefelsäure läuft. Das ist aber sehr gefährlich, wie du in dem Kapitel Schwefelsäure schon gelesen hast. Damit jede Gefahr vermieden wird, darf das Glasrohr nicht in das Wasser eintauchen.

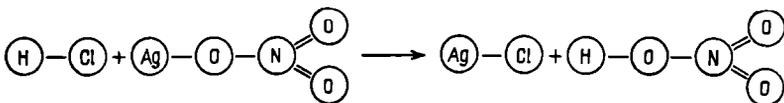
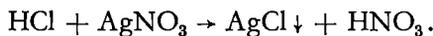
Mit dem Indikator können wir nur nachweisen, daß es sich um eine Säure handelt. Um festzustellen, welche es ist, brauchen wir noch ein Hilfsmittel.

Besorge dir in der Apotheke einige Kubikzentimeter *Silbernitratlösung*. Du mußt sie in einer braunen Flasche aufbewahren, da alle Silberverbindungen lichtempfindlich sind und demzufolge zersetzt werden. Mit Hilfe dieser Lösung sind wir in der Lage zu beweisen, daß es sich um Salzsäure handelt.

Fülle etwas von der zu untersuchenden Flüssigkeit in ein Reagenzglas und füge ein bis zwei Tropfen Silbernitratlösung hinzu. In unserem Reagenzglas beginnt es zu „schneien“. Es bildet sich eine käsige, weiße, schwerlösliche Verbindung, die als Niederschlag zu Boden sinkt. Völlig allerdings wird die Trübung nicht verschwinden.

Was du eben bei diesem Versuch erlebt hast, nennt der Chemiker eine *Fällung*. Sie ist ein Beweis dafür, daß in der untersuchten Flüssigkeit Chlor vorhanden ist. Da sie gleichzeitig auch noch sauer reagiert, kann es nur die Salzsäure sein.

Überlegen wir einmal, was bei diesem Vorgang geschehen ist. Silbernitrat ist das Salz der Salpetersäure, deren Formel HNO_3 lautet. Da Silber einwertig ist, hat sein Nitrat die Formel AgNO_3 . Es reagiert mit der Salzsäure nach folgender Gleichung:



Dabei bildet sich das sehr schwer lösliche *Silberchlorid*, das den „Schneefall“ in unserem Reagenzglas verursachte.

Im chemischen Laboratorium wird das Chlor aus Salzsäure und Chloriden ganz ähnlich nachgewiesen. Da auch *Silberkarbonat* schwer löslich ist, könnte diese Fällung die Anwesenheit von Chloriden vortäuschen.

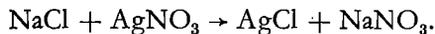
Setzt man aber dem zu untersuchenden Stoff Salpetersäure zu, so kann die Fällung nur vom Chlor herrühren, denn Silberkarbonat ist in Salpetersäure löslich.

Wenn du in deinem Chemikalienvorrat etwas Salpetersäure hast, kannst du ja einmal etwas Selterswasser mit Silbernitrat versetzen und Salpetersäure dazugeben. Die zunächst aufgetretene Fällung wird sich, ganz im Gegenteil zum Silberchlorid, wieder auflösen.

Wer den Nachweis von Chloriden genauso sicher führen will, wie es im Laboratorium geschieht, der braucht dazu also eine kleine Menge Salpetersäure.

Wie sieht es nun bei den Chloriden, den Salzen der Salzsäure, aus? Wir wollen ausprobieren, ob der Versuch auch hier gelingt.

Nehmen wir Kochsalz und lösen es in Wasser auf. Bevor wir weitermachen, wollen wir die chemische Gleichung einmal vorher durchdenken. Die Kochsalzlösung (NaCl) soll mit Silbernitrat (AgNO_3) versetzt werden:



Ganz klar, es entsteht wieder Silberchlorid, das ja die Ursache für den weißlichen Niederschlag ist, der uns die Fällung anzeigt. Der Versuch wird dir das bestätigen.

Und nun nimm einmal etwas Leitungswasser und füge einige Tropfen Silbernitratlösung hinzu. Halte das Glas gegen einen dunklen Hintergrund und beobachte genau! Was die schwache, milchige Trübung beweist, kannst du jetzt schon selbst herausfinden.



nichts, wohl aber von dem Silber. Ganz fein verteiltes Silber hat den ihm eigenen Glanz verloren und sieht schwarz aus. Dieses ausgeschiedene Silber bewirkte also die dunkle Färbung.

Bei dem Versuch löste das Licht eine chemische Reaktion aus. Bisher haben wir dazu eine andere Energieform, nämlich die Wärme einer Flamme benutzt.

Die Tatsache, daß ein Stoff durch das Licht verändert werden kann, hat eine ganz große Bedeutung erlangt, ist sogar zur Grundlage für eine ganze Industrie geworden, ohne die wir heute keine illustrierten Zeitschriften und keinen Film hätten, ich meine die Fotografie.

Wenn wir fotografieren und eine Aufnahme machen, dann fällt bei der Belichtung auch Licht auf die fotografische Platte oder den Rollfilm und schwärzt die lichtempfindliche Schicht. Sie ist auf der Glasplatte oder dem Filmstreifen in Gelatine eingebettet aufgetragen. Auch sie besteht aus Silberverbindungen. Man verwendet dafür in der Hauptsache *Silberbromid*, weil es noch besser geeignet ist als das Silberchlorid.

Brom ist ein naher Verwandter vom Chlor, und daher kommt es auch, daß das Silberbromid (AgBr) ähnliche Eigenschaften hat.

Die weitere Behandlung des belichteten Films in einem Entwicklerbad hat den Zweck, das auf ihm aufgezeichnete Bild überhaupt erst sichtbar zu machen. Ohne diese Behandlung würden wir nämlich kein Bild sehen. Man spricht daher von einem latenten Bild, zu deutsch, es ist verborgen, also nicht sichtbar.

Nach der Entwicklung wird das Bild fixiert, das heißt wörtlich: festgehalten. Bei der Belichtung wurde ja nicht das ganze Bromsilber geschwärzt, sondern nur ein Teil, und das waren die Stellen, die vom Aufnahmeobjekt besonders viel Licht erhielten. In der Hauptsache sind das also weiße und sehr helle Gegenstände. Da sie viel Licht auf die Platte schicken, rufen sie auch eine starke Schwärzung hervor. Bei dem so entstandenen Bild sind also alle Helligkeitswerte umgekehrt, und wir sprechen deshalb in der Fotografie von einem Negativ.

Daß das alles so schön und beinahe wunderbar funktioniert, verdanken wir den Silberverbindungen, dem käsigen Niederschlag in unserem Reagenzglas.

Eine Säure, die man trinken kann!

Eine Säure ist immer eine Angelegenheit, die mit Vorsicht zu genießen ist. Das heißt, eigentlich zu genießen ist sie überhaupt nicht, denn sie hat die äußerst unangenehme Eigenschaft, sich überall durchzufressen. Deshalb müssen wir auch immer sehr vorsichtig mit diesen gefräßigen Vertretern der Chemie umgehen, ganz gleich ob es sich um die Salzsäure, die Schwefelsäure oder die Salpetersäure handelt.

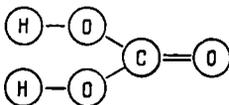
Trotzdem gibt es aber auch hier Ausnahmen, die, wie ein Sprichwort sagt, die Regel bestätigen. Wir haben auch eine Säure, die wesentlich harmloser ist und die wir tatsächlich „genießen“ kön-

nen. Das ist dir ja bestimmt nicht neu, denn du hast sie schon oft getrunken und dabei sogar ein angenehmes Prickeln empfunden. Man darf nur nicht zuviel auf einmal von dieser Säure verschlucken, denn dann sucht sie sich durch die Nase wieder den Weg ins Freie, und das kribbelt ganz gewaltig. Aber wie gesagt, gefährlich ist das keinesfalls, denn an Selterswasser oder an einer Brause ist noch kein Mensch gestorben.

Ja, diese beiden Getränke, und außerdem noch viele andere, die uns im Sommer schon so oft erfrischt haben, enthalten die Säure. Wir brauchen diese Säure auch nicht in einer besonderen Flasche aufzubewahren, denn sie ist ja in keiner Weise gefährlich.

Es ist kein Märchen um diese seltsame Säure, sondern es stimmt alles haargenau. Aber wir sind ja Chemiker und wollen der Sache auf den Grund gehen.

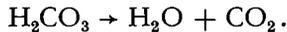
Fülle etwas Selterswasser in ein Reagenzglas und prüfe es mit einem der dir schon bekannten Indikatoren. Ein eingetauchter Streifen blaues Lackmuspapier wird leicht rot gefärbt. Auch Rotkohlfarbstoff oder der Saft von Blaubeeren oder Holunderbeeren zeigen deutlich an, wenn auch schwächer als bei den stärkeren Säuren, Selterswasser reagiert „sauer“. Und mit welcher sauren Vertreterin haben wir es hier zu tun? *Kohlensäure* ist ihr Name und ihre Formel H_2CO_3 . Das Selterswasser ist demnach nichts weiter als Wasser, dem man Kohlendioxyd zugesetzt hat. Das geschieht natürlich in der Fabrik.



Hier wird in keimfreies Wasser, dem man unter Umständen geringe Mengen von Salzen zusetzt, um es schmackhafter zu machen, mit einem Druck von etwa 4 Atmosphären Kohlendioxyd hineingepréßt. Chemisch sieht das dann so aus: $\text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2 \rightarrow \text{H}_2\text{CO}_3$.

Ein Teil des gelösten Kohlendioxyds reagiert mit dem Wasser und bildet Kohlensäure. Ein anderer Teil ist lediglich im Wasser gelöst, ohne irgendwie in Aktion getreten zu sein. Genauso ist auch der Sauerstoff im Wasser enthalten, der für alle im Wasser lebenden Tiere so wichtig ist.

Daher kommt es auch, daß eine geöffnete Brause oder Selters im ersten Augenblick immer „hochgeht“. Das CO_2 , das unter erhöhtem Druck hineingepreßt wurde, will sich wieder schnellstens „ausdehnen“. Bei geöffneter Flasche lastet auf dem Inhalt nur noch der gewöhnliche Luftdruck von rund einer Atmosphäre. Das Kohlendioxyd dehnt sich sofort aus, bildet kleine Bläschen, die nach oben perlen, und entweicht nach und nach aus der Flasche. Zum Schluß bleibt praktisch nur noch Leitungswasser übrig. Das läßt sich sehr leicht ausprobieren, indem man eine kleine Menge Selterswasser in ein Glas gießt und eine Weile stehenläßt. Dabei vollzieht sich folgender Vorgang:

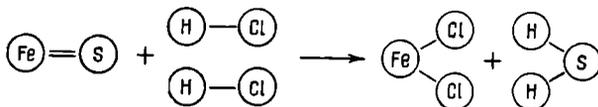
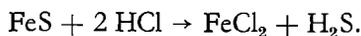


Da das CO_2 entweicht, ist am Ende kaum noch ein säuerlicher Geschmack festzustellen. Deshalb sagen wir dann auch, das Selterswasser schmeckt fad und abgestanden.

Kohlendioxyd ist ja auch schwerer als Luft und füllt einen Behälter langsam von unten her. Außerdem haben wir bereits durch Versuche festgestellt, daß in diesem Gas keine Verbrennung mehr stattfinden kann. An Hand dieser beiden Tatsachen können wir nachprüfen, ob das aus dem Selterswasser entweichende Gas tatsächlich Kohlendioxyd ist.

Dazu brauchen wir eine neue volle Flasche Selterswasser, die wir öffnen und schnell wieder mit einem einfach durchbohrten Gummi- oder Korkstopfen verschließen. In die Bohrung stecken wir ein Glasrohr und schließen einen Gummischlauch an, mit dem wir das aus der Flasche entweichende Kohlendioxydgas in einen Standzylinder oder ein großes Glasgefäß leiten. Wenn nicht ge-

schon einmal an einem verdorbenen Hühnerei geschnuppert hast, dann wirst du feststellen, das riecht hier sehr ähnlich. Der Gestank fauler Eier rührt von einem Gas, und zwar dem *Schwefelwasserstoff* her. Er hat die Formel H_2S . Er muß also auch bei unserem Versuch entstanden sein. Wie ging das zu?



Neben dem Schwefelwasserstoff bildet sich noch *Eisenchlorid*, ein Salz, das in der übrigbleibenden Lösung enthalten ist. Schwefelwasserstoff riecht nicht nur äußerst unangenehm, sondern ist auch sehr giftig! Mach dieses Experiment nur bei offenem Fenster und lüfte anschließend gut. Das ist insofern sehr wichtig, weil unsere Geruchsnerve den Schwefelwasserstoff nach gar nicht allzulanger Zeit nicht mehr deutlich wahrnehmen. Für unseren Körper sind geringere Mengen in der Luft, die wir längere Zeit einatmen, genauso gefährlich wie eine stärkere Dosis H_2S in kurzer Zeit.

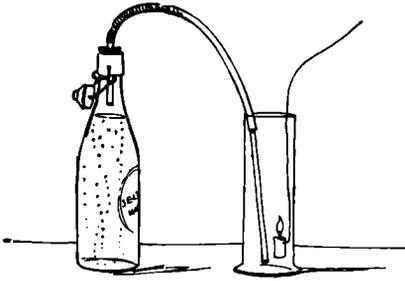
Die Schwefelsäure

Von großer Bedeutung in der chemischen Industrie ist neben der Salzsäure die *Schwefelsäure*. Jährlich werden viele Tausend Tonnen gebraucht, um für die Landwirtschaft künstliche Düngemittel herzustellen. Sie ist entscheidend beteiligt bei der Herstellung der Kunstseide, aus der wiederum eine Vielzahl von Textilien entstehen. In der Elektroindustrie verwendet man sie zum Füllen von Akkumulatoren.



Etwas anspruchsvoll ist die Schwefelsäure im chemischen Laboratorium, wo sie in dem betreffenden Regal gleich in mehreren Flaschen, natürlich alle mit Glasstopfen, vorhanden ist. Jede dieser Flaschen ist mit der Aufschrift H_2SO_4 gekennzeichnet. Sie werden gebraucht, weil sich ihr Inhalt durch unterschiedlichen H_2SO_4 -Gehalt der Lösung unterscheidet. Die stärkste Form, konzentrierte Schwefelsäure, ist eine ölige Flüssigkeit und enthält nur wenige Prozent Wasser. Im Vergleich zum Wasser ist sie fast doppelt so schwer.

An Jugendliche darf der Drogist keine konzentrierte Säure verkaufen. Deshalb können wir aber trotzdem experimentieren, wir begnügen uns eben mit einer Lösung, die etwa einen Gehalt von 10 bis 15 % H_2SO_4 hat. Auch sie ist noch gefährlich! Genau wie die Salzsäure „frisst sie sich überall durch“, wie man schon beinahe sprichwörtlich sagt.



nügend Gas entweicht, muß du die Flasche ein wenig schütteln, damit mehr CO_2 frei wird. Nach kurzer Zeit ist der Auffangbehälter damit gefüllt. Wir prüfen wieder mit einem kleinen brennenden Kerzenrest, den wir an einem Draht befestigen und in das Gefäß hineintauchen. Verlischt dabei die Kerzenflamme, so ist der Beweis erbracht, daß hier ein die Flamme erstickendes Gas vorliegt. Das ist in diesem Fall das Kohlendioxyd.

