

# LEHRBUCH DER CHEMIE

FÜR DIE GRUNDSCHULE

---

SIEBENTES SCHULJAHR



VOLK UND WISSEN VERLAG · BERLIN / LEIPZIG

# Lehrbuch der Chemie

für die Grundschule

7. SCHULJAHR

Mit 60 Abbildungen im Text



VOLK UND WISSEN VERLAG · BERLIN/LEIPZIG

1 9 5 1

**Verfasser: Dr. Werner Göttel**

**Best.-Nr. 6029** 1.— DM br. (—,80 bei Lieferung über die Schule) · 1.—400. Tausend  
**Lizenz-Nr. 334** · 1000/51-I-45/51  
**Satz: B. G. Teubner, Leipzig (III/18/154)**  
**Druck: VEB Schulbuch-Druck, Leipzig (III/18/93)**

# Inhalt

I. KAPITEL: <i>Stoffe und Stoffveränderungen</i>	
§ 1 Aufgabe und Bedeutung von Stoffuntersuchungen .....	5
§ 2 Versuche mit Kochsalz und Zucker .....	6
§ 3 Zustandsänderungen und chemische Vorgänge .....	8
§ 4 Beobachtungen an Metallen; Verbrennungen .....	9
II. KAPITEL: <i>Die Verbrennungserscheinungen</i>	
§ 5 Die Verbrennung von Metallen .....	11
§ 6 Die Bedeutung der Luft für die Verbrennung .....	13
§ 7 Der Luftverbrauch bei der Verbrennung .....	17
§ 8 Die Untersuchung des Gewichts der verbrannten Stoffe .....	21
§ 9 Sauerstoff; Oxydation; Oxyde .....	23
§ 10 Flammen; Unterhalten und Löschen von Feuer .....	30
§ 11 Langsame Oxydationen; Rosten; Atmung .....	33
III. KAPITEL: <i>Chemische Grundbegriffe</i>	
§ 12 Grundstoff; Verbindung; Gemenge .....	35
§ 13 Das Gesetz von der Erhaltung der Masse .....	36
§ 14 Moleküle und Atome .....	39
§ 15 Chemische Zeichensprache .....	43
IV. KAPITEL: <i>Wasser und Wasserstoff</i>	
§ 16 Die chemische Zerlegung des Wassers .....	45
§ 17 Die Synthese des Wassers .....	46
§ 18 Eigenschaften und Verwendung des Wasserstoffs .....	50
§ 19 Wertigkeit .....	55
V. KAPITEL: <i>Oxydation und Reduktion</i>	
§ 20 Der Reduktionsvorgang; Wasserstoff als Reduktionsmittel .....	59
§ 21 Reduktion von Metalloxyden durch andere Metalle .....	61
§ 22 Die unedlen Metalle Calcium, Natrium, Kalium .....	63
VI. KAPITEL: <i>Basen</i>	
§ 23 Metallhydroxyde .....	67
§ 24 Metalloxyde; Basenanhydride .....	69

VII. KAPITEL: *Säuren*

§ 25 Nichtmetalloxyde; Säuren .....	72
§ 26 Einige wichtige Säuren .....	75

VIII. KAPITEL: *Salze*

§ 27 Metalle und Säuren; Entstehung und Zusammensetzung der Salze .....	77
§ 28 Metalloxyde und Säuren .....	80
§ 29 Säuren und Basen; Neutralisation .....	81

IX. KAPITEL: *Allgemeine Eigenschaften der Salze*

§ 30 Salzlösungen .....	86
§ 31 Kristallbildung aus Salzlösungen .....	89
§ 32 Destillation .....	90
§ 33 Kristallwasser; Zersetzung von Salzen durch Erhitzen .....	93

X. KAPITEL: *Kochsalz; Salzsäure; Chlor*

§ 34 Die chemische Zerlegung des Kochsalzes; Salzsäuregas und Salzsäure .....	95
§ 35 Zerlegung und Aufbau des Salzsäuregases .....	97
§ 36 Chloride .....	101
§ 37 Chlor .....	105
§ 38 Vorkommen, Gewinnung und Verwendung des Kochsalzes .....	110

## Stoffe und Stoffveränderungen

### § 1. Aufgabe und Bedeutung von Stoffuntersuchungen

(1) *Stoffe und Körper — (2) Ziele und praktische Bedeutung der Stoffforschung*

Die Chemie ist der Zweig der Naturwissenschaft, der sich mit der Erforschung der Stoffe und der Stoffumwandlungen beschäftigt. (1)

Mit dem Wort *Stoff* bezeichnen wir ganz allgemein das, woraus die unzähligen Dinge bestehen, die wir in der Natur, der belebten wie der unbelebten, antreffen. Die Metalle, das Holz, Salz und Zucker, Fleisch und Milch, Wolle und Seide sind *Stoffe*. Aus dem Stoff Eisen können Brückenträger, Nägel, Drähte, Werkzeuge und viele andere Gegenstände hergestellt werden. Den Zucker kennen wir als feinkörnigen *Kristallzucker*, als *Würfelzucker* oder feingemahlen als *Pudierzucker*; immer aber haben wir den gleichen Stoff vor uns, nämlich Zucker. Wenn wir einen Stoff prüfen oder begutachten, so fragen wir nicht danach, welche Form oder Gestalt er zufällig hat; kommt es uns auf die äußere Form an, so sprechen wir von einem Körper, Gegenstand oder Ding.

Die Chemiker untersuchen und erforschen die *Stoffe*. Sie stellen zunächst die kennzeichnenden Eigenschaften eines Stoffes zusammen, d. h. sie ermitteln alle die Merkmale, die der betreffende Stoff besitzt, unabhängig davon, in welcher Form er auftritt. Die Chemiker untersuchen dann vor allem, wie ein Stoff verändert werden kann. Sie stellen beispielsweise fest, ob und wie sich die Stoffeigenschaften bei hohen und tiefen Temperaturen verändern, und sie prüfen, wie andere Stoffe auf den zu untersuchenden Stoff einwirken. Das Ziel aller dieser Arbeiten ist zunächst, die Naturgesetze zu erkennen, die für die Stoffe gelten. (2)

Die Erforschung der Naturgesetze ist aber nicht nur für die Wissenschaft wertvoll. Die große Bedeutung wissenschaftlicher Erkenntnisse liegt darin, daß sie für die Entwicklung unserer Produktion und damit für die Verbesserung unseres Lebens ausschlaggebend sind. So zeigen umfangreiche chemische Untersuchungen, welche Stoffe den Menschen als Werkstoffe für den Bau von Maschinen und Arbeitsgeräten oder als Material für die Gebrauchsgegenstände des täglichen Lebens dienen können. Aus den Stoffuntersuchungen kann man erkennen, wie die Werkstoffe vor Beschädigungen zu schützen und wie sie besser und vorteilhafter zu verwerten sind. Andere chemische Forschungen ergeben, ob und wie die Stoffe für die Ernährung oder die Bekleidung nutzbar zu machen sind, oder ob ein Stoff in der Hand des Arztes helfen kann, Krankheiten zu heilen und zu verhüten oder Schmerzen zu lindern.

Um uns die Stoffe nutzbar zu machen, müssen wir lernen, mit ihnen umzugehen. Wir müssen genau beobachten, wie sich ein Stoff allein und zusammen mit anderen Stoffen verhält. Bei jeder Untersuchung müssen wir uns darüber im klaren sein, was wir erfahren wollen, und dann planmäßige und gründliche Versuche mit den Stoffen ausführen.

Der Chemieunterricht und dieses Buch sollen die erste Anleitung zur Beschäftigung mit der Chemie geben und in die Arbeits- und Denkweise dieser Wissenschaft einführen.

## § 2. Versuche mit Kochsalz und Zucker

(1) *Kristall- und Pulverform* — (2) *Lösungen* — (3) *Eindunsten und Eindampfen der Lösungen* — (4) *Verhalten von Kochsalz und Zucker beim Erhitzen*

Wir wählen für unsere ersten Versuche zwei vom täglichen Gebrauch her bekannte Stoffe: das Kochsalz und den Zucker. Von den Eigenschaften dieser beiden Stoffe ist der salzige Geschmack des Kochsalzes bzw. der süße Geschmack des Zuckers besonders kennzeichnend; mit Hilfe des Geschmacks können wir Kochsalz und Zucker leicht erkennen oder Veränderungen an diesen beiden Stoffen feststellen.

- (1) Wir betrachten Kochsalz und Zucker mit einer Lupe und erkennen, daß die einzelnen Teilchen des Zuckers ebenso wie die des Salzes einander gleichen. Wir stellen aber auch zwischen den Teilchen des Salzes und denen des Zuckers deutliche Unterschiede fest. Die einzelnen regelmäßig geformten Körnchen nennt man Kristalle.

**Versuch 1** Wir suchen uns einige besonders schön ausgebildete Zuckerkristalle und Kochsalzkristalle heraus und betrachten sie genau. In einer Reibschale zerstoßen und zerreiben wir etwas Kochsalz zu einem feinen Pulver; die Kristalle werden dadurch vollständig zerstört; in einer anderen Reibschale pulverisieren wir etwas Zucker. In Pulverform sind Salz und Zucker dem Aussehen nach kaum zu unterscheiden; wir erkennen aber sofort am Geschmack, welchen Stoff wir vor uns haben. Durch das Zerreiben hat sich zwar die äußere Form der Stoffe verändert, die kennzeichnende Stoffeigenschaft (Geschmack) jedoch ist unverändert erhalten geblieben.

- (2) Wir schütteln eine kleine Menge von körnigem oder pulverisiertem Kochsalz in einem Reagenzglas mit wenig Wasser; dasselbe führen wir mit Zucker in einem anderen Prüfglas durch. Das Kochsalz und der Zucker *lösen* sich in Wasser auf; wir erhalten eine *Kochsalzlösung* und eine *Zuckerlösung*; das Wasser bezeichnet man als *Lösungsmittel*. Beim Auflösen entstehen aus den Stoffen sehr kleine, mit den schärfsten Mikroskopen nicht mehr sichtbare Teilchen, die in dem gesamten Lösungsmittel verteilt sind; die Lösungen sind deswegen klar und durchsichtig. Die Zerteilung der Stoffe in der Lösung ist also viel weitgehender als beim Pulverisieren. Die Lösungen haben den Geschmack der gelösten Stoffe, und zwar mehr oder weniger stark, je nach dem Mengenverhältnis von Lösungsmittel und gelöstem Stoff.

- (3) Wir gießen einige Kubikzentimeter der Kochsalzlösung in ein Uhrglas oder eine kleine Porzellanschale und erwärmen sie vorsichtig über einem Asbestdrahtnetz mit einer Gas- oder Spiritusflamme; die Lösung wird dabei ständig mit einem Glasstab gerührt. Das Lösungsmittel Wasser verdampft, und das Kochsalz erscheint wieder unverändert als fester Stoff.

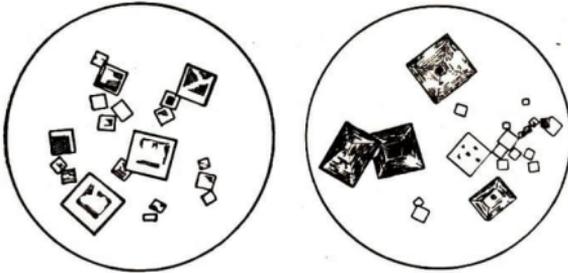


Abb. 1: Kochsalzkristalle.

a) Einige Kubikzentimeter einer Kochsalzlösung dunsten in einer flachen Glasschale langsam ein; das gelöste Kochsalz scheidet sich in würfelförmigen Kristallen verschiedener Größe ab. Vergr. ca. 40 fach.

b) Ein Tropfen der Lösung verdunstet auf einem Objektträger. Unter dem Mikroskop erkennt man die Würfelform der winzigen Kristalle. Vergr. ca. 40 fach.

**Versuch 4**

Einen anderen Teil der Kochsalzlösung bewahren wir in einem Uhrglas oder in einer flachen Glasschale auf. Das Lösungsmittel verdunstet langsam, und wir gewinnen so das gelöste Salz in kleinen Kristallen zurück (Abb. 1a). — Einen Tropfen der Lösung lassen wir auf einem Objektträger eindunsten und betrachten die winzigen zurückgebliebenen Koch-

salzkristalle bei schwacher Vergrößerung unter dem Mikroskop (Abb. 1b).

In gleicher Weise wird nun ein Teil der Zuckerlösung im Uhrglas mit kleiner Flamme vorsichtig unter Umrühren erhitzt. Das Lösungsmittel verdampft. Wir erhalten aber keine festen Kristalle, sondern eine zähe, sirupartige, farblose Flüssigkeit, deren Geschmack sich von dem des Zuckers nicht unterscheidet. Nach einigen Stunden oder erst am nächsten Tage wird der dickflüssige, sirupartige Zucker wieder fest; es entsteht eine zusammenhängende, durchsichtige Masse, in der zwar einzelne Körnchen oder Kristalle nicht zu erkennen sind, die aber den Geschmack und die Farbe des festen Zuckers besitzt.

**Versuch 5**

Einen anderen Teil der Zuckerlösung stellen wir zum langsamen Eindunsten beiseite und kontrollieren ihn regelmäßig. Wir beobachten, wie — oft erst nach einigen Tagen — an verschiedenen Stellen eine Kristallisation einsetzt; die zunächst vereinzelt *Kristallkeime* breiten sich immer mehr aus und wachsen zu einer glasigen, durchscheinenden Zuckerschicht zusammen.

**Versuch 6**

In einem Reagenzglas erhitzen wir jetzt etwas festes Kochsalz ohne Zugabe von Wasser, zunächst vorsichtig, dann mit kräftiger Flamme. Das Salz knistert; die Kristalle backen bei genügend starkem Erhitzen zusammen. Nach dem Erkalten stellen wir am Geschmack fest, daß das Kochsalz die starke Erwärmung unverändert überstanden hat.

(4)

**Versuch 7**

Für den entsprechenden Zuckerversuch füllen wir vier Reagenzgläser etwa 1 cm hoch mit Zucker. Das erste Glas wird vorsichtig erhitzt. Wir beobachten, daß der Zucker zu einer dicken, farblosen oder gelblichen klebrigen Masse schmilzt; die Temperatur beträgt dabei etwa 160° C. Wir brechen die Erwärmung ab und gießen die Schmelze auf ein feuchtes Brett, wo sie zu durchscheinendem *Bonbonzucker* erstarrt. Wir schmelzen nun den Zucker im zweiten Reagenzglas und erwärmen vorsichtig weiter, bis die Schmelze eine schokoladenbraune Färbung annimmt. Der Zucker hat sich in einen Stoff verwandelt, der angenehm riecht und statt des Zuckergeschmacks den sogenannten Karamelgeschmack besitzt. Wir erhitzen nun

**Versuch 8**



Abb. 2  
Erhitzen von Zucker  
im Prüfglas.

Zuckerschmilzt bei 160°C; die zunächst farblose oder gelbliche Schmelze färbt sich bei stärkerem Erhitzen tiefbraun; am oberen Teil des Glases setzen sich Wassertropfen ab. Schließlich entweichen brennlich riechende Gase und Dämpfe, die sich an der Mündung entzünden lassen und mit heller Flamme verbrennen. Im Glas bleibt Zuckerkohle zurück.

den Zucker im dritten Glas, diesen aber noch länger als den im zweiten. Die Schmelze wird allmählich rotbraun bis schwarzbraun. Gleichzeitig entweicht Wasserdampf, der sich an den oberen, kühleren Teilen der Glaswand in Tropfen niederschlägt. Die Temperatur beträgt jetzt etwa 200°C. Wir brechen den Versuch ab. Die erkaltete dunkle Schmelze löst sich in Wasser zu einer tiefbraunen Flüssigkeit, die als *Zuckerfarbe* oder *Zuckercouleur* im Haushalt verwendet wird. Wir erhitzen nun den Zucker des vierten Glases, und zwar noch länger als den im dritten. Jetzt beobachten wir, daß sich schließlich unangenehm riechende, brennbare Gase und Dämpfe entwickeln, die sich an der Mündung des Glases entzünden lassen (Abb. 2). Im Glas bleibt schwarzglänzende *Zuckerkohle* zurück. In der Hitze hat der farblose, süß schmeckende Stoff Zucker seine ursprünglichen Eigenschaften verloren; er hat sich in einen anderen Stoff, nämlich in schwarze, geschmacklose Kohle umgewandelt; aus diesem neuen Stoff kann der ursprüngliche Zucker nicht wieder zurückgewonnen werden.

### § 3. Zustandsänderungen und chemische Vorgänge

(1) *Folgerungen aus den Versuchen* — (2) *Chemischer Vorgang* — (3) *Beispiele für chemische und physikalische Vorgänge*

- (1) Bei unseren Versuchen mit Kochsalz und Zucker haben wir zwei grundverschiedene Arten von Vorgängen beobachtet, nämlich
1. Vorgänge, bei denen sich zwar Form oder Zustand eines Stoffes verändert, wobei aber die charakteristischen Stoffeigenschaften erhalten bleiben (Vers. 1 bis 7);
  2. Vorgänge, bei denen ein Stoff seine Eigenschaften verliert und in einen anderen Stoff mit neuen Eigenschaften umgewandelt wird.
- (2) **Vorgänge, bei denen sich Stoffe so verändern, daß sie in andere Stoffe mit neuen Stoffeigenschaften umgewandelt werden, nennt man chemische Vorgänge oder chemische Reaktionen.**
- (3) Wir haben täglich Gelegenheit, beide Arten von Vorgängen in unserer Umgebung zu beobachten. Der Stoff *Wasser* kommt in drei verschiedenen Formen oder Aggregatzuständen vor, nämlich in festem Zustand als *Eis*, in flüssigem als *Wasser* und in gasförmigem als *Wasserdampf*; durch Temperaturänderung kann jede dieser Zustandsformen in eine andere umgewandelt werden. Es gibt zahlreiche weitere Stoffe, die in allen drei Aggregatzuständen, fest, flüssig und gas- oder dampfförmig, auftreten können; immer handelt es sich dabei nur um verschiedene Erscheinungsformen desselben Stoffes. Die Umwandlung eines Stoffes aus einem Aggregatzustand in einen anderen ist keine chemische Reaktion;

man bezeichnet solche Vorgänge, die nur eine vorübergehende Form oder Zustandsänderung eines Stoffes herbeiführen, als physikalische Vorgänge.

Unsere Nahrungsmittel werden durch die Zubereitung in ihren stofflichen Eigenschaften weitgehend verändert. Alle Back- und Bratprozesse sind von uns absichtlich herbeigeführte chemische Vorgänge. Manchmal treten hierbei auch von uns nicht gewollte chemische Stoffumwandlungen ein, z. B. wenn die Speisen *anbrennen* oder gar *verkohlen*. Die Milch wird sauer bei längerem Stehen an der Luft; eingemachte Früchte und süße Obstsaft fangen an zu gären, Fleisch und andere Stoffe gehen in Fäulnis oder Verwesung über. Alle diese Stoffumwandlungen sind das Ergebnis zahlreicher, meist recht verwickelter chemischer Vorgänge.

Stoffliche Veränderungen an Metallgegenständen sind uns bekannte Erscheinungen. Eiserner Geräte überziehen sich mit einer Rostschicht, die wieder abgekratzt werden kann. Wasserleitungshähne verlieren meist bald ihren Metallglanz und verfärben sich an der Oberfläche; oft bildet sich sogar *Grünspan*. Rost und Grünspan besitzen nicht mehr die Eigenschaften der Metalle; es sind andere Stoffe, die durch chemische Umwandlungen aus den Metallen entstanden sind.

Eine kaum übersehbare Zahl von chemischen Vorgängen vollzieht sich in den chemischen Betrieben. In den Hüttenwerken werden Erze, die die Bergleute aus der Erde fördern, in Metalle umgewandelt, die in anderen Betrieben weiter verarbeitet werden. Andere chemische Fabriken erzeugen aus den Rohstoffen des heimatischen Bodens, den Gesteinen, den Mineralien, den Salzen und der Braun- und Steinkohle, die Bedarfsgüter des täglichen Lebens, wie Baustoffe, Farben, Öle und Treibstoffe für die Motoren, Düngemittel für die Landwirtschaft, Arzneimittel und viele andere wertvolle Stoffe. Die hierbei ablaufenden Vorgänge werden zunächst in den chemischen Laboratorien sorgfältig erforscht; diese Forschungen bilden dann die Grundlage für die Lenkung und Beherrschung der Produktionsprozesse in den Großbetrieben.

#### § 4. Beobachtungen an Metallen; Verbrennungen

(1) Verhalten der Edelmetalle — (2) Verbrennen von Magnesium und Zink — (3) Weitere Beispiele — (4) Zusammenfassung — (5) Bedeutung physikalischer Messungen für die Chemie

Wir setzen unsere Versuche zunächst mit einigen Metallen fort.

Wir erhitzen einen Platindraht oder ein Platinblech in der Gasflamme zu heller Glut; nach dem Abkühlen bemerkt man an dem Metall nicht die geringste Veränderung. Ebenso verhält sich das Edelmetall Gold. (1)  
Versuch 9

Ein dünner Silberdraht schmilzt beim Glühen in der heißen Gasflamme zu einer kleinen Kugel; diese Veränderung der äußeren Form ist indessen nicht von einer stofflichen Veränderung des Metalls begleitet. Versuch 10

Wir halten nun einen dünnen Magnesiumdraht in die Flamme. Das silberglänzende Leichtmetall Magnesium schmilzt zunächst ebenfalls, entzündet sich dann und verbrennt mit grellem weißem Licht. (Man vermeide, längere Zeit unmittelbar in die blendende Flamme zu sehen, ohne die Augen durch ein dunkles oder in einer Kerzenflamme geschwärztes Glas zu schützen!) Das verbrannte Magnesium ist ein schneeweißes Pulver, das sich zwischen den Fingern zerreiben läßt. (2)  
Versuch 11

- Versuch 12** Auch Zink in Form der aus feinen Drahtfäden bestehenden *Zinkwolle* verbrennt in der Gas- oder Spiritusflamme mit heller Lichterscheinung zu einem lockeren weißen Pulver. In beiden Fällen sind keine metallischen Stoffeigenschaften mehr feststellbar; bei der Verbrennung haben sich die Metalle Magnesium und Zink chemisch verändert.
- (3) Wir entzünden weiter ein Stück zusammengeknülltes Papier, etwas Holzwolle und einen Wattebausch. Die Stoffe verbrennen zunächst mit flackernder Flamme und unter Rauchentwicklung, schließlich glimmen sie und hinterlassen schwarze, kohleartige Rückstände. Hierbei haben sich offensichtlich Stoffumwandlungen, also chemische Vorgänge, vollzogen.
- Versuch 13**
- (4) Diese Beispiele und tägliche Erfahrungen zeigen, daß Verbrennungen immer mit tiefgreifenden Stoffumwandlungen verbunden sind. Verbrennungsvorgänge sind chemische Vorgänge.
- (5) Bei unseren Versuchen konnten wir an den auffälligen, sichtbaren Veränderungen der äußeren Merkmale, z. B. an dem Umschlag der Farbe, der Veränderung der Härte, der Biegsamkeit oder Sprödigkeit, des Geschmacks und des Geruchs, ohne Schwierigkeiten erkennen, ob chemische Stoffumwandlungen eingetreten waren. Diese Beobachtungen können dadurch ergänzt werden, daß man die meßbaren, von der Physik her bekannten Stoffeigenschaften, z. B. das Gewicht und das Volumen, die Dichte, den Schmelz- und den Siedepunkt, der ursprünglichen und der umgewandelten Stoffe miteinander vergleicht; auf Grund der Maßzahlen läßt sich dann eindeutig entscheiden, ob wirklich neue Stoffe mit anderen Eigenschaften entstanden sind. In jedem Falle unterstützen physikalische Messungen die chemischen Beobachtungen. Sie geben den Chemikern oft wertvolle Hinweise und Hilfen bei ihren Arbeiten.

## II. KAPITEL

# Die Verbrennungserscheinungen

### § 5. Die Verbrennung von Metallen

(1) *Magnesium* — (2) *Zink* — (3) *Eisen* — (4) *Blei* — (5) *Kupfer* — (6) *Das Verbrennungsprodukt des Quecksilbers* — (7) *Zusammenstellung der Beobachtungen*

Unsere erste größere Aufgabe soll darin bestehen, die chemischen Vorgänge bei Verbrennungen aufzuklären. Im Anschluß an die Beobachtungen in § 3, (1), (2) untersuchen wir zunächst, wie sich Metalle beim Erhitzen verhalten, ob und wie sie sich dabei verändern.

Wir erhitzen eine dünne Schicht von Magnesiumspänen oder Magnesiumpulver (1) in einem Porzellanschiffchen oder in einem zu einer Rinne gebogenen Eisenblech. **Versuch 14** Das zerkleinerte Metall glüht hell auf und verbrennt zu einem krümeligen weißen Pulver.

Wir blasen aus einem Glasrohr etwas Magnesiumpulver in die Gasflamme; das **Versuch 15** Metallpulver verbrennt augenblicklich mit greller Lichterscheinung.

In der Photographie wird Magnesium für kurzdauernde Beleuchtungen (*Blitzlicht*) verwendet.