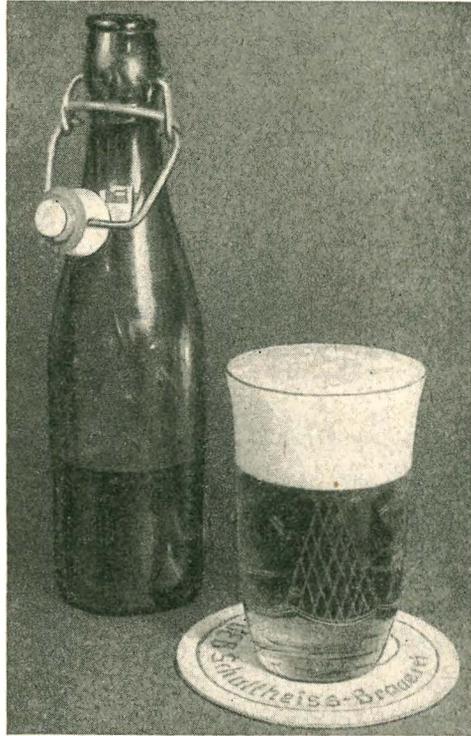
Das CO_2 löst sich also unter erhöhtem Druck in Wasser. Wird dieser erhöhte Druck aufgehoben, und das geschieht ja, wenn wir die Flasche öffnen, dann geht der Lösungsvorgang in der umgekehrten Richtung vor sich, und das CO_2 entweicht.

Wozu wird nun das Kohlendioxyd gebraucht?

Ein großes Anwendungsgebiet findet es in der Getränkeherstellung. Der schwach säuerliche Geschmack und das Prickeln bei einem Glas Brauselimonade ist uns ja bekannt. Um sie herzustellen werden dem Wasser noch Fruchtsäfte, Aromen, Farbstoffe und vor allem Zucker zugesetzt. Doch auch bei den Getränken der Großen spielt das CO_2 eine wichtige Rolle. Das Bier zum Beispiel enthält dazu noch schaubildende Stoffe, die beim Ausschank zusammen mit der Kohlensäure die Blume, den weißen Schaumberg, entstehen lassen.

Das CO_2 ist außerdem beim Ausschank noch als „Transportarbeiter“ tätig. Es kann nämlich in Stahlflaschen, in die es unter hohem Druck hineingepreßt wurde, bezogen werden. In der Gast-

Auch im Bier
erfrischt uns die Kohlensäure



stätte läßt man CO_2 in die Bierleitung strömen, so daß das Bier aus dem Keller bis zum Ausschank gedrückt wird.

Auch beim Sekt oder Schaumwein sorgt die Kohlensäure für einen leicht säuerlichen Geschmack. Wegen der nach oben steigenden Gasblasen spricht man auch vom perlenden Sekt.

Wie kommt das CO_2 aber nun in den Sekt hinein?

Es entsteht in der Flasche selbst. Dem Wein, aus dem der Sekt gemacht wird, setzt man etwas Hefe und Zucker zu, verschließt die Flaschen gut und läßt sie längere Zeit lagern. Durch die An-



wesenheit der Hefe entstehen durch Gärung Alkohol und Kohlendioxyd, das sich in dem Wein löst und ihn so zum Sekt werden läßt. In der Flasche herrscht also ein Überdruck, weshalb sie auch aus stärkerem Glas besteht als eine gewöhnliche Weinflasche. Damit der Korken gut hält, ist er besonders stark und außerdem durch einen Draht gesichert. Wird die Flasche geöffnet, fliegt der Korken, herausgedrückt vom Kohlendioxyd, mit lautem Knall davon.

Der Kohlendioxydnachweis

Um das Vorhandensein eines Stoffes nachzuweisen, haben wir bisher immer einen zweiten verwendet, der mit ihm eine besondere Erscheinung ergab und dadurch seine Anwesenheit verriet. Dieses Verfahren ist auch bei der Kohlensäure möglich. Als Hilfsmittel brauchen wir dazu das Kalkwasser. Besorge dir von einem Maurer oder aus einer Baustoffhandlung etwa eine Handvoll gelöschten Kalk. Davon nimmst du einen Eßlöffel voll, füllst ihn in eine

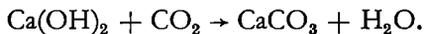
Flasche und übergießt ihn mit einem viertel Liter Wasser. Schüttle das Ganze kräftig durch, damit sich der Kalk auch gut löst. Dann läßt du die Flasche eine Weile stehen, wobei sich der ungelöste Kalk absetzen wird. Das Wasser muß dann filtriert und in eine saubere Vorratsflasche mit Gummistopfen gefüllt werden. Nimm keinen Glasstopfen, weil er sich durch das Kalkwasser leicht festfressen kann und die Flasche dann nicht mehr zu öffnen geht. Das Filtrat ist das Nachweisreagenz für CO_2 .

Fülle etwas Kalkwasser in ein Reagenzglas und leite das entweichende CO_2 aus einer Selterswasserflasche hinein. Sobald die ersten Gasblasen in das Kalkwasser perlen, geht die Geschichte los. Es entsteht wieder einmal ein kleines „Schneegestöber“ in unserm Reagenzglas. Aber wir sind ja angehende Chemiker und sagen *Fällung* dazu. Sie beginnt zunächst nur schwach und wird dann nach und nach immer kräftiger.

Das ist ganz einfach, nicht wahr? Haben wir also ein Gas und wollen es auf Kohlendioxyd prüfen, so leiten wir es durch Kalkwasser. Trübt es sich, ist der Beweis erbracht, daß es sich um CO_2 handelt.

Was ist hierbei aber chemisch vorgegangen?

Kalkwasser hat die Formel $\text{Ca}(\text{OH})_2$. Wir können es also auch *Kalziumhydroxyd* nennen. In Formeln ausgedrückt lautet unsere chemische Reaktion:



CaCO_3 ist das Kalziumsalz der Kohlensäure. Diese Salze heißen Karbonate; demzufolge können wir es auch *Kalziumkarbonat* nennen.

Der in der Natur vorkommende Kalkstein, der Marmor und auch die Kreide bestehen ebenfalls aus CaCO_3 . Alle drei Stoffe lösen sich nicht im Wasser, daher erklärt sich die Trübung bei unserem Nachweis. Sie bestand aus dem ausgeschiedenen, unlöslichen CaCO_3 .

Auch Leitungswasser enthält geringe Salzmengen, darunter auch Chloride und vor allem Karbonate. Sie sind für die Trübung durch entstandenes Silberchlorid und -karbonat verantwortlich. Mit verdünnter Salpetersäure können wir das Silberkarbonat noch lösen, so daß nur Silberchlorid als schwache, neblige Trübung die Anwesenheit von Chloriden beweist.

Chloride, Karbonate und Sulfate, besonders von Natrium, Kalzium und Magnesium, sowie auch von kleinsten Mengen Eisen und anderen Metallen, sind in allen in der Natur vorkommenden Wässern vorhanden, allerdings in verschiedenen großen beziehungsweise geringen Mengen. Für den Menschen ist dieser Salzgehalt von großer Bedeutung, weil der Körper auf diese Weise lebenswichtige Stoffe mit dem Trinkwasser aufnimmt. Daher werden auch Quellen mit einem besonderen Salzgehalt für Heilzwecke verwendet.

Ein Mangel ganz bestimmter Salze in der Nahrung und besonders im Trinkwasser kann sogar Krankheiten verursachen. Ein sehr wichtiges Element, das der Körper unbedingt braucht, ist das Jod. Besonders im Gebirge ist das Wasser sehr arm an Salzen, weil das Regenwasser völlig salzfrei ist und kaum längere Zeit mit dem Erdboden und den darin enthaltenen Stoffen in Berührung kommt. Das Wasser hat also keine Gelegenheit, irgendwelche Stoffe aufzunehmen. In manchen Gebirgsgegenden treten daher nicht selten Krankheiten auf, die durch Jodmangel verursacht werden. Der menschliche Organismus braucht aber das Jod für den Aufbau eines Hormons.

Hormone sind Stoffe, die in äußerst geringen Mengen von bestimmten Drüsen erzeugt und in die Blutbahn abgegeben werden. Sie regulieren die Lebensvorgänge, die in unserem Körper ablaufen.

Das Hormon, in dem Jod chemisch gebunden vorhanden ist, wird von der Schilddrüse erzeugt. Sie liegt wie ein Schild um den oberen Teil der Luftröhre. Bei Jodmangel kann sie sich krank-

haft vergrößern und man spricht dann von einer sogenannten Kropfbildung.

Der Mensch hilft sich gegen diese Erkrankung, indem er dem Kochsalz, das ja zur Zubereitung fast aller Speisen verwendet wird, Jodverbindungen zusetzt. Häufig spricht man dann einfach von Jodsalz.

Ein lichtempfindlicher Stoff

Wir wollen die weißliche Fällung, das Schneegestöber im Reagenzglas noch weiter untersuchen. Sammle das ausgeschiedene Silberchlorid in einem Trichter auf Filtrierpapier. Verteile den Niederschlag durch vorsichtiges Umschütteln möglichst breit auf der Unterlage, dann wird der Versuch besonders anschaulich. Nachdem die Flüssigkeit abgetropft ist, nimmst du das Papier heraus und breitest es auf einer Untertasse vorsichtig aus. Mit einer umgestülpten Tasse verdeckst du die Hälfte des Niederschlages und stellst den Teller in die Nähe des Fensters in das Sonnenlicht. Nach einigen Minuten kannst du nachsehen, ob sich etwas getan hat. Vergleiche das Aussehen des abgedeckten Silberchlorids mit dem, das vom Licht beschienen wurde! Der Unterschied ist ganz deutlich. Während das nicht belichtete Silberchlorid unverändert geblieben ist, hat das vom Licht getroffene AgCl eine dunkle, schwach violette Färbung angenommen. Man sagt auch, es wurde geschwärzt.

Was ist hier geschehen?

Silberchlorid war dem Sonnenlicht ausgesetzt und hat dadurch eine Veränderung erfahren. Das Licht hat es in Silber und Chlor aufgespalten. Vom Chlor, das nur in einer verschwindend geringen Menge vorhanden ist, merkt man bei diesem Versuch



CO₂ in der Atemluft?

Alle unsere Nahrungsmittel haben einen mehr oder weniger großen Gehalt an chemisch gebundenem Kohlenstoff. Die ihn enthaltenden Verbindungen werden von unserem Körper verdaut. Das geschieht in der Hauptsache durch Oxydation mit Luftsauerstoff. Die bei dieser chemischen Umsetzung frei werdende Energie sorgt dafür, daß unsere Körpertemperatur immer auf 37 Grad Celsius gehalten wird.

Da der Kohlenstoff oxydiert wird, muß das dabei entstehende Kohlendioxyd auch in der von uns ausgeatmeten Luft enthalten sein, denn es wird ja vom Körper nicht verarbeitet. Das wollen wir nachprüfen!

Fülle ein Reagenzglas etwa vier Zentimeter hoch mit Kalkwasser, nicht mehr, weil es sonst leicht herausspritzt. Dahinein blase mit einem Glasrohr oder Strohhalm. Sieh dir von Zeit zu Zeit das Kalkwasser an. Es wird ganz allmählich genauso trübe wie in dem vorigen Versuch. Wieder scheidet sich CaCO₃ aus und beweist uns, daß in unserer Atemluft Kohlendioxyd enthalten ist.

Da der Mensch und mit ihm auch alle Tiere aber ständig CO_2 ausatmen, ist dieses Gas auch in der uns umgebenden Luft, die wir ja wieder einatmen, enthalten, und zwar zu 0,03 Prozent. In der ausgeatmeten Luft dagegen ist der Sauerstoffgehalt kleiner geworden und der Anteil an CO_2 wesentlich größer. Der geringe Gehalt von CO_2 in der Atmosphäre ist für viele Vorgänge in der Natur von großer Bedeutung. Ohne CO_2 kann zum Beispiel keine Pflanze gedeihen.

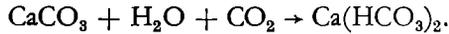
Ein Kalkstein verwittert

In der Natur geschieht es, daß Gestein ganz allmählich zerfällt. Daran sind hauptsächlich die Naturerscheinungen schuld, die wir als Wetter oder Witterung bezeichnen. Sie nagen gewissermaßen an dem Stein und lassen ihn verwittern. In der Hauptsache sind das Wind, Feuchtigkeit, Hitze und Kälte. Aber auch der geringe Anteil CO_2 , der in der Luft enthalten ist, sorgt dafür.

Wenn wir unsere Atemluft in Kalkwasser hineinblasen, entsteht CaCO_3 , der Stoff, der in der Natur in großen Blöcken vorkommt. Auch in jedem Ackerboden ist er enthalten. Obwohl *Kalkstein* und Marmor an und für sich unlöslich sind, verwittern auch sie ganz langsam. Das heißt, sie gehen allmählich in Lösung.

Allerdings ist dazu eine sehr wichtige Voraussetzung erforderlich, in dem Wasser muß CO_2 vorhanden sein. Das ist bei jedem Wasser der Fall, das mit der Luft in Berührung kommt, denn darin ist ja ein ganz geringer Teil Kohlendioxyd enthalten.

Wenn wir bei unserem Versuch zu der entstandenen Trübung durch CaCO_3 noch einige Minuten lang weiteres CO_2 hineinblasen, verschwindet sie wieder. Der „Kalkstein“ ist verwittert, weil er sich durch das CO_2 wieder auflöst. Als chemische Gleichung ausgedrückt sieht das folgendermaßen aus:



Der neu entstandene Stoff ist Kalziumhydrogenkarbonat, auch Kalziumbikarbonat genannt, das sich in Wasser etwas löst.

In der Natur spielt sich dieser Vorgang überall ab, so daß Naturwasser immer mehr oder weniger *Kalziumhydrogenkarbonat* enthält. Ist der Anteil sehr groß, so merken wir das beim Waschen daran, daß die Seife nur ganz wenig schäumt. Das kommt daher, weil die Seife von dem $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$ zerstört wird. Wir können das vermeiden, wenn wir dem Wasser etwas Soda zufügen, sie macht das Wasser wieder weich, weil das Kalzium als unlösliches CaCO_3 ausfällt.

Der Stein im Teekessel

Im Teekessel oder irgendeinem anderen Topf, in dem wir Wasser kochen, zeigt sich schon nach kurzer Zeit ein schmutziggrauer Belag. Diese Schicht wird durch das häufige Wasserkochen immer dicker und platzt schließlich an einigen Stellen ab. Wir nennen sie Kesselstein, weil sie besonders bei Dampfkesseln auftritt. Diese Ablagerung besteht zum größten Teil aus Kalziumkarbonat, das sich beim Kochen aus dem Wasser abscheidet.

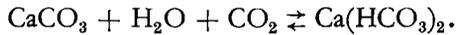
In einem Versuch können wir das ausprobieren. Wir nehmen das Reagenzglas, in dem Hydrogenkarbonat enthalten ist und erhitzen es. Was geschieht? Vom Boden her steigen kleine Gasblasen auf, und das Wasser wird getrübt. Schau dir einmal folgende Gleichung an:



Die Hitze bewirkt, daß das gelöste Kalziumhydrogenkarbonat in schwerlösliches Kalziumkarbonat, Wasser und Kohlendioxyd

zerfällt. Das CO_2 erkennen wir an den aufsteigenden Gasblasen, das Kalziumkarbonat fällt als unlöslicher Niederschlag aus. Nur das entstehende Wasser bleibt unsichtbar, da es im Lösungsmittel bereits vorhanden ist.

Vergleichen wir die Gleichung mit der für den Verwitterungsvorgang, so können wir feststellen, daß die eine die Umkehrung der anderen ist.



Die Reaktion kann also in beiden Richtungen verlaufen, was man auch durch die Schreibweise (mit Doppelpfeil) zum Ausdruck bringt.

Das, was wir beim Erhitzen im Reagenzglas beobachten konnten, geht auch im Teekessel vor, wenn wir Wasser kochen; denn unser Leitungswasser enthält ja $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$.

Dieser Kesselstein macht sich besonders in der Technik sehr unangenehm bemerkbar. Er ist ein äußerst schlechter Wärmeleiter. Durch ihn geht eine ganze Menge Energie verloren. Außerdem bedeutet er bei größeren Anlagen eine direkte Gefahr, denn er kann hier zur Ursache für eine Kesselexplosion werden.

Um das zu verhindern, werden heute dem Kesselspeisewasser die Salze, die in der Hauptsache den Kesselstein bilden, auf chemischem Wege entzogen. Außer dem $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$ sind noch einige andere Salze daran beteiligt, der Hauptschuldige ist aber das Kalziumhydrogenkarbonat.