Zinkstaub wandelt sich beim Erhitzen unter hellem Aufglühen in ein zunächst (2) gelbweißes Pulver um, das beim Erkalten rein weiß wird; ein Bausch *Zinkwolle* **Versuch 16** verbrennt in der Gasflamme mit hellem Licht zu einer feinflockigen weißen Masse.

Reines, schneeweißes verbranntes Zink findet als *Zinkweiß* vielseitige Verwendung zur Herstellung von Öl- und Lackfarben, Aquarellfarben und Tuschen sowie für Salben (*Zinksalbe*).

Wir berühren Eisenpulver, das an einem Hufeisenmagneten hängt, mit einem (3) glühenden Draht oder mit einer kleinen Flamme. Das Eisen glüht an der erhitzten **Versuch 17** Stelle auf; die Glüherscheinung pflanzt sich langsam durch den ganzen *Eisenbart* fort; er wird zu einer harten blauschwarzen Masse.

Eisenpulver, das in eine Flamme geblasen wird, verbrennt und erzeugt einen gelb- **Versuch 18** glühenden Funkenregen.

Beim Hämmern des glühenden Eisens lösen sich kleine Teilchen als Funken von der Oberfläche ab und verbrennen zu blauschwarzen Splittern, die der Schmied den *Hammerschlag*

nennt. Die eisernen Roste in Feuerungsanlagen verbrennen allmählich und müssen deshalb in größeren Zeitabständen erneuert werden.

- (4) **Versuch 19** Wir erhitzen etwas Blei auf einem Eisenlöffel oder in einem Porzellanschiffchen bis zum Schmelzen. Auf der Schmelze bildet sich eine graue Haut, die mit einem Nagel oder Draht aufgerissen und beiseitegeschoben werden kann. Das darunterliegende, silberglänzende Blei überzieht sich von neuem mit der grauen Schicht. Erhitzt man genügend lange, so wandelt sich das Metall schließlich vollständig in eine krümelige gelbbraune Masse um, die meist von eingeschlossenen grauen Bleiresten durchsetzt ist. Das reine gelbe Pulver wird *Bleiglätte* genannt.

Bleiglätte ergibt mit Leinöl oder Glycerin verknetet einen Ölkitt bzw. den schnelltrocknenden *Glyzerinkitt*; bei der Firnisbereitung wird Bleiglätte in geringer Menge dem Leinöl zugesetzt.

In den Druckereien werden die aus Blei gegossenen Druckplatten nach dem Gebrauch wieder eingeschmolzen; bei dem Umschmelzen wandelt sich immer etwas Blei in Bleiglätte um, die zur Wiedergewinnung des Metalls gesammelt wird.

Erhitzt man die gelbe Bleiglätte sehr lange und vorsichtig auf Temperaturen um 300° C, so geht sie allmählich in ein leuchtend rotes Pulver, die *Bleimennige* über. Die rote Bleimennige dient als Anstrichfarbe für Eisen, z. B. eiserne Brücken, und wird ebenfalls zur Herstellung von Kitt verwendet.

- (5) **Versuch 20** Wir erhitzen blankes Kupferblech in der Gas- oder Spiritusflamme einige Minuten lang auf Rotglut. Wenn das Metall wieder abgekühlt ist, sehen wir, daß seine Oberfläche mit einer schwarzen Kruste überzogen ist, die stellenweise von selbst abblättert und leicht abgekratzt werden kann; das Kupfer unter der Schicht ist unverändert. Wird das rote Metall wiederholt durchgeglüht und jedesmal die Kruste entfernt, so kann man es schließlich vollständig in ein schwarzes Pulver verwandeln.

Auf der Oberfläche kupferner Lötkolben entsteht beim Erhitzen ebenfalls diese schwarze Kruste; sie blättert ab und wird beim Gebrauch des Kolbens ständig neu gebildet; die Lötkolben werden daher im Laufe der Zeit immer dünner.

Die hier und in § 3 beschriebenen Versuche zeigen, daß erhitzte Metalle entweder unter Lichtaussendung verbrennen oder durchglühen oder schmelzen. Die sogenannten edlen Metalle, Platin, Gold und Silber, überstehen die Erwärmung, ohne sich stofflich zu verändern. In den meisten Fällen jedoch findet eine chemische Umwandlung der Metalle statt, denn an die Stelle der ursprünglichen Metalleigenschaften (Metallglanz und -farbe, Dehnbarkeit, Biagsamkeit) treten andere Stoffeigenschaften (z. B. Sprödigkeit).

- (6) Die Verbrennungsprodukte mancher Metalle besitzen eine charakteristische Farbe. Erhitzt man Quecksilber, das einzige bei gewöhnlicher Temperatur flüssige Metall, mehrere Tage lang bis nahe an seinen Siedepunkt (357° C), so wandelt es sich in ein rotes Pulver um. Da der Vorgang recht langwierig ist und dabei giftige Quecksilberdämpfe entstehen, können wir diesen Versuch im Schullaboratorium nicht ausführen.
- (7) In der folgenden Übersicht sind die Beobachtungen über das Verhalten der Metalle beim Erhitzen noch einmal kurz zusammengestellt.

Zusammenstellung  
der Beobachtungen über die Verbrennung von Metallen

Metall	Verhalten beim Erhitzen	Beobachtung nach dem Erhitzen
1. Platin	Platindraht glüht in heller Rotglut (Gelbglut)	Keine Veränderung des Metalls (vorübergehende Zustandsänderung)
2. Silber	Silberdraht erglüht und schmilzt zu einem Metalltropfen	Keine stoffliche Veränderung des Silbers (Formänderung durch Schmelzen ohne Stoffumwandlung)
3. Magnesium	Magnesiumdraht oder -späne verbrennen unter weißglühendem Aufleuchten; Pulver: helles Blitzlicht	Umwandlung in ein weißes Pulver (chemischer Vorgang)
4. Zink	Zinkwolle verbrennt. Zinkpulver: bläulich-weißes Licht und Rauchentwicklung	Umwandlung in ein weißes Pulver (chemischer Vorgang)
5. Eisen	Eisenpulver glüht: gelbglühender Funkenregen	Umwandlung in eine blauschwarze zusammenbackende Masse ( <i>Hammer Schlag</i> ), (chemischer Vorgang)
6. Kupfer	Kupferblech glüht in heller Rotglut	Umwandlung der Oberfläche in eine schwarze abkratzbare Kruste (chemischer Vorgang)
7. Blei	Blei schmilzt, Bildung einer grauen Kruste	Umwandlung in gelbes, krümeliges Pulver (chemischer Vorgang)
8. Quecksilber	Bei langem Erhitzen des flüssigen Metalls auf 300° C Bildung eines roten Pulvers auf der Oberfläche (chemischer Vorgang)	

## § 6. Die Bedeutung der Luft für die Verbrennung

(1) *Beobachtungen am durchglühten Kupferbrief* — (2) *Erhitzung ohne Berührung mit der Flamme* — (3) *Erhitzung ohne Gegenwart von Luft* — (4) *Gasmessglocke als Absaugvorrichtung* — (5) *Erhitzen von Blei unter Luftabschluss* — (6) *Die Luft als notwendige Voraussetzung für eine Verbrennung*

Wir knicken ein dünnes, blankes Kupferblech in der Mitte zusammen, falten außerdem die Ränder um und glühen den *Kupferbrief* einige Minuten kräftig in der Gas- oder Spiritusflamme (Abb. 3). An der Außenfläche des Metalls bildet sich das leicht abkratzbare schwarze Verbrennungsprodukt des Kupfers. Wir falten den

(1)  
Versuch 21

abgekühlten Kupferblech auseinander und finden, daß die Innenseite unverändert geblieben ist. Diese Beobachtung weist uns darauf hin, daß ein erhitztes Metall nicht immer, sondern nur unter gewissen Voraussetzungen chemisch umgewandelt wird.

- (2) Welche verschiedenen Bedingungen herrschten an den Außen- und Innenseiten des Kupferbleches? Beide Flächen sind, da der Kupferblech vollständig durchglüht, gleich stark erhitzt worden; die Außenseite kam aber dabei noch mit der Flamme und ferner mit der Luft in Berührung.

**Versuch 22** Wir erhitzen jetzt ein blankes Kupferblech in einem offenen, schwer schmelzbaren Reagenzglas oder in einem beiderseits offenen Glasrohr (sog. *Verbrennungsrohr*); dadurch wird eine Berührung des Metalls mit der Flamme vermieden. Nach einiger Zeit ist das Blech wie vorher mit der schwarzen Kruste überzogen. Auch auf einem elektrisch zum Glühen erhitzten blanken Kupferdraht entsteht die schwarze Schicht. Die Flamme kann also nicht die Ursache für die chemische Umwandlung des Kupfers sein.

- (3) In einem weiteren Versuch schalten wir sowohl die Flamme als auch die Luft aus.

**Versuch 23** Wir erwärmen ein blankes Kupferblech in einem starkwandigen, schwer schmelzbaren Reagenzglas und entfernen gleichzeitig mit einer Wasserstrahlpumpe die Luft aus dem Innern des Glases (Abb. 4). Obwohl das Kupferblech zum Glühen erhitzt wird, verändert es sich nicht. Wird in der gleichen Versuchsanordnung Zinkwolle statt Kupfer erwärmt, so findet ebenfalls keine Verbrennung, d.h. keine Umwandlung in das weiße Pulver, statt.

- (4) Statt mit einer Wasserstrahlpumpe kann die Luft auch mit einer anderen einfachen Vorrichtung aus dem Reagenzglas gesaugt werden.

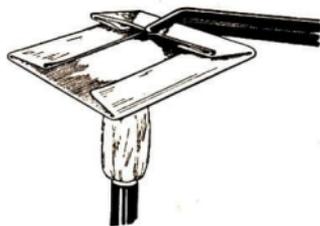


Abb. 3: Ein zusammengefallenes blankes Kupferblech (Kupferblech) wird in der Flamme durchgeglüht.

Das Metall überzieht sich an den Außenflächen mit einer schwarzen Kruste (Kupferoxyd); die Innenseiten des Kupferbleches bleiben unverändert.

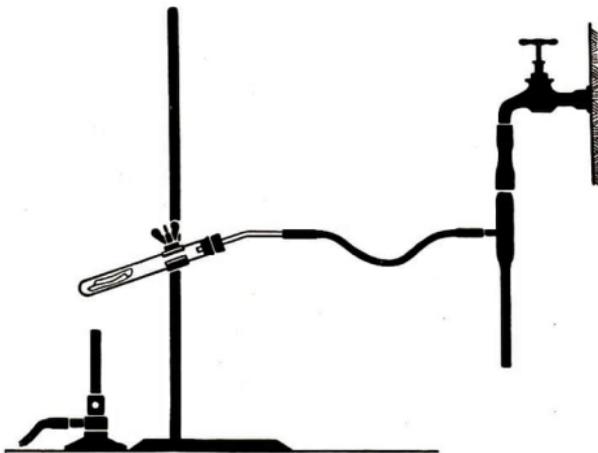


Abb. 4: Erhitzen eines Metalls (Kupferblech, Zinkwolle) bei Abwesenheit von Luft. Die Luft wird mit einer Wasserstrahlpumpe aus dem Erhitzungsraum abgesaugt.

Eine lange, zylindrische Gasmeßglocke wird offen in einen passenden mit Wasser gefüllten Standzylinder gesetzt (Abb. 5a); das Wasser steht in der Glocke und im Zylinder in gleicher Höhe, da der Luftdruck in gleicher Weise auf die beiden Wasserspiegel wirkt.

Wir setzen auf die Meßglocke einen dicht schließenden Gummistopfen, in dessen Bohrung ein rechtwinkliges Hahnrohr steckt. Wir schließen den

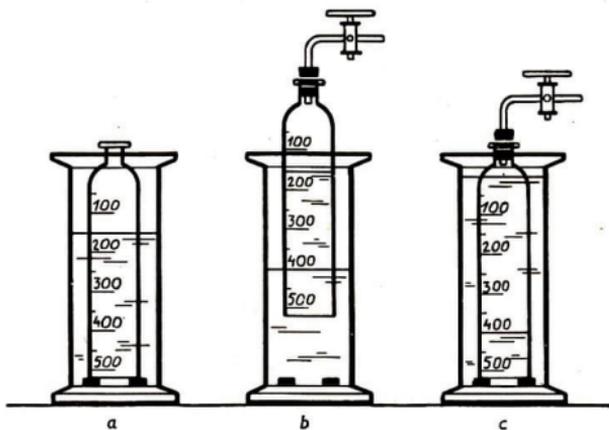


Abb. 5: Gasmeßglocke

- a) offene Glocke in passendem Standzylinder,
- b) Glocke in Saugstellung,
- c) Glocke in Druckstellung.

Hahn; die Luft in der Glocke wird dadurch von der Außenluft abgetrennt, sie steht aber weiter unter dem gleichen Druck wie die Außenluft. Wir heben die Glocke nun ein Stück empor; die Wassersäule bleibt in der Glocke und wird mitgehoben (Abb. 5b). Der Grund hierfür ist, daß die Außenluft weiter auf das Wasser des Zylinders, jedoch nicht mehr auf das Wasser der abgeschlossenen Glocke drückt. Der Luftdruck hält einer Wassersäule von etwa 10 m Höhe das Gleichgewicht<sup>1)</sup>. Wird der Hahn geöffnet, so drückt die Außenluft auch auf das Wasser in der Meßglocke, und der Wasserspiegel in der Glocke sinkt bis zur Höhe des Wasserspiegels im Zylinder; dabei wird Luft von außen in die Glocke hineingesaugt; die gehobene Glocke steht in *Saugstellung*.

Wir schließen den Hahn wieder und sperren dadurch die eingesaugte Luft ab. Wir drücken nun die verschlossene Meßglocke in den Zylinder hinein, bis ihr unterer Rand den Boden des Zylinders berührt. Das Wasser im Zylinder steht jetzt höher als in der Glocke. Die Luft in der Meßglocke befindet sich infolgedessen unter höherem Druck als die Außenluft; der Überdruck ist gleich dem Druck der Wassersäule, die in dem Zylinder oberhalb des Wasserspiegels der Glocke steht. Ist der Verschuß der Meßglocke dicht, so bleibt der Höhenunterschied der Wasserspiegel unverändert bestehen. Wir öffnen den Hahn, das Wasser im Zylinder sinkt und drückt dabei so lange Luft aus der Glocke heraus, bis das Wasser in beiden Gefäßen gleich hoch steht; die herabgedrückte Glocke steht in *Druckstellung* (Abb. 5c).

1) Lehrbuch der Physik für die Grundschule, 3. Aufl. 1949, § 15: „Vom Luftdruck und seinen Wirkungen“.

**Versuch 24** Wir verbinden das Reagenzglas, in dem sich das Kupferblech bzw. die Zinkwolle befindet, mit einer in Saugstellung gehaltenen Gasmeßglocke (Abb. 6), öffnen den Hahn und erhitzen das Prüfglas zunächst vorsichtig und dann stärker. Ein großer Teil der erwärmten Luft wird in die Glocke gesaugt. Diese Absaugvorrichtung ist zwar nicht so wirksam wie eine Wasserstrahlpumpe, reicht aber für diesen Versuch aus. Das Verbrennungsprodukt des Kupfers bzw. des Zinks, das bei der Erwärmung im offenen Reagenzglas entsteht, ist nicht zu beobachten. Auf den Metallen bilden sich höchstenschwache *Anlaufarben*, die auf geringe Luftreste im Glas zurückzuführen sind.

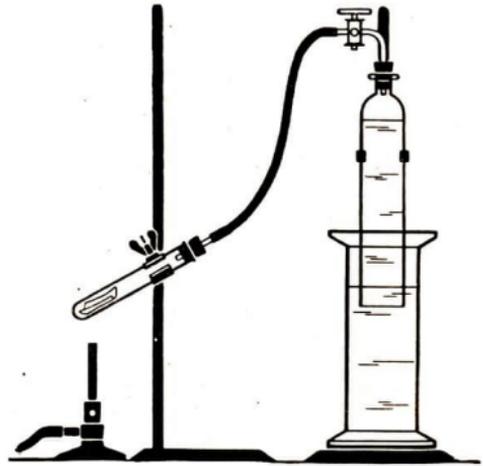


Abb. 6: Erhitzen von Kupfer unter Luftabschluß.

Die in Saugstellung gehaltene Glocke entfernt die Luft zum größten Teil aus dem Erhitzungsraum.

(5) Wir erhitzen ein kleines Stück

**Versuch 25** Blei zusammen mit etwas zer-

kleinerter Kerzenmasse (Stearin oder Paraffin) in einem offenen Reagenzglas. Das Blei schmilzt und bleibt unverändert unter dem flüssigen Paraffin, das die Luft von dem Metall fernhält. Der Versuch bestätigt, daß die Umwandlung der Metalle in der Hitze nur bei Gegenwart von Luft eintritt.

(6) Diese Beobachtungen an Metallen stehen im Einklang mit der täglichen Erfahrung, daß zum Verbrennen und zur Unterhaltung eines Feuers Luft notwendig ist. Die angezündeten Brennstoffe müssen ausreichend mit Luft versorgt werden; Ofen und Herd müssen gut *ziehen*. Zur Regelung der Luftzufuhr dienen Luftklappen. Mit Hilfe eines Blasebalgs kann die glimmende Kohle zu heller Glut und zu lebhaftem Verbrennen entfacht werden (*Schmiedefeuer*).

**Versuch 26** Wir beobachten eine Kerzenflamme unter verschiedenen Luftverhältnissen. Wir setzen über eine in freier Luft gut brennende Kerze einen langen, beiderseits offenen Glaszylinder. Die Helligkeit der Flamme nimmt deutlich ab, und häufig setzt gleichzeitig eine Rußentwicklung ein (Abb. 7a). Bedecken wir die obere Öffnung mit einem Stück Pappe, so erlischt die Kerze sehr schnell. Wir entzünden

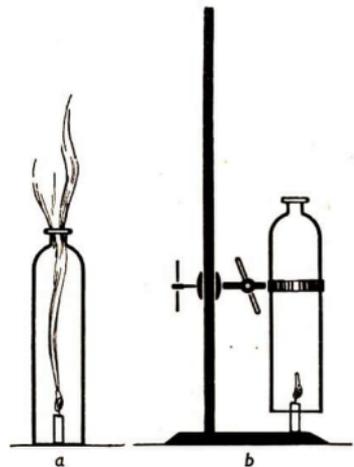


Abb. 7: Brennende Kerze.

a) bei gedrosselter Luftzufuhr  
b) im Luftstrom.

sie wieder und heben den offenen Zylinder, so daß der untere Rand einige Zentimeter vom Boden entfernt ist (Abb. 7 b). Die Kerzenflamme gewinnt ihre frühere Helligkeit zurück und rußt nicht mehr. Wir bringen Kreidestaub in die Nähe der Bodenöffnung und erkennen, daß ein Luftstrom durch den Zylinder gesaugt wird, der die normale Verbrennung der Kerze ermöglicht; ein Stück Seidenpapier, das wir über die Öffnung des Zylinders halten, gerät durch den Luftstrom in Bewegung. Die Rußbildung bei gedrosselter Luftzufuhr zeigt an, daß ein Teil des Brennstoffs unverbrannt bleibt. Auch der häufig aus Schornsteinen entweichende schwarze Rauch enthält noch ungenützte Brennstoffe in Form kleiner Kohle- oder Rußteilchen; das ist meist ein Zeichen für eine schlechte Luftregulierung an der Feuerungsanlage.

Aus den Beobachtungen dieses Abschnittes folgt: **Eine Verbrennung findet nur bei Gegenwart von Luft statt.**

## § 7. Der Luftverbrauch bei der Verbrennung

(1) *Verbrennen von Eisenpulver in einer Glasmeßglocke* — (2) *Verbrennen von Eisen und Magnesium in verschlossenen Reagenzgläsern* — (3) *Verbrennen von Kupfer und Zink in einer abgemessenen Luftmenge* — (4) *Verbrennen von Phosphor im abgeschlossenen Luftraum* — (5) *Zusammenfassung*

Um nähere Einzelheiten über das Verhalten der zur Verbrennung notwendigen Luft zu erfahren, verbrennen wir die Stoffe jetzt nicht mehr in der freien, unbegrenzten Luft, sondern in einem abgeschlossenen, genau meßbaren Luftraum.

Wir setzen eine offene Gasmeßglocke in einen passenden Standzylinder und füllen so viel Wasser ein, daß in der Glocke eine Luftmenge von 200 bis 300 cm<sup>3</sup> bleibt, die genau abgelesen wird. Auf einem Verbrennungslöffel, der in dem Verschlußstopfen der Meßglocke steckt, erhitzen wir Eisenpulver kräftig in der Gasflamme zum Glühen und tauchen den Löffel schnell in die Glocke, die mit dem Stopfen fest verschlossen wird (Abb. 8). Das Eisen verbrennt in dem abgeschlossenen Luftraum weiter. Gleichzeitig steigt das Wasser in der Glocke empor. In dem Zylinder wird laufend so viel Wasser nachgefüllt, daß die Wasserspiegel im Zylinder und in der Meßglocke gleich hoch stehen; der Gasdruck in der Glocke ist dann gleich dem äußeren Luftdruck.

(1)  
Versuch 27

Tab. 1 Verbrennen von Eisenpulver in einem abgeschlossenen Luftraum (*Versuchsordnung Abb. 8*)

Versuch Nr.	Luftraum vor   nach der Verbrennung		Verbrauchte Luftmenge
1	205 cm <sup>3</sup>	162 cm <sup>3</sup>	43 cm <sup>3</sup> $\cong$ 20,9 %
2	205 „	165 „	40 „ $\cong$ 19,5 %
3	255 „	203 „	52 „ $\cong$ 20,4 %
4	300 „	242 „	58 „ $\cong$ 19,3 %
5	305 „	243 „	62 „ $\cong$ 20,3 %
Mittel:			20,1 %

Wenn die Versuchsordnung vollständig abgekühlt ist, lesen wir das Restvolumen ab.



Wir öffnen jetzt die Meßglocke und senken eine an einem Draht befestigte brennende Kerze hinein; sie erlischt sofort. In dem Luftrest kann eine Verbrennung nicht mehr stattfinden.

Aus den Meßergebnissen (Tabelle 1) ersehen wir, daß bei der Verbrennung des Eisens die Luftmenge um etwa  $\frac{1}{5}$  abnimmt. Das Eisen hat offenbar diesen Luftteil verbraucht, um sich in das blauschwarze Verbrennungsprodukt, den *Hammerschlag*, umzuwandeln.

(2)  
Versuch 28

Wir führen die gleiche Messung mit einem einfachen Gerät durch, das wir uns leicht selbst herstellen können. Ein rechteckiges Eisenblech wird zu einer Rinne geknickt und mit einem Draht an einem Gummistopfen befestigt, der ein größeres Reagenzglas (etwa 100 cm<sup>3</sup>) gut abschließt (Abb. 9a). Auf der Rinne wird ein Häufchen Eisenpulver zum Glühen erhitzt und dann schnell in das horizontal gehaltene Glas geschoben, das sofort fest verschlossen und auf dem Stopfen in eine Schale mit Wasser gestellt wird (Abb. 9b). Das Eisen verbrennt in dem im Prüfglas eingeschlossenen Luftraum. Wenn das Glas abgekühlt ist, wird der Stopfen unter Wasser vorsichtig gelockert; das Wasser dringt in das Reagenzglas ein und nimmt den Raum der bei der Verbrennung verbrauchten Luft ein. In der Restluft erlischt eine brennende Kerze sofort (Abb. 9c). Wir messen die Menge des eingeströmten Wassers mit einem Meßglas und bestimmen das Gesamtvolumen des Reagenzglases, indem wir es bis zum Stopfen mit Wasser füllen und dieses abmessen.

Tabelle 2 gibt einige Schülersmessungen wieder. Die Einzelwerte streuen stärker als in Tabelle 1 um den Mittelwert, dieser aber stimmt mit den Ergebnissen der vorigen Messung gut überein. Die größeren Streuungen der Einzelmessungen sind zum Teil durch die Versuchsordnung selbst bedingt; sie können durch geschicktes

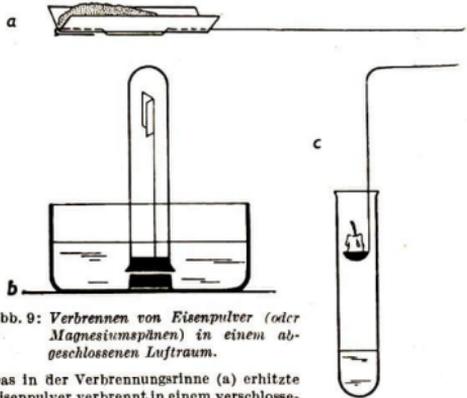


Abb. 9: Verbrennen von Eisenpulver (oder Magnesiumspänen) in einem abgeschlossenen Luftraum.

Das in der Verbrennungsrinne (a) erhitzte Eisenpulver verbrennt in einem verschlossenen Reagenzglas, das zur Abkühlung in eine Wanne mit Wasser gesetzt wird (b); nach dem Lockern des Stopfens wird der Raum der verbrauchten Luft von Wasser eingenommen. Prüfung der Restluft mit einer brennenden Kerze (c).

Tab. 2 Verbrennen von Eisen (pulver) in einem abgeschlossenen Luftraum (Versuchsordnung Abb. 9)

Ver- such Nr.	Volumen des Verbrennungsraumes (= Rauminhalt des Reagenzglases)	Bei der Verbrennung verbrauchte Luft (= Menge des ein- gedrungenen Wassers)
1	86 cm <sup>3</sup>	17,5 cm <sup>3</sup> $\cong$ 20,4%
2	83 „	16,5 „ $\cong$ 19,9%
3	84 „	18,0 „ $\cong$ 21,4%
4	82 „	18,0 „ $\cong$ 23,1%
5	85 „	16,5 „ $\cong$ 19,4%
6	85 „	15,0 „ $\cong$ 17,6%
7	88 „	20,0 „ $\cong$ 22,7%
8	84 „	17,0 „ $\cong$ 20,2%
9	85 „	16,5 „ $\cong$ 19,4%
10	84 „	16,0 „ $\cong$ 19,0%
Mittel:		20,3%

Tab. 3 Verbrennen von **Magnesiumspänen** in einem abgeschlossenen Luft-raum (*Versuchsordnung Abb. 9*)

Ver- such Nr.	Volumen des Verbrennungsraumes (= Rauminhalt des Reagenzglases)	Bei der Verbrennung verbrauchte Luft (= Menge des ein- gedrungenen Wassers)
1	80 cm <sup>3</sup>	18,0 cm <sup>3</sup> $\cong$ 22,5%
2	80 „	16,5 „ $\cong$ 20,6%
3	83 „	17,5 „ $\cong$ 21,1%
4	85 „	14,5 „ $\cong$ 17,1%
5	80 „	17,0 „ $\cong$ 21,3%
6	82 „	20,0 „ $\cong$ 24,4%
7	88 „	16,5 „ $\cong$ 19,8%
8	86 „	17,5 „ $\cong$ 20,3%
9	82 „	18,5 „ $\cong$ 22,6%
10	84 „	16,0 „ $\cong$ 19,1%
		Mittel: 20,9%

und gewissenhaftes Arbeiten gemindert werden. Um brauchbare Werte zu erhalten, muß man bei allen Verfahren eine genügend große Zahl von Einzelmessungen anstellen und den Mittelwert berechnen; dann gleichen sich die Fehler aus.

Tabelle 3 enthält die Ergebnisse von Messungen, die mit Magnesiumspänen in der gleichen Versuchsordnung vorgenommen wurden. Bei diesen Versuchen ist zu beachten, daß nur eine dünne Schicht von Magnesiumspänen, nicht Magnesiumpulver, auf der Rinne verbrannt wird. Nachdem man das glühende Magnesium in das Rohr eingeführt hat, muß das Prüfglas ruhig in der Wanne abkühlen. Die Verbrennung kann sonst so schnell und heftig erfolgen, daß der Stopfen herausfliegt oder gar das Glas platzt.

**Vorsicht!**

Wir vervollständigen die mit den Metallen Eisen und Magnesium erhaltenen Ergebnisse durch eine weitere Messung mit Kupfer. In einem schwer schmelzbaren Verbrennungsrohr erhitzen wir kleine Kupferblechstücke oder eine Kupferdrahtnetzrolle zum Glühen und leiten dann eine bestimmte Luftmenge über das Metall (Abb. 10). Zu diesem Zweck lassen wir eine abgemessene Wassermenge aus

(3)

Versuch 23

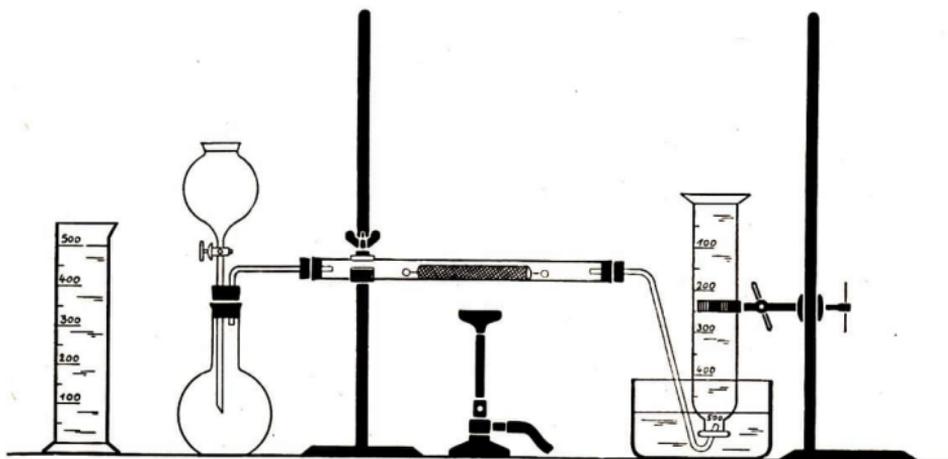


Abb. 10: Verbrennen von Kupfer im Luftstrom.

Das aus dem Trichter in den Kolben tropfende Wasser verdrängt eine abgemessene Luftmenge, die über das erhitzte Kupferdrahtnetz strömt; die Restluft wird pneumatisch aufgefangen.

dem Tropftrichter in den Kolben fließen. Dadurch wird ein gleich großes Luftvolumen langsam aus dem Kolben über das erhitzte Kupfer gepreßt. Die Luft wird danach in einem Zylinder aufgefangen, der, mit Wasser gefüllt, umgekehrt in einer Wanne mit Wasser steht. Die aus dem Ableitungsrohr aufsteigenden Luftblasen verdrängen das Wasser aus dem Zylinder. Diese Vorrichtung zum Auffangen und Sammeln von Gasen durch Wasserverdrängung nennt man eine *pneumatische Wanne*.

Der Versuch kann auch mit Zinkwolle ausgeführt werden. In der aufgefangenen Restluft erlischt eine Kerze wie bei den früheren Versuchen. Die in Tabelle 4 zusammengestellten Reihen bestätigen die mit anderen Metallen erhaltenen Ergebnisse.

Tab. 4 Verbrennen von Metallen im Luftstrom  
(Versuchsordnung Abb. 10)

Versuch Nr.	Metall	Übergeleitete Luft	Aufgefangene Restluft	Verbrauchte Luftmenge
1	Kupfer	300 cm <sup>3</sup>	240 cm <sup>3</sup>	60 cm <sup>3</sup> $\cong$ 20,0%
2	„	500 „	395 „	105 „ $\cong$ 21,0%
3	Zink(wolle)	300 „	245 „	55 „ $\cong$ 18,3%
4	„	300 „	235 „	65 „ $\cong$ 21,6%

- (4) Wir ergänzen die bisher nur mit Metallen vorgenommenen Versuche durch Messungen mit dem Nichtmetall Phosphor.

Der *gelbe Phosphor* ist ein sehr giftiger, leicht entzündlicher und sehr feuergefährlicher Stoff. Äußerste Vorsicht ist beim Umgang mit Phosphor notwendig! Er kommt in Form von Stangen in den Handel, die unter Wasser aufbewahrt werden müssen und die nicht mit der Haut in Berührung kommen dürfen. Sie lassen sich mit dem Messer zerschneiden und werden dabei mit einer Tiegelflange unter Wasser festgehalten.

Eine andere Form des Phosphors ist der *rote Phosphor*. Dieser ist ein rot-violettes Pulver, ist nicht giftig und entzündet sich erst bei höheren Temperaturen; roter Phosphor wird in gut verschlossenen Glasflaschen (nicht unter Wasser) aufbewahrt.

- Versuch 30** Wir bringen ein erbsengroßes, mit Filterpapier abgetrocknetes Stück gelben Phosphor auf einem eisernen Verbrennungslöffel in eine Gasmeßglocke, in der ein bestimmter Luftraum abgesperrt ist (Abb. 8). Wir entzünden den Phosphor, indem wir ihn kurz mit einem heißen Draht berühren, und verschließen darauf die Meßglocke fest. Der Phosphor verbrennt zu einem dichten weißen Rauch, der sich bald vollständig in dem Sperrwasser auflöst. Das Wasser in der Glocke steigt. Das Restvolumen wird wie in Versuch 27 abgelesen und mit der Kerze geprüft; sie erlischt darin sofort.

Tab. 5 Verbrennen von Phosphor  
in einem abgeschlossenen Luftraum  
(Versuchsordnung Abb. 8)

Versuch Nr.	Luftraum vor   nach der Verbrennung		Verbrauchte Luftmenge
1	305 cm <sup>3</sup>	242 cm <sup>3</sup>	63 cm <sup>3</sup> $\cong$ 20,7%
2	400 „	318 „	82 „ $\cong$ 20,5%
3	480 „	380 „	100 „ $\cong$ 20,8%
			Mittel: 20,7%

Die in Tabelle 5 eingetragenen Ergebnisse zeigen, daß das Nichtmetall Phosphor bei der Verbrennung ebenfalls etwa 20% der Luft verbraucht.

Aus den Untersuchungen dieses Abschnitts folgt: **Die Stoffe verbrauchen bei der Verbrennung ein Fünftel der verfügbaren Luft; in den restlichen vier Fünfteln kann eine Verbrennung nicht mehr stattfinden.** (5)

Die Luft enthält demnach zwei Bestandteile. Der Anteil, der Verbrennungen ermöglicht und dabei verbraucht wird, heißt Sauerstoff. In dem Anteil, der nach der Verbrennung eines Stoffes übrigbleibt, werden Flammen und Lebewesen erstickt; dieser Luftbestandteil besteht im wesentlichen aus einem Gas, das man Stickstoff nennt.

## § 8. Die Untersuchung des Gewichts der verbrannten Stoffe

(1) *Gewichtszunahme der verbrannten Metalle*—(2) *Gasförmige Verbrennungsprodukte*—(3) *Untersuchung des brennenden Schwefels*—(4) *Gewichtszunahme bei der Verbrennung einer Kerze*—(5) *Zusammenfassung*

Was ist mit der bei der Verbrennung verbrauchten Luft geschehen? Wir vermuten, daß die brennenden oder glühenden Stoffe diesen Luftteil, den Sauerstoff, zur Bildung ihrer Verbrennungsprodukte aufgenommen haben. Um diese Annahme zu prüfen, vergleichen wir zunächst die Gewichte der verbrannten und der unverbrannten Metalle. (1)

Wir tariieren auf einfachen Hornschalenwaagen drei kleine Porzellantiegel, von denen der erste Magnesiumspäne (2 bis 3 g), der zweite Eisenfeilspäne (6 bis 8 g) und der dritte dünne Kupferdrahtstückchen oder pulverförmiges Kupfer (6 bis 8 g) enthält. Die mit den Metallen beschickten Tiegel werden 5 bis 10 Minuten lang mit dem Brenner kräftig durchgeglüht und nach dem Erkalten wieder auf die Waage gesetzt. Wir stellen bei allen drei Metallen eine deutliche Gewichtszunahme fest. Dadurch ist unsere Vermutung, daß die verbrannten Metalle einen Stoff aufgenommen haben, bestätigt; da die Verbrennungsprodukte nur bei Gegenwart von Luft entstehen, kann der aufgenommene Stoff nur aus der Luft stammen. **Versuch 31**

Andere Stoffe, wie Holz, Kohle, flüssige Brennstoffe, Kerzen, verlieren jedoch augenscheinlich beim Verbrennen an Gewicht. Wir fragen deshalb: Tritt bei allen Verbrennungen eine Gewichtszunahme ein? (2)

Wird ein Streichholz angezündet, so deutet der oft wahrnehmbare stechende Geruch darauf hin, daß gasförmige Verbrennungsprodukte auftreten; diese entstehen in der Hauptsache bei der Verbrennung des in der Kuppe enthaltenen Schwefels.

Wir erhitzen etwas Schwefel in einem Verbrennungslöffel. Der Schwefel schmilzt, entzündet sich und verbrennt mit blauer Flamme zu einem stechend riechenden Gas. Um die Gewichtsverhältnisse zu prüfen, muß das gasförmige Verbrennungsprodukt des Schwefels gewogen werden. **Versuch 32**

Wir tariieren einen Literkolben mit Verschußstopfen. Auf einem Verbrennungslöffel, der in einem zweiten passenden Stopfen steckt, wird etwas Schwefel entzündet und in den Kolben gesteckt. Der Schwefel brennt noch einige Minuten in dem verschlossenen Kolben, der sich dabei mit einem durchscheinenden Nebel **Versuch 33** (3)

anfüllt. Nachdem der Schwefel erloschen und wieder fest geworden ist und nachdem auch der Kolben sich vollständig abgekühlt hat, wird der Stopfen mit dem Löffel schnell durch den mittarierten Verschlußstopfen ausgetauscht und der Kolben wieder auf die Waage gesetzt. Wir stellen eine deutliche Gewichtszunahme fest. Beim Auswechseln der Stopfen entweicht weder ein Gas noch tritt Luft von außen in den Kolben ein; der gesamte Gasinhalt des Kolbens hat sich also nicht geändert. Das gasförmige Verbrennungsprodukt des Schwefels ist folglich nicht zu der Kolbenluft hinzugekommen; es muß vielmehr eine gewisse Luftmenge verbraucht und dafür ein gleich großes, aber schwereres Volumen des gasförmigen Verbrennungsproduktes entstanden sein.

- (4) Auch bei den Brennstoffen, die sich bei der Verbrennung chemisch so umwandeln, daß sie für unser Auge unsichtbar werden (Kerzen, Spiritus, Benzin), entstehen gasförmige Verbrennungsprodukte, die bei einer Untersuchung der Gewichtsverhältnisse durch Wägung aufgefangen werden müssen. Wir prüfen als Beispiel die Gewichtsveränderung bei der brennenden Kerze.

**Versuch 34** Wir halten ein trockenes Becherglas mit der Öffnung über eine brennende Kerze. Die Innenwand des Glases überzieht sich mit einer dünnen Wasserhaut. Bei der Verbrennung der Kerzenmasse entsteht u. a. Wasserdampf, der sich an dem zunächst noch kühlen Glas verdichtet. Wie kann der Wasserdampf für die Wägung festgehalten werden? Wir beobachten häufig, daß Kochsalz zu kleinen Klumpen

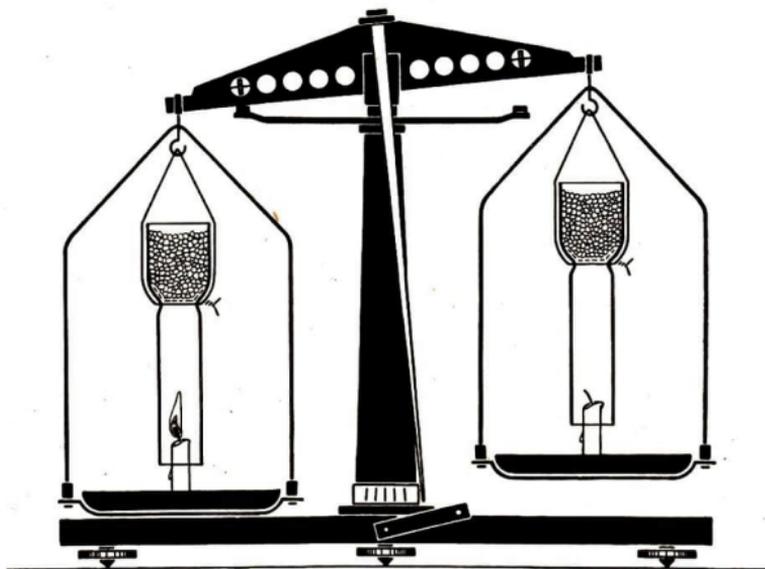


Abb. 11: Nachweis der Gewichtszunahme bei der Verbrennung einer Kerze.

Die gasförmigen Verbrennungsprodukte werden von einem Gemisch von Calciumchlorid und Ätznatron im oberen Teil des Lampenzylinders festgehalten und mitgewogen.

zusammenbackt; das beruht darauf, daß geringfügige Verunreinigungen des Kochsalzes (z. B. durch Magnesiumsalze) die Luftfeuchtigkeit aufnehmen. Stoffe, die Feuchtigkeit oder Wasserdampf an sich ziehen und festhalten, nennt man *hygroskopisch*.

Besonders stark hygroskopisch ist das *Calciumchlorid*, ein bitter schmeckendes weißes Salz. Dieses wird wegen seines hygroskopischen Verhaltens in der Chemie häufig benutzt.

Wir füllen in den kurzen, breiten Teil eines Lampenzylinders, der durch ein engmaschiges Drahtsieb von dem längeren Teil abgetrennt ist, ein Gemenge von ausgeglühtem *Calciumchlorid* und *Ätznatron*. (Ätznatron ist als *Seifenstein* in Drogerien erhältlich und wird zur Herstellung von Seife verwendet.) Diese Mischung hält den Wasserdampf und die anderen gasförmigen Verbrennungsprodukte der Kerze fest. Wir hängen zwei so hergerichtete Zylinder mit Drahtbügeln an die beiden Arme einer Waage, stellen unter jeden eine Kerze und tarieren (Abb. 11). Wir entzünden nur eine der beiden Kerzen. Bald neigt sich der Waagebalken nach der Seite der brennenden Kerze hin. Obwohl die Kerzenmasse abnimmt, tritt im ganzen eine Gewichtszunahme ein.

Versuch 35

Wir fassen die Ergebnisse zusammen: **Bei der Verbrennung erfahren die Stoffe eine Gewichtszunahme; die Verbrennungsprodukte sind schwerer als die unverbrannten Stoffe.**

(5)

Da die Verbrennungsprodukte nur bei Gegenwart von Luft entstehen [§ 6] und da bei der Verbrennung ein Luftbestandteil, der Sauerstoff, verbraucht wird [§ 7], muß die Gewichtszunahme dadurch erfolgen, daß die verbrennenden Stoffe sich mit Sauerstoff vereinigen.

## § 9. Sauerstoff; Oxydation; Oxyde

(1) *Vorüberlegung* — (2) *Die Zerlegung des Verbrennungsproduktes von Quecksilber* — (3) *Oxydation und Oxyde* — (4) *Chemische Wortgleichungen* — (5) *Umkehrbare Vorgänge* — (6) *Darstellung von Sauerstoff im Laboratorium durch Zersetzung von Wasserstoffperoxyd* — (7) *Die Eigenschaften des Sauerstoffs* — (8) *Die Messung der Literegewichte von Luft und von Sauerstoff* — (9) *Technische Gewinnung des Sauerstoffs; Sauerstoffflaschen*

Eine nähere Untersuchung des Luftbestandteils, der von den Stoffen bei der Verbrennung aufgenommen wird, ist erst möglich, wenn es gelingt, ihn aus einem der Verbrennungsprodukte wieder herauszuholen. Wir erfuhren [§ 5, (7)], daß das Quecksilber erst nach tagelangem Erhitzen merkliche Mengen des pulverförmigen roten Verbrennungsproduktes bildet. Das deutet darauf hin, daß dieses Metall im Gegensatz zu den anderen den Sauerstoff nur langsam und schwer aufnimmt. Wir können erwarten, daß der aufgenommene Luftbestandteil daher auch am ehesten wieder aus dem Verbrennungsprodukt des Quecksilbers freigemacht werden kann.

(1)

Wir erhitzen eine kleine Menge (1 bis 2 g) des roten Pulvers in einem schwer schmelzbaren Reagenzglas, dessen Ableitungsrohr zu einer pneumatischen Wanne führt (Abb. 12). Zunächst entweichen einzelne Luftblasen, da sich die in dem Prüf-

(2)

Versuch 36

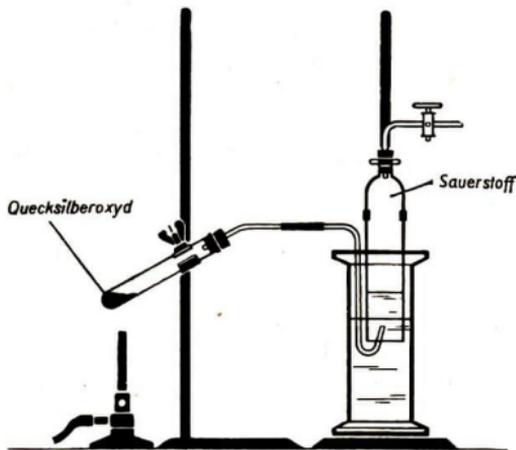


Abb. 12: Hitzespaltung des Quecksilberoxyds.

Das Quecksilberoxyd wird in der Hitze in das Metall Quecksilber und in ein farbloses Gas zerlegt. Das Quecksilber setzt sich in kleinen Tropfen an der Wand des Prüfglases ab. Das Gas wird in einer kleinen Gasmeßglocke pneumatisch aufgefangen; ein glimmender Holzspan wird in dem Glas hell entflammt.

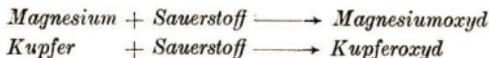
glas erwärmte Luft ausdehnt. Bald aber setzt eine stetige Entwicklung von Gas ein, das wir in einer kleinen Gasmeßglocke sammeln. Gleichzeitig setzen sich im Reagenzglas oberhalb der erhitzten Stelle winzige Quecksilbertropfen ab, die sich zu größeren Tropfen vereinigen. Wird genügend lange erhitzt, so wird das rote Pulver schließlich restlos in metallisches Quecksilber und in das in der Gasmeßglocke gesammelte Gas zerlegt. Wir stellen das Gas in der Meßglocke auf Druckgleichheit mit der Außenluft (gleicher Wasserstand in Glocke und Wanne), öffnen den

- Versuch 37** Stopfen und tauchen einen glimmenden Holzspan kurz in die Glocke. Der Span flammt hell auf und verbrennt lebhaft. Wir verschließen die Glocke wieder und drücken den Rest des angesammelten Gases über ein blankes Kupferblech, das in einem schwer schmelzbaren Glasrohr erhitzt wird (Abb. 13). Während das Volumen des Gases zusehends abnimmt, überzieht sich das Kupfer mit der schwarzen Kruste, die wir früher bei der Verbrennung des Kupfers an der Luft beobachtet haben. Dieser Versuch beweist, daß das von dem Verbrennungsprodukt des Quecksilbers abgegebene Gas wirklich der bei der Verbrennung aufgenommene Luftanteil, der reine Sauerstoff, ist. Sein lateinischer Name ist *Oxygenium*.

- (3) Der Verbrennungsvorgang ist jetzt aufgeklärt: **Eine Verbrennung ist ein chemischer Vorgang, bei dem sich der brennende Stoff mit Sauerstoff (Oxygenium) vereinigt; der Stoff wird oxydiert. Jeder Verbrennungsvorgang ist eine Oxydation; die Verbrennungsprodukte werden Oxyde genannt.**

Die Luft besteht zu rund 80 Vol.% aus Stickstoff und zu 20 Vol.% aus Sauerstoff.

- (4) Wir geben chemische Reaktionen in kurzer Form durch *chemische Wortgleichungen* wieder, z. B.



(gelesen: *Magnesium plus Sauerstoff ergibt (oder setzt sich um zu) Magnesiumoxyd*). Der Pfeil gibt die Richtung an, in der die chemische Umsetzung abläuft.

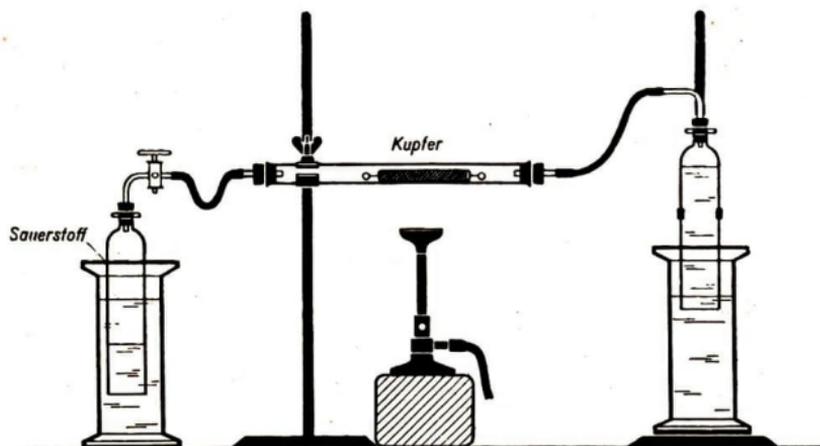
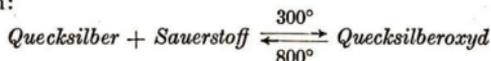


Abb. 13: Untersuchung des bei der Hitzespaltung des Quecksilberoxyds entstehenden Gases.

Das in der Glocke aufgefangene Gas wird über erhitztes Kupfer geleitet; das Kupfer wird in schwarzes Kupferoxyd umgewandelt. Damit ist bewiesen, daß das aus dem Quecksilberoxyd entstandene Gas Sauerstoff ist.