Noch weitere Stoffe beteiligen sich an der Bildung des Kesselsteins. Eine schmutziggraue bis braune Färbung des Kesselsteins deutet auf die Anwesenheit von Eisenverbindungen hin.

Tropfende Steine

Ganz ähnlich wie der Stein im Teekessel, entsteht in der Natur der Tropfstein. In unterirdischen Höhlen läuft dieser Vorgang auch ohne höhere Temperaturen ab. Das Kalziumhydrogenkarbonat zerfällt in Kalziumkarbonat, Wasser und Kohlendioxyd. Von der Decke der Höhle tropft durch das darüberliegende Erdreich hindurchgesickertes Wasser. Ist in dieser Erdschicht Kalkstein enthalten, so führt das Wasser einen Teil als $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$ gelöst mit sich fort. In der Höhle verdunstet etwas Wasser, und ein Teil des in ihm enthaltenen Kalziumhydrogenkarbonats zersetzt sich. Das ist genau der gleiche Vorgang wie im Teekessel, auch hier entsteht etwas CaCO_3 , Kalziumkarbonat oder Kalkstein. Natürlich sind das ganz winzige Mengen. Sie setzen sich an der Decke der Höhle ab. Es bleibt natürlich nicht bei dem einen Tropfen, sondern viele Hunderte, Tausende, Millionen scheiden Kalkstein ab, so daß nach und nach ein kleiner Höcker entsteht, der immer länger und länger wird wie ein Eiszapfen.

Von dem sich bildenden Zapfen fallen natürlich auch viele Wassertropfen auf den Höhlenboden, die auch teilweise verdunsten und Kalziumkarbonat abscheiden. Da auch hier ein Tropfen auf den anderen fällt, wächst nach und nach eine Säule empor.

Wie gesagt, das geht sehr langsam, so langsam, daß man es fast nicht beobachten kann. Wenn wir heute auf einer Wanderung eine Tropfsteinhöhle besichtigen, wie wir sie zum Beispiel in Rübeland im Harz finden, dann dürfen wir uns nicht über die großen Tropfsteine wundern, denn die Natur hat dazu Jahrtausende gebraucht.

Für jede der beiden Formen der Tropfsteine gibt es besondere Namen, und zwar heißen die wie Eiszapfen herabhängenden Stalaktiten und die vom Boden her nach oben wachsenden Stalagmiten.



Jedem Stalaktit steht immer ein Stalagmit gegenüber, die oftmals beide zu einer Säule zusammengewachsen sind. Darunter gibt es viele seltsam geformte Gebilde, die oft in einem dichten Tropfsteinwald beieinanderstehen.

Chemisch betrachtet, hat sich bei der Entstehung der Tropfsteine, der Naturschönheit der Höhlen, der gleiche Vorgang abgespielt wie bei der Entstehung des Kesselsteins im Teekessel.

Wie das Wasser weich wird

Unser Leitungswasser ist mehr oder weniger „hart“, weil es verschieden große Mengen Kalzium- und Magnesiumsalze enthält. Eine Ausnahme bildet das Regenwasser, weil es nicht mit dem Boden in Berührung war und sich daher auch keine Salze in ihm lösen können. Es entsteht aus dem in der Luft enthaltenen praktisch reinen Wasserdampf. Man sagt, das Regenwasser ist „weich“! Ebenfalls salzfrei und daher weich ist das destillierte Wasser. Das Verfahren, nach dem es gewonnen wird, entspricht der Entstehung der Regentropfen.

Beim Destillieren bringt man das Wasser zum Kochen und kühlt dann den entstehenden Dampf ab, so daß er wieder zu Wasser kondensiert. Da die in dem zu destillierenden Wasser vorhandenen Salze nicht verdampfen, bleiben sie zurück.

Beim Kochen scheiden sich am Topfdeckel Wassertropfen ab, sie sind auch destilliert. Versuche einmal eine kleine Menge davon in einem Gefäß zu sammeln. Wenn du davon kostest, wirst du feststellen, daß es sehr fade schmeckt und daß die Finger viel besser aneinander gleiten, wenn du es zwischen ihnen reibst, als das bei normalem Leitungswasser der Fall ist.

Da diese „Topfdeckel-Destillation“ aber sehr mühselig ist und dabei auch nur ganz geringe Mengen zu gewinnen sind, kaufst du dir am besten in der Drogerie oder Apotheke eine Flasche voll destilliertes Wasser. Es ist zum Verdünnen von Säuren, Laugen oder Salzlösungen besser geeignet, weil es im Gegensatz zum Leitungswasser keine Verunreinigungen durch die darin enthaltenen Salze hervorrufen kann.

Das Naturwasser ist in seiner Zusammensetzung keineswegs überall gleich. Je nach der Höhe des Salzgehaltes spricht man von sehr hartem, hartem oder weichem Wasser. Man hat dafür sogar besondere Härtegrade aufgestellt, die genaue Vergleiche zulassen.



Wenn in einem Liter Wasser 10 Milligramm Kalziumoxyd oder die entsprechende Menge Magnesiumoxyd in chemisch gebundener Form enthalten sind, hat es einen Grad deutscher Härte. Diese Bezeichnung ist notwendig, weil die Härteinteilung nicht in allen Staaten gleich ist.

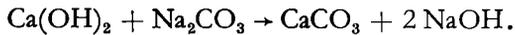
Da das harte Wasser für bestimmte Zwecke nicht zu gebrauchen ist, muß es enthärtet werden. Wir wollen das einmal in einem kleinen Versuch ausprobieren.

Stell dir eine Lösung von Soda in Leitungswasser her und filtere sie, so daß sie wasserklar wird. Davon gieße einige Tropfen in ein Reagenzglas, das du mit ebenfalls frisch filtriertem Kalkwasser gefüllt hast.

Du wirst sofort eine Trübung beobachten können.

Unser Kalkwasser enthält ja $\text{Ca}(\text{OH})_2$ und damit wesentlich mehr chemisch gebundenes Kalzium als Naturwasser. Es ist also mit einem sehr, sehr harten Wasser zu vergleichen.

Die auftretende Trübung wird von ausgeschiedenem, unlöslichem CaCO_3 hervorgerufen. Die chemische Gleichung erklärt uns das.



Wenn du so viel Soda zugegeben hast, daß alles Kalzium in Form von Kalziumkarbonat ausgeschieden wird, ist kein gelöstes Kalziumsalz mehr vorhanden und das Wasser demzufolge enthärtet.

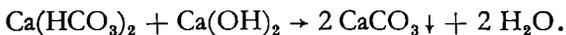
Wir wollen den Versuch noch einmal wiederholen. Nimm aber an Stelle von Kalkwasser gewöhnliches Leitungswasser. Paß gut auf, denn hier tritt keine deutliche Fällung von ausgeschiedenem Kalziumkarbonat auf, sondern nur eine schwache Trübung, weil das Naturwasser nur geringe Mengen von gelöstem Kalziumsalz enthält.

Je nach dem Härtegrad des Wassers, das du verwendest, wird sich mehr oder weniger Kalziumkarbonat abscheiden. Ist es sehr wenig, so kannst du ja das Reagenzglas einmal über Nacht stehenlassen. Der Niederschlag setzt sich dann vollständig am Boden ab und ist am nächsten Morgen deutlich zu sehen.

Neben dieser Möglichkeit, das Wasser zu enthärten, gibt es noch eine ganze Reihe anderer Verfahren, die besonders in der Technik angewendet werden.

Eines davon kannst du in einem weiteren Versuch ausprobieren. Nimm einige Kubikzentimeter Kalkwasser und blase längere Zeit Atemluft hinein. Dadurch entsteht eine Kalziumhydrogenkarbonatlösung. Wir haben das bei dem Kohlendioxynachweis schon einmal gemacht.

Zu dieser Lösung gibst du tropfenweise weiteres Kalkwasser. Auch jetzt fällt unlösliches Kalziumkarbonat (CaCO_3) aus. Die Gleichung veranschaulicht uns das wieder.



Durch Zugabe von weiterem gelösten Kalzium in Form von Kalkwasser gelingt es also, den unangenehmen Härtebildner zu entfernen. Allerdings muß beim großtechnischen Verfahren darauf

geachtet werden, daß nicht zuviel $\text{Ca}(\text{OH})_2$ zugesetzt wird, weil ja sonst wieder Kalzium in Form von gelöstem $\text{Ca}(\text{OH})_2$ im Wasser vorhanden ist, denn damit würde das Wasser wieder hart werden.

Aus „Hart“ mach „Weich“!

Bei unseren modernen Waschmitteln, wie wir sie heute vielfach benutzen (zum Beispiel Fewa), ist ein Weichmachen des Wassers nicht mehr erforderlich. Es nahm zusätzliche Zeit in Anspruch und hatte den Zweck, die Härtebildner des Wassers zu entfernen. Dazu wurde die Soda verwandt.

Mit der Soda sollten bestimmte Salze, eben die Härtebildner, aus dem Wasser entfernt werden.

Wir wollen einmal untersuchen, ob und welche Unterschiede zwischen hartem und weichem Wasser bestehen!

Stell dir dazu etwas Seifenlösung her!

Nimm einen Eßlöffel voll Seifenflocken oder, wenn du keine hast, schabe von einem Stück Seife mit dem Messer die gleiche Menge ab. Die Flocken oder die Späne löst du in einer Tasse warmem Wasser. Diese Lösung wird zwar nicht ganz klar werden, weil fast alle Seifen immer einige färbende oder trübende Bestandteile enthalten. Für unseren Versuch ist das aber ohne Bedeutung, er wird dadurch in keiner Weise beeinträchtigt.

Nimm zwei Reagenzgläser und fülle das eine etwa zwei Zentimeter hoch mit Kalkwasser und das andere mit Leitungswasser, dem du vorher etwas Sodalösung zugefügt hast. Du hast dann in dem einen Glas ein besonders „hartes“ Wasser und in dem anderen ein „weiches“ Wasser.

In jedes der so vorbereiteten Gläser gibst du nun 3 bis 5 Tropfen von der angefertigten Seifenlösung. Es ist wichtig, daß in jedes

der beiden Gläser genau die gleiche Menge kommt. Ist dir das gelungen, verschließt du die beiden Gläser mit je einem Gummistopfen und schüttelst den Inhalt gut durch. Dann stellst du sie in deinen Reagenzglasständer und beobachtest gut.

Wenn man Seifenlauge schüttelt, bildet sich Schaum, das ist eine altbekannte Tatsache, aber die entstehende Menge ist in beiden Gläsern sehr unterschiedlich. In dem weichen Wasser bildet sich bedeutend mehr Schaum, der auch erhalten bleibt, während er in dem harten Wasser sehr schnell wieder zusammenfällt.

Offensichtlich wird die Seife, die ja für eine gute Waschwirkung gebraucht wird, von dem harten Wasser vernichtet. Das ist auch ganz erklärlich, denn Kalk frißt Seife!

Füge zu dem harten Wasser nach und nach weitere Seifenlösung hinzu und schüttele. Du wirst sehen, daß trotzdem noch eine Weile kein bleibender Schaum entsteht, dafür aber weißlichgraue Flocken. Es handelt sich um sogenannte Kalkseife. In den Flocken ist die Seife durch Kalzium chemisch gebunden und ausgefällt. Sie geht dadurch dem Waschprozeß verloren. Das harte Wasser macht unter Umständen mehr als die Hälfte der zugesetzten Seife wertlos und schädigt außerdem noch das Gewebe. Aus diesem Grunde ist es also wichtig, daß beim Waschen mit Seife das Wasser vorher enthärtet wird. Einmal spart man dadurch Seife und zum anderen wird die Wäsche geschont, weil sich beim Waschen keine schwerlöslichen Verbindungen auf den Textilien abscheiden können.

Bei Fewa ist das anders. Ihm kann der „Kalk“ nichts anhaben.

Schwarzer Kohlenstoff in weißem Marmor

Für diesen Versuch brauchen wir ein Stück Marmor. Als angehender Chemiker wirst du schon irgendwo ein Stück einer zerbrochenen Marmorplatte auftreiben können. Früher fand sich Marmor in jedem Haus. Aus ihm wurden Nachttischplatten und Aufsätze für Waschtoiletten hergestellt. Da Marmor häufig im Laboratorium gebraucht wird, ist er auch käuflich zu haben. Er wird meist in Kilogrammpackungen geliefert. So viel brauchen wir aber gar nicht, es genügt, wenn du 50 bis 100 Gramm davon besorgst.

Kannst du keinen Marmor bekommen, dann nimmst du als Ersatz Kalkstein. Chemisch gesehen sind beide Stoffe gleich, nämlich CaCO_3 (Kalziumkarbonat). Kalkstein ist vielfach aus Muschel- und Schneckenschalen, die sich am Meeresboden abgelagert haben, entstanden. Den Beweis liefern uns die Muschelabdrücke, die wir in dem aus ihnen entstandenen Muschelkalk finden können. Der graue Kalkstein wird als roh behauener Block für Raseneinfassungen, Gartenwege und zum Bau von Sockeln und Pfeilern von Gartenzäunen verwendet. Sicher läßt sich von einer Baustelle ein Stück beschaffen.

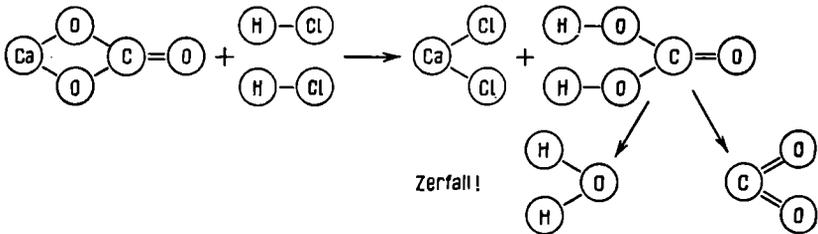
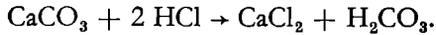
Wir wollen nun nachweisen, daß im Marmor oder Kalkstein Kohlenstoff enthalten ist. Zwar gelingt es nicht, mit einfachen Mitteln den schwarzen Kohlenstoff selbst daraus zu gewinnen. Es ist aber möglich, das Oxyd des Kohlenstoffs, das uns bereits bekannte CO_2 , nachzuweisen, was die Anwesenheit von Kohlenstoff bestätigt.

Fülle einige kleine Stücke des zu untersuchenden Stoffes in ein Reagenzglas und übergieße sie mit etwas Salzsäure!

Wir wollen gleich einmal überlegen, ob eine chemische Reaktion zu erwarten ist. Beim Kalziumkarbonat handelt es sich ja um ein Salz der schwachen Kohlensäure. Da die Salzsäure unbedingt

stärker ist, wird sie die schwächere Kohlensäure aus ihrem Salz verdrängen. Das ist auch tatsächlich der Fall.

In der chemischen Formelsprache ausgedrückt, sieht das dann folgendermaßen aus:



Da H_2CO_3 aber sehr unbeständig ist, zerfällt dieses Molekül in H_2O und CO_2 . Demnach muß also das gasförmige Kohlendioxyd entweichen.

Der Versuch wird dir bestätigen, daß unsere Annahme richtig war.

Doch nun müssen wir noch beweisen, daß es sich bei dem entweichenden Gas tatsächlich um Kohlendioxyd handelt. Weißt du noch, wie das gemacht wird? Schau dir noch einmal den Abschnitt „Kohlendioxydnachweis“ an. Erst wenn in dem Kalkwasser durch das Gas eine Fällung hervorgerufen wird, steht fest, daß es Kohlendioxyd war.

Damit haben wir bewiesen, daß im Kalkstein oder Marmor das Element Kohlenstoff in chemisch gebundener Form vorhanden ist.

Man kann eben nicht jeder Verbindung von vornherein ansehen, aus welchen Elementen sie sich zusammensetzt.

Gleichzeitig hast du einen weiteren Einblick in die Möglichkeiten der Analyse bekommen. Genauso wie bei diesem Versuch,

prüft man Stoffe unbekannter Zusammensetzung auf das Vorhandensein von Karbonaten.