Quecksilber und Sauerstoff vereinigen sich bei Temperaturen um  $300^{\circ}\text{C}$  zu rotem Quecksilberoxyd; bei höheren Temperaturen (um  $800^{\circ}\text{C}$ ) wird das Quecksilberoxyd wieder in die Ausgangsstoffe zersetzt. Man deutet diesen *umkehrbaren Vorgang* durch einen Doppelpfeil an; häufig werden die Umsetzungsbedingungen dazugeschrieben:



Das gelbe Bleioxyd, die *Bleiglätte*, geht bei langsamem, vorsichtigem Erhitzen auf  $300^{\circ}\text{C}$  allmählich in die rote *Bleimennige* über [§ 5, (4)]; der Vorgang ähnelt der Umwandlung des Quecksilbers in sein Oxyd. Wir erhitzen etwas rote *Bleimennige* kräftig in einem offenen Reagenzglas; das rote Pulver wandelt sich wieder in das gelbe Bleioxyd zurück. Ein glimmender Holzspan entflammt im Innern des Reagenzglases und zeigt an, daß gleichzeitig Sauerstoff frei wird. Die rote *Bleimennige* ist also ein sauerstoffreicheres Bleioxyd als die gelbe *Bleiglätte*. Versuch 38



Die Gewinnung größerer Sauerstoffmengen aus den Metalloxyden ist zu langwierig und zu kostspielig. In Drogerien und Apotheken ist das Wasserstoffperoxyd erhältlich, eine wasserklare Flüssigkeit, die zur Wundbehandlung, zum Gurgeln bei Halsentzündungen und als Bleich- und Desinfektionsmittel verwendet wird. Der Wortbestandteil *Oxyd* besagt, daß ein sauerstoffhaltiger Stoff vorliegt. Die Silbe *per* bedeutet, daß der Sauerstoffgehalt höher liegt als in gewöhnlichen Oxyden. (6)

Wir geben zu einigen Kubikzentimetern Wasserstoffperoxyd etwas geronnenes oder ein paar Tropfen frisches Blut. Die Flüssigkeit schäumt sofort stark auf; wir er- Versuch 39

kennen daran, daß sich ein Gas entwickelt. Ein glimmender Span entflammt in dem Gas; das Wasserstoffperoxyd hat also Sauerstoff abgegeben. Auch viele andere Stoffe (Speichel, Metall- und Kohlepulver, Braunstein) machen aus Wasserstoffperoxyd schnell und ohne Erhitzen Sauerstoff frei. Bei den nächsten Versuchen verwenden wir dazu Braunsteinpulver.

Braunstein ist ein dunkler, fast schwarzer Stoff. In Pulverform wird er zur Herstellung von Rostschutzfarben und Leinölfirnis verwendet. In den Taschenlampenbatterien sind die in den Zinkylindern steckenden Kohlestäbe mit Braunsteinbeuteln umhüllt.

**Versuch 40** Wir geben in einem Prüfglas zu einigen Kubikzentimetern Wasserstoffperoxyd eine Messerspitze Braunsteinpulver. Wenn die Sauerstoffabgabe beendet ist, gießen wir den Inhalt des Glases durch ein Filter; die Flüssigkeit tropft klar ab, während das feste Braunsteinpulver auf dem Filter zurückbleibt. Diesen bereits gebrauchten Braunstein fügen wir wieder zu frischem Wasserstoffperoxyd. Es setzt eine erneute Sauerstoffentwicklung ein; wir erkennen daraus, daß der Braunstein wirksam geblieben ist. Eine Wägung des Braunsteins vor und nach der Einwirkung auf Wasserstoffperoxyd ergibt, daß er sich auch gewichtsmäßig nicht verändert. Der Braunstein wird also bei dem Vorgang überhaupt nicht, weder stofflich noch gewichtsmäßig, verändert; schon seine Gegenwart hat zur Folge, daß das Wasserstoffperoxyd Sauerstoff abgibt. Auch lange Zeit aufbewahrtes Wasserstoffperoxyd ist oft vollständig zersetzt und unbrauchbar; es hat den Sauerstoff, wenn auch sehr langsam, ohne Einwirkung eines anderen Stoffes abgegeben. Der Braunstein beschleunigt die Zersetzung des Wasserstoffperoxyds so sehr, daß sie bereits nach wenigen Minuten beendet ist. Stoffe, die durch ihre Gegenwart chemische Vorgänge beschleunigen, ohne selbst dabei verändert oder verbraucht zu werden, nennt man Katalysatoren. In der Technik werden Katalysatoren in großem Umfang verwendet.

Das handelsübliche Wasserstoffperoxyd ist eine verdünnte Lösung, die auf 100 Teile Wasser etwa 3 Teile Wasserstoffperoxyd enthält; da es sich bereits durch den Einfluß des Tageslichts zersetzt, muß es in braunen Flaschen aufbewahrt werden.

**Versuch 41** Wasserstoffperoxyd zerstört Farbstoffe. Kocht man z. B. Rotkohlblätter mit der Wasserstoffperoxydlösung, so werden sie schließlich entfärbt; man kann deswegen vielfach Flecke (Rotwein-, Heidelbeer-, Kaffeeflecke) aus weißen Geweben mit Wasserstoffperoxyd entfernen. Die Bleichwirkung beruht auf dem in Freiheit gesetzten Sauerstoff; man spricht deswegen von einer *Oxydationsbleiche*.

**Versuch 42** Wir geben zu 50 cm<sup>3</sup> Wasserstoffperoxydlösung in einem Reagenzglas (etwa 100 cm<sup>3</sup> Inhalt) oder in einem kleinen Kolben eine Messerspitze Braunsteinpulver und verschließen das Gefäß schnell mit einem Stopfen, durch den ein Gasableitungsrohr führt; der entweichende Sauerstoff wird pneumatisch aufgefangen. 50 cm<sup>3</sup> der 3%igen Peroxydlösung liefern 400 bis 500 cm<sup>3</sup> Sauerstoff. Will man nicht das gesamte Peroxyd auf einmal zersetzen, weil man im Augenblick nicht so viel Sauerstoff braucht, so gibt man den Braunstein in das Entwicklungsgefäß und läßt die Peroxydlösung aus einem Tropftrichter nach Bedarf zufließen (Abb. 14).

Wir stellen die wichtigsten Eigenschaften des Sauerstoffes fest:

(7) a) *Sauerstoff ist ein farbloses und geruchloses Gas.*

**Versuch 43** Wir senken eine kleine brennende Kerze in einen mit Sauerstoff gefüllten Zy-

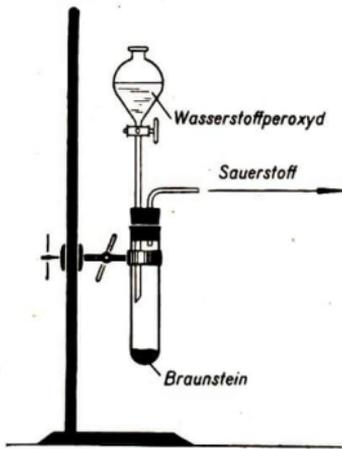


Abb. 14: Darstellung von Sauerstoff durch katalytische Zersetzung von Wasserstoffperoxyd mit Braunstein.

Man regelt den Sauerstoffstrom, indem man das Wasserstoffperoxyd auf den Katalysator Braunstein tropfen läßt; der Sauerstoff wird ohne Erwärmung freigemacht und abgeleitet.

linder; sie verbrennt mit hellerem, glänzenderem Licht als in gewöhnlicher Luft.

b) *Sauerstoff fördert die Verbrennung sehr, brennt aber selbst nicht.*

Chemisch ist zwischen einer Verbrennung in Luft oder reinem Sauerstoff kein Unterschied; die Verbrennungsprodukte sind in beiden Fällen die gleichen. In reinem Sauerstoff aber verbrennen die Stoffe schneller und lebhafter, d. h. mit höherer Temperatur, da hierbei der Luftstickstoff, der sich an der Verbrennung nicht beteiligt und nur verdünnend wirkt, nicht erwärmt werden muß.

Von zwei gleich großen, mit Sauerstoff gefüllten Reagenzgläsern wird das eine mit der Öffnung nach oben, das zweite umgekehrt gehalten. Nach einer Minute werden beide mit einem glimmenden Span geprüft. In dem Glas, das mit der Mündung nach oben gehalten wurde, verbrennt der glimmende Span mit heller Flamme; es ist also noch Sauerstoff vorhanden. In dem anderen Glas hingegen, dessen Mündung nach unten zeigte, wird der glimmende Span nicht entflammt; hier ist der Sauerstoff also entwichen.

c) *Sauerstoff ist schwerer als Luft.*

Wir leiten Sauerstoff aus dem Entwicklungsgefäß in einen aufrechtstehenden Zylinder (Abb. 15). Der schwere Sauerstoff verdrängt die Luft. Statt durch Wasserdrängung wie in der pneumatischen Wanne, können Gefäße auch durch Luftverdrängung mit Sauerstoff gefüllt werden.

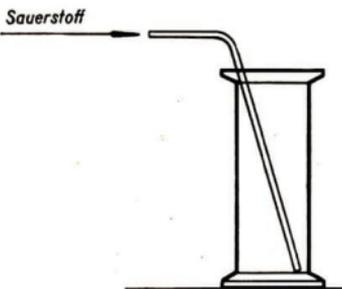


Abb. 15: Füllung eines Gefäßes mit Sauerstoff durch Luftverdrängung.

Sauerstoff ist schwerer als Luft und bleibt daher in dem Gefäß, aus dem die Luft nach oben herausgedrängt wird.

Versuch 44

Versuch 45

Versuch 46

Wieviel wiegt 1 Liter Luft, wieviel 1 Liter Sauerstoff? Wir bestimmen die Litergewichte der beiden Gase mit Hilfe einer Doppelhahnkugel mit dichtschießenden, eingefetteten Glashähnen und einer Gasmeßglocke auf folgende Weise: Aus der Doppelhahnkugel wird mit einer Wasserstrahlpumpe eine Zeitlang Luft abgesaugt (Abb. 16a). Anschließend wird die Kugel, in der nun ein beträchtlicher Unterdruck herrscht, auf einer Waage sorgfältig austariert. In einer Gasmeßglocke sperren wir eine genau bestimmte Luft- bzw. Sauerstoffmenge, z. B. 500 cm<sup>3</sup>, ab. Wir verbinden nun die Meßglocke mit der Doppelhahnkugel und öffnen den Hahn der Glocke. Darauf öffnen wir vorsichtig den Anschlußhahn der Kugel so weit, daß das Gas langsam aus der Meßglocke in die Kugel

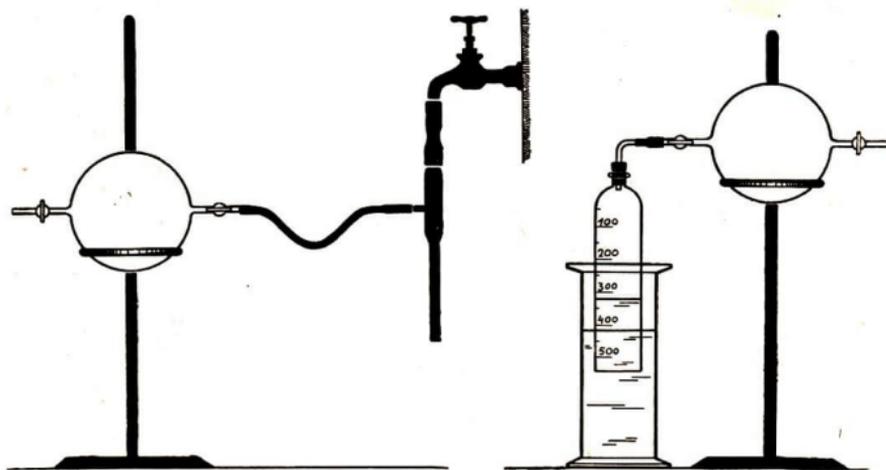


Abb. 16: Bestimmung des Litergewichtes eines Gases.

- a) Mit der Wasserstrahlpumpe wird Luft aus einer Doppelhahnkugel herausgesaugt. Die Kugel wird anschließend auf einer Waage genau tarliert.
- b) Aus einer Gasmeßglocke wird ein abgemessenes Volumen ( $V \text{ cm}^3$ ) des Gases, dessen Litergewicht bestimmt werden soll, in die Doppelhahnkugel hineingesaugt. Der dadurch eingetretene Gewichtszuwachs der Kugel ( $G$  Gramm) wird festgestellt.

$$1 \text{ Liter (1000 cm}^3\text{) des Gases wiegen dann } \frac{G \cdot 1000}{V}.$$

überströmt (Abb. 16b). Wir schließen die Hähne, wenn noch ein Gasrest von 50 bis  $100 \text{ cm}^3$  in der Glocke vorhanden ist, und stellen fest, welches Gasvolumen aus der Glocke in die Kugel überströmte. (Bei jeder Ablesung muß das Sperrwasser in der Glocke und im Zylinder gleich hoch stehen.) Nach der Füllung wird die Kugel wieder auf die Waage gelegt und ihre Gewichtszunahme genau bestimmt; diese ist gleich dem Gewicht des aus der Meßglocke entnommenen Gasvolumens. Sind z. B.  $470 \text{ cm}^3$  Luft aus der Glocke in die Kugel geströmt und beträgt der Gewichtszuwachs der Kugel  $0,570 \text{ g}$ , so ist das Gewicht von  $1 \text{ cm}^3$   $\frac{0,570}{470} \text{ g}$ ; 1 Liter ( $1000 \text{ cm}^3$ ) wiegt dann  $\frac{0,570 \cdot 1000}{470} \text{ g}$ .

Bei der Messung von Gasmenge ist zu beachten, daß das Volumen eines Gases stark von dem Druck, unter dem es steht, und von der Temperatur abhängig ist. Bei unserem Versuch stehen die Gase in der Meßglocke unter dem gleichen Druck wie die Außenluft; wir lesen diesen Luftdruck am Barometer ab und stellen gleichzeitig die Zimmertemperatur am Thermometer fest. Um nun die bei verschiedenen Barometerständen und Temperaturen vorgenommenen Messungen vergleichen zu können, rechnet man jedes gemessene Gasvolumen auf die Temperatur  $0^\circ \text{C}$  und den Barometerstand  $760 \text{ mm}$  Quecksilbersäule um. Hierzu dient die Tabelle am Schluß des Buches; dort sind für die Temperaturen von  $10^\circ$  bis  $30^\circ \text{C}$  und die Barometerstände von  $720$  bis  $770 \text{ mm}$  die Zahlen aufgeführt, mit denen man ein gemessenes Gasvolumen multiplizieren muß, um das Volumen der Gasmenge bei  $0^\circ \text{C}$  und  $760 \text{ mm}$  zu erhalten.

Beispiel: In der Gasmeßglocke werden  $350 \text{ cm}^3$  eines Gases bei der Temperatur  $21^\circ \text{C}$  und dem Barometerstand  $756 \text{ mm}$  abgemessen; aus der Tabelle entnehmen wir den Umrechnungsfaktor  $0,924$ ; die Gasmenge hat bei  $0^\circ \text{C}$  und  $760 \text{ mm}$  das Volumen  $350 \cdot 0,924 = 323 \text{ cm}^3$ .

In Tabelle 6 sind die Ergebnisse einiger Messungen zusammengestellt. Der genaue Wert des Literegewichtes der Luft ist  $1,293 \text{ g}$ ; das Literegewicht des Sauerstoffs beträgt  $1,429 \text{ g}$ .

Mit dem gleichen Verfahren können auch die Literegewichte anderer Gase bestimmt werden.

Tab. 6 Messung des Literegewichtes der Luft

(Versuchsanordnung Abb. 16)

Versuch Nr.	Volumen		Gewicht	
	Aus der Meßglocke strömten in die Kugel	umgerechnet auf $0^\circ \text{C}$ und $760 \text{ mm Hg}$	Gewichtszunahme der Kugel	Literegewicht ( $0^\circ \text{C}$ und $760 \text{ mm Hg}$ )
1	$470 \text{ cm}^3$ ( $20^\circ \text{C}$ ; $757 \text{ mm}$ )	$436 \text{ cm}^3$	$0,570 \text{ g}$	$\frac{0,570 \cdot 1000}{436}$ $= 1,307 \text{ g}$
2	$410 \text{ cm}^3$ ( $19^\circ \text{C}$ ; $759 \text{ mm}$ )	$383 \text{ cm}^3$	$0,490 \text{ g}$	$\frac{0,490 \cdot 1000}{383}$ $= 1,279 \text{ g}$
3	$430 \text{ cm}^3$ ( $19^\circ \text{C}$ ; $759 \text{ mm}$ )	$402 \text{ cm}^3$	$0,515 \text{ g}$	$\frac{0,515 \cdot 1000}{402}$ $= 1,281 \text{ g}$
				Mittel: $1,290 \text{ g}$

Messung des Literegewichtes des Sauerstoffs

Versuch Nr.	Volumen		Gewicht	
	Aus der Meßglocke strömten in die Kugel	umgerechnet auf $0^\circ \text{C}$ und $760 \text{ mm Hg}$	Gewichtszunahme der Kugel	Literegewicht ( $0^\circ \text{C}$ und $760 \text{ mm Hg}$ )
1	$475 \text{ cm}^3$ ( $19^\circ \text{C}$ ; $763 \text{ mm}$ )	$446 \text{ cm}^3$	$0,635 \text{ g}$	$\frac{0,635 \cdot 1000}{446}$ $= 1,424 \text{ g}$
2	$470 \text{ cm}^3$ ( $20^\circ \text{C}$ ; $757 \text{ mm}$ )	$436 \text{ cm}^3$	$0,625 \text{ g}$	$\frac{0,625 \cdot 1000}{436}$ $= 1,433 \text{ g}$
3	$485 \text{ cm}^3$ ( $19^\circ \text{C}$ ; $763 \text{ mm}$ )	$455 \text{ cm}^3$	$0,645 \text{ g}$	$\frac{0,645 \cdot 1000}{455}$ $= 1,418 \text{ g}$
				Mittel: $1,425 \text{ g}$

- (9) Sauerstoff wird technisch nicht aus Chemikalien gewonnen; als Rohstoff wird vielmehr die Luft verwendet, die in unbegrenzter Menge zur Verfügung steht. Die Luft wird zunächst bei sehr tiefen Temperaturen verflüssigt. Da die Hauptbestandteile Stickstoff und Sauerstoff bei verschiedenen Temperaturen sieden (Stickstoff bei  $-196^{\circ}$ , Sauerstoff bei  $-183^{\circ}\text{C}$ ), verdampft zuerst fast ausschließlich Stickstoff, der dadurch von dem Sauerstoff abgetrennt werden kann. Sauerstoffgas wird unter einem Druck von 150 Atm. in Stahlflaschen gefüllt, die mit einem blauen Farb-anstrich gekennzeichnet in den Handel kommen. Mit Hilfe eines *Reduzierventils* (Druckminderungsventil) kann das Gas unter niedrigem Druck entnommen werden.

## § 10. Flammen; Unterhalten und Löschen von Feuer

(1) *Verbrennen von Eisen im Sauerstoffstrom* — (2) *Verbrennen von Holz* — (3) *Flammenbildung* — (4) *Entflammung flüssiger und* — (5) *fester Brennstoffe* — (6) *Entzündungstemperatur* — (7) *Bekämpfung eines Feuers*

- (1) **Versuch 47** Auf einem Ziegelstein erhitzen wir ein Häufchen Eisenspäne mit dem Gasbrenner und leiten, sobald das Metall zu glimmen beginnt, einen langsamen Sauerstoffstrom darüber. Das Eisen gerät in helle Weißglut und verbrennt unter Funken-sprühen zu dem uns bekannten, blauschwarzen Eisenoxyd. (*Hammerschlag*, [§ 5, (3)]). Während das Metall an der Luft nur schwach rot glüht, verbrennt es im Sauerstoffstrom mit so hoher Temperatur [§ 9, (7)], daß das entstehende Eisen-oxyd zusammenschmilzt. Die Funken sind feste, hochoverhitzte und fortgeschleu- derte Eisenteilchen.

- (2) **Versuch 48** Wir führen den gleichen Versuch, mit Holzspänen (Sägespäne) durch. Das er- hitzte Holz glimmt an der Luft; leiten wir einen Sauerstoffstrom darüber, so setzt — wie bei dem Eisen — eine lebhaftere Verbrennung ein. Dabei aber geraten die Holz- späne nicht in helle Glut, wie vorher die Eisenspäne, sondern in dem Luftraum über dem Holz entstehen leuchtende, lodernde Flammen. Eine Flamme entsteht auch, wenn das dem Brenner entströmende Leuchtgas entzündet wird; auch die brenzlich riechenden Gase und Dämpfe, die sich beim Erhitzen von Zucker bilden [§ 2, (4), Vers. 8], verbrennen mit flackernder Flamme. Wir vermuten deshalb, daß die Flammen des Holzfeuers ebenfalls glühendes Gas sind. Unsere gebräuchlichen flüssigen und festen Brennstoffe (Spiritus, Benzin, Öle, Kerzen, Papier, Holz, Kohle) verbrennen alle unter Flammenbildung, es entsteht ein Feuer.

- (3) **Versuch 49** Wie entstehen die Flammen der Brennstoffe? Wir erhitzen  $1\text{ cm}^3$  Benzin oder Brennspritus in einem Reagenzglas, das lotrecht über dem Brenner gehalten wird. Nach kurzer Zeit läßt sich an der Mündung des Glases ein *Feuer* entzünden. Die Flamme wird immer größer, je stärker der flüssige Brennstoff erwärmt wird. In gleicher Weise erhitzen wir Petroleum oder ein Öl (Speiseöl). Auch hier kann man eine Flamme entzünden; die bei hoher Temperatur siedenden Flüssigkeiten müssen allerdings wesentlich länger und kräftiger erhitzt werden als Benzin und Spiritus.

- Versuch 50** Jetzt erhitzen wir in verschiedenen Reagenzgläsern einige feste Brennstoffe: 1. Holzschnitzel, 2. Papierschnitzel, 3. zerkleinerte Kerzenmasse, 4. zerkleinerte Braun- oder Steinkohle. In allen Fällen entwickeln sich aus dem erhitzten Stoff mehr oder weniger schnell Gase und Dämpfe, die sich an der Mündung des Glases

entzünden lassen und mit leuchtender, flackernder Flamme verbrennen. Nach längerem Erhitzen läßt die Gasentwicklung nach, und die Flamme erlischt. In den Gläsern bleiben bei allen Versuchen schwarze, kohlige Massen zurück. Wir halten die Rückstände mit der Tiegelszange in die Flamme des Brenners; jetzt kommt kein flammendes Feuer mehr zustande, sondern die Reste verglimmen nur noch an der Oberfläche.

Wir halten das eine Ende einer kurzen, dünnen Glasröhre in eine Leuchtgasflamme. Am anderen Ende läßt sich eine zweite, kleine Nebenflamme entzünden (Abb. 17 a); diese wird von dem Teil des Leuchtgases gespeist, der durch die Röhre aus der Hauptflamme abgezweigt wird. Wir führen den gleichen Versuch mit einer Kerzenflamme aus (Abb. 17 b). Auch hier kann an dem der Kerzenflamme abgewandten Ende der Röhre eine kleine Gasflamme entzündet werden. Der Versuch zeigt, daß die Kerzenflamme, wie die Leuchtgasflamme, ein brennendes Gas ist.

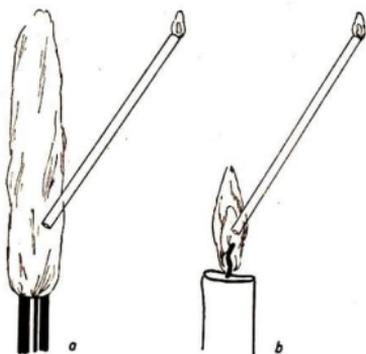


Abb. 17: Eine Gasflamme aus der Kerzenflamme. Mit Hilfe einer Glasröhre kann aus der Kerzenflamme Gas abgezweigt und am Ende der Röhre entzündet werden. Flammen sind brennende Gase.

Aus den Versuchen 49 bis 51 erkennen wir: **Flammen sind brennende Gase.** Aus den Flüssigkeiten Benzin und Spiritus entstehen beim Erwärmen Benzindämpfe bzw. Spiritusdämpfe; auch Öle verdampfen bei genügend starker Erwärmung. Aus den festen Stoffen Holz, Kohle usw. entwickeln sich ebenfalls Gase und Dämpfe, allerdings erst bei genügend hoher Temperatur. Diese

verdrängen zunächst die Luft aus dem Glas und können dann an der Mündung, wo sie genügend Luftsauerstoff zur Verfügung haben, entzündet werden. Erhitzt man die festen Brennstoffe, indem man sie an einer Stelle unmittelbar mit einer Flamme berührt, so werden die dort entstehenden Gase sofort entzündet und verbrannt, wenn überall genügend Sauerstoff vorhanden ist. Sind alle vergasbaren Bestandteile aus dem Brennstoff entfernt, so können die Rückstände (Holzkohle, Koks) nicht mehr mit lodernder Flamme verbrennen, sondern nur noch an der Oberfläche glimmen.

Wie muß man verfahren, um ein Feuer zu entfachen? Wenn ein Feuer entflammt werden soll, müssen zunächst brennbare Gase oder Dämpfe erzeugt werden. Manche brennbaren Flüssigkeiten (Benzin, Spiritus, Äther) verdunsten bereits stark bei Zimmertemperatur und entwickeln dadurch so viel brennbare Gase, daß ein Feuer entflammt, wenn ein brennendes Streichholz der Flüssigkeit auf einige Zentimeter genähert wird. Die Siedepunkte dieser Flüssigkeiten (Äther 35°C, Spiritus 80°C, Benzin 50 bis 100°C) liegen nämlich noch nahe genug über der Zimmertemperatur, so daß unter gewöhnlichen Umständen bereits eine ausreichende Verdampfung stattfindet. Petroleum und Öl dagegen sieden erst zwischen 200° und 300°C; bei Zimmertemperatur entwickeln sich daher nur wenig brennbare Dämpfe. Erst bei Temperaturen in der Nähe des Siedepunktes

reicht die Verdampfung aus, um die Flüssigkeit bei Annäherung eines Streichholzes zu entflammen. Die Feuergefährlichkeit brennbarer Flüssigkeiten hängt also davon ab, wie weit ihr Siedepunkt von der Zimmertemperatur entfernt ist.