Versuche einmal selbst festzustellen, ob Mörtel, den du von irgendeiner schadhaften Stelle an der Hauswand entnehmen kannst, auch ein Karbonat enthält!

Eine Neutralisation

Einige der wichtigsten Säuren, wie Schwefel-, Salz- und Kohlensäure, haben wir in unseren Versuchen schon kennengelernt. Ganz anders reagierende Stoffe sind die Laugen. Auch hiervon kennen wir schon einige, und zwar den Salmiakgeist oder Ammoniakwasser, wie es richtiger heißt, und das Kalkwasser, denn auch dieses ist eine Lauge. Es gibt einige Vertreter dieser Gruppe, die für die technische Chemie eine große Bedeutung haben. Die wichtigsten sind die *Natron-* und die *Kalilauge*. Da beide sehr ähnliche Eigenschaften haben, genügt es, wenn wir uns nur mit einer von beiden befassen.

Besorge dir 500 Kubikzentimeter von der billigeren Natronlauge. Es genügt notfalls die nicht ganz reine technische Lauge. Besser ist es natürlich für alle Versuche, wenn die Chemikalien rein sind. Es kann dann niemals Störungen oder Nebenreaktionen geben, die von Verunreinigungen hervorgerufen werden. Übrigens wirst du diese für die Technik wichtigste Lauge nur als verdünnte Lösung zu kaufen bekommen, weil sie in konzentrierter Form genauso gefährlich ist wie eine starke Säure und daher nach dem Giftgesetz nicht an jeden verkauft werden darf.

Die chemische Formel der *Natronlauge* NaOH besagt, daß in ihr ein Metall, es ist Natrium, mit einer OH-Gruppe verbunden ist. Im Kalkwasser $\text{Ca}(\text{OH})_2$ sind es zwei solcher Gruppen, denn Ca ist

zweiwertig. Das ist das typische Merkmal für eine Lauge, sie enthalten alle eine oder mehrere OH-Gruppen. Das entsprechend typische Element bei den Säuren war der Wasserstoff.

Die für alle Laugen charakteristische Gruppe nennt man „Hydroxylgruppe“. Hydrogenium und Oxygenium sind die lateinischen Namen für H und O. Aus beiden wurde die Bezeichnung „Hydr-oxy-l“ gebildet.

Alle Laugen färben Lackmus blau und Phenolphthaleïn rot. Die Säuren färben den ersten Stoff rot und lassen das farblose Phenolphthaleïn unverändert.

Das beweist uns die schon erwähnte Tatsache, daß die Stoffe entgegengesetzte Eigenschaften haben. Bringt man gleiche Mengen Säure und Lauge zusammen, so reagiert die entstandene Lösung weder sauer noch wie eine Lauge. (In der Chemie spricht man bei Laugen auch von „alkalischer“ oder „basischer“ Reaktion.) Beide Stoffe haben ihre Wirkung gegenseitig aufgehoben, sie haben sich „neutralisiert“. Zu deutsch heißt das, der neu entstandene Stoff hat keine der beiden Eigenschaften. Dabei kommt es nicht darauf an, daß die Zahl der Kubikzentimeter von Säure und Lauge gleich ist, sondern entscheidend ist die Menge an enthaltenem Säurewasserstoff oder Laugenhydroxyl.

Nimm für einen Versuch eine kleine, aber möglichst genau abgemessene Menge verdünnter Salzsäure. Das ist gar nicht so einfach. Am besten, du besorgst dir dafür eine Pipette. Das ist ein Glasrohr, das auf der einen Seite zu einer Spitze ausgezogen ist und auf dem Rohr eine Skala trägt, die auf 1, $\frac{1}{2}$ oder $\frac{1}{10}$ Kubikzentimeter geeicht ist. Es gibt auch Pipetten, deren Rohr in der Mitte etwas erweitert ist. Mit ihnen kann man eine ganz bestimmte Menge Flüssigkeit abnehmen (5, 10, 25, 50 Kubikzentimeter). Am oberen Ende der Pipette ist ein Eichstrich angebracht. Ist sie bis dahin gefüllt, enthält sie die in der Aufschrift angegebene Menge.

Für uns ist die Pipette mit einer Skala besser geeignet, weil wir mit ihr verschiedene Mengen abmessen können.



Wie macht man das nun?

Die Pipette wird möglichst tief in die zu entnehmende Flüssigkeit getaucht (zum Üben genügt Wasser), dann saugt man mit dem Mund vorsichtig an, bis die Flüssigkeit oberhalb des Striches der gewünschten Menge steht. So, und nun mußt du dich sehr geschickt anstellen. Schnell den Mund weg und den Zeigefinger auf die Öffnung! Ja, das ist gar nicht so einfach wie es sich anhört. Beim ersten Versuch wird dir die Flüssigkeit sicher wieder aus der Pipette fließen. Dann mußt du noch einmal ansaugen. Steht der Flüssigkeitsspiegel aber etwas höher als gewünscht, dann lockerst du den Finger etwas, und zwar so lange, bis die tiefste Stelle des Flüssigkeitsspiegels in Höhe des Eichstriches steht. Um Ablesefehler zu vermeiden, müssen sich die Augen in gleicher Höhe mit dem Strich befinden.

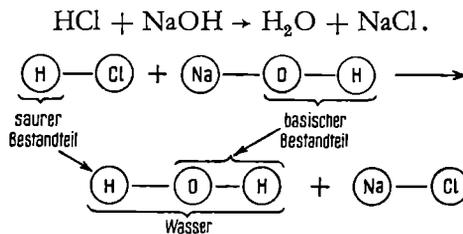
Hast du die Pipette gefüllt, so nimmst du sie, Finger oben drauf, und hältst sie über das Reagenzglas, in das der Inhalt hinein soll. Dann hebst du den Finger an und läßt den Inhalt hineinlaufen. Nicht hineinblasen! Alle Pipetten sind so geeicht, daß die kleine

in der Spitze zurückbleibende Menge nicht mehr zum abgemessenen Quantum gehört.

Wenn du mit Wasser genügend geübt und eine gewisse Sicherheit erreicht hast, kannst du darangehen und eine kleine Menge Salzsäure abmessen. (Vorsicht!) Nimm etwa 3 bis 5 Kubikzentimeter. Fülle sie in ein Becherglas und gib ein bis zwei Tropfen Phenolphthalein zu. Mit einem sauberen, trockenem Glasrohr läßt du nun Natronlauge hineintropfen. Nimm nicht die eben benutzte Pipette, denn mit den ihr anhaftenden Salzsäureresten würdest du die Lauge verunreinigen. Die Pipette muß nach dem Gebrauch gut ausgespült und senkrecht gestellt werden, damit sie austrocknet.

Schauen wir wieder in unser Becherglas. Einer der zugegebenen Tropfen bewirkt schließlich den Farbumschlag von farblos nach rosa. Ohne ihn war die Lösung im Glas noch sauer, er bewirkte, daß sie ganz schwach basisch wurde. Gelangt versehentlich etwas zuviel Lauge hinein, mußt du ein paar Tropfen Säure zugeben.

Was ist geschehen?



Aus der chemischen Gleichung ist zu erkennen, daß sich der Säurewasserstoff und die Hydroxylgruppe zu Wasser vereinigt haben. Keines von beiden, weder Säure noch Lauge, ist mehr vorhanden. Gleichzeitig ist aber auch ein neuer Stoff entstanden, und zwar Kochsalz, das in gelöster Form vorliegt.

Was hier für Salzsäure und Natronlauge zutrifft, hat allgemein Gültigkeit. Aus Säure und Lauge entstehen bei jeder Neutrali-

sation, so nennt man diesen Vorgang, Wasser und ein Salz. Letzteres liegt meist als Lösung vor, es sei denn, es handelt sich um ein schwerlösliches Salz.

Dann müssen sich also auf diese Weise Salze herstellen lassen. Für die Gewinnung bestimmter Salze wird das auch im großtechnischen Verfahren manchmal gemacht.

Viel wichtiger aber noch ist dieser Versuch für das Laboratorium bei der Bestimmung der Konzentration von Säuren und Laugen. Nehmen wir an, wir hätten drei Kubikzentimeter HCl genommen und die hinzugetropfte Laugenmenge auch gemessen, so wäre es möglich, die Konzentration der Säure und Lauge zu vergleichen. Wären das sechs Kubikzentimeter Lauge gewesen, so hätten wir daraus schließen können, daß der Gehalt der Salzsäure an HCl doppelt so stark war, wie der der Lauge an NaOH. Da von der Lauge mehr gebraucht wurde, mußte auch ihre Verdünnung größer sein.

In einem chemischen Laboratorium tritt häufig die Frage nach der Konzentration einer Säure oder Lauge auf. Ist der Gehalt eines „Partners“ bekannt, läßt sich der des anderen nach dem eben geschilderten Verfahren bestimmen, man sagt dazu auch analysieren. Die Ausführung dieser Analysenmethode nennt man *titrieren*, weshalb man auch von einer *Titrationanalyse* spricht.

Ein einfacher Versuch zwar, und doch wird das, was du eben im Experiment ausprobiert hast, täglich in vielen Laboratorien, allerdings mit einer größeren Genauigkeit, durchgeführt.

Putzmittel Salmiakgeist

Während die Natronlauge in der Hauptsache von ihrer großtechnischen Bedeutung her bekannt ist, spielt eine andere, die schon einmal erwähnt wurde, im Haushalt als Reinigungsmittel eine gewisse Rolle, der *Salmiakgeist*.

Sicherlich ist er auch bei dir zu Hause vorhanden, wenn nicht, dann kaufst du dir einen kleinen Vorrat von einem halben Liter in der Drogerie.

Salmiakgeist ist eine wasserklare Lösung von Ammoniakgas (NH_3) in Wasser. Dabei reagiert ein Teil des NH_3 mit dem Wasser und bildet NH_4OH .



Eine chemische Bezeichnung dafür ist *Ammoniumhydroxyd*. Oftmals findet man aber auch einen anderen Namen, und zwar Ammoniakwasser.

Aus der chemischen Bezeichnung kann man schon erkennen, daß es sich um eine Verbindung handelt, die zur Gruppe der Hydroxyde gehört und demzufolge eine oder mehrere Hydroxylgruppen enthalten muß. Da das aber der typische Bestandteil einer jeden Lauge ist, können wir daraus schließen, daß die Lösung auch wie eine Lauge reagiert.

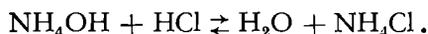
Prüfe es mal mit einem Indikator nach! Halte dabei deine Nase nicht zu dicht über die Flasche, denn NH_3 ist ein stechend riechendes Gas und reizt die Nasenschleimhäute und die Augen. Du weißt doch, ein Chemiker steckt die Nase nicht gleich in jeden „Saft“, sondern schnuppert erst einmal ganz vorsichtig daran. Also nur etwas Luft von der Flaschenöffnung vor die Nase wedeln, auch in großer Verdünnung ist der NH_3 -Geruch noch typisch. Selbst, wenn wir einen Schnupfen haben, können wir den Geruch noch wahrnehmen.

Mit einem Streifen Lackmuspapier ist der Nachweis, daß hier eine Lauge vorliegt, besonders einfach. Nimm davon einen angefeuchteten roten Streifen und halte ihn über die offene Flasche! Das entweichende NH_3 löst sich im Wasser, mit dem du den Papierstreifen getränkt hast und reagiert mit ihm zu NH_4OH . Gleichzeitig tritt eine Blaufärbung auf, was ja ein Beweis für das Vorhandensein einer Lauge ist.

Die Eigenschaften einer schwachen Lauge macht NH_4OH zu einem guten Reinigungsmittel. Den einwertigen NH_4 -Rest dieser Verbindung nennt man Ammoniumgruppe. Da er die Stelle eines Metalls einnimmt, gibt es natürlich auch Ammoniumsalze. Eines davon wollen wir einmal herstellen.

Nimm etwa 10 Kubikzentimeter Ammoniumhydroxyd und neutralisiere es mit Salzsäure! Als Indikator gießt du in das NH_4OH etwas Phenolphthaleïn, so daß es sich rot färbt, und fügst dann so lange HCl hinzu, bis die Farbe verschwindet. Dann ist die Lauge gerade neutralisiert worden.

Nach der allgemeinen Gleichung: Lauge plus Säure gleich Wasser plus Salz, muß jetzt eine Salzlösung vorliegen. Das ist auch tatsächlich der Fall, und zwar handelt es sich um das *Ammoniumchlorid* (NH_4Cl). Die formelmäßige Darstellung sieht so aus:



Um es als festen Stoff zu gewinnen, müssen wir das Wasser verdampfen. Gieße das Wasser in eine flache Porzellanschale, allenfalls genügt eine alte Untertasse, und erhitze so lange, bis das Wasser kocht. Wenn die Hauptmenge verdampft ist, muß du mit dem Rest sehr vorsichtig umgehen, damit das NH_4Cl nicht auch entweicht.

Das zu guter Letzt übrigbleibende feste Salz wird wahrscheinlich etwas grau sein. Das kommt von einigen Verunreinigungen, die es enthält. In reiner Form muß es schneeweiß sein und ähnlich wie Kochsalz aussehen.

Übrigens ist das Ammoniumchlorid gar kein so unbekannter Stoff. Eine andere Bezeichnung dafür ist einfach Salmiak. Es wird in Form eines Steines zum Löten gebraucht.

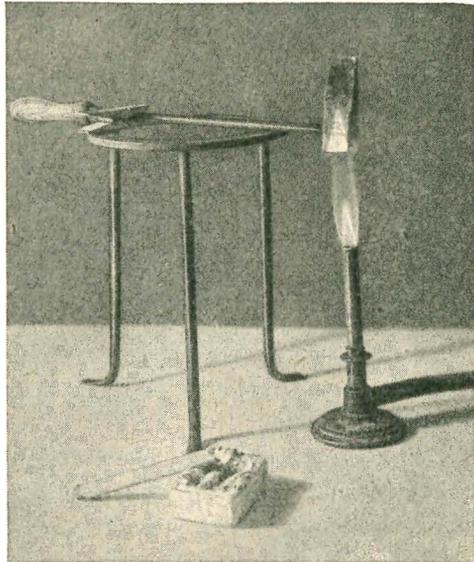
Chemie beim Löten

Beim Löten sollen zwei Drähte, Bleche oder anders geformte Metallteile miteinander verbunden werden. Das geschieht mit einem Metall, das bei einer verhältnismäßig niedrigen Temperatur schmilzt und das zu diesem Zweck flüssig gemacht wird. Am häufigsten werden dazu Zinn oder Blei verwendet, oder eine Legierung von beiden, weil sie einen sehr niedrigen Schmelzpunkt hat. (Reines Blei schmilzt bei $327,4^{\circ}\text{C}$, reines Zinn bei $231,8^{\circ}\text{C}$. Den niedrigsten Schmelzpunkt hat eine Legierung aus 64 Prozent Zinn und 36 Prozent Blei, er liegt bei 181°C .) Derartige Legierungen stellt man durch Zusammenschmelzen ihrer Bestandteile her.

Eine ganz bekannte Legierung ist zum Beispiel das Messing, es besteht aus Kupfer und Zink. Ist der Kupferanteil größer als gewöhnlich, erhält sie eine rötliche Farbe. Sie ähnelt unter Umständen in ihrer Farbe dem Gold. Man verwendet solche Legierungen zur Herstellung von Schmuckimitationen und für Blechblasinstrumente. Daher kommt auch der volkstümliche Name Trompetengold.

Wichtig beim Löten ist, daß die Verbindung durch ein fremdes Metall hergestellt wird. Verbindet man zwei Eisenteile durch flüssig gemachtes Eisen, also das gleiche Material, dann spricht man vom Schweißen. Geschieht es dagegen mit Blei oder Zinn, handelt es sich um Löten.

Der LötKolben in der
leuchtenden Bunsenbrenner-
flamme



Bei beiden Methoden kommt es darauf an, daß die Verbindungsstellen möglichst sauber sind. Auf die beiden Flächen, die verbunden werden sollen, wird das flüssige Metall aufgetragen und muß erkalten.