- (5) Bei festen Brennstoffen muß die zur Flammenbildung nötige Gasentwicklung erst in Gang gebracht werden. Hält man ein brennendes Streichholz an einen Holzspan, so entweichen aus dem Holz an der Entzündungsstelle brennbare Gase, die zunächst eine kleine Flamme bilden. Die Verbrennungswärme bringt auch die benachbarten Holzteile zur Vergasung, die Flamme wird größer. Mit wachsender Flamme steigt auch die Temperatur, wodurch wieder eine schnellere Gasbildung in der Umgebung einsetzt; so schwillt das Feuer an, bis der ganze Brennstoff *entgast* ist. Je feiner der Brennstoff verteilt ist, desto besser ist er von allen Seiten mit Luftsauerstoff versorgt und desto leichter verbrennt er. Man verwendet deshalb feine Holzspäne oder Papier, um ein Feuer auf grobstückige Brennstoffe zu übertragen.
- (6) Der Brennstoff gerät erst dann in Brand, wenn eine Mindesttemperatur, die *Entzündungstemperatur*, erreicht ist. Die Entzündungstemperaturen der einzelnen Stoffe sind sehr verschieden; gelber Phosphor entzündet sich bei 50 bis 60°C, Äther bei 180 bis 200°C, Schwefel bei 350°C, Spiritus und Benzin bei 400 bis 500°C, Leuchtgas bei 600°C, Kohle und Holz bei 500 bis 600°C. Ein brennendes Streichholz ist über 600°C heiß und vermag daher alle gebräuchlichen Brennstoffe zu entzünden. Die bei jeder Verbrennung frei werdenden Wärmemengen steigern die Temperatur meist bald über die Entzündungstemperatur hinaus. Unterhalb der Entzündungstemperatur kommen die Flammen schnell zum Erlöschen. Um ein Feuer zu entfachen, müssen also drei Voraussetzungen erfüllt sein: es müssen 1. ein brennbarer Stoff und 2. Sauerstoff vorhanden sein, und 3. muß die Entzündungstemperatur des Brennstoffs erreicht werden.
- (7) Für die Bekämpfung eines Feuers ergeben sich daraus die folgenden grundsätzlichen Möglichkeiten:
1. Man entzieht dem Feuer die Nahrung, indem man alle brennbaren Stoffe aus der Umgebung des Brandherdes entfernt.
  2. Man sperrt die Luft vom Brandherd ab. Man kann Flammen z. B. dadurch ersticken, daß man Decken, am besten angefeuchtet oder solche aus unbrennbarem Stoff (sog. *Feuerlöschdecken*) über den brennenden Gegenstand wirft. Haben die Kleider eines Menschen Feuer gefangen, so umhüllt man ihn mit einer Decke, um die Flammen vom Luftsauerstoff abzusperren. Bei kleineren Bränden, z. B. in Laboratorien, bedeckt man die Brandstelle oft mit Sand oder Erde.
  3. Man kühlt den Brandherd bis unter die Entzündungstemperatur ab. Feste und flüssige Stoffe, die auf die Feuerstelle gebracht werden, entziehen den brennenden Stoffen die Wärme und kühlen sie dadurch ab. Am wirksamsten ist in dieser Beziehung das Wasser, da es eine große spezifische Wärme und eine hohe Verdampfungswärme besitzt; um 1 kg (oder 1 Liter) Wasser von 10°C zu verdampfen, sind rund 630 kcal erforderlich. Wird der Brandherd genügend durchnäßt, so gelingt es meist, so viel Wärme abzuführen, daß die Temperatur unter die Entzündungstemperatur sinkt. Die Löschwirkung des Wassers wird noch dadurch erhöht, daß der entstehende Wasserdampf den Luftsauerstoff vom

Feuer abdrängt. Nachteilig allerdings sind die oft beträchtlichen Wasserschäden, die am nichtverbrannten Material verursacht werden. Die Chemiker haben deshalb für besondere Fälle andere Verfahren zur Brandbekämpfung erdnen, die wir später kennenlernen und verstehen werden.

## § 11. Langsame Oxydation; Rosten; Atmung

(1) *Untersuchung des Rostvorganges — (2) Sauerstoffgehalt der Atemluft — (3) Sauerstoff-Atemgeräte*

Viele Metalle verändern sich langsam an der Luft; besonders auffällig ist diese Erscheinung beim Eisen; es überzieht sich vor allem an feuchter Luft mit einer immer tiefer in das Metall eindringenden Rostschicht. (1)

Wir bestreuen die angefeuchtete Innenwand einiger Reagenzgläser mit Eisenpulver und stellen die offenen Gläser in eine Schale mit der Mündung unter Wasser. (1)

Tab. 7 Rosten von Eisenfeilspänen in einem abgeschlossenen Luftraum

Versuch Nr.	Volumen des Luftraumes (= Rauminhalt des Reagenzglases)	Beim Rosten verbrauchte Luft (= Menge des eingedrungenen Wassers)
1	24,3 cm <sup>3</sup>	4,8 cm <sup>3</sup> $\hat{=}$ 19,8 %
2	25,5 „	5,9 „ $\hat{=}$ 23,1 %
3	25,0 „	4,5 „ $\hat{=}$ 18,0 %
4	25,5 „	4,8 „ $\hat{=}$ 18,8 %
5	22,8 „	5,0 „ $\hat{=}$ 21,9 %
6	24,7 „	4,4 „ $\hat{=}$ 17,8 %
7	23,5 „	4,2 „ $\hat{=}$ 17,9 %
8	23,8 „	4,6 „ $\hat{=}$ 19,3 %
		Mittel: 19,6 %

Nach einigen Tagen ist das Eisen gerostet und das Wasser in den Gläsern emporgestiegen; beim Rosten ist also Luft verbraucht worden. Ein brennender Holzspan erlischt in dem Luftrest. Wir bestimmen die verbrauchte Luft (Menge des eingedrungenen Wassers) und die ursprünglich vorhandene Luft (Rauminhalt des Glases) mit einem Meßglas. Tabelle 7 enthält die Ergebnisse einer Meßreihe. Das Eisen verbraucht zum Rosten rund  $\frac{1}{5}$  der verfügbaren Luft; wir erkennen daraus, daß der Rostvorgang eine langsam verlaufende Oxydation ist.

Versuch 52

Lebewesen ersticken in sauerstoffarmer Luft. Zur Untersuchung der Atemluft leiten wir den letzten Rest der tief ausgeatmeten Luft in eine Gasmeßglocke. Wir stellen Druckgleichheit her (gleiche Wasserhöhe in Glocke und Zylinder) und senken eine brennende Kerze in die Glocke; sie erlischt sofort. (2)

Versuch 53

Enthält die ausgeatmete Luft überhaupt noch Sauerstoff? Wir füllen in eine Gasmeßglocke ausgeatmete Luft, messen ihr Volumen und entzünden dann etwas gelben Phosphor auf einem Eisenlöffel im Innern der Glocke [§ 7, (4), Vers. 30]. Der Phosphor verbrennt. Wenn das Gefäß wieder abgekühlt ist und der weiße Rauch sich in dem Sperrwasser gelöst hat, wird die Volumenabnahme bestimmt. Einige Messungen sind in Tabelle 8 angeführt. Der Sauerstoffgehalt der ausgeatmeten Luft schwankt, je nachdem, wie lange die Luft in der Lunge behalten wurde. (2)

Versuch 54

Tab. 8 Messung des Sauerstoffgehalts der ausgeatmeten Luft mit Phosphor (*Versuchsordnung Abb. 8*)

Versuch Nr.	Volumen der eingeblasenen Atemluft	Restvolumen nach der Verbrennung des Phosphors	Vom Phosphor verbraucht = Sauerstoffgehalt der ausgeatmeten Luft	Bemerkungen
1	310 cm <sup>3</sup>	270 cm <sup>3</sup>	40 cm <sup>3</sup> $\cong$ 12,9 %	letzter Rest der ausgeatmeten Luft
2	365 „	315 „	50 „ $\cong$ 13,7 %	
3	405 „	345 „	55 „ $\cong$ 13,6 %	
4	350 „	290 „	60 „ $\cong$ 17,1 %	normal ausgeatmet
5	375 „	315 „	60 „ $\cong$ 16,0 %	

(3)

Bei der Atmung wird Sauerstoff verbraucht; er dient zur langsamen Verbrennung der aufgenommenen Nahrung im Körper. Dieser Oxydationsprozeß liefert die Wärmemenge (Kalorien), die für die Aufrechterhaltung der Körpertemperatur notwendig ist. Luft, die weniger als 15% Sauerstoff enthält, ist zur Atmung nicht mehr geeignet. Auch eine Kerzenflamme kann bei diesem Sauerstoffgehalt schon nicht mehr brennen. In Räumen mit sauerstoffarmer Luft oder in großen Höhen muß der notwendige Sauerstoff aus *Sauerstoffgeräten* eingeatmet werden. Diese Apparate enthalten kleine Stahlflaschen mit verdichtetem Sauerstoff, der für einige Stunden normaler Atmung ausreicht (Abb. 18).

Sauerstoffgeräte ermöglichen Rettungs- und Löscharbeiten in verqualmten Räumen oder in Bergwerken; Räume, die mit giftigen Gasen angefüllt sind, können nur mit Sauerstoffgeräten betreten werden.



Abb. 18: Bergmann mit *Sauerstoffgerät*.

## Chemische Grundbegriffe

### § 12. Grundstoff; Verbindung; Gemenge

(1) *Einfache und zusammengesetzte Stoffe* — (2) *Chemische Grundstoffe oder Elemente* — (3) *Verbindungen* — (4) *Analyse und Synthese* — (5) *Chemische Bindekraft oder Affinität* — (6) *Stoffgemenge oder -gemische*

Wird Quecksilber lange und vorsichtig an der Luft erhitzt, so vereinigt es sich mit Sauerstoff zu dem roten, pulverförmigen Quecksilberoxyd [§ 5, (7)]; dieses wiegt infolgedessen mehr als das nichtoxydierte Quecksilber [§ 8, (1)]. Das aus Quecksilber und Sauerstoff zusammengesetzte Quecksilberoxyd wird durch starkes Erhitzen wieder in die einfacheren Aufbaustoffe Quecksilber und Sauerstoff zerlegt [§ 9, (2)]. Bei allen chemischen Reaktionen des Quecksilbers findet man, daß die chemischen Umwandlungsprodukte, die aus dem Quecksilber entstehen, stets mehr wiegen als das ursprüngliche reine Metall. Das bedeutet, daß das Quecksilber zwar andere Stoffe aufnimmt und dadurch schwerer wird, daß es aber selbst nicht weiter in andere Stoffe zerlegt werden kann, denn diese müßten dann leichter sein als das unzerlegte Quecksilber. Das Metall Quecksilber ist also im Gegensatz zu dem zusammengesetzten Stoff Quecksilberoxyd ein chemisch unzerlegbarer, ein einfacher Stoff. Es gelingt auch nicht, das Metall Quecksilber durch eine chemische Vereinigung anderer, quecksilberfreier Stoffe zu erzeugen. Auch bei einer Reihe weiterer Stoffe hat man die gleiche Beobachtung gemacht, daß sie selbst nicht zersetzt und auch nicht aus anderen Stoffen zusammengesetzt werden können.

(1)

**Stoffe, die sich nicht in andere Stoffe zerlegen und sich auch nicht aus anderen Stoffen zusammensetzen lassen, heißen chemische Grundstoffe oder chemische Elemente.**

(2)

Durch zahlreiche messende Versuche sind bis heute über 90 Grundstoffe festgestellt worden. Man hat z. B. sämtliche Metalle, ferner die Nichtmetalle Schwefel, Phosphor und Kohlenstoff und die Gase Sauerstoff und Stickstoff als Elemente erkannt.

Alle anderen in der Natur vorkommenden Stoffe — man kennt gegenwärtig nahezu 400000 verschiedene Stoffe — sind aus den chemischen Elementen zusammengesetzt. Diese haben nämlich die Fähigkeit, sich unter gewissen Bedingungen miteinander chemisch zu *verbinden*, d. h. sich zu Stoffen zu vereinigen, die neue und oft unerwartete Eigenschaften besitzen. So entsteht aus der kleinen Gruppe der *einfachen Stoffe* oder *Elemente* die zahlenmäßig weit größere Gruppe der *zusammengesetzten Stoffe* oder der *chemischen Verbindungen*. Die Oxyde sind Beispiele für chemische Verbindungen, die alle das Element Sauerstoff enthalten.

(3)

- (4) Jede chemische Verbindung kann unter bestimmten Bedingungen wieder in ihre Elemente aufgespalten werden. Die Zerlegung oder den Abbau einer Verbindung bezeichnet man auch als Analyse. Den umgekehrten Vorgang, den Aufbau einer chemischen Verbindung aus ihren Elementen, nennt man eine Synthese. Bei der Erwärmung des Quecksilbers entsteht aus den Elementen Quecksilber und Sauerstoff die Verbindung Quecksilberoxyd [§ 5, (7)]; dieser Vorgang der Oxydation des Quecksilbers stellt eine einfache Synthese dar. Die Zerlegung des Quecksilberoxyds bei höherer Temperatur in die Elemente Quecksilber und Sauerstoff ist ein Beispiel für eine Analyse [§ 9, (2)].
- (5) Während das Quecksilberoxyd ohne Schwierigkeit zerlegt werden kann, lassen sich die meisten Metalloxyde (z. B. Kupferoxyd, Magnesiumoxyd u. a.) erst bei sehr hohen Temperaturen in Metall und Sauerstoff aufspalten. Wir schließen aus diesem Verhalten, daß der Sauerstoff in den Oxyden verschieden fest von den Metallen gebunden wird. Zwischen Kupfer und Sauerstoff besteht eine größere Tendenz, sich chemisch zu verbinden, als zwischen Quecksilber und Sauerstoff. Das gegenseitige Bindungsbestreben zwischen chemischen Elementen bezeichnet man als *Affinität*<sup>1)</sup>. Man sagt: *Kupfer besitzt eine größere Affinität zu Sauerstoff als Quecksilber*. Da die Edelmetalle Platin, Gold, Silber beim Erhitzen an der Luft nicht oxydiert werden [§ 4, (1)], müssen wir folgern, daß sie keine oder nur eine sehr geringe Affinität zu Sauerstoff besitzen. Die *unedlen* Metalle Magnesium, Zink, Eisen, die schnell unter Wärmeentwicklung und teils mit Lichterscheinung verbrennen, haben eine große Bindekraft oder Affinität zu dem Element Sauerstoff.
- (6) Als Hauptbestandteile der Luft hatten wir die Gase Sauerstoff und Stickstoff erkannt. Vermengt man 1 Raumteil (Rt) reinen Sauerstoff mit 4 Rt Stickstoff, so hat das Gasgemisch bereits alle Eigenschaften der gewöhnlichen Luft. Wird dieses Gasgemisch eingeatmet, so enthält die ausgeatmete Luft weniger Sauerstoff als die eingeatmete [§ 11, (2)]. Die Zusammensetzung und die Eigenschaften der Luft können beliebig verändert werden, indem der Anteil des einen oder anderen Bestandteiles verändert wird. Daraus folgt, daß die Luft nicht eine chemische Verbindung, sondern nur ein Gemenge oder Gemisch der beiden Elemente Stickstoff und Sauerstoff ist. **Kennzeichnend für Gemenge oder Gemische von Stoffen ist, daß die Eigenschaften aller Bestandteile entsprechend ihrem Anteil hervortreten; chemische Verbindungen dagegen besitzen neue und andere Eigenschaften als ihre freien Elemente.**

### § 13. Das Gesetz von der Erhaltung der Masse

(1) *Ziel der Versuche* — (2) *Verbrennung von Kupfer im abgeschlossenen Lustraume und Prüfung des Gesamtgewichts* — (3) *Der gleiche Versuch mit Phosphor und* (4) *mit rostendem Eisen* — (5) *Beispiel einer doppelten Umsetzung* — (6) *Zusammenfassung*

- (1) Die Wägungen in den Versuchen 31, 33, 35 [§ 8] zeigten, daß die Stoffe bei der Verbrennung schwerer werden. Wir sahen ferner bei den Verbrennungsversuchen in abgeschlossenen Räumen, daß ein Teil der Luft verbraucht wird [§ 7]. Wir schlossen daraus, daß der Gewichtszuwachs durch die Aufnahme eines bestimmten Luftanteils entsteht. Unsere Folgerung wurde bestätigt durch die Tatsache, daß

1) Affinität bedeutet im chemischen Sinne Bindungsbestreben, Bindungstendenz.

dieser Luftanteil aus manchen Oxyden, z. B. aus Quecksilberoxyd, wieder zurückgewonnen werden kann [§ 9, (2)].

Jede Wägung in § 8 zeigte mit der Gewichtszunahme des verbrannten Metalls nur die gewichtsmäßige Veränderung des einen an der Oxydation beteiligten Stoffes an. Wir ändern jetzt die Versuche so ab, daß wir das Gesamtgewicht aller an dem chemischen Vorgang beteiligten Stoffe prüfen.

Wir schütten einige blanke Kupferdrahtstücke oder etwas Kupferpulver (0,5 g) in ein Reagenzglas, schmelzen es zu und wägen sorgfältig. Wir erhitzen darauf das zugeschmolzene Glas mit dem eingeschlossenen Kupfer; dieses wandelt sich zum Teil in schwarzes Kupferoxyd um. Wenn das Glas abgekühlt ist, wird es wieder gewogen. Die Waage zeigt keine Gewichtsveränderung an. Das entstandene Kupferoxyd wiegt also genau so viel wie die Mengen Kupfer und Sauerstoff, die sich chemisch verbunden haben. (2)  
Versuch 56

Wir bedecken den Boden eines trockenen, langhalsigen Rundkolbens (500 cm<sup>3</sup>) mit einer dünnen Schicht von sorgfältig getrocknetem Sand und legen darauf ein erbsengroßes Stück abgetrockneten Phosphors. Der Kolben wird mit einem Gummistopfen luftdicht verschlossen, mit einem Drahtbügel an eine Waage gehängt und tariert (Abb. 19). Wir nehmen den Kolben von der Waage und erhitzen den Sand vorsichtig mit dem Brenner, bis sich der Phosphor entzündet. Der Phosphor verbrennt zu dem uns bekannten Oxyd, das sich als weißes Pulver an der Wand des Kol- (3)  
Versuch 56

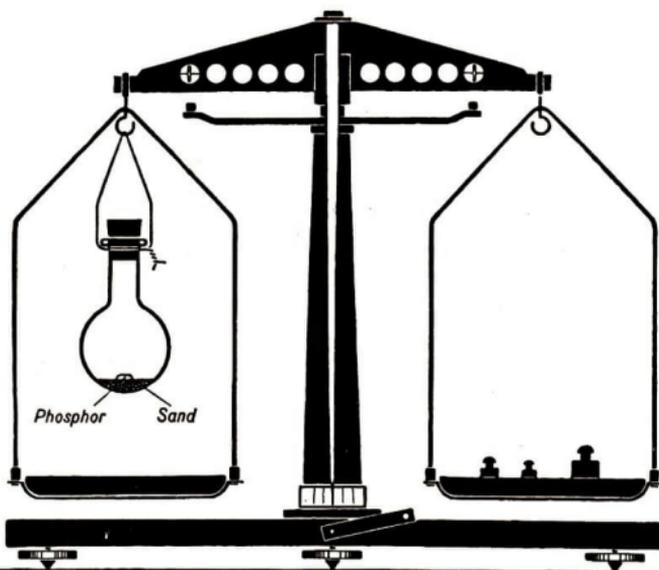


Abb. 19: Verbrennung von Phosphor in einem verschlossenen Kolben und Prüfung des Gewichts.

Der getrocknete Sand mit dem Phosphor wird vorsichtig erhitzt, bis dieser sich entzündet und verbrennt. Das Gewicht des Kolbens nach der Verbrennung ist gleich dem Gewicht vor der Verbrennung des Phosphors.

bens absetzt; ein Teil des Phosphors bleibt unverändert zurück. Wir warten, bis der Kolben abgekühlt ist, wägen und finden das Gewicht des Kolbens unverändert. Das bedeutet: Das Gewicht des verbrannten Phosphors zuzüglich dem Gewicht des verbrauchten Sauerstoffs ist gleich dem Gewicht des entstandenen Phosphoroxys.

Wir öffnen den Kolben für einige Sekunden, setzen den Stopfen wieder auf und wägen nochmals. Der Kolben ist schwerer geworden. Die Gewichtszunahme wird von der eingeströmten Luft verursacht, die den Raum des von dem Phosphor gebundenen Sauerstoffs einnimmt.

- (4) **Versuch 57** Wir bestreuen die feuchte Innenwand eines Reagenzglases mit Eisenpulver, verschließen luftdicht und wägen [§ 11, (1)]. Wenn das Eisenpulver nach einigen Tagen gerostet ist, wägen wir das verschlossene Glas wieder. Auch bei dieser langsam verlaufenden Oxydation ist keine Änderung des Gesamtgewichts festzustellen. Die Wägung zeigt, daß das Gewicht des Rostes gleich ist der Summe aus dem Gewicht des in Rost verwandelten Eisens und dem Gewicht des gebundenen Sauerstoffs.
- Aus den Versuchen 55 bis 57 erkennen wir, daß sich das Gesamtgewicht der an einer Oxydation beteiligten Stoffe nicht ändert.

- (5) **Versuch 58** Wir bringen mit Hilfe einer Papprinne eine sehr kleine Menge rotes Quecksilberoxyd in den gekrümmten Teil einer V-förmig gebogenen Glasröhre und legen in jeden Schenkel kurze blanke Kupferblechstreifen. Wir schmelzen die Röhre an beiden Enden zu und wägen sorgfältig (Abb. 20). Wir erhitzen das Quecksilberoxyd vorsichtig, wodurch gleichzeitig das benachbarte Kupfer erwärmt wird. Nach einiger Zeit setzen sich in dem Rohr oberhalb der Kupferstreifen kleine Quecksilbertröpfchen ab, während sich das Kupfer in schwarzes Kupferoxyd umwandelt. Nachdem das Rohr abgekühlt ist, wird nochmals gewogen; das Gewicht ist das gleiche geblieben.

In der zugeschmolzenen Glasröhre haben sich im wesentlichen zwei Reaktionen abgespielt. Die Ausgangsstoffe waren Quecksilberoxyd und Kupfer. Ein Teil des Quecksilberoxyds wurde in metallisches Quecksilber und Sauerstoff zersetzt; dieser Sauerstoff wurde zum größten Teil von dem Kupfer zu Kupferoxyd gebunden. Am Schluß des Versuchs befinden sich noch unzersetztes Quecksilberoxyd, Quecksilber, Kupferoxyd, nicht oxydiertes Kupfer und sicher auch noch freier Sauerstoff in dem Rohr. Das Gesamtgewicht aller Endstoffe aber ist gleich dem Gesamtgewicht der Ausgangsstoffe.

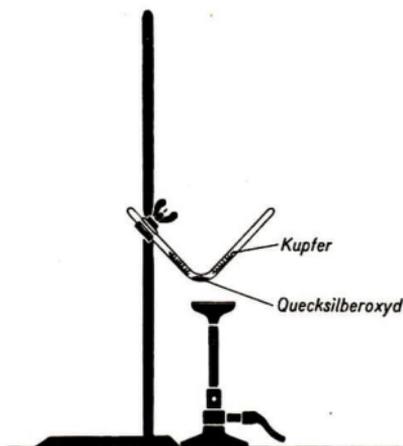


Abb. 20: Prüfung des Gesamtgewichts der Ausgangs- und Endstoffe bei einer chemischen Reaktion.

Das Quecksilberoxyd wird durch vorsichtige Erwärmung in metallisches Quecksilber und Sauerstoff zersetzt, der von dem ebenfalls erwärmten Kupfer zu Kupferoxyd gebunden wird. Das Gewicht der zugeschmolzenen Röhre ändert sich dabei nicht.

Entsprechende Messungen sind in den chemischen Forschungslaboratorien mit viel empfindlicheren Waagen, als wir bei unseren Schulversuchen verwenden, an- gestellt worden. Niemals konnte bei den zahlreichen untersuchten chemischen Um- setzungen eine Änderung des Gesamtgewichts der beteiligten Stoffe festgestellt werden. Dieses allgemeine Beobachtungsergebnis spricht man als das **Gesetz von der Erhaltung des Gewichts** aus:

**Bei einem chemischen Vorgang ändert sich das Gesamtgewicht der beteiligten Stoffe nicht; stets ist das Gesamtgewicht der Ausgangsstoffe gleich dem Gesamtgewicht der Endstoffe.**

Bei chemischen Untersuchungen wird durch das Gewicht eines Stoffes eine be- stimmte Stoffmenge festgelegt. Die mit Hilfe der Hebelwaage ermittelte Menge eines Stoffes wird auch als seine Masse bezeichnet. Man spricht deshalb die Ergeb- nisse der Wägung auch als das **Gesetz von der Erhaltung der Masse**:

**Bei allen chemischen Vorgängen bleibt die Gesamtmasse aller beteilig- ten Stoffe unverändert.**

Wir haben dieses Gesetz, ohne es auszusprechen, bereits dauernd bei der Erklä- rung unserer Versuche und Messungen zugrunde gelegt; denn immer, wenn ein Stoff an Gewicht zu- oder abnahm, schlossen wir, daß gleichviel von einem an- deren Stoff aufgenommen oder abgegeben wurde. Die Versuche dieses Abschnitts geben eine ausdrückliche Bestätigung dieser stillschweigend angenommenen, doch nicht selbstverständlichen Voraussetzung.