Wie wird das nun beim Löten gemacht?

Manchmal gelingt es vielleicht, wenn man nur einfach von einem Zinn- oder Bleistück flüssig gemachtes Metall auf die zu verbindende Lötstelle tropfen läßt. Das glückt aber nicht immer und schon gar nicht beim Verbinden zweier Drahtenden. Zum Löten gehört ja auch ein LötKolben. Das ist ein keilförmiges Kupferstück, das über der Gasflamme oder auf elektrischem Wege erhitzt wird. Die im Kolben aufgespeicherte Wärme bringt das Lötmetall zum Schmelzen. Damit es auf die zu verbindende Stelle gebracht werden kann, muß es am Kolben haften. Wie dir ja schon bekannt ist, überzieht sich das Kupfer in der Flamme mit einer Oxydschicht. Dann nimmt es kein flüssiges Metall an und wenn

du dir noch so große Mühe gibst. Also müssen wir den Kolben säubern, aber wie?

Ganz einfach, mit dem käuflichen, weiß aussehenden Lötstein. Das ist nichts weiter als Salmiak, also das dir schon bekannte Ammoniumchlorid.

Machen wir dazu einen Versuch!

Nimm von dem selbsthergestellten NH_4Cl eine etwa linsengroße Menge und fülle sie in ein trockenes Reagenzglas. Diesen festen Stoff im Glas erhitze (ohne eine Flüssigkeit zuzugeben)! Dabei muß das Reagenzglas ständig geschüttelt werden, da es ohne flüssigen Inhalt sehr leicht springt. Erst wenn es ziemlich heiß ist, brauchst du nicht mehr so stark zu schütteln.

Dann beobachte!

Das Ammoniumchlorid geht nach und nach in Nebel über. Er scheidet sich oben an dem kälteren Teil des Reagenzglases wieder ab.

Was ist hier chemisch vorgegangen?

Unter dem Einfluß der Wärme spaltet sich der Salmiak in zwei gasförmige Bestandteile, und zwar in Ammoniak und Salzsäuregas. Diese beiden Gase vereinigen sich bei sinkender Temperatur wieder zu Salmiak. Das waren die weißen Nebel, die sich im oberen Teil des Reagenzglases abgesetzt haben. Die Reaktion kann auch hier wieder in beiden Richtungen verlaufen, wie uns die chemische Gleichung angibt:



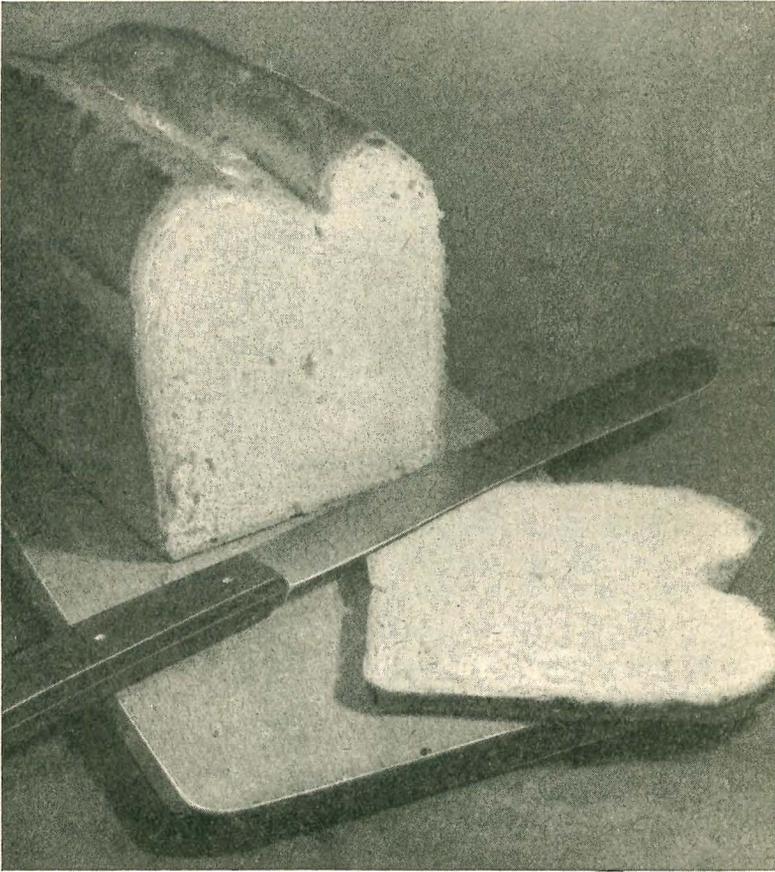
Der obere Pfeil gibt den Reaktionsablauf beim Erhitzen an, beim Abkühlen reagieren NH_3 und HCl in der entgegengesetzten Richtung. Wenn du einigermaßen stark konzentrierte Salzsäure hast und auch Ammoniumhydroxyd besitzt, kannst du das schnell beweisen. Beide konzentrierten Lösungen geben von selbst gasförmiges HCl beziehungsweise NH_3 ab. Stelle beide Flaschen offen hintereinander und blase über die Öffnungen, so daß sich beide



Gase vermischen müssen. Dabei entsteht Nebel, und zwar Salmiaknebel.

Mit verdünnten Lösungen kannst du folgenden Versuch machen. Gieße in einen Standzylinder oder ein möglichst hohes Glas einige Tropfen Salzsäure. Decke das Gefäß mit einer Glasplatte oder einem Teller ab, deren Unterseite du mit Ammoniumhydroxyd befeuchtet hast. (Dazu schüttelst du die Flasche, so daß der Glasstopfen benetzt wird. Mit dem nassen Stopfen betupfst du dann Glasplatte oder Teller.) Du wirst sehen, daß sich dann im Glas Nebel bilden, die in Schlieren nach unten sinken. Auch diesmal ist es wieder Salmiak.

Doch was hat das alles mit dem Säubern des LötKolbens zu tun? Der heiße Kolben wird vor dem Löten auf den Lötstein aus Ammoniumchlorid gedrückt und leicht hin und her gerieben. Der Stein zischt auf und gibt weißen Nebel ab, der in der Nase beißt. Der auftretende Nebel ist ein Beweis dafür, daß der heiße LötKolben einen Teil des Salmiaks zersetzt, also entsteht neben NH_3 auch HCl . Letzteres wandelt Kupferoxyd in Kupferchlorid um. Da es in der Hitze verdampft, ist der LötKolben jetzt sauber. Gleichzeitig werden auch die alten Lötreste entfernt, und der Kolben



Gasförmige Stoffe sorgen für die Hohlräume im Kuchen und Brot

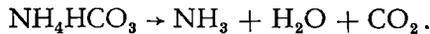
erhält wieder seine rötliche Kupferfarbe. Zinn und Blei bleiben jetzt gut haften, und die Arbeit kann beginnen.

Ich erwähnte schon, daß auch die zu verbindenden Teile, also die Lötstellen gereinigt werden müssen. Man verwendet dazu Löt-
wasser. Sein wesentlicher Bestandteil ist ebenfalls Salzsäure.

Könnte man auch nicht den Kolben mit Salzsäure reinigen? Nein, das geht nicht, denn sie würde ihn viel zu stark abkühlen.

Sicher mußtest du bei einer Bastelarbeit schon einmal selbst löten oder hast dabei zugesehen. Jetzt weißt du, welche chemischen Prozesse bei dieser Arbeit vor sich gehen.

Übrigens wird die Tatsache, daß sich Ammoniumverbindungen zersetzen, auch praktisch ausgenutzt. Hirschhornsalz, das für Pfefferkuchen als Backpulver verwendet wird, enthält Ammoniumhydrogenkarbonat (NH_4HCO_3). Beim Backen wird es durch die Hitze zersetzt. Hier ist die Gleichung dafür:



Ist die Temperatur im Backofen höher als 100°C , so werden alle drei Bestandteile gasförmig. Sie sorgen für die entsprechenden Hohlräume im Kuchen und machen ihn locker.

Soda aus Kochsalz

Das Ammoniumchlorid wollen wir noch für einen weiteren Versuch benutzen. Bringe eine erbsengroße Menge auf eine flache Glas- oder Porzellanschale und übergieße sie mit Natronlauge. Prüfe das NH_4Cl vor dem Übergießen auf seinen Geruch. Es wird praktisch geruchlos sein. Wenn du die Lauge übergegossen hast, halte die Nase wieder über das Salz. Da ist er wieder, der typische, stechende Geruch nach Ammoniak.

Überlegen wir einmal, wo er herkommt.

Die starke Lauge NaOH reagiert mit dem NH_4Cl . Wenn wir daran denken, wie das Ammoniumchlorid entstanden ist, wissen wir, daß dazu einmal die Salzsäure und andererseits die Lauge Ammoniak-

wasser erforderlich waren. Wenn nun die starke und schwer flüchtige Natronlauge auf eine Verbindung einwirkt, die aus einer leichter flüchtigen Lauge entstanden ist, so verdrängt sie die schwächere Lauge daraus.

In unserem Versuch ist NH_4OH der schwächere Teil. Da er leicht NH_3 abgibt, ist er schon am Geruch zu erkennen. Die chemische Gleichung kann das noch veranschaulichen:



NH_4OH zerfällt, wenn auch nur teilweise, in H_2O und NH_3 .

Dieser Vorgang läuft nicht nur in diesem Fall so ab, sondern bei allen Ammoniumverbindungen, wenn sie mit einer schwerer flüchtigen Lauge übergossen werden. In jedem Fall entsteht Ammoniak. Wird eine unbekannte Substanz mit Natronlauge übergossen und entsteht dabei NH_3 , so ist damit bewiesen, daß dieser Stoff auf jeden Fall eine Ammoniumverbindung enthielt.

Da aber der Ammoniakgeruch unter Umständen durch andere stark riechende Stoffe verdeckt wird, nimmst du besser einen Streifen angefeuchtetes Lackmuspapier und hältst ihn in den Raum über das Reaktionsgemisch. Rotes Papier wird durch Ammoniak gebläut. Auf keinen Fall darfst du ihn eintauchen, weil dann die Natronlauge eine Blaufärbung bewirkt.

Nicht nur im Laboratorium spielt die Reaktion zwischen Ammoniumsalzen eine Rolle, sondern auch die Technik macht davon Gebrauch. Bei einem für die Industrie sehr wichtigen Verfahren zur Herstellung von Soda aus Kochsalz wird zwischendurch NH_3 gebraucht.

Dieses Verfahren heißt daher Ammoniak-Soda-Verfahren oder nach dem belgischen Chemiker Ernest Solvay, seinem Erfinder, auch Solvay-Verfahren. Das Ammoniak wird bei diesem Prozeß in Form von NH_4Cl chemisch gebunden. Da es ein verhältnismäßig teurer Stoff ist, war man bemüht, ihn zurückzugewinnen.

Das geschieht in der Sodafabrik durch Versetzen mit einer billigen und leicht herstellbaren Lauge, dem $\text{Ca}(\text{OH})_2$. Auch dieser Stoff ist stärker als NH_4OH und macht aus dem NH_4Cl Ammoniak frei. Dieses läßt sich erneut verwenden. Abgesehen von gewissen Verlusten durch undichte Stellen in Rohrleitungen, kommt eine Sodafabrik theoretisch mit einer bestimmten Ammoniakmenge aus.

Hier wird Kalk gebrannt

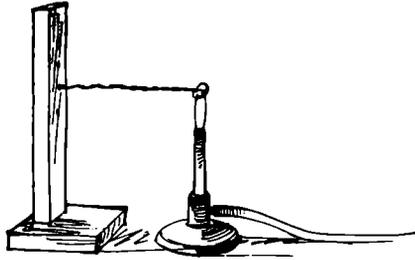
Wenden wir uns einem technisch ganz besonders wichtigen Verfahren zu. Von vielen Produkten unserer chemischen Industrie wird behauptet, sie seien letzten Endes aus Kohle, Kalk und Wasser hergestellt.

Diese drei sind in der Tat sehr wichtig und vieles wird aus ihnen hergestellt.

Der *Kalk* zum Beispiel ist eine Grundlage für weitere Verbindungen. Wie das zugeht, wollen wir in einigen Versuchen ergründen.

Du brauchst dazu ein Stückchen Marmor oder Kalkstein und eine möglichst heiße Gasflamme, am besten eignet sich ein Teclubrenner.

Das Stück Marmor oder Kalkstein, chemisch CaCO_3 , soll etwa die Größe einer Bohne haben. Da du es ungefähr 10 Minuten stark erhitzen mußt, wollen wir überlegen, wie das am besten zu machen ist. Ohne weiteres kannst du es mit der Zange halten, wenn ihre Griffe lang genug sind. Besser und sicherer aber ist es, wenn du den Kalkstein mit etwas Draht umwickelst und diesen an einer Haltevorrichtung befestigst. Dann kann der Brenner daruntergeschoben werden, so daß sich der Stein in der Flamme befindet, und zwar dicht oberhalb des bläulichen Kegels.



Nach etwa 10 Minuten nimmst du den Stein aus der Flamme und läßt ihn an der Luft abkühlen.

Wenn du den Marmor genau betrachtest, wird kaum eine Veränderung zu erkennen sein. Die äußere Form ist erhalten geblieben und die Farbe etwa auch. Wenn du dagegen mit einem Messer zu kratzen versuchst, dann gelingt es, etwas Gestein abzuschaben. Offensichtlich ist während des Erhitzens in dem CaCO_3 doch irgendeine Veränderung vor sich gegangen. Wir werden das noch beweisen. Jetzt erst einmal die Erklärung für den abgelaufenen Vorgang.

Wird CaCO_3 auf etwa 800°C erhitzt, so spaltet es sich in CaO und CO_2 :



Aus Kalziumkarbonat wird also *Kalziumoxyd*. Bei unserem Versuch erreichen wir nur schwer für eine längere Zeit die erforderliche hohe Temperatur, so daß selbst nach längerem Erhitzen nur eine dünne Schicht in CaO umgewandelt wurde.

Diesen Vorgang nennt man Kalkbrennen. Der Kalk wurde also nur gebrannt, mit Verbrennen hat das nichts zu tun.

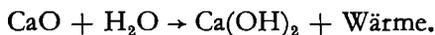
Großtechnisch geschieht das in Kalkbrennereien. Täglich werden in Deutschland viele Tausend Tonnen gebrannter Kalk, so nennt man das Kalziumoxyd auch, hergestellt. Der gebrannte Kalk wird für viele Zwecke verwendet. Ein großer Verbraucher ist die Bauindustrie und ein weiterer die chemische Industrie, die ihn für viele Produkte als Rohstoff braucht.