## § 14. Moleküle und Atome

(1) *Die Raumerfüllung der Stoffe — (2) Die Molekülvorstellung — (3) Der molekulare Aufbau der gasförmigen, flüssigen und festen Stoffe — (4) Atome — (5) Grundstoff und Verbindung — (6) Mole- küle und Atome bei physikalischen und chemischen Vorgängen*

Wir wissen, daß viele Stoffe in festem, flüssigem und gasförmigem Zustand auf- treten können. Das bekannteste Beispiel ist das Wasser, das aus dem flüssigen leicht in den festen oder in den dampfförmigen Zustand übergeführt werden kann. Was geschieht mit den Stoffen, wenn sie aus einem Aggregatzustand in einen anderen umgewandelt werden, und wodurch unterscheiden sich überhaupt die festen, flüssigen und gasförmigen Stoffe voneinander?

Jeder Stoff besitzt ganz bestimmte, ihm eigentümliche Eigenschaften, durch die er sich von anderen Stoffen unterscheidet. In einem Punkte aber verhalten sich alle Stoffe gleich. Jede Stoffmenge nimmt einen bestimmten Raum ein, d. h. wo ein Stoff ist, kann nicht gleichzeitig noch ein anderer Stoff sein. Taucht man beispiels- weise einen Metallgegenstand in ein Gefäß mit Wasser, so wird ein dem Volumen des festen Körpers gleiches Wasservolumen verdrängt. Wird eine Gasmenge in der pneumatischen Wanne aufgefangen, so wird von ihr eine entsprechende Wasser- menge verdrängt. Gase sind zwar im Gegensatz zu den festen und flüssigen Stoffen leicht zusammendrückbar, d. h. ihr Volumen ändert sich sehr mit dem Druck; aber jede Gasmenge füllt bei einem bestimmten Druck einen bestimmten Raum aus, der dann nicht gleichzeitig von anderen Stoffen eingenommen werden kann.

(6)

(1)

Gießt man indessen Wasser auf Kristallzucker, so löst sich der sichtbare, feste Stoff Zucker allmählich auf. Nach einiger Zeit hat sich der Zucker in dem gesamten Lösungsmittel verteilt, denn in jedem Tropfen der Lösung können wir den gelösten Stoff durch den Geschmack feststellen. Überschichten wir eine Zuckermischung vorsichtig mit reinem Wasser, so finden wir, daß bald auch die oberste Wasserschicht süß schmeckt. Ein Teil des Zuckers ist also aus der Lösung in das reine Lösungsmittel eingedrungen. Diese Beobachtungen zeigen, daß der Stoff Zucker sich gleichzeitig in dem von dem Wasser eingenommenen Raum befinden kann.

Stellt man eine Schale mit einigen Tropfen Äther in ein Zimmer, so ist die Flüssigkeit bald verdunstet und der Dampf hat sich, wie der überall wahrnehmbare Geruch zeigt, über den ganzen von der Luft bereits eingenommenen Raum verteilt.

- (2) Die zuletzt beschriebenen Vorgänge widersprechen offensichtlich den zuerst beobachteten Erscheinungen. Sie lassen sich überhaupt nicht verstehen, wenn wir die Stoffe als eine gleichmäßige, zusammenhängende Masse ansehen, wie es die festen und flüssigen Stoffe dem ersten Eindruck nach zu sein scheinen. Die Naturwissenschaftler kamen daher bereits frühzeitig zu der Annahme, daß alle Stoffe, sowohl die festen als auch die flüssigen und gasförmigen, aus sehr vielen und sehr kleinen Einzelteilchen bestehen, die durch Zwischenräume voneinander getrennt sind.

Nach jener Vorstellung kann ein Stoff nur bis zu diesen Teilchen und nicht weiter zerteilt werden. Diese kleinsten Teile sind dann als Bausteine der Stoffe aufzufassen; man nennt sie Moleküle oder Molekeln. Die Moleküle eines reinen Stoffes sind unter sich vollkommen gleichartig; sie stimmen in allen ihren Eigenschaften, wie Größe, Gewicht, Farbe, Geschmack, Geruch usw., überein. Die Moleküle verschiedener Stoffe dagegen besitzen verschiedene Eigenschaften.

Auch Vergleiche physikalischer und chemischer Vorgänge mit Beobachtungen aus anderen Gebieten der Naturwissenschaft führen zu der Erkenntnis, daß die Stoffe aus einzelnen, nicht weiter zerlegbaren Teilchen zusammengesetzt sind.

- (3) Wie sind nun die verschiedenen Stoffe aus den Molekülen aufgebaut?

Gase und dampfförmige Stoffe verteilen sich über den ganzen ihnen zur Verfügung stehenden Raum. Ihre Moleküle müssen wir daher als frei bewegliche und in schneller Bewegung befindliche Teilchen ansehen, denn sie können, wie die Riechstoffe zeigen, in kurzer Zeit von einer Stelle des Raumes zu einer anderen gelangen. Die Gasmoleküle sind durch große Zwischenräume voneinander getrennt. Gase sind daher leicht zusammendrückbar. Strömt ein Gas (z. B. Leuchtgas) in einen Raum, in dem bereits ein anderes Gas (z. B. Luft) ist, so verteilen sich die Moleküle in die freien Zwischenräume. Die Gasmoleküle stoßen bei ihrer schnellen Bewegung häufig zusammen und prallen auch auf die Wand des Behälters, in dem das Gas eingeschlossen ist.

Wird ein Dampf so weit abgekühlt, daß er sich *kondensiert*, d. h. zu einer Flüssigkeit verdichtet, so sind die Moleküle in den Tropfen eingefangen. Die Abstände zwischen den Molekülen sind dadurch viel kleiner geworden, da sich diese jetzt nur noch innerhalb der Flüssigkeit bewegen können. Flüssigkeiten nehmen jeweils die Form des Gefäßes an, in dem sie sich befinden. Ihre Moleküle müssen folglich innerhalb der Flüssigkeit verschiebbar und beweglich sein; allerdings ist ihre Beweglichkeit im Vergleich zu den Gasmolekülen stark eingeschränkt.

Wird eine Flüssigkeit genügend tief abgekühlt, so erstarrt sie zu einem festen Stoff. Für die Moleküle bedeutet der Übergang aus dem flüssigen in den festen Zustand, daß sie jetzt einen bestimmten Platz einnehmen. Da alle festen Körper sich beim Erwärmen ausdehnen und beim Abkühlen ihr Volumen wieder verkleinern, müssen wir annehmen, daß zwischen den Molekülen Lücken vorhanden sind. Die Zwischenräume vergrößern sich bei Temperaturerhöhung, während die Moleküle bei Temperaturerniedrigung enger zusammenrücken. Wir müssen ferner annehmen, daß zwischen den Molekülen der festen Stoffe im Gegensatz zu den Flüssigkeiten und Gasen beträchtliche Anziehungskräfte wirksam sind. Feste Körper lassen sich erfahrungsgemäß nur sehr schwer dehnen und zusammenpressen; das bedeutet, daß große Kräfte aufgewendet werden müssen, um die Moleküle voneinander abzurücken bzw. näher aneinanderzudrängen. Die Moleküle der meisten Metalle halten sich gegenseitig durch besonders starke Anziehungskräfte fest. Bei der Bearbeitung eines Metallstückes mit der Feile oder auf der Drehbank müssen diese Kräfte überwunden werden, um die Feil- oder Drehspäne von dem Werkstück abzureißen. Der Zusammenhalt der Moleküle eines Kreidestückes ist weit weniger fest; durch geringen Kraftaufwand werden beim Schreiben auf der rauhen Tafel Kreidemoleküle in großer Menge abgetrennt und dann als Schrift sichtbar.

Die Beweglichkeit der Moleküle eines festen Stoffes ist so weit eingeschränkt, daß sie höchstens pendelnde Bewegungen um ihren festen Platz ausführen können. Erwärmt man einen festen Stoff, so werden die Schwingungen der Moleküle mit steigender Temperatur immer lebhafter, bis die Moleküle schließlich nicht mehr auf ihre Plätze zurückkehren: Der Stoff schmilzt. Innerhalb des flüssig gewordenen Stoffes können sich die Moleküle nun wieder frei bewegen. Auch beim Auflösen eines festen Stoffes in einer Flüssigkeit verlassen die Moleküle ihre Plätze und verteilen sich zwischen die beweglichen Moleküle des Lösungsmittels; eine Lösung erscheint klar und durchsichtig, weil die einzelnen Moleküle unsichtbar klein sind. Wird eine Flüssigkeit erwärmt, so verdampft sie zunehmend mit steigender Temperatur. Immer mehr Moleküle entweichen durch die Flüssigkeitsoberfläche und bewegen sich dann innerhalb des gesamten Raumes, der dem Dampf zur Verfügung steht.

Wir werden später Beobachtungen kennenlernen, aus denen man auf die Größe der Moleküle schließen kann, obwohl diese selbst mit optischen Mikroskopen stärkster Vergrößerung nicht mehr unmittelbar zu sehen sind. Die Moleküldurchmesser liegen in der Größenordnung von einem zehnmillionstel bis hundertmillionstel Zentimeter; man müßte also 10 bis 100 Millionen einzelne Moleküle hintereinander aufreihen, um eine Molekülkette von 1 cm Länge zu erhalten. Daher ist eine außerordentlich große Zahl dieser winzigen Teilchen notwendig, um eine für unser Auge sichtbare Stoffmenge zu bilden.

Mit Hilfe moderner Elektromikroskope ist es in neuerer Zeit gelungen, besonders große Moleküle unmittelbar zu beobachten. Die Durchmesser der meisten Moleküle sind jedoch bedeutend kleiner als die im Elektromikroskop sichtbaren Teilchen.

- (4) Manche festen Stoffe können nicht geschmolzen werden, da sie sich chemisch verändern, bevor sie den Schmelzpunkt erreichen. Ein uns bekanntes Beispiel ist das rote Quecksilberoxyd; diese Verbindung wird in der Hitze in die Elemente Quecksilber und Sauerstoff zersetzt. Die Quecksilberoxydmoleküle zerfallen und müssen daher selbst aus noch kleineren Bestandteilen zusammengesetzt sein; diese kleineren Molekülbestandteile aber können dann nur die kleinsten Teilchen der Grundstoffe sein, die sich zu der Verbindung vereinigt haben. Die Aufbauteilchen der Moleküle nennt man Atome. In den Quecksilberoxydmolekülen sind Quecksilberatome und Sauerstoffatome enthalten. Durch chemische Bindungskräfte [§ 12,(5)] werden die Quecksilberatome und die Sauerstoffatome in den Quecksilberoxydmolekülen zusammengehalten. Wird das Quecksilberoxyd stark erwärmt, so reicht die chemische Bindungskraft nicht mehr aus, um den Zusammenhalt des Moleküls aufrechtzuerhalten. Die Moleküle der Verbindung werden zerspalten, und die Atome der Elemente bleiben zurück.

**Die Atome sind die kleinsten Teile der Grundstoffe, die sich an chemischen Umsetzungen der Stoffe beteiligen.**

Die Atome eines und desselben Elements sind untereinander gleichartig; sie besitzen alle die gleiche Größe und haben alle das gleiche Gewicht. Die Verschiedenartigkeit der Elemente beruht auf den verschiedenen Eigenschaften ihrer Atome. Die Anzahl der verschiedenartigen Atome ist gleich der Zahl der chemischen Elemente.

- (5) Die Moleküle einer chemischen Verbindung sind aus den Atomen aller derjenigen Elemente zusammengesetzt, aus denen die betreffende Verbindung besteht. Die Moleküle einer Verbindung enthalten also stets mindestens zwei verschiedenartige Atome. Die Atome eines und desselben Elements können sich ebenfalls untereinander zu Molekülen zusammenschließen; die Moleküle eines Elementes enthalten im Gegensatz zu den Molekülen einer chemischen Verbindung nur die gleichartigen Atome dieses Elementes selbst; dabei kann der Fall eintreten, daß die Moleküle eines Elementes nur aus einem einzigen Atom bestehen.
- (6) Bei physikalischen Vorgängen können sich die Abstände und damit die Beweglichkeit der Moleküle eines Stoffes ändern (Ausdehnung beim Erwärmen, Schmelzen, Verdampfen). Ferner können sich die Moleküle eines Stoffes zwischen die eines anderen Stoffes verteilen (Auflösen eines festen Stoffes in einer Flüssigkeit, Vermischung zweier Gase). Die Moleküle selbst bleiben bei physikalischen Vorgängen unverändert.

Bei chemischen Vorgängen dagegen werden die Moleküle umgewandelt. Die Moleküle der Endstoffe sind verschieden von denen der Ausgangsstoffe. Entweder werden aus den Atomen verschiedener Elemente die Moleküle von Verbindungen aufgebaut (Synthese), oder die Moleküle von Verbindungen werden in die Atome ihrer

Elemente zerlegt; diese verbinden sich dann oftmals anschließend erneut in anderer Weise. Immer finden entweder Trennungen oder Vereinigungen oder Umgruppierungen von Atomen zu neuen Molekülen statt. Eine Zerstörung oder Neubildung von Atomen dagegen tritt bei chemischen Vorgängen nicht ein. Die Gesamtzahl und das Gesamtgewicht aller an einer chemischen Umsetzung beteiligten Atome muß daher unverändert bleiben. Das ist aber gerade die Aussage des Gesetzes von der Erhaltung der Masse. Dieses aus der experimentellen Erfahrung gefolgerte Gesetz steht also mit unseren Vorstellungen vom inneren Aufbau der Stoffe im Einklang und bildet einen wichtigen Beweis dieser Anschauungen.

## § 15. Chemische Zeichensprache

(1) *Element- und Atomzeichen* — (2) *Chemische Formeln* — (3) *Umsetzungsgleichungen* — (4) *Zusammenfassung*

In der chemischen Fachsprache werden die Grundstoffe abgekürzt mit den Anfangsbuchstaben ihrer wissenschaftlichen Namen bezeichnet, die meist der lateinischen oder griechischen Sprache entnommen sind. Sauerstoff erhält das Zeichen oder *Symbol* O (*Oxygenium*), Stickstoff N (*Nitrogenium*), Schwefel S (*Sulfur*), Phosphor P, Kupfer Cu (*Cuprum*), Magnesium Mg, Zink Zn, Eisen Fe (*Ferrum*), Blei Pb (*Plumbum*), Quecksilber Hg (*Hydrargyrum*). Diese Zeichen bedeuten in jedem Falle gleichzeitig ein Atom des betreffenden Elements. (1)

Mit Hilfe der *Atomsymbole* kann die Zusammensetzung der Moleküle chemischer Verbindungen kurz und genau angegeben werden. Jedes Molekül der Verbindung Quecksilberoxyd besteht aus je einem Atom Quecksilber und Sauerstoff; Quecksilberoxyd erhält die chemische Formel HgO. Entsprechend einfache Formeln haben das schwarze Kupferoxyd CuO, das weiße Magnesiumoxyd MgO, das gelbe Bleioxyd PbO und das weiße Zinkoxyd ZnO. Aus diesen Formeln ersehen wir, daß sich in jedem Fall ein Metallatom und ein Sauerstoffatom zu einem Molekül verbunden haben; die hier aufgeführten Metalloxyde bestehen alle aus zwei atomigen Molekülen. (2)

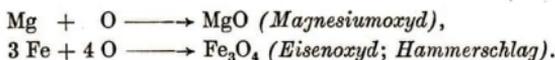
Die Zahl der in den Molekülen enthaltenen Atome kann nur durch sorgfältige, meist zeitraubende Messungen und Wägungen ermittelt werden. Die hierfür nötigen Überlegungen können wir im Augenblick noch nicht verstehen; später aber werden wir selbst praktische Versuche dieser Art ausführen.

Die Untersuchung des schwarzen Eisenoxyds (*Hammerschlag*) ergibt, daß seine Moleküle aus 3 Eisenatomen und 4 Sauerstoffatomen zusammengesetzt sind; man schreibt die Formel dieser Verbindung  $\text{Fe}_3\text{O}_4$  (gesprochen *eff e drei o vier*). Sind zwei oder mehr Atome desselben Elements in einem Molekül enthalten, so wird ihre Anzahl durch eine kleine an das Atomzeichen gehängte Ziffer ausgedrückt.

Das gelbe Bleioxyd, die *Bleiglätte*, kann durch langes Erhitzen in die rote *Bleimennige* übergeführt werden [§ 5, (4)]. Das gelbe Bleioxyd hat die einfache Formel PbO; die rote *Mennige* hat die Zusammensetzung  $\text{Pb}_3\text{O}_4$ . In der *Bleiglätte* kommt auf ein Bleiatom ein Sauerstoffatom; die *Mennige* besitzt einen höheren Sauerstoffgehalt, da in ihren Molekülen auf drei Bleiatome vier Sauerstoffatome kommen. Bei hohen Temperaturen gibt die sauerstoffreichere *Mennige* pro Molekül ein Sauerstoffatom ab und geht in das einfache Bleioxyd PbO über [§ 9, (5)].

(3)

Wir haben bisher die chemischen Vorgänge durch einfache Wortgleichungen wiedergegeben [§ 9, (4)]. Mit Hilfe der Zeichen für die Atome und der Formeln für die Moleküle können die Umsetzungen eindeutig beschrieben werden. Die chemischen Gleichungen für die Verbrennung des Magnesiums und des Eisens lauten



Nach dem Gesetz von der Erhaltung der Masse [§ 13, (6)] muß das Gesamtgewicht der Stoffe auf der linken Seite der Gleichung gleich sein dem Gesamtgewicht der Stoffe auf der rechten Seite; das bedeutet, daß gleich viel Atome von jedem Element links und rechts vom Pfeil stehen müssen.

Wir merken: Die chemische Zeichensprache verwendet Zeichen oder Symbole für die Atome der Elemente, Formeln für die Moleküle der Verbindungen und Gleichungen für chemische Vorgänge.

## Wasser und Wasserstoff

### § 16. Die chemische Zerlegung des Wassers

(1) *Aufgabe* — (2) *Die Einwirkung von Wasserdampf auf erhitztes Magnesium* — (3) *Wasserstoff* — (4) *Zersetzung des Wassers durch andere Metalle* — (5) *Zusammenfassung*

Das Wasser ist ein Stoff, der sowohl in fester Form (als Eis) als auch in flüssigem und gasförmigem Zustand (als Wasser bzw. Wasserdampf) vorkommt. Das flüssige Wasser hat die Dichte  $1 \text{ g/cm}^3$  bei  $4^\circ \text{C}$ ; es erstarrt bei  $0^\circ \text{C}$  (Gefrierpunkt) und siedet bei  $100^\circ \text{C}$  (Siedepunkt). (1)

Bisher diente uns das Wasser nur als Lösungsmittel; jetzt fragen wir nach seiner stofflichen Natur. Ist das Wasser ein Grundstoff oder eine chemische Verbindung? Um diese Frage zu entscheiden, versuchen wir, das Wasser chemisch zu zersetzen. Das einfachste Mittel, einen Stoff zu zerlegen, nämlich starkes Erhitzen, führt bei den Temperaturen, die wir in unserem Schullaboratorium im allgemeinen erreichen können, zunächst zu keiner erkennbaren chemischen Veränderung des Wassers. Nun lehren die täglichen Erfahrungen und unsere Versuche mit Eisen [§ 11, (1)], daß viele Metalle, die sich in trockener Luft nur langsam verändern, von feuchter, d. h. wasserdampfhaltiger Luft in stärkerem Maße chemisch angegriffen werden als von trockener. Wir verfolgen diese Beobachtung und setzen diese Metalle jetzt der unmittelbaren Einwirkung des Wassers aus; nach unseren Erfahrungen bei Oxydationsvorgängen wird es vorteilhaft sein, dabei gleichzeitig die Temperatur zu erhöhen.

Wir füllen ein Prüfglas 1 bis 2 cm hoch mit trockenem Sand und lassen aus einer einfachen Pipette soviel Wasser darauf tropfen, bis der Sand gut durchfeuchtet ist; wir achten darauf, daß dabei kein Wasser an die Wand des Glases kommt. Das Reagenzglas wird nun horizontal in ein Stativ gespannt. Mit Hilfe einer Papprinne bringen wir eine dünne Schicht Magnesiumspäne vor den feuchten Sand (Abb. 21 a). Das Glas wird mit einem durchbohrten Stopfen verschlossen, durch den ein Ableitungsrohr zu einer pneumatischen Wanne führt (Abb. 21 b). Wir erhitzen das Magnesium; es entweicht zunächst erwärmte Luft aus dem Ableitungsrohr. Wir nähern den Brenner dem feuchten Sand und befächeln ihn ab und zu kurz mit der Flamme. Wenn der Wasserdampf, der dadurch aus dem Sand entweicht, an das erhitzte Magnesium kommt, glüht das Metall hell auf und wandelt sich in weißes Magnesiumoxyd um. Gleichzeitig setzt eine lebhaft Gasentwicklung ein. Wir fangen das Gas, das durch das Ableitungsrohr entweicht, in einem Standzylinder auf; den gefüllten Zylinder verschließen wir mit einer Glasplatte, heben ihn aus der Wanne und stellen ihn auf den Tisch. Wir halten einen brennenden Span über die Öffnung; das Gas entzündet sich und brennt mit nur schwach leuchtender Flamme. (2)

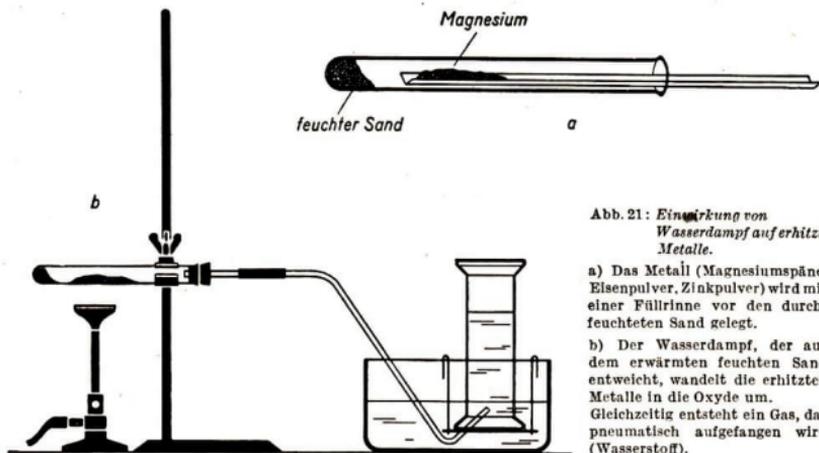


Abb. 21: Einwirkung von Wasserdampf auf erhitzte Metalle.

a) Das Metall (Magnesiumspäne, Eisenpulver, Zinkpulver) wird mit einer Füllrinne vor den durchfeuchteten Sand gelegt.

b) Der Wasserdampf, der aus dem erwärmten feuchten Sand entweicht, wandelt die erhitzten Metalle in die Oxyde um.

Gleichzeitig entsteht ein Gas, das pneumatisch aufgefangen wird (Wasserstoff).

(3) Der Sauerstoff, der das Magnesium in Magnesiumoxyd umgewandelt hat, kann nur aus dem Wasser stammen. Auch das pneumatisch aufgefangene brennbare Gas muß, da das Magnesium ein Element ist, ein Bestandteil des Wassers sein; wir nennen dieses Gas Wasserstoff.

(4) In der gleichen Versuchsanordnung (Abb. 21) lassen wir jetzt Wasserdampf auf andere Metalle einwirken. Wir wählen 1. Zinkpulver, 2. Eisenpulver und 3. Kupferspäne. Erhitztes Zink und Eisen werden, allerdings ohne aufzuglühen, von dem Wasserdampf teilweise oder vollständig in weißes Zinkoxyd bzw. schwarzes Eisenoxyd (*Hammerschlag*) umgewandelt. In beiden Fällen sammelt sich das gleiche brennbare Gas in den Zylindern an. Auf das erhitzte Kupfer jedoch wirkt der Wasserdampf nicht ein. Das Kupfer zeigt, bis auf stellenweise sichtbare schwache Anlauffarben, keine Veränderung; auch eine Gasentwicklung tritt nicht ein.

(5) Die Versuche 59, 60, 61 zeigen übereinstimmend, daß das Wasser eine Verbindung ist, die mindestens zwei Stoffe enthält, nämlich Sauerstoff und das brennbare Gas, das wir Wasserstoff nannten. Enthält das Wasser außer Wasserstoff und Sauerstoff noch weitere Elemente? Um diese Frage zu entscheiden, untersuchen wir, ob sich die Verbindung Wasser durch eine Synthese aus Wasserstoff und Sauerstoff aufbauen läßt.

## § 17. Die Synthese des Wassers

(1) Die Herstellung eines Wasserstoffvorrats durch Überleiten von Wasserdampf über erhitztes Eisen — (2) Das Verbrennungsprodukt des Wasserstoffs — (3) Bau einer Gassammelflasche — (4) Die genaue Untersuchung des Wasserstoffoxyds — (5) Ergebnis

Für die geplante Synthese des Wassers benötigen wir größere Mengen Wasserstoff. Wir stellen das Gas dadurch her, daß wir Wasserdampf auf erhitztes Eisenpulver einwirken lassen.