Wir löschen — aber kein Feuer

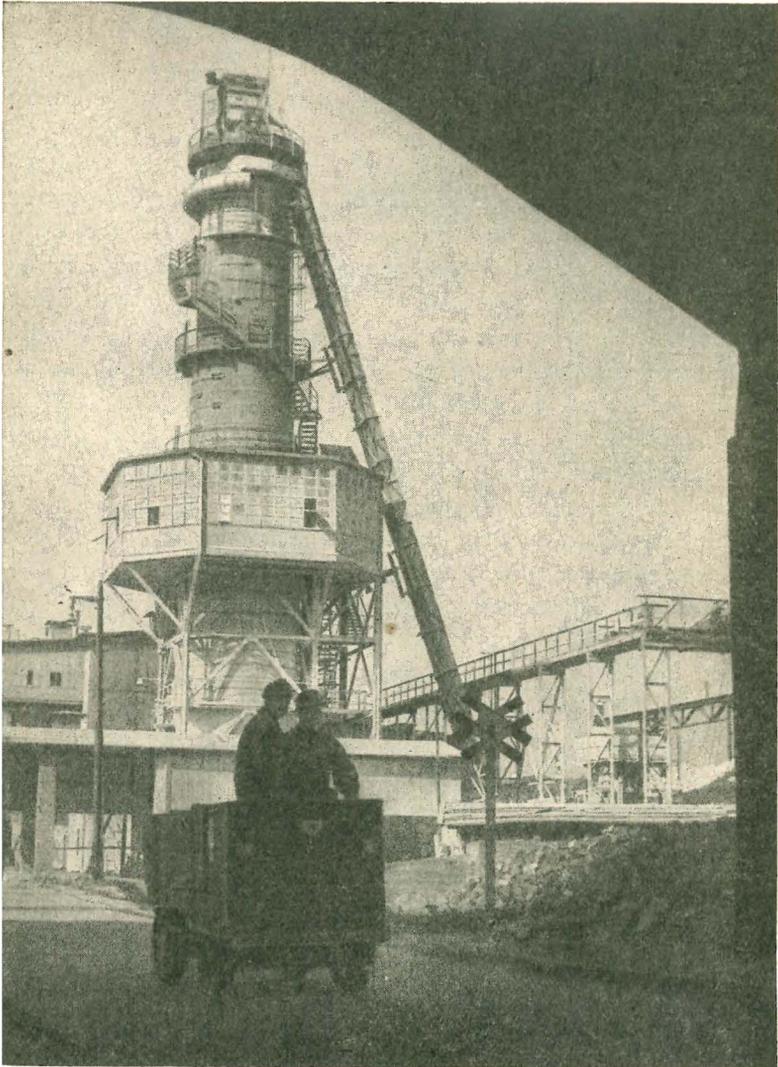
Untersuchen wir das Stück „Kalziumkarbonat“ weiter, nachdem es völlig abgekühlt ist. Dazu legst du es auf einen Teller oder ein Porzellanschälchen, wie es im chemischen Laboratorium oft gebraucht wird. Dann gibst du in Abständen von jeweils einer Minute einen Tropfen Wasser auf das gebrannte Stück. War die Flamme beim Erhitzen heiß genug, so wirst du feststellen, daß das Wasser aufgesaugt wird und sich der Stein erwärmt. Wenn deine Kalkbrennerei besonders gut war, dann entsteht so viel Wärme, daß ein Teil des Wassers verdampft. Du mußt deutlich hinsehen, wenn du das bemerken willst.

Hat die Hitze nur sehr wenig Kalziumkarbonat verändert, entsteht auch nur wenig Wärme, die unter Umständen gar nicht zu beobachten ist. Trotzdem wird aber auch dann nachweisbar sein, daß mit dem CaCO_3 irgend etwas geschehen ist. Ich will dir dazu die chemischen Vorgänge erklären.

Beim fabrikmäßigen Kalkbrennen wird der Kalkstein in großen Öfen auf mehr als 800°C erhitzt. Dabei entweicht CO_2 und es bleibt CaO übrig. Daß auch in unserem Brennversuch das gleiche geschehen ist, galt es nachzuweisen. Kalziumoxyd ist als Metalloxyd in der Lage, sich mit dem Wasser zu verbinden. Wenn sich Metalloxyde in Wasser lösen, entstehen aber Laugen. Bei einigen, zu denen auch unser CaO gehört, entsteht dabei auch noch Wärme.



Wie die Gleichung erkennen läßt, entsteht das uns vom Kalkwasser her bekannte *Kalziumhydroxyd*, in der Praxis gelöschter Kalk genannt. Auf alle Fälle gehört der entstandene Stoff zu den



Kalkofen im Stickstoffwerk Piesteritz

Laugen. Du kannst es mit einem Indikator nachprüfen. Zweckmäßig ist hier Phenolphthaleïn am Platze, denn schon kleine Mengen $\text{Ca}(\text{OH})_2$ rufen eine deutliche Rotfärbung hervor.

Die bei der Reaktion auftretende Wärme ist ja nach den reagierenden Stoffmengen verschieden groß. War nur wenig CaCO_3 zersetzt worden, so wird die Temperatur kaum angestiegen sein. Doch immer dann, wenn auch nur eine schwache Rotfärbung des zugegebenen Phenolphthaleïns eintritt, ist der Versuch gelungen.

Heute wird der gebrannte Kalk häufig schon von den herstellenden Betrieben gelöscht.

Das $\text{Ca}(\text{OH})_2$ ist ein wichtiger Bestandteil des Mörtels. Beim Bau eines Hauses wurde früher der gebrannte Kalk häufig erst auf der Baustelle mit Wasser umgesetzt. Das geschah unter ständigem Rühren in flachen Holzkästen. Da dabei Wasser hinzugegossen wurde und infolge der Wärmeentwicklung Nebelschwaden aufstiegen, hat sich damals die Bezeichnung „Kalklöschchen“ eingebürgert.

Auch heute noch spricht man von Löschkalk oder gelöschtem Kalk und meint damit den festen Stoff $\text{Ca}(\text{OH})_2$. Rührt man dieses Kalziumhydroxyd mit Wasser an, so ergibt das zunächst einen Kalkbrei und dann Kalkmilch. Etwas ist es sogar im Wasser löslich. Das wissen wir bereits, denn die klare Lösung ist unser Kalkwasser. Kannst du dich noch entsinnen wie wir es verwendet haben? Mit CO_2 ergibt es unlösliches CaCO_3 ! Das mußt du dir gut merken, denn es ist für das Verständnis weiterer Versuche wichtig.

Jetzt wird gemauert!

Die kleinen Mengen an gelöschtem Kalk aus deiner eigenen Produktion werden für den nächsten Versuch nicht ausreichen. Wir brauchen wenigstens einige gehäufte Eßlöffel voll. Du mußt dir also noch gelöschten Kalk, ein weißes Pulver, beschaffen. Schau dich nach einer Baustelle um und sprich einmal mit den Maurern, sie geben dir sicher ein Tütchen voll. Unter Umständen ist aber auf der Baustelle gar kein gelöschter Kalk vorhanden, sondern nur fertig gemischter Mörtel. Da wir ihn sowieso herstellen wollen, läßt du dir davon etwas geben. Du stellst damit den gleichen Versuch an, nur daß dir die Arbeit des Mörtelmischens schon abgenommen ist.

Hast du dagegen gelöschten Kalk, dann mußt du den Mörtel erst bereiten. Mische möglichst sauberen, trockenen Sand (am besten Seesand) mit dem ebenfalls trockenen Löschkalk. Das Mischungsverhältnis soll etwa drei Teile Sand und ein Teil Kalk betragen. Eine alte Tasse oder Konservendose dient dabei als Mischgefäß. Ein Eßlöffel oder Teelöffel ermöglicht es, ziemlich genau abzumessen. Ein Löffel Kalk, dann drei Löffel Sand, wieder Kalk und nochmals Sand... Eine halbe Tasse voll von diesem Gemisch reicht aus. Um den Mörtel streichfähig zu machen, gibst du in kleinen Mengen noch etwas Wasser zu und rührst kräftig durch. Sieh dich dabei vor, denn $\text{Ca}(\text{OH})_2$ ist eine Lauge und greift die Haut an.

Verwende nur den Löffel zum Umrühren!

So, der Mörtel ist fertig, der Bau kann beginnen. Wenn auch die kleine Menge nur für Versuche ausreicht, so haben wir doch alles wie in der Praxis gemacht.

Löschkalk und Sand in einem bestimmten Verhältnis gemischt, ergeben zusammen mit Wasser den Mörtel, den der Maurer braucht, um die Steine zu verbinden.



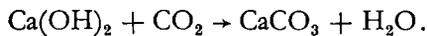
Auf zwei kleine Brettchen legen wir je einen Klecks Mörtel. Das eine Häufchen trocknen wir möglichst schnell in der Nähe des Ofens (Ofenröhre, Zentralheizung, Gasherd), und das andere beeinflussen wir nicht, sondern lassen es an der Luft stehen.

Nach kurzer Zeit ist das erste Mörtelhäufchen trocken. Prüfe es auf seine Festigkeit, indem du es in der Hand zerbröckelst. Es ist zwar nach dem Verdunsten des Wassers schon hart geworden, aber mit der Festigkeit ist es noch nicht weit her. Einem Vergleich mit dem Putz an dem Mauerwerk eines Hauses hält es nicht stand.

Wenn der Putz an den Wänden und die Mörtelfugen zwischen den Mauersteinen trotzdem so hart werden, dann muß also noch etwas anderes von Bedeutung sein. Das ist auch der Fall, und zwar heißt das Zauberwort — Warten.

Laß das zweite Mörtelhäufchen im Zimmer liegen. Warte einige Tage, und dann versuche es einmal zu zerkrümeln, ähnlich wie bei dem künstlich getrockneten Mörtel. Rein äußerlich kann man ihm nichts ansehen, jedoch ist der langsam getrocknete Mörtel wesentlich fester. Wie kommt das?

Bei diesem chemischen Versuch spielt das Kohlendioxyd eine sehr wesentliche Rolle. Aber haben wir denn das überhaupt verwendet? Wir haben schon erfahren, daß dieses Gas zu 0,03 Prozent in der Luft enthalten ist. Zwar sind demnach in 10000 Kubikzentimeter (10 Liter) Luft nur drei Kubikzentimeter CO_2 vorhanden, doch diese kleine Menge bewirkt, daß der Mörtel erhärtet. Die Gleichung für diesen Vorgang haben wir schon einmal beim Kohlendioxydnachweis kennengelernt:



Der im Mörtel vorhandene gelöschte Kalk wird durch CO_2 in Kalziumkarbonat umgewandelt. Die dabei entstehenden kleinen Kristalle verbinden die einzelnen Sandkörnchen fest miteinander. Dieser Vorgang, man nennt ihn Abbinden, dauert Wochen oder Monate, je nach der Dicke des Mauerwerkes. Im Innern von mehreren Meter dicken Mauern hat man nach über 100 Jahren noch Kalziumhydroxyd nachweisen können. Selbstverständlich wird das außen liegende Ca(OH)_2 zuerst umgewandelt.

Wodurch könnte man nun diesen Vorgang beschleunigen? Das wäre bei einem größeren CO_2 -Gehalt der Luft möglich. Früher wurden in Neubauten häufig offene Koksöfen in die Räume gestellt und geheizt. Dadurch war einmal mehr CO_2 zum Hartwerden vorhanden und zum anderen ließ die Wärme die Wände schneller trocknen. Wie wir aus der chemischen Formel ersehen können, entsteht beim Erhärten noch Wasser, und das so lange, bis der letzte gelöschte Kalk zu Kalziumkarbonat geworden ist.

Neubauwohnungen werden niemals sofort tapeziert, weil sonst die Luft, insbesondere das CO_2 , keinen Zutritt hat. Außerdem

würde die entstehende Feuchtigkeit die Tapeten wieder lösen. Eine Neubauwohnung muß also erst „trockengewohnt“ werden, ehe man sie tapezieren kann.

Läßt sich nun das CaCO_3 im vollständig erhärteten Mörtel nachweisen? Versuchen wir es einmal!

Nimm vom Mauerwerk etwas Mörtel und übergieße ihn mit einer Säure! Wenn du noch beweisen kannst, daß das Aufbrausen vom CO_2 verursacht wird, muß ja ein Karbonat vorhanden gewesen sein (siehe Kohlendioxynachweis).

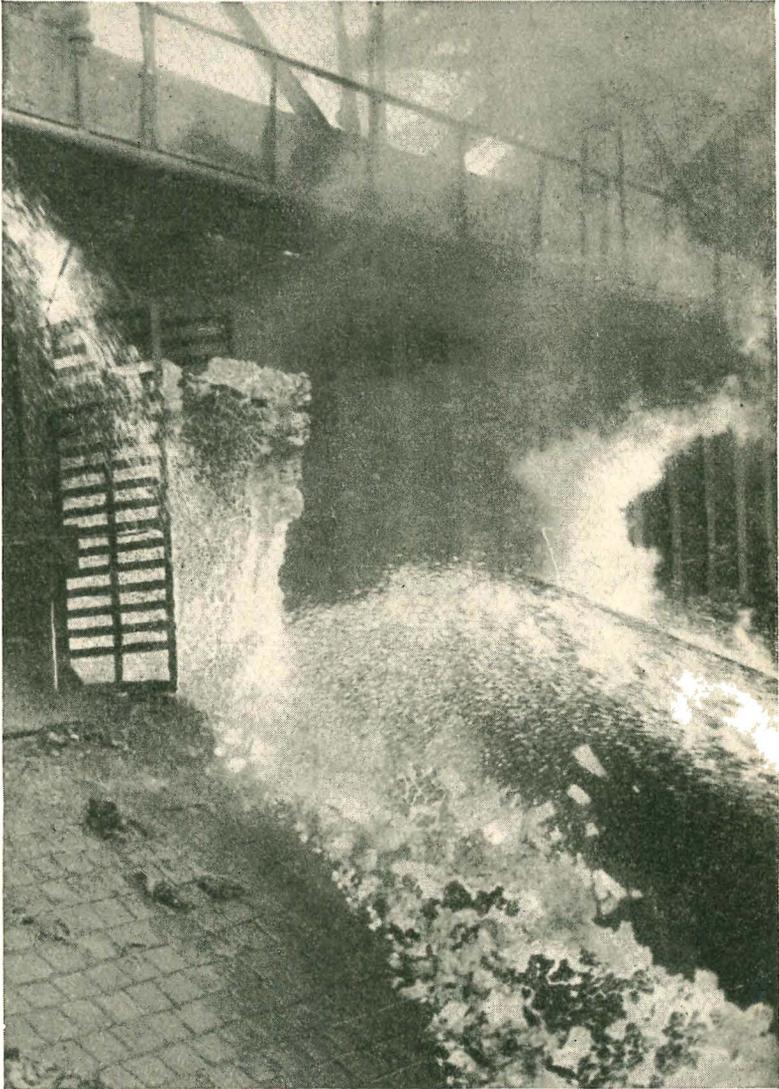
Wozu dient aber nun der Sand in dem Mörtel?

Er macht das Gemisch porös und ermöglicht es dem Kohlendioxyd, besser in die tieferen Schichten einzudringen. Außerdem verbilligt es den gesamten Baustoff. Zuviel Sand dagegen ist auch wieder nicht gut, der Putz erhält dann keine genügende Festigkeit und platzt dann schon bei geringem Schlag oder Stoß wieder ab. Eine übermäßige Sparsamkeit mit Kalk ist hier fehl am Platze.

Wird denn aber das CO_2 niemals alle?

Sicher wird der Luft von einem Neubau viel Kohlendioxyd entzogen, jedoch gleicht sich das durch die Verbrennung von Kohle in unseren Öfen, von Leuchtgas im Gasherd und vor allen Dingen durch Koks- und Braunkohlenfeuer in Fabriken und Kokereien wieder aus. Jedesmal, wenn kohlenstoffhaltiges Material verbrennt, entsteht CO_2 , das in die Luft entweicht. Diese Mengen genügen, um die vom Bau und den Pflanzen aufgenommenen CO_2 -Mengen wieder zu ersetzen. An dem durchschnittlichen Gehalt der Luft von 0,03 Prozent hat sich bisher noch nie etwas geändert.

Wenn wir die chemischen Gleichungen für die letzten Versuche noch einmal zusammenstellen, dann ergibt sich ein gewisser Kreislauf. Wir haben Kalkstein als Rohstoff aus der Natur gebrannt, gelöscht und ihn durch das CO_2 der Luft in Kalziumkarbonat umwandeln lassen.



Die entgaste Steinkohle, der glühende Koks, wird ausgestoßen

Kalkbrennen: $\text{CaCO}_3 \rightarrow \text{CaO} + \text{CO}_2$
Kalklöschen: $\text{CaO} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Ca(OH)}_2$
Abbinden des Mörtels: $\text{Ca(OH)}_2 + \text{CO}_2 \rightarrow \text{CaCO}_3 + \text{H}_2\text{O}$.

Neben diesem Luftmörtel, man nennt ihn so, weil er an der Luft erhärtet, gibt es noch andere Baustoffe, die sich verfestigen, wenn Wasser dazukommt. Sie werden als Zemente bezeichnet. Dabei spielen sich aber ganz andere, wesentlich kompliziertere Vorgänge ab.

Warum der Gips erstarrt!