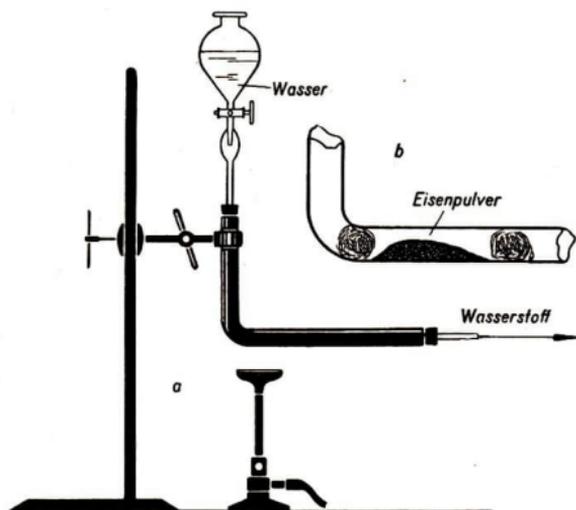


Abb. 22: Gewinnung von Wasserstoff durch Einwirkung von Wasserdampf auf erhitztes Eisen.

Wasser tropft auf Eisenpulver, das in einem eisernen Winkelrohr erhitzt wird. Der Wasserstoff wird in der pneumatischen Wanne aufgefangen oder in einer Vorratsflasche gesammelt.

richtung aufgesetzt. Wir erhitzen das Rohr an der Stelle, wo das Eisenpulver liegt, mit einem Brenner. Dann lassen wir aus dem Trichter langsam Wasser abtropfen. Der Wasserstoff wird mit der pneumatischen Wanne in mehreren bereitgestellten Standzylindern aufgefangen.

Wir entzünden den Inhalt eines Zylinders. Während der Wasserstoff ruhig abrennt, beschlägt die Innenwand des Zylinders; es entsteht eine Flüssigkeitshaut, die in ihrem Aussehen dem Beschlag gleicht, den wir häufig beobachten, wenn der Wasserdampf der Luft sich an kalten Gegenständen in feinen Tröpfchen absetzt. Bei der Verbrennung, d. h. bei der Oxydation von Wasser entsteht Wasser, und zwar zunächst unsichtbar als Wasserdampf; ein Teil des Wasserdampfes verdichtet sich an der kühlen Gefäßwand zu sichtbaren winzigen Wassertropfen.

Um diese Flüssigkeitshaut, die wir bisher nur nach ihrem Aussehen als Wasser angesprochen haben, genau zu untersuchen, stellen wir uns eine wägbare Menge der Flüssigkeit her; zu diesem Zweck verbrennen wir einen genügend großen Vorrat von Wasserstoff.

Am einfachsten wird der Wasserstoff für diesen Versuch einer Wasserstoffflasche entnommen, in der das Gas, wie der Sauerstoff, unter Druck aufbewahrt wird. Haben wir diese Möglichkeit nicht, so sammeln wir den aus Eisen und Wasser erzeugten Wasserstoff in einem Vorratsbehälter.

(1)  
Versuch 63

Ein rechtwinklig gebogenes Eisenrohr von etwa 2 cm Weite, dessen Schenkel 15 und 25 cm lang sind, wird in ein Stativ eingespannt (Abb. 22 a). Mit einer Füllrinne (Abb. 21 a) werden in dem horizontalen Schenkel kurz hinter der Biegung 25 g Eisenpulver zwischen zwei Glaswollbäuschen angehäuft (Abb. 22 b); darauf wird dieser Schenkel durch einen Korkstopfen mit Ableitungsrohr verschlossen. Auf den vertikalen Schenkel wird, ebenfalls mit einem Korkstopfen, ein Tropftrichter mit sichtbarer Tropfvorrichtung aufgesetzt.

(2)  
Versuch 64

(3)

**Versuch 65** Als *Sammelflasche* dient eine Standflasche (mindestens 5 Liter), die mit einem doppelt durchbohrten Stopfen verschlossen wird; durch die eine Bohrung geht ein rechtwinkliges Hahnrohr, das mit dem unteren Stopfenrand abschließt; durch die zweite Bohrung ist eine rechtwinklige Glasröhre geführt, die bis auf den Boden der Flasche reicht (Abb. 23). Diese Röhre ist durch einen Gummischlauch mit einer zweiten, gleichartig hergerichteten und mindestens gleich großen Flasche, der *Niveauflasche*, verbunden.



Abb. 23: Der aus Eisen und Wasser erzeugte Wasserstoff wird in einem Vorratsbehälter gesammelt.

Die Niveauflasche wird zunächst vollständig mit Wasser gefüllt und dann höher als die Vorratsflasche gestellt. Man öffnet den Hahn der Vorratsflasche und bläst mit dem Mund Luft durch das kurze Rohr in die Niveauflasche, bis das Wasser aus der Niveauflasche in die Sammelflasche übertritt. Man läßt die Niveauflasche so lange in der erhöhten Stellung, bis das überströmende Wasser die Luft vollständig aus der Vorratsflasche verdrängt hat. Jetzt ist das Gefäß fertig zur Aufnahme des Wasserstoffvorrates. Man verbindet das Eisenrohr der Versuchsanordnung (Abb. 22), wenn die Wasserstoffentwicklung in vollem Gange ist, mit dem Hahnrohr der Vorratsflasche und läßt den Wasserstoff einströmen. Während der Füllung wird die Niveauflasche tiefer als die Sammelflasche gestellt. Ist die

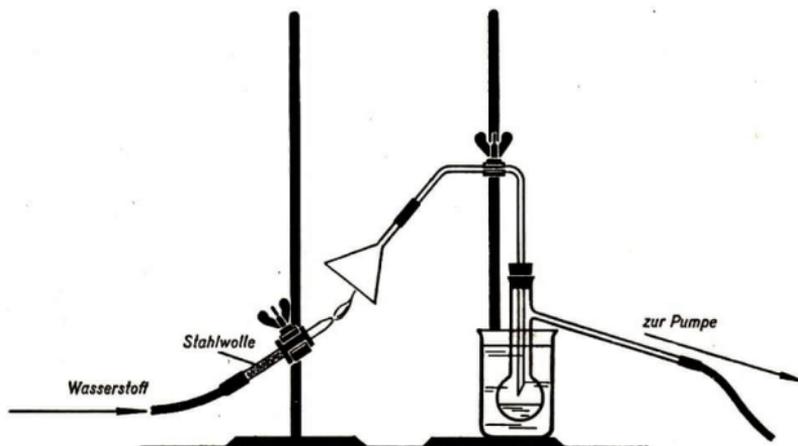


Abb. 24: Verbrennen von Wasserstoff und Auffangen des Wasserstoffoxyds.

Der Wasserstoff brennt aus einem Glasrohr, in das ein Bausch Stahlwolle gesteckt ist, um ein Zurückschlagen der Flamme zu verhindern (§ 17, (6), Vers. 77). Das dampfförmige Oxyd des Wasserstoffs wird mit einem Luftstrom in einen kleinen wassergekühlten Kolben geführt und dort zu einer Flüssigkeit verdichtet.

Füllung beendet, so wird das Hahnrohr geschlossen. Will man Gas aus der Vorratsflasche entnehmen, so wird das Niveaugefäß wieder höher gestellt und das Hahnrohr der Sammelflasche geöffnet.

Um eine wägbare Menge des Verbrennungsproduktes des Wasserstoffs zu erhalten, lassen wir eine kleine Wasserstoffflamme unter einem Trichter brennen (Abb. 24). **Versuch 66** (4)  
Mit einer Wasserstrahlpumpe (oder einer anderen Saugvorrichtung) wird das dampfförmige Wasserstoffoxyd mit einem Luftstrom durch ein wassergekühltes Kөлbchen gesaugt; dort kondensiert sich die Hauptmenge des Dampfes zu einer farblosen Flüssigkeit, die wir nun näher untersuchen können.

Mit einer Pipette entnehmen wir  $1\text{ cm}^3$  der Flüssigkeit, lassen sie in ein tariertes Wägegläschen auslaufen und wägen.  $1\text{ cm}^3$  der Flüssigkeit wiegt 1 g. **Versuch 67**

Wir stecken durch den Stopfen des Kөлbchens ein Thermometer, bis es in die Flüssigkeit eintaucht, und erhitzen (Abb. 25a); die Flüssigkeit siedet zwischen  $99^\circ$  und  $100^\circ\text{C}$ . **Versuch 68**

Wir bestimmen den Gefrierpunkt, indem wir das Kөлbchen mit dem Thermometer in eine Kältemischung (zerkleinertes Eis und Kochsalz) stellen (Abb. 25b); die Flüssigkeit wird dabei ständig mit einem passend gebogenen Draht gerührt. Der Gefrierpunkt liegt bei  $0^\circ\text{C}$ . **Versuch 69**

Die Flüssigkeit besitzt die am Anfang des Kapitels angeführten Eigenschaften des Wassers, dessen Zusammensetzung damit aufgeklärt ist.

**Bei der Verbrennung des Wasserstoffs entsteht Wasser; Wasser ist ein Oxyd des Wasserstoffs.** (5)

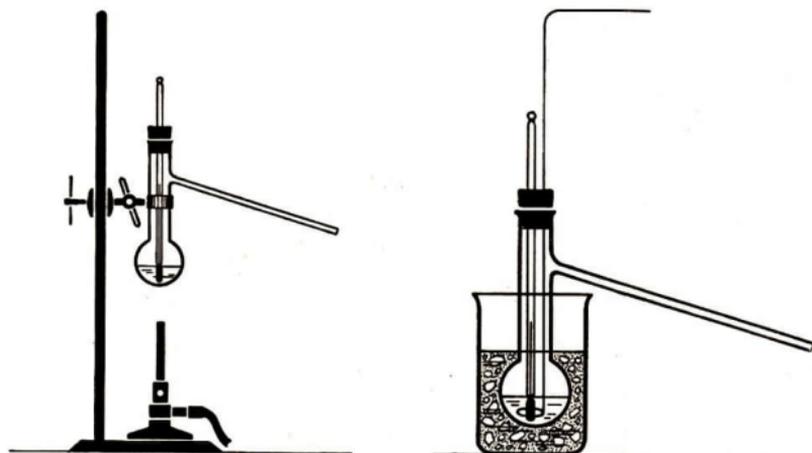


Abb. 25: Bestimmung des Siedepunktes und Gefrierpunktes des flüssigen Wasserstoffoxyds.

a) Die Flüssigkeit wird in dem Kolben zum Sieden erhitzt; das Thermometer zeigt den Siedepunkt  $100^\circ\text{C}$ .

b) Die Flüssigkeit gefriert in einer Kältemischung; Gefrierpunkt  $0^\circ\text{C}$ .

Für spätere Untersuchungen merken wir uns: Um die Zusammensetzung eines Stoffes zu ermitteln, versucht man zunächst, ihn chemisch zu zerlegen (*Analyse*). Danach versucht man, den Stoff aus den bei der Zerlegung erkannten Bestandteilen wieder aufzubauen (*Synthese*). Erst wenn die Synthese gelingt, ist bewiesen, daß der Stoff keine weiteren als die bei der Analyse gefundenen Bestandteile enthält.

### § 18. Eigenschaften und Verwendung des Wasserstoffs

(1) *Gewicht des Wasserstoffs* — (2) *Erlöschen einer Flamme im Wasserstoffraum* — (3) *Knallgas* — (4) *Knallgasprobe* — (5) *Verwendung des Wasserstoffs* — (6) *Leuchtgas*

Wasserstoff ist ein chemischer Grundstoff, sein Zeichen ist H (*Hydrogenium*). Wir untersuchen weitere Eigenschaften dieses Elementes.

(1) **Versuch 70** Von zwei gleich großen mit Wasserstoff gefüllten Zylindern (oder Prüfgläsern) lassen wir den einen offen mit der Mündung nach oben auf dem Tisch stehen, während wir den anderen mit der Mündung nach unten an ein Stativ hängen. Nach einer Minute halten wir einen brennenden Holzspan vor die Öffnungen. Bei dem hängenden Zylinder entzündet sich der Wasserstoff; der aufrechtstehende Zylinder ist leer. Wasserstoff ist leichter als Luft.

**Versuch 71** Wir messen das Litergewicht des Wasserstoffs mit der gleichen Versuchsanordnung, mit der wir die Litergewichte der Luft und des Sauerstoffs bestimmt haben [§ 9, (8); Abb. 15].

Wasserstoff ist der leichteste bekannte Stoff. Bei 0°C und 760 mm Quecksilbersäule wiegt 1 Liter Wasserstoff 0,09 g, das ist etwa  $\frac{1}{14}$  des Litergewichts der Luft.

(2) **Versuch 72** Wir führen in einen mit Wasserstoff gefüllten Zylinder, dessen Öffnung nach unten zeigt, eine brennende Kerze ein. An der Mündung wird der Wasserstoff entzündet. Im Innern erlischt die Kerze. Ziehen wir die erloschene Kerze wieder langsam zurück, so entzündet sie sich beim Durchgang durch die Mündungsflamme von neuem und brennt außerhalb des Zylinders. Der Versuch zeigt, daß Wasserstoff zwar brennbar ist, daß aber eine Verbrennung in reinem Wasserstoff nicht stattfinden kann. Hierzu ist Sauerstoff nötig; da dieser im Innern des wasserstoffgefüllten Zylinders nicht vorhanden ist, erlischt die Kerze.

(3) **Versuch 73** Wir verdrängen aus 4 Reagenzgläsern, die 1. ganz, 2. zu drei Vierteln, 3. zur Hälfte und 4. zu einem Viertel mit Wasser gefüllt in der pneumatischen Wanne stehen, das Wasser durch Wasserstoff. Wir nehmen die Gläser, die wir dabei mit dem Daumen verschließen, heraus und halten sie dann mit der Mündung nach unten an eine Flamme. Der reine Wasserstoff des ersten Glases brennt ruhig ab. In den anderen Gläsern findet eine schnelle Verbrennung mit pfeifendem Knall statt, der bei dem 4. Glas am stärksten ist; in allen Fällen beobachten wir den Wasserbeschlag.

Beim 1. Versuch dringt die Wasserstoffflamme in das Innere des Glases in dem Maße vor, wie der zur Verbrennung nötige Luftsauerstoff nachströmt. In den Gläsern 2, 3 und 4 befinden sich Gemische von Luft und Sauerstoff. Wird das Gas an der Mündung entzündet, so kann die Verbrennung schnell durch das ganze Ge-

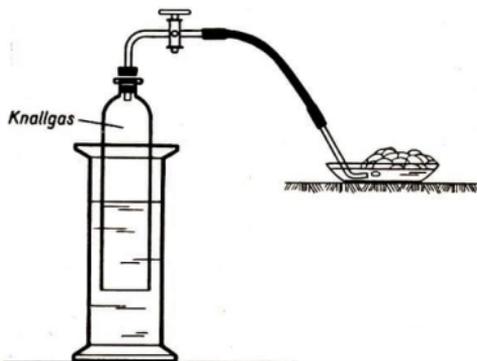


Abb. 26: Knallgasexplosion.

Ein Gemisch von 2 Rtl Wasserstoff und 1 Rtl Sauerstoff wird aus einer Gasmeßglocke langsam in eine Seifenlösung gedrückt. Die mit Knallgas gefüllten Seifenblasen werden einige Meter von der Glocke entfernt mit einem brennenden Holzspan entzündet; heftige laute Explosion.

Meter von der Glocke und entzünden die Blasen mit einem langen brennenden Holzspan; sie explodieren mit lautem Knall.

Gemenge von Luft und Wasserstoff bzw. Sauerstoff und Wasserstoff nennt man Knallgas. Bei Temperaturen über  $500^{\circ}\text{C}$  (Entzündungstemperatur) entsteht aus dem Knallgas, also aus dem Gemisch der Elemente Wasserstoff und Sauerstoff, explosionsartig die chemische Verbindung Wasser.

Will man bei chemischen Versuchen Wasserstoff erhitzen oder entzünden, so muß in jedem Falle vorher durch die Knallgasprobe untersucht werden, ob der Wasserstoff luftfrei ist. Man läßt den Wasserstoff in ein mit der Mündung nach unten gehaltenes Prüfglas einströmen, verschließt es mit dem Daumen und gibt die Öffnung an einer mindestens 1 Meter vom Entwicklungsgefäß entfernten Flamme frei. So lange sich der Inhalt mit pfeifendem Knall entzündet, enthält der Wasserstoff noch Luft und ist gefährlich. Erst wenn die Entzündung sich nur mit dumpfem Puffen vollzieht, ist der Wasserstoff luftfrei. Zur weiteren Sicherheit schaltet man stets hinter den Wasserstoffentwickler ein kurzes Glasröhrchen mit feiner Stahlwolle, wie sie zum Topfreinigen im Haushalt verwendet wird; die Metallwolle verhindert das Durchschlagen einer Flamme in das Entwicklungsgefäß.

Wasserstoff wird in Stahlflaschen transportiert, die zum Unterscheid von den Sauerstoffflaschen eine rote Kennfarbe tragen und deren Anschluß ein Linksgewinde besitzt (Abb. 27).

Praktische Verwendung findet Wasserstoff als leichtestes Gas zum Füllen von Luftballons (Registrierballons der Wetterstationen).

Eine weitere technische Verwendung des Wasserstoffs beruht darauf, daß Wasserstoff eine sehr heiße Flamme erzeugt (etwa  $2000^{\circ}\text{C}$ ), wenn er in reinem Sauerstoff verbrennt. Die hohe Temperatur der Wasserstoffflamme dient zum Schweißen und Schneiden von Metallen.

misch fortschreiten. Schnelle und energische chemische Umsetzungen verlaufen explosionsartig.

Heftiger verlaufen die Explosionen bei Gemischen von Wasserstoff mit reinem Sauerstoff. Beim Arbeiten mit Wasserstoff - Sauerstoff - Gemengen muß man deshalb äußerst vorsichtig sein. Wir füllen in eine Gasmeßglocke  $50\text{ cm}^3$  Sauerstoff und  $100\text{ cm}^3$  Wasserstoff und drücken das Gemisch durch ein Ableitungsrohr langsam in eine Seifenlösung, die sich in einer flachen Schale befindet, bis einige Seifenblasen entstanden sind (Abb. 26). Wir entfernen die Schale mehrere

Versuch 74

(4)

(5)

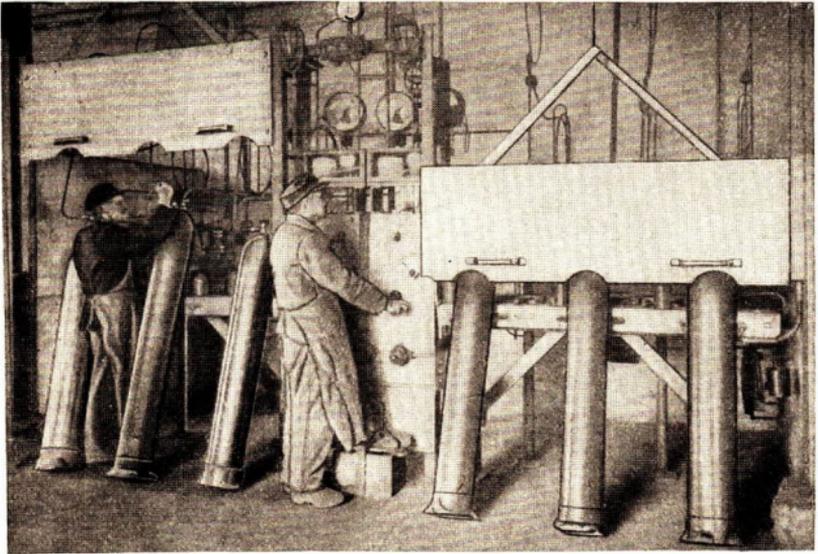


Abb. 27: Wasserstoffstahlflaschen werden gefüllt.  
Aufnahme aus dem Leuna-Werk Walter Ulbricht.

Bei dem sog. *Knallgasgebläse* wird durch den *Daniellschen Sicherheitshahn* der Sauerstoff in den bereits brennenden Wasserstoff geleitet (Abb. 28). Die neueren *Autogenbrenner* enthalten eine Kammer, in der ein Sauerstoff-Wasserstoff-Gemisch gebildet wird. Das gefährliche Knallgas strömt durch einen engen Kanal zu der Düse, an der die Flamme brennt, mit so großer Geschwindigkeit, daß die Flamme nicht zurückschlagen kann.

Beim autogenen Schweißen wird die Schweißnaht, welche die Teile verbinden soll, aus dem gleichen Metall erzeugt und nicht, wie beim Löten, aus einem leichter schmelzenden Metall. Die Schweißstelle wird mit dem Brenner stark erhitzt (Abb. 29); durch den in der Flamme zerschmolzenen Schweißdraht werden dann die Teile verbunden. Autogen schweißen lassen sich Eisen, Kupfer, Messing, Bronze, Nickel und Aluminium.

Beim autogenen Schneiden wird das Metall an einer Stelle mit dem Brenner auf Weißglut erhitzt; man stellt den Wasserstoff dann ab und bläst mit Sauerstoff allein weiter. Das Metall verbrennt, und das Oxyd wird weggeblasen; die freiwerdende Verbrennungswärme bringt das Metall zum Durchschmelzen. Das Verfahren des

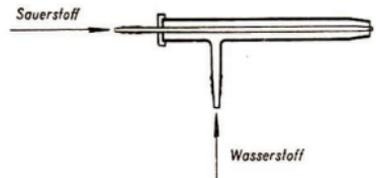


Abb. 28: Daniellscher Sicherheitshahn.

Der Sauerstoff wird in die Wasserstoffflamme geblasen; das explosive Knallgas kann nicht entstehen.

autogenen Schneidens liefert einen sauberen, scharfen Schnitt und wird in der Technik zum Schneiden von Stahlplatten, Durchlochen von Profileisen usw. angewendet (Abb. 30).

Die Knallgasflamme erzeugt Temperaturen von rund  $2000^{\circ}\text{C}$ ; höhere Temperaturen erzielt man mit *Azetylen* an Stelle von Wasserstoff, so daß heute meist die Azetylen-Sauerstoff-Schweißung angewendet wird.

In unseren chemischen Betrieben, z. B. im Leuna-Werk Walter Ulbricht, werden große Mengen Wasserstoffgas hergestellt; sie dienen als chemischer Rohstoff zur Gewinnung von synthetischen Benzin und zur Fabrikation von Ammoniak, das die Grundlage zur Produktion von Düngemitteln bildet. Ausgangsstoff für die technische Wasserstoff-erzeugung ist stets das Wasser. Unser Laboratoriumsverfahren der Wasserersetzung durch glühendes Eisen diente eine Zeitlang auch zur industriellen Wasserstoffgewinnung; heute verfügt man über wirtschaftlichere Verfahren; mit diesen werden wir uns später ausführlich beschäftigen.



Abb. 29: Autogenes Schweißen eines Rades.  
Aufgenommen in einer MAS Großreparaturwerkstatt.



Abb. 30: Autogenes Schneiden einer Stahlplatte.  
Aufnahme aus der Volkswerk Stralsund.

(6) **Versuch 75** Wir füllen einen Standzylinder in der pneumatischen Wanne mit Leuchtgas und entzünden es wie vorher den Wasserstoff; das Leuchtgas brennt ruhig ab. An der inneren Zylinderwand bildet sich ein Beschlag, der in seinem Aussehen dem Wasserbeschlag, der bei der Verbrennung von Wasserstoff entsteht, gleicht. Er zeigt uns an, daß Leuchtgas wasserstoffhaltig ist.

**Versuch 76** Die genaue Untersuchung dieser Flüssigkeit, die wir mit den Versuchsanordnungen Abb. 24 und 25 Versuch 66 bis 69 vornehmen, liefert für die Dichte, den Siedepunkt und Gefrierpunkt die Werte des Wassers. Der Flüssigkeitsbeschlag besteht, wie das Verbrennungsprodukt des reinen Wasserstoffs, aus Wasser. Das Leuchtgas ist ein Gemisch brennbarer Gase; es besteht zu etwa 50% aus freiem, unverbundenem Wasserstoff und zu 30 bis 40% aus Kohlenstoff-Wasserstoff-Verbindungen. Ferner enthält es zu rund 10% eine sehr giftige Kohlenstoff-Sauerstoff-Verbindung, das *Kohlenoxyd*. Wegen des hohen Wasserstoffgehalts kann das Leuchtgas für manche Versuche als *Wasserstoffersatz* dienen.

**Versuch 77** Leuchtgas-Luft-Gemische sind explosiv. Wir leiten durch einen größeren Kugeltrichter, der mit der Einfüllöffnung nach unten in ein Stativ eingespannt ist, einen kräftigen Leuchtgasstrom und entzünden ihn am Ausflußrohr (Abb. 31). Wir entfernen den Stopfen mit der Gaszuleitung und schließen darauf den Gashahn. Nach einiger Zeit zeichnet sich in der Flamme, die allmählich kleiner wird, ein blaugrüner Kegel ab, der schließlich durch das Rohr in die Kugel hinabsteigt und das Luft-Leuchtgas-Gemisch, welches sich dort inzwischen angesammelt hat, explosionsartig entzündet. Wir wiederholen den Versuch, stecken aber einen kleinen Bausch Stahlwolle in das Rohr. Die grüne Flamme dringt jetzt nur bis zu der Stahlwolle vor; diese glüht auf, aber die Gasflamme erlischt. Die Explosion bleibt aus.