Der Gips zum Beispiel gehört zu den Stoffen, die Wasser aufnehmen und dadurch hart werden. Zwar nimmt man dieses Material nicht zum Mauern, aber in gewisser Weise gehört er doch zu den Baustoffen. Ist irgendwo in der Wand der Putz schadhaft, oder soll nach dem Verlegen elektrischer Leitungen unter Putz wieder eine glatte Wandfläche entstehen, so verwendet der Handwerker dazu Gips! Er braucht das weiße Pulver nur mit Wasser anzurühren, um einen dem Mörtel ähnlichen Stoff zu erhalten. Natürlich kann man kleinere Reparaturen auch mit dem bereits bekannten Mörtel durchführen, doch ist Gips zweifellos einfacher herzustellen. Schon deshalb, weil nur zwei Stoffe gebraucht werden. Außerdem ist es schwieriger, kleine Mengen Löschkalk, Sand und Wasser gut zu durchmischen. Nehmen wir also Gips, den „Mörtel“ für den Hausgebrauch!

Wir wollen einen Versuch durchführen, bei dem du dich unter Umständen nützlich erweisen kannst. Sieh in der Wohnung nach, ob nicht irgendwo eine schadhafte Stelle im Putz zu finden ist. Vielleicht hat ein Nagel nicht den richtigen Halt, so daß es zweckmäßig ist, einen Holzdübel einzugipsen.

Nehmen wir an, letzteres sei unsere Aufgabe. Ein Holzdübel ist nichts weiter als ein Klötzchen in Form eines quadratischen Pyramidenstumpfes. Die breitere Seite, die Basis der Pyramide, kommt nach hinten, die schmalere Seite liegt in der Wandfläche. Sie soll nach Möglichkeit weder vorstehen noch tiefer liegen. Würdest du das Klötzchen umgekehrt eingipsen, so könnte es sehr viel leichter wieder aus der Wand herausgerissen werden! Die Größe eines Dübels hängt von der Länge des Nagels oder Hakens ab, den wir einschlagen wollen.

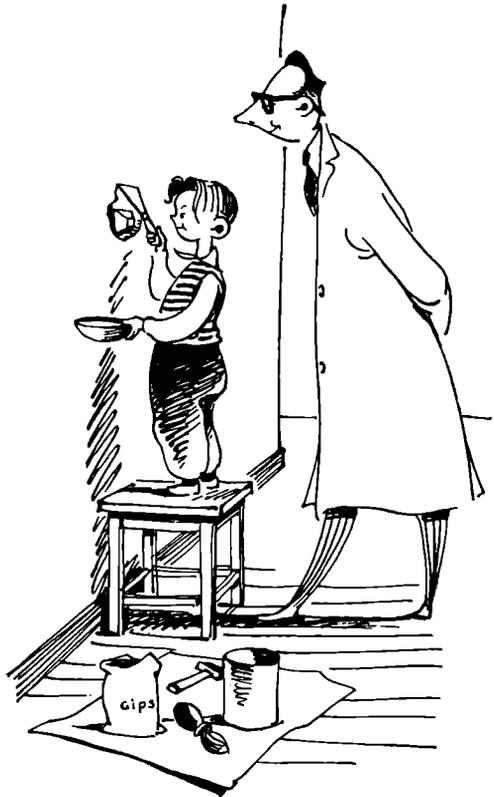
Hast du den Dübel in der erforderlichen Größe zugeschnitten, schlägst du das Loch in der Wand mit Hammer und Meißel so groß aus, daß der Klotz gut hineinpaßt. Die Umgebung soll mit Gipsbrei ausgefüllt werden. Es empfiehlt sich, das Loch in der Wand und den Dübel zuvor mit einem nassen Pinsel etwas anzufeuchten, weil der Gips dann besser hält.

Das in der Drogerie käufliche Gipspulver wird nach und nach mit kleinen Mengen Wasser angerührt. Nimm so viel Wasser, daß ein gut streichbarer Brei entsteht. Auf keinen Fall darf er zu dünn sein, weil dann im hartgewordenen Gips Risse entstehen! Natürlich rühren wir auch nur so viel Pulver an, wie in Form von Gipsbrei gebraucht wird! Übriggebliebener Gipsbrei ist nicht mehr zu verwenden.

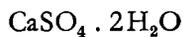
So, nun heißt es, flink zu arbeiten! Mit einem breiten, alten Messer — der Maler nimmt einen besonderen Spatel — streichst du nun den Gipsbrei um den Holzdübel herum. Bearbeite die Oberfläche der Arbeitsstelle gleich so, wie sie endgültig aussehen soll!

Sicherlich hast du beim Gipsen schon gemerkt, daß der Brei nach und nach immer fester wird. Wer sehr langsam arbeitet, bekommt die „Baustelle“ vielleicht nicht fertig und muß erneut Gips anrühren!

Sitzt der Dübel dann in der Wand und ist der Gips gut glattgestrichen, wartet man am besten einige Stunden mit dem Nageleinschlagen, weil der Gips dann bestimmt völlig hart geworden ist.



Du kannst aber auch den Nagel vor dem Eingipsen in den Döbel schlagen. Dann entfällt das Herumhämmern an der „Baustelle“. Was geschah nun bei diesem Versuch? Gips findet man in Deutschland als Gestein an vielen Stellen in der Natur. Chemisch betrachtet ist Gips nichts weiter als *Kalziumsulfat* zusammen mit Wasser. Dieses Wasser kann man äußerlich nicht sehen, weil es als sogenanntes Kristallwasser im Gipskristall gebunden ist.



Das ist die Zusammensetzung des in der Natur gefundenen Gipses. (Lies Kalziumsulfat mit zwei Molekülen Wasser.)

Beim Brennen, also durch Erhitzen, entzieht man dem Gips etwa dreiviertel seines Wassers. Auf zwei CaSO_4 -Moleküle entfielen vier Moleküle Wasser, werden davon drei Viertel entfernt, so ergibt sich folgende Zusammensetzung:



Es ist „gebrannter Gips“. Das allein ist die richtige Bezeichnung für das käufliche Pulver, das meist einfach „Gips“ genannt wird. Beim Hartwerden nimmt er wieder Wasser auf, so daß die gleiche Zusammensetzung wie im ursprünglichen Gips entsteht. Dabei binden sich viele Einzelkristalle, die untereinander fest zusammenbacken.

Der verarbeitete Gips erhärtet mehr oder weniger schnell, je nachdem, wieviel Wasser noch vorhanden ist.

Der Stuckgips, den man für Deckenverzierungen und Ornamente gebraucht, darf nur langsam fest werden. Achte einmal auf die oft recht kunstvollen Stuckarbeiten in Theatern und Museen, und denke dann an das schnelle Arbeitstempo bei unserem üblich gebrauchten Gips. Das Formen einer solchen Verzierung erfordert eine gewisse Zeit, und solange muß das Material auch weich bleiben!

Wird das Wasser durch zu starkes Erhitzen vollständig aus dem $\text{CaSO}_4 \cdot 2 \text{H}_2\text{O}$ entfernt, so verliert das wasserfreie CaSO_4 die Eigenschaft, sich wieder mit ihm zu verbinden. So ein Gips wurde „totgebrannt“.

Verstecktes Wasser

Selbst im festgewordenen Gips, auch wenn er vollkommen trocken ist, befindet sich noch Wasser. Da es als Bestandteil zum einzelnen

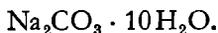
Gipskristall gehört, spricht man von *Kristallwasser*. Entzieht man solchen Kristallwasser enthaltenden Stoffen die Wassermoleküle, so zerfällt das Kristallgefüge, und ein Pulver bleibt zurück.

Wir wollen das in einem Versuch nachweisen! Die käufliche Soda, auch Kristallsoda genannt, enthält ebenfalls Kristallwasser. Wir finden dabei Sodastückchen, die oft nicht mehr wie Glas durchsichtig sind, sondern weißliche Ecken und Ränder haben. An diesen Stellen fehlt ein Teil des Kristallwassers. Als Folge davon verwittern die Kristalle.

Beschleunigen wir einmal diese Wasserabgabe!

Nimm einige erbsengroße Sodakristalle, fülle sie in ein trockenes Reagenzglas und erhitze vorsichtig! Schon nach kurzer Zeit zerspringen die Kristalle, weil das Wasser verdampft ist. Zwischendurch schmilzt Na_2CO_3 im eigenen Kristallwasser. An dem oberen Teil des Reagenzglases setzt sich wieder Wasser als Flüssigkeit ab. Wenn du geschickt bist, kannst du es herausfließen lassen, indem du das Glas etwas schräg hältst. Achte aber darauf, daß keine Soda verlorenght.

Nach einigen Minuten dürfte alles Wasser entwichen sein, so daß nur noch Na_2CO_3 , jetzt wasserfrei und in Pulverform, vorliegt. Was war Soda ihrer Zusammensetzung nach vorher?



Ein Molekül Na_2CO_3 kristallisiert also mit zehn Molekülen Wasser. Mehr als sechzig Gewichtsprocente der käuflichen Soda sind Wasser.

Wenn Na_2CO_3 , beispielsweise zur Glasherstellung, gebraucht wird, so treibt man oft das Kristallwasser heraus, um den Transport von der Sodafabrik zur Glashütte zu verbilligen. Bei hundert Zentnern Kristallsoda würde man sonst rund sechzig Zentner Wasser spazierenfahren.

Aber nicht alle kristallisierenden Stoffe enthalten Wasser. Unser Kochsalz kristallisiert zum Beispiel ohne.

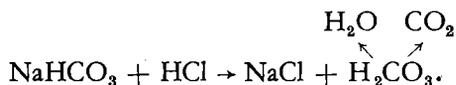
Warum Natron gegen Sodbrennen?

Erwachsene haben bei manchen Krankheiten, aber auch bisweilen schon nach dem Genuß bestimmter Speisen Sodbrennen. Das ist sehr unangenehm und macht sich in einem brennenden Gefühl, manchmal sogar als Schmerz, innerhalb der Speiseröhre bemerkbar.

Die Ursache dafür ist überschüssige Säure, die der Magensaft enthält. Das kann durch eine zu starke Salzsäureproduktion der Magenschleimhaut oder auch durch Säuren, die bei der Zersetzung von Speisen entstehen, hervorgerufen werden.

Du weißt ja schon, wie man eine Säure „beseitigt“, nämlich durch Neutralisation. Natürlich kann man dazu keine Lauge schlucken, weil sie die Schleimhäute besonders stark angreifen würde.

Was macht man aber nun? Man nimmt Natron. Sehen wir uns eine chemische Gleichung an, unter der Annahme, daß die Salzsäure neutralisiert werden soll.



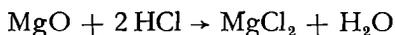
Die schwächere Kohlensäure wird freigemacht. Sie zerfällt in Wasser und Kohlendioxyd, so daß nach der Reaktion keine Säure mehr vorhanden ist.

Das Sodbrennen ist weg!

Daß die Reaktion tatsächlich so abläuft, beweist ein Reagenzglasversuch. Schütte kleine Natronmengen in Salzsäure. Sie schäumt auf, weil CO_2 frei wird!

Wird Natron aber zu häufig eingenommen, reizt es den Magen zu weiterer Säurebildung. Außerdem dehnt das entstehende CO_2 den Magen. Um das zu vermeiden, enthalten die gebräuchlichen Mittel

gegen Sodbrennen häufig Oxyde, besonders das Magnesiumoxyd. Auch Oxyde beseitigen überschüssigen Säurewasserstoff!



Also nur im Notfall Natron gegen Sodbrennen nehmen, sonst immer ein besonderes Mittel.

Gefärbte Flammen

Die Farbe der Gasflamme eines Bunsenbrenners oder auch die des Gaskochers weicht bisweilen von der üblichen ab.

Manchmal wird sie grünlich, häufiger aber zeigt sie ein schönes Gelb. Bei Feuerwerkskörpern gibt es noch andere Flammenfärbungen.

Damit ist das Stichwort gefallen! Es gibt Chemikalien, die, sobald sie in eine Flamme gebracht werden, ihre Anwesenheit dadurch verraten, daß sie die Flamme in charakteristischer Weise färben.

Von der Richtigkeit dieser Behauptung wollen wir uns überzeugen.

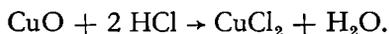
Nimm ein Stück Kupferdraht und glühe es in der Flamme kräftig durch! Es ist ratsam, das Ende mit einer Zange festzuhalten. Kupfer ist ein guter Wärmeleiter und wird sehr schnell heiß. Brandblasen an den Fingern sehen unschön aus und sind auch schmerzhaft.

Das erhitzte Metall überzieht sich mit einer Oxydschicht. Von einer deutlichen Färbung der Flamme war bisher noch wenig zu merken, es sei denn, das Drahtende war stark verschmutzt. Nach einer Weile wird diese anfängliche Erscheinung sicherlich verschwunden sein. Wir rufen sie aber bewußt wieder hervor!



Herrlich bunt sind die Farben einer Feuerwerksrakete

Nimm einige Tropfen Salzsäure und tauche den mit Kupferoxyd überzogenen Draht kurze Zeit hinein. Das CuO wird von der Salzsäure aufgelöst



Dabei entsteht *Kupferchlorid*.

Diese Verbindung färbt die Flamme. Halte das mit Salzsäure befeuchtete Drahtende in die Flamme! Sie wird grün aufleuchten.

Dieses Grün, das nicht nur vom Chlorid des Kupfers, sondern auch von den anderen Halogenverbindungen (Fluor, Brom, Jod) des Kupfers bewirkt wird, gibt dem Chemiker die Möglichkeit in unbekanntem Chemikalien das Chlor und seine ihm verwandten Elemente nachzuweisen. Ein erhitzter Kupferdraht in eine Probe der Substanz gehalten, sorgt bei Anwesenheit der Halogene praktisch immer für die Bildung kleiner Mengen dieser Kupferverbindung. Da die Flamme schon von kleinsten Mengen grün gefärbt wird, ist das eine beliebte Nachweismethode (nach ihrem Entdecker Beilstein-Probe genannt) für Halogene, insbesondere in Stoffen aus der organischen Chemie.

So ist es auch zu erklären, daß Messingbrenner die Flamme manchmal grün färben. Messing ist ja eine Legierung aus Kupfer und Zink. Immer dann, wenn das Kupfer daraus mit einer Chlorverbindung zusammenkommt, kann CuCl_2 entstehen. Dieses färbt dann die Flamme grün. Und zwar ist es nur das dampfförmige Kupferchlorid. Daher ist anzunehmen, daß alle färbenden Verbindungen flüchtig sein müssen. Ist das nicht der Fall, so hilft unter Umständen ein Erhitzen auf höhere Temperatur wie in einem elektrischen Funken. Hast du schon einmal gesehen, daß ein elektrischer Funke, wie er bei der fahrenden Straßenbahn am Stromabnehmer manchmal auftritt, auch gefärbt ist?

Da wir aber nur die Gasflamme zur Verfügung haben, beschränken wir uns auf leicht verdampfbare Substanzen. Dazu gehören sämtliche Verbindungen des Natriums und auch die mit ihnen

eng verwandten Metalle Lithium, Kalium, Rubidium und Cäsium. (Alle diese Elemente nennt man Alkalimetalle.) Ihre Verbindungen färben die Flamme alle charakteristisch, und zwar Lithium rot, Natrium gelb, Kalium rotviolett, Rubidium violett, Cäsium blau. Die beiden zuletzt genannten hat Bunsen 1860/61 auf Grund ihrer Flammenfärbung im Dürkheimer Mineralwasser nachgewiesen. Sie wurden nach ihrer Flammenfärbung (Rubidus = dunkelrot, Caesius = blaugrau) benannt.

Um sie aufzufinden, waren natürlich komplizierte Apparaturen, die eine genaue Zerlegung der Farben ermöglichten, erforderlich.

Das Natrium macht sich jedoch schon in kleinsten Mengen so stark bemerkbar, daß es ohne jedes zusätzliche Hilfsmittel seine Anwesenheit bestätigt.

Nimm ausgeglühten, selbst nicht leuchtenden Eisendraht und gehe damit an etwas Kochsalz. Ein paar Salzkristalle bleiben bestimmt haften. Und nun halte den Draht in die Flamme! Besonders bei Dunkelheit tritt ein schönes, lange anhaltendes Gelb auf. Führe den Versuch noch einmal mit Soda aus!

Bei Feuerwerkskörpern ruft man durch Beimengen von Bariumsalzen Grünfärbung und durch Strontiumverbindungen ein prächtiges Rot hervor.

Eine sehr bedeutende Rolle spielt diese Nachweismethode von Elementen auch in der analytischen Chemie, besonders bei der Untersuchung von Metallegierungen.

Eine kleine Feengrotte

Der nun folgende Versuch gehört in das Gebiet der physikalischen Chemie. Wie der Name andeutet, handelt es sich dabei um chemische Vorgänge, bei denen wir besonders auf die gleich-

zeitigen physikalischen Erscheinungen achten müssen. Das ist häufig nicht mehr ganz einfach.

Da dieser Versuch aber doch noch verhältnismäßig leicht zu verstehen ist, und weil er sich besonders gut zur Vorführung in kleinerem Kreise eignet, wollen wir ihn durchführen.

Wir brauchen dazu ein schmales, hohes Becherglas von 50 bis 100 Kubikzentimeter Inhalt und mehrere Reagenzgläser als Geräte. An Chemikalien sind einige Kristalle Kupfersulfat, -chlorid oder -nitrat oder die entsprechenden Salze von Mangan, Eisen, Kobalt, Nickel, Aluminium oder Kalzium erforderlich. Selbstverständlich reicht notfalls auch ein einziges dieser Salze aus. Allerdings werden die Erscheinungen wesentlich vielfältiger und eindrucksvoller, wenn man mehrere Verbindungen zur Verfügung hat. Besonders zu empfehlen sind Kupfer-, Mangan-, Eisen-, Kobalt- und Nickelsalze, weil sie gefärbt sind. Da immer nur wenige Kriställchen ausreichen, läßt sich sicherlich hier und da eine zwei bis drei Erbsen große Menge beschaffen. Die einzelnen Stücke sollen etwa die Größe eines Senfkornes bis zur Größe einer Linse haben.

Eine größere Menge Stoff brauchen wir nur von einer käuflichen Wasserglaslösung. Das ist eine etwas ölig fließende Lösung von verschiedenen Silikaten des Natriums und Kaliums. Es handelt sich bei diesen Verbindungen um Salze einiger Kieselsäuren. So wie in der Schwefelsäure der Schwefel, spielt in den Kieselsäuren (es gibt mehrere) das Element Silizium eine Rolle.

Diese Wasserglaslösung gibt es in der Drogerie zu kaufen. In gut verschlossener Flasche (keinen Glasstopfen, sondern Kork oder Gummi nehmen) ist sie beliebig lange haltbar, so daß du ruhig 500 Kubikzentimeter davon kaufen kannst.

Und nun zum Versuch!

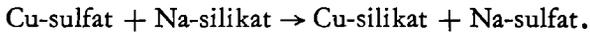
Nimm ein drittel Reagenzglas voll Wasserglaslösung und gib die etwa gleiche Menge Wasser hinzu. Verschließe mit einem Stopfen und schüttele kräftig durch! Laß das Glas eine Weile ruhig stehen,



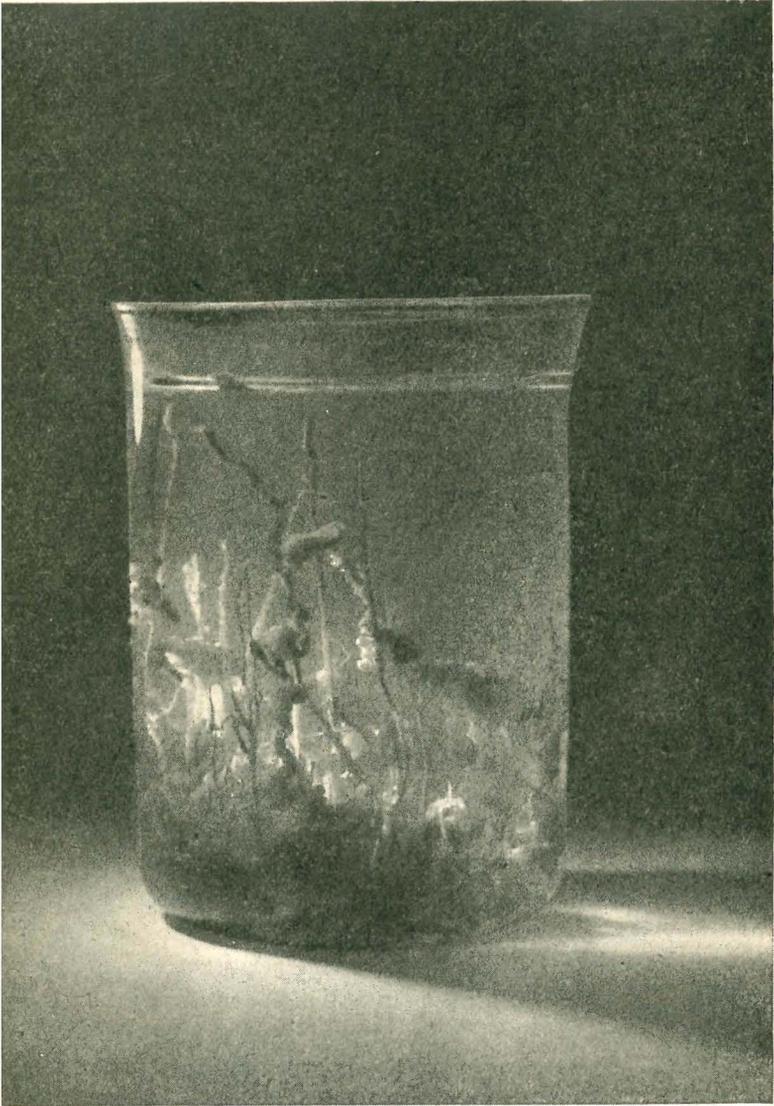
bis die Lösung möglichst blasenfrei ist. Dann wirf einen einzigen Kristall eines der Salze, von dem du am meisten hast, hinein und beobachte!

Nehmen wir an, es handle sich um *Kupfersulfat*. (Für alle anderen Salze gilt ganz entsprechendes.)

Der Kupfersulfatkristall reagiert oberflächlich sofort, wobei er schwerlösliches Kupfersilikat bildet. Nebenbei entsteht natürlich noch Natrium- oder Kaliumsulfat. Da die Formeln zu kompliziert sind, soll diesmal die Gleichung in Worten gegeben werden.



Man sollte annehmen, daß die Kupfersilikatschicht eine weitere Reaktion verhindert. Das tut sie aber nicht, weil sie halbdurchlässig ist. Wasser kann hindurch, nicht aber das große Salzteilchen. Da nun jeder Stoff das Bestreben hat, sich in einem Lösungsmittel möglichst gleichmäßig zu verteilen, sich zu lösen, zieht das Kupfersulfat Wasser von außen her durch die Silikathülle an. Zwischen dem Kristall und der Silikathülle wächst die vorhandene Flüssigkeitsmenge, und schließlich platzt die aus Kupfersilikat bestehende Haut. In diesem Augenblick treffen



Die kleine Feengrotte im Becherglas

aber Kupfersulfat von innen und Wasserglaslösung von außen erneut zusammen und bilden wieder die bereits bekannte Kupfersilikatschicht. Der Raum zwischen Kristall und Haut ist dadurch gewachsen. Nun passiert das gleiche, und nach einiger Zeit platzt die Hülle wieder.

Wenn du genau beobachtest, kannst du dieses ruckartige „Wachstum“ deutlich erkennen.

Die entstehenden röhrenartigen, manchmal verzweigten Gebilde, haben mit Pflanzen eine gewisse Ähnlichkeit. Da ihre Entstehung mit dem Wachsen der Vegetation vergleichbar ist, spricht man manchmal von „chemischen Gärten“. Selbstverständlich handelt es sich nur um eine reine physikalisch-chemische Erscheinung, die in keiner Weise mit dem Wachstum der Pflanzen etwas zu tun hat.

Wenn du noch andere Metallsalze zur Verfügung hast, führst du die gleichen Versuche mit ihnen noch einmal in weiteren Reagenzgläsern durch.

Das sind aber alles nur Vorversuche.

Die Hauptvorstellung kommt jetzt!

Stelle eine größere Menge verdünnter Wasserglaslösung her und fülle damit ein Becherglas. Dahinein gibst du Kristalle verschiedener Salze. Manche Gebilde mit ihren Verzweigungen sind da braun, blau, weiß oder grün gefärbt, je nach der verwendeten Metallverbindung. Die seltsamen „Gräser“ und „Korallenstöcke“ lassen die Vorstellung an die geheimnisvolle Welt auf dem Meeresgrund wachwerden.

Da sich im Laufe der Zeit beim Zutritt von CO_2 aus der Luft die Wasserglaslösung verfestigt, müssen die Behälter möglichst bald gereinigt werden. Wenn du ein Becherglas für diesen Zweck übrig hast, so erhalte die kunstvollen Gebilde, indem du die Wasserglaslösung nach einigen Stunden vorsichtig abgießt.

Du hast dann mit etwas Phantasie irgendwo aus dem Reich der Märchen eine kleine Feengrotte.

Erste Hilfe bei Unfällen

Allgemein merke man sich, daß bei allen schweren Unfällen sofort ein Arzt hinzuzuziehen ist. Bei den nachstehenden Vorschriften handelt es sich daher nur um die erste Laien-Hilfe.

1. *Brandwunden*

Kein Wasser! Brandblasen nicht öffnen! Bedecken oder Umwickeln mit Brandbinde. Falls nicht vorhanden, Bestreuen mit Mehl (besonders Kartoffelmehl) oder Bestreichen mit Öl.

2. *Schnittwunden*

Nicht mit Wasser auswaschen! Das Blut reinigt die Wunde. Festsitzende Fremdkörper nur vom Arzt entfernen lassen. Verbinden mit keimfreiem, trockenem Verband. Falls nicht vorhanden, mit einem ungebrauchten gebügelten Taschentuch die Wunde bedecken. Keine Watte! Bei spritzenden Wunden Abbinden des Gliedes zwischen Wunde und Herz!

3. *Verätzungen der Haut durch Säuren oder Laugen*

Abwaschen mit kräftigem Wasserstrahl. Danach eventuell betupfen mit Essigwasser bei Laugen oder mit Natronlösung bei Säuren.

4. *Augenverätzungen*

Auswaschen mit viel fließendem Wasser, wobei eventuell mit Gewalt das Auge zu öffnen ist. Dann das Auge mit sauberm Tuch verbinden und sofort zum Arzt.

5. *Verätzungen des Mundes und Magens durch Säuren oder Laugen*

Gifteinhüllende Mittel, wie Milch oder Haferschleim, trinken.

Bei Säuren Natron nehmen, bei Laugen Essig- oder Zitronenwasser trinken!

6. *Schädigungen durch giftige Gase*

Unbedingte Ruhe und frische Luft! In schwereren Fällen den nächsten Arzt rufen.

7. *Vergiftungen durch eingenommene Gifte*
(*dazu gehören auch verdorbene Lebensmittel*)

Sofort fünfprozentiges Kupfersulfat trinken. Brechreiz ist so stark, daß das Gift schnell aus dem Magen entfernt wird. (Eine kleine Menge dieser Lösung sollte immer vorrätig sein! Im Notfall löse einen Teelöffel voll in einem halben Glas Wasser. Das entspricht etwa der erforderlichen Konzentration).

Für den Notfall fertige man ein Verzeichnis folgender Telefonanschlüsse an:

1. den nächsten 1. Arzt
2. den nächsten 2. Arzt
3. den nächsten Krankentransport
4. das nächste Krankenhaus
5. die Feuerwehr

Diese Aufstellung gehört in die Hausapotheke!

(Gekürzt entnommen aus „Lehrerkalender 1955/56“, Volk und Wissen-Verlag, Berlin.)

Sachwortregister

- alkalisch 13, 106
- Ammoniumchlorid 111
- Ammoniumhydroxyd 110
- autogenes Schneiden 46
- Azetylen 44

- Basen 13
- basisch 13
- Brom 84
- Bunsenbrenner 18

- Chlorgas 57, 67, 70
- Chlorwasserstoff 78

- Eisenchlorid 57, 74
- Eisenoxyd 32
- Eisensulfid 72
- Element 24
- Essigessenz 55

- Fällung 80, 91

- Gemisch 73
- Grundstoff 24

- hygroskopisch 76

- Indikator 11

- Kalilauge 105
- Kaliumpermanganat 40
- Kalk 119
- Kalkstein 93
- Kalkwasser 91
- Kalzium 65
- Kalziumchlorid 66
- Kalziumhydrogenkarbonat 94
- Kalziumhydroxyd 91, 121
- Kalziumkarbonat 65, 91

- Kalziumoxyd 120
- Kalziumsulfat 131
- Karbonate 61
- Kohlendioxyd 50, 62
- Kohlenmonoxyd 50
- Kohlensäure 86
- Kristallwasser 133
- Kupferchlorid 137
- Kupferoxyd 36, 52
- Kupfersulfat 140

- Lackmus 12, 106

- Magnesium 26
- Magnesiumoxyd 29
- Molekül 25

- Natriumchlorid 77
- Natriumhydrogensulfat 79
- Natriumkarbonat 61
- Natriumoxyd 37
- Natronlauge 105
- neutral 13, 106

- Ozon 71

- Phenolphthaleïn 13, 106

- Reduktionsmittel 50

- Säuren 13
- Salmiakgeist 110
- Salz 60
- Salzsäure 54, 77
- sauer 13
- Sauerstoff 17
- Schwefel 21
- Schwefeldioxyd 22, 24
- Schwefelsäure 74

Schwefelwasserstoff 74
Silberbromid 84
Silberchlorid 81
Silberkarbonat 81
Silbernitratlösung 80
Spanprobe 42
Stickstoff 17

Teclubrenner 19
Thermit 53
Titrationsanalyse 109
titrieren 109

unterchlorige Säure 70

Verbindung 73

Wasserstoff 50
Wasserstoffsuperoxyd 71
Weinsäure 64

Zinkchlorid 58
Zitronensäure 64

Inhaltsverzeichnis

Vorwort	5
Der geheimnisvolle Rotkohlfarbstoff	9
Gegensätze heben sich auf	12
Die eingesperrte Kerze	15
Der Brenner des Herrn Bunsen	17
Der brennende Schwefel	20
Was ist ein chemischer Vorgang?	22
Blitzlicht	26
Zünde einmal das Eisen an!	31
Brennt auch Kupfer?	35
Wir stellen Sauerstoff her	37
Noch einmal brennender Schwefel	42
Der brennende Blumendraht	44
Eisen zerstört Wasser	46
Wer ist stärker?	52
Guten Appetit, Eisenfresser!	54
Salzsäure reinigt Metalle	59
Schaumschlägerei	60
Das weiche Hühnerei	65
Vorsicht, Giftgas!	67
Eine übelriechende Angelegenheit	72
Die Schwefelsäure	74
Salzsäure aus Kochsalz	77
Das Schneegestöber im Reagenzglas	79
Ein lichtempfindlicher Stoff	83
Eine Säure, die man trinken kann!	85
Der Kohlendioxydnachweis	90

CO ₂ in der Atemluft?	92
Ein Kalkstein verwittert	93
Der Stein im Teekessel	94
Tropfende Steine	96
Wie das Wasser weich wird	98
Aus „Hart“ mach „Weich“!	101
Schwarzer Kohlenstoff in weißem Marmor	103
Eine Neutralisation	105
Putzmittel Salmiakgeist	110
Chemie beim Löten	112
Soda aus Kochsalz	117
Hier wird Kalk gebrannt	119
Wir löschen – aber kein Feuer	121
Jetzt wird gemauert	124
Warum der Gips erstarrt!	129
Verstecktes Wasser	132
Warum Natron gegen Sodbrennen?	134
Gefärbte Flammen	135
Eine kleine Feengrotte	138
Erste Hilfe bei Unfällen	143
Sachwortregister	145