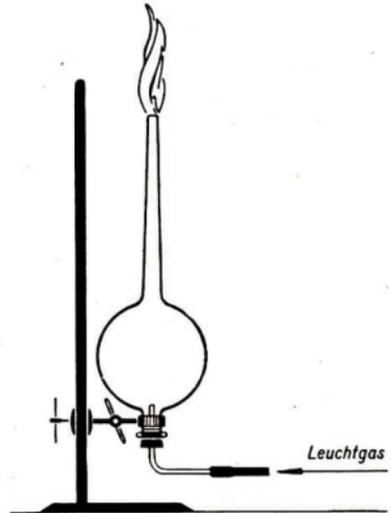


Abb. 31: Leuchtgasexplosion.

Der Stopfen mit dem Zuleitungsrohr wird entfernt; dadurch strömt von unten Luft in die Kugel nach. Ist das Leuchtgas mit genügend viel Luft-sauerstoff vermischt, so dringt die Flamme durch das Rohr in das Leuchtgas-Luftgemisch vor, das heftig, aber gefahrlos explodiert.

In gleicher Weise wie Stahlwolle wirkt ein feines Kupfer- oder Messingdrahtnetz. Das Ausbleiben der Explosion beruht in diesem Falle auf der guten Wärmeleitfähigkeit der Metalle. Diese leiten, wenn sie von der Flamme berührt werden, einen so großen Teil der Verbrennungswärme ab, daß die Entzündungstemperatur unterschritten wird; die Gasflamme erlischt infolgedessen.

## § 19. Wertigkeit

(1) Die Formel des Wassers — (2) Die Gleichungen für die Synthese und Analyse des Wassers — (3) Wertigkeit — (4) Bau- oder Strukturformel — (5) Aufstellung einer Formel bei Kenntnis der Wertigkeit — (6) Aufstellung einer chemischen Gleichung — (7) Mehrfache Wertigkeit — (8) Wasser und Wasserstoffperoxyd — (9) Wertigkeit und Affinität

Durch Analyse [§ 16] und Synthese [§ 17] haben wir bewiesen, daß Wasser eine Verbindung der Elemente Wasserstoff und Sauerstoff ist. Aus genauen Messungen, die wir erst später in eigenen Versuchen wiederholen und prüfen können, ergibt sich für das Wasser die Formel  $H_2O$ ; sie besagt, daß in jedem Wassermolekül ein Atom Sauerstoff mit zwei Atomen Wasserstoff verbunden ist. (1)

Die Gleichung für die Verbrennung des Wasserstoffs (*Synthese des Wassers*) lautet infolgedessen (2)



Auch für die Zersetzung des Wassers durch erhitztes Magnesium, die wir in Versuch 59 beobachtet haben [§ 16, (2)], können wir jetzt die chemische Gleichung aufstellen. Die Ausgangsstoffe sind Wasser ( $H_2O$ ) und Magnesium (Mg), die Endstoffe Magnesiumoxyd ( $MgO$ ) und Wasserstoff (H). Da von jedem Element links und rechts vom Pfeil gleichviel Atome stehen müssen, lautet die Gleichung:



Bei diesem Vorgang setzt sich ein Mg-Atom an die Stelle der zwei H-Atome, die mit einem O-Atom das  $H_2O$ -Molekül bilden. Das chemische Bindungsvermögen eines Mg-Atoms ist also gleich dem Bindungsvermögen von zwei H-Atomen oder doppelt so groß wie das eines einzelnen H-Atoms. Es gibt nun kein Element, dessen Atome eine geringere chemische Bindungsfähigkeit besitzen als die Wasserstoffatome. Man schreibt deswegen dem H-Atom das Bindungsvermögen oder die Wertigkeit 1 zu und sagt, *das Element Wasserstoff* oder *das H-Atom ist einwertig*. Die Atome des Sauerstoffs, die zwei Wasserstoffatome binden, und die Atome des Magnesiums, die zwei Wasserstoffatome ersetzen können, werden als *zweiwertig* bezeichnet. Entsprechend nennt man Elemente *drei-* oder *vierwertig*, wenn ihre Atome drei bzw. vier H-Atome binden oder in einer Verbindung ersetzen können. (3)

**Die Wertigkeit eines Elementes gibt an, wieviel H-Atome von einem Atom des Elementes gebunden oder in einer Verbindung ersetzt werden können.**

Wir veranschaulichen uns die Bindungsfähigkeit oder die Wertigkeit, indem wir uns die Atome mit Bindungsvorrichtungen, z. B. Bindungsarmen, versehen denken; die Bindungsarme geben dann die Zahl der Wertigkeit an. Wir markieren sie als Striche an den Atomzeichen, z. B.  $H-$ ,  $O=$ ,  $Mg=$ . Wir stellen uns vor, daß sich die Atome durch ihre Bindungsvorrichtungen gegenseitig festhalten, wenn sie sich zu einem Molekül vereinigen. Dabei dürfen keine Wertigkeiten übrigbleiben; denn (4)

1) Der Pfeil deutet an, daß dieser Stoff gasförmig entweicht.

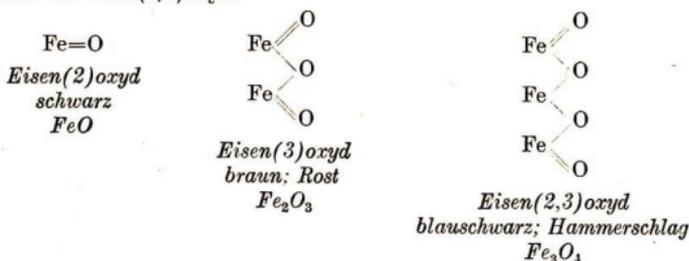


Wie heißt nun die *chemische Gleichung* für den Vorgang der Oxydation des Aluminiums zu Aluminiumoxyd? Der erste Schritt bei der Aufstellung einer chemischen Gleichung besteht darin, daß man die Ausgangsstoffe und die Endstoffe mit ihren Zeichen bzw. Formeln hinschreibt; die Formeln können dabei, wie wir soeben an dem Beispiel zeigten, mit Hilfe der Bauformelbilder zusammengestellt werden. In unserem Beispiel sind die Ausgangsstoffe Aluminium (Al) und Sauerstoff (O); der Endstoff ist Aluminiumoxyd ( $\text{Al}_2\text{O}_3$ ). Wir machen zunächst den einfachen Ansatz: (Ausgangsstoffe)  $\text{Al} + \text{O} \rightarrow \text{Al}_2\text{O}_3$  (Endstoff). Gibt dieser Ansatz bereits die Umsetzung richtig wieder? (6)

Nach dem Gesetz von der Erhaltung der Masse muß von jedem an der Reaktion beteiligten Element links und rechts die gleiche Zahl von Atomen stehen [§ 15, (3)]. Der zweite Schritt besteht nun darin, diese Bedingung dadurch zu erfüllen, daß man zu den einzelnen Gliedern der Gleichung die richtigen Faktoren hinzusetzt. Diese ergeben sich bei unserem Beispiel aus der Tatsache, daß für *ein* Molekül Aluminiumoxyd *zwei* Atome Aluminium und *drei* Atome Sauerstoff benötigt werden.



Das Eisen bildet verschiedene Oxyde. Der Rost ist ein wasserhaltiges, braunes Eisenoxyd von der Zusammensetzung  $\text{Fe}_2\text{O}_3$ ; in dieser Verbindung ist das Eisen dreiwertig (vgl. die Formel  $\text{Al}_2\text{O}_3$  für das Oxyd des dreiwertigen Aluminiums). Außerdem kennt man ein schwarzes Eisenoxyd mit der Formel  $\text{FeO}$ , das allerdings nur sehr schwer in reinem Zustand hergestellt werden kann; in dieser Verbindung ist das Eisen zweiwertig. In der Namengebung unterscheidet man die beiden Verbindungen als *Eisen(2)oxyd* ( $\text{FeO}$ ) und *Eisen(3)oxyd* ( $\text{Fe}_2\text{O}_3$ ), gesprochen Eisen-zwei-oxyd bzw. Eisen-drei-oxyd. Man schreibt die jeweilige Wertigkeit in Klammern hinter den Namen des Elements. Das blauschwarze Eisenoxyd (*Hammerschlag*), das beim Glühen des Eisens an der Luft entsteht, hat die Zusammensetzung  $\text{Fe}_3\text{O}_4$ ; in dieser Verbindung verhält sich eines der drei Eisenatome zweiwertig und jedes der beiden anderen dreiwertig.  $\text{Fe}_3\text{O}_4$  bezeichnet man daher als Eisen(2,3)oxyd. (7)

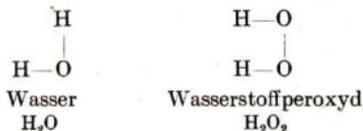


Bauformeln und Summenformeln der verschiedenen Eisenoxyde

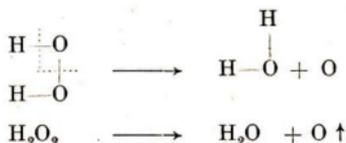
Auch viele andere Elemente treten in verschiedenen Wertigkeiten auf.

Vom Wasserstoff kennt man ebenfalls zwei Oxyde. Das normale Wasserstoffoxyd ist das Wasser  $\text{H}_2\text{O}$ . Daneben gibt es noch ein sauerstoffreicheres Wasserstoffoxyd, das Wasserstoffperoxyd; wir haben diese Verbindung zur Sauerstoffgewinnung be- (8)

nutzt [§ 9, (6), Vers. 39, 40]. Das Wasserstoffperoxyd hat die Formel  $H_2O_2$ . Die verschiedene Zusammensetzung der beiden Wasserstoffoxyde beruht aber nicht auf verschiedenen Wertigkeiten der beiden Elemente, denn Wasserstoff ist immer einwertig und Sauerstoff stets zweiwertig. Die Bauformeln der beiden Verbindungen sind:



Das Wasserstoffperoxyd gibt leicht Sauerstoff ab und geht dabei in das normale Wasserstoffoxyd, das Wasser, über.



Verbinden sich zwei Elemente, so hängt die Anzahl der Atome in den Molekülen der Verbindung von den Wertigkeiten der beiden Elemente ab. Die Wertigkeit ist jedoch ohne Einfluß auf die Kraft, mit der die Atome im Molekül zusammengehalten werden. Ein Beispiel macht das sofort anschaulich. Die Metalle Quecksilber und Magnesium sind beide zweiwertig; ihre Oxyde, das rote Quecksilberoxyd  $HgO$  und das weiße Magnesiumoxyd  $MgO$ , haben gleichartige Bauformeln:  $Hg=O$  bzw.  $Mg=O$ . Das Bindungsbestreben zwischen dem Quecksilberatom und dem Sauerstoffatom ist aber, wie wir von der Entstehung und Zersetzung des Quecksilberoxyds her wissen, sehr viel schwächer als der Zusammenhalt des  $MgO$ -Moleküls.

## Oxydation und Reduktion

### § 20. Der Reduktionsvorgang; Wasserstoff als Reduktionsmittel

(1) *Der Begriff der Reduktion* — (2) *Reduktion von Kupferoxyd durch Wasserstoff* — (3) *Weitere Beispiele* — (4) *Umkehrbarkeit des Oxydations-Reduktions-Prozesses beim Eisen*

Wir denken noch einmal an die in den Versuchen 59, 60, 61 beobachteten Vorgänge: Wasserdampf wirkt auf erhitztes Magnesium, Zink und Eisen in der Weise ein, daß die Metalle sich mit dem Sauerstoff des Wassers zu Metalloxyd verbinden, während Wasserstoff frei wird. Für das Magnesium lautet die Umsetzungsgleichung [§19, (2)]:



Für das Magnesium ist dieser Vorgang eine Oxydation, denn das Metall wird in sein Oxyd übergeführt. Für das Wasser stellt diese Reaktion gerade das Gegenteil einer Oxydation dar, denn ihm wird der Sauerstoff entzogen. **Wir nennen einen Vorgang, bei dem einem Oxyd Sauerstoff entzogen wird, eine Reduktion<sup>1)</sup>**; man sagt: *Wasser wird durch Magnesium zu Wasserstoff reduziert, oder Magnesium reduziert Wasser zu Wasserstoff*. Das Magnesium wird in diesem Fall als das *Reduktionsmittel* bezeichnet. Das Reduktionsmittel verbindet sich mit dem Sauerstoff, es wird oxydiert. Gleichzeitig mit einem Reduktionsvorgang findet daher im allgemeinen ein Oxydationsprozeß statt.

Aus der Tatsache, daß Magnesium den an Wasserstoff gebundenen Sauerstoff an sich reißen kann, müssen wir schließen, daß die Affinität des Magnesiums zum Sauerstoff größer ist als die des Wasserstoffs. Durch Kupfer dagegen wird, wie Versuch 62 zeigte, der Sauerstoff dem Wasser nicht entzogen; das Wasser wird durch Kupfer nicht reduziert. Offenbar ist die Affinität des Kupfers zu Sauerstoff geringer als die des Wasserstoffs. Wenn diese Ansicht richtig ist, so müßte es umgekehrt möglich sein, aus dem Kupferoxyd den Sauerstoff mit Hilfe von Wasserstoff wieder herauszuholen.

Wir bringen, um diese Vermutung experimentell zu prüfen, ein Porzellanschiffchen mit schwarzem Kupferoxyd (in Pulver- oder Drahtform) in ein schwer schmelzbares Glasrohr und leiten Wasserstoffgas darüber (Abb. 32). Wir entnehmen den Wasserstoff entweder einer Stahlflasche oder, wie in Versuch 65 [§17, (3)], einem Vorratsbehälter; auch das zur Hälfte aus Wasserstoff bestehende Leuchtgas kann verwendet werden [§18, (6)]. Nachdem wir uns durch die Knallgasprobe [§18, (4)] davon überzeugt haben, daß die Luft aus dem Rohr vollständig ver-

Versuch 73

1) Reduktion = Zurückführung; im chemischen Sinne: Zurückführung auf den Zustand vor der Verbrennung oder vor der Oxydation.

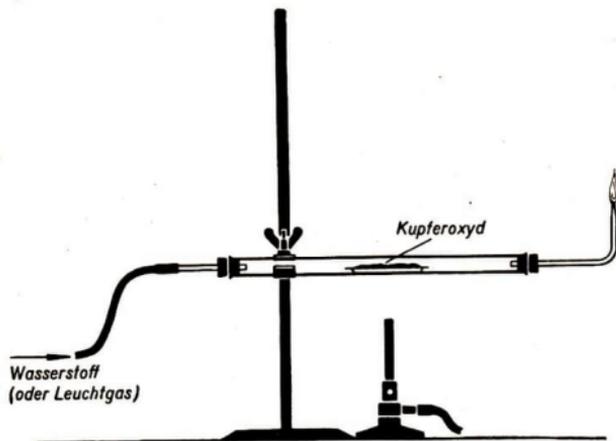


Abb. 32: Einwirkung von Wasserstoff auf erhitztes Kupferoxyd.

Das schwarze Kupferoxyd wandelt sich unter Aufglühen in rotes Kupfer um; an dem rechten kühleren Teil des Rohres setzen sich Wassertröpfchen ab. Kupferoxyd wird von Wasserstoff zu Kupfer reduziert.

drängt ist, wird der austretende Wasserstoff bzw. das Leuchtgas entzündet, damit die gefährlichen Gase nicht in größeren Mengen in den Raum entweichen. Wir erhitzen nun das Kupferoxyd. Dieses wandelt sich unter Aufglühen in rotes, metallisches Kupfer um; gleichzeitig setzen sich an dem rechten kühleren Teil des Rohres feine Wassertröpfchen ab. Wir lassen das Kupfer im Wasserstoffstrom erkalten.

Der Versuch zeigt, daß erhitztes Kupferoxyd von Wasserstoff zu Kupfer reduziert wird. Die Umsetzungsgleichung lautet:



In diesem Falle ist der Wasserstoff das Reduktionsmittel, das zu Wasser oxydiert wird.

- (3) **Versuch 79** In der gleichen Versuchsanordnung (Abb. 32) lassen wir Wasserstoff in der Hitze auf das gelbe Bleioxyd (*Bleiglätte*) [ $\text{PbO}$ ; § 5, (4); § 15, (2)] einwirken; das gelbe Bleioxyd wird zu geschmolzenem Blei reduziert, während sich der Wasserstoff zu Wasser oxydiert, das wieder als Beschlag in dem Rohr sichtbar wird:



Auch Nickeloxyd ( $\text{NiO}$ ) wird unter den gleichen Bedingungen von Wasserstoff zu metallischem Nickel reduziert. Umgekehrt sind Blei und Nickel ebenso wie das Kupfer nicht fähig, den Wasserdampf zu Wasserstoff zu reduzieren.

Die Oxyde von Magnesium, Aluminium und Zink können durch Wasserstoff nicht reduziert werden; wohl aber reduzieren diese Metalle das Wasser in der Hitze zu Wasserstoff [§ 16, (Vers. 59)].

- (4) Das Eisen nimmt unter den Metallen eine Zwischenstellung ein. Erhitztes Eisen reduziert Wasserdampf zu Wasserstoff und geht dabei in das blauschwarze Eisenoxyd (*Hammerschlag*,  $\text{Fe}_3\text{O}_4$ ) über [§ 16, (Vers. 60)]:



Wir leiten jetzt umgekehrt Wasserstoffgas über das bei diesem Vorgang gebildete Eisenoxyd und erwärmen stark (Versuchsordnung Abb. 32; das Eisenoxyd wird ohne Porzellanschiffchen im Glasrohr erhitzt). Das Eisenoxyd wird wieder zu Eisen reduziert, wobei sich der Wasserbeschlag bildet: Versuch 80



Der Vorgang ist also umkehrbar:



Die Richtung, in der die Umsetzung abläuft, hängt von den Ausgangsstoffen ab. Auch das braune Eisenoxyd ( $\text{Fe}_2\text{O}_3$ ) wird von Wasserstoff in der Hitze zu metallischem Eisen reduziert:



## § 21. Reduktion von Metalloxyden durch andere Metalle

(1) Aufgabe — (2) Reduktion von Kupferoxyd durch Eisen — (3) Reduktion von Eisenoxyd durch Aluminium — (4) Thermitgeschweißung — (5) Reduktion von Kupferoxyd durch Aluminium — (6) Zusammenfassung

Aus dem Verhalten der Metalle gegenüber Wasserdampf und der Metalloxyde gegenüber Wasserstoff können wir erkennen, ob ein Metall eine größere oder geringere Affinität zu Sauerstoff besitzt als der Wasserstoff. Wir vergleichen jetzt die Metalle in bezug auf ihr Bestreben, sich mit Sauerstoff zu verbinden. (1)

Wir erhitzen in einem Prüfglas ein Gemenge von schwarzem Kupferoxyd ( $\text{CuO}$ ) in Pulver- oder Drahtform und Eisenpulver ( $\text{Fe}$ ) einige Minuten kräftig mit dem Brenner. Nach dem Abkühlen finden wir in der Masse rotes, metallisches Kupfer ( $\text{Cu}$ ), umgeben von blauschwarzem Eisenoxyd ( $\text{Fe}_3\text{O}_4$ ); das Eisen hat Kupferoxyd zu Kupfer reduziert und sich dabei zu *Hammerschlag* oxydiert. (2) Versuch 81



Eisen wirkt in der Hitze gegenüber Kupferoxyd als Reduktionsmittel; Eisen hat also eine größere Affinität zu Sauerstoff als Kupfer.

Wir vermengen 1 Gew.-T. feinkörniges Aluminium (sog. *Aluminiumgrieß*) mit 3 Gew.-T. Eisenoxyd (entweder mit schwarzem Eisen-(2,3)oxyd  $\text{Fe}_3\text{O}_4$  oder mit braunem Eisen(3)oxyd  $\text{Fe}_2\text{O}_3$ ). Das Gemisch wird auf einen Ziegelstein gehäuft und mit Hilfe eines Magnesiumbandes entzündet. Mit starker Wärmeentwicklung und unter Funkensprühen verbrennt das Aluminium, indem es den Sauerstoff des Eisenoxys verbraucht. Wir zerschlagen die erkaltete Masse mit einem Hammer und finden kleine Eisenklumpen eingebettet in hartem grauem Aluminiumoxyd. (3) Versuch 82

*Vorsicht!* Aluminium reduziert Eisenoxyd zu reinem Eisen. Die Umsetzungs-gleichungen lauten für das schwarze und das rote Eisenoxyd:



bzw.





Abb. 33: *Thermitschweißen.*

Aufnahme KWU Verkehr, Leipzig.

- (4) Eine Mischung von *Hammerschlag* und *Aluminiumgrieß* wird *Thermit* genannt. Das Gemenge setzt sich, wenn es an einer Stelle stark erhitzt wird, chemisch unter großer Wärmeentwicklung um (Vers. 82) und liefert in kurzer Zeit reines Eisen in flüssigem Zustand. Die Thermitmischung wird in der Technik zum Schweißen und Verbinden von Eisenteilen (Schienen, gebrochenen Wellen) verwendet. Zu diesem Zweck wird die Masse in einen Schamottetiegel gefüllt, dessen Boden durchbohrt und von einer Eisenplatte bedeckt ist, und über der Schweißstelle entzündet. Das weißglühende Eisen fließt in die Lücke und verschmelzt die getrennten Teile (Abb. 33).
- (5) Da Eisen eine größere Affinität zu Sauerstoff besitzt als Kupfer und Aluminium wieder eine größere als Eisen, erwarten wir, daß Kupferoxyd erst recht von Aluminium reduziert wird.

**Versuch 83** Wir mischen 1 Gew.-T. Aluminiumpulver mit 5 Gew.-T. trockenem Kupferoxydpulver, drücken das Gemenge fest in einen Tontiegel und stecken ein etwa

10 cm langes Stück Magnesiumband hinein. Der Tiegel wird auf einem Ziegelstein in den Abzug oder in einen offenen Holzkasten gestellt und das Magnesium entzündet. Das Aluminium verbrennt mit dem Sauerstoff des Kupferoxyds unter sehr starker Licht- und Wärmeentwicklung. In der erkalteten Masse finden wir Kupfer in grauer Aluminiumoxydschlacke:

**Vorsicht!**

Wir füllen ein Prüfglas etwa 1 bis 2 cm hoch mit der Kupferoxyd-Aluminium-Mischung des letzten Versuchs, stellen das lotrecht an einem Stativ befestigte Glas in den Abzug, setzen eine Heizflamme darunter und schließen den Abzug. Nach einigen Minuten erfolgt eine sehr laute Detonation. An den Scherben des zertrümmerten Glases findet man oft einen dünnen Überzug von verdampftem Kupfer, das sich an dem Glas niedergeschlagen hat.

**Versuch 84****Vorsicht!**

Auch Magnesium ist ein sehr starkes Reduktionsmittel. Gemische von Magnesiumpulver mit Kupferoxyd oder Zinkoxyd explodieren sehr heftig.

Größte Vorsicht bei den Versuchen mit Aluminium- und Magnesiumpulver! Wenn kein Abzug vorhanden ist, setzt man das Stativ mit dem Prüfglas in einen Holzkasten, schiebt den angezündeten Brenner (Gas- oder Spiritusbrenner) unter das Glas, bedeckt den Kasten mit einem Maschendraht und beobachtet die nach kurzer Zeit (meist einige Minuten) einsetzende Explosion aus mehreren Metern Entfernung. Der Versuch wird am besten im Freien ausgeführt!

Ordnet man die bisher besprochenen Metalle nach ihrer Affinität zu Sauerstoff, so ergibt sich folgende Reihe:

(6)



Die Reihe beginnt mit den sog. *unedlen* Metallen; sie besitzen eine große Sauerstoffaffinität und sind daher kräftige Reduktionsmittel. Am rechten Ende stehen das Kupfer und Quecksilber, deren Affinität zu Sauerstoff nur gering ist und die bereits zu den chemisch *edlen* Metallen gerechnet werden. Die Sauerstoffaffinität nimmt in der Reihe von rechts nach links zu. Ein Metall-oxyd wird daher von jedem weiter links stehenden Metall reduziert.

In der chemischen Fachsprache kennzeichnen die Worte *edel* und *unedel* nicht den Wert, sondern die chemischen Eigenschaften eines Stoffes. — Die Bezeichnung *unedel* bringt zum Ausdruck, daß das Metall eine große Affinität zu dem Element Sauerstoff und allgemein eine starke chemische Reaktionsfähigkeit besitzt; *edel* bedeutet, daß das Metall über eine geringe Affinität zum Sauerstoff und allgemein über ein schwaches chemisches Reaktionsvermögen verfügt.

## § 22. Die unedlen Metalle Calcium, Natrium, Kalium

(1) Erweiterung der Metallreihe — (2) Calcium, Verhalten gegen Wasser — (3) Natrium — (4) Kalium — (5) Übersicht über die Beobachtung an Metallen

Die Reihe der Metalle läßt sich nach beiden Seiten hin erweitern. Auf das rechtsstehende Quecksilber folgen die *Edelmetalle* Silber (Ag), Platin (Pt) und Gold (Au). Diese werden beim Erhitzen an der Luft nicht oxydiert [§ 4, (1); § 5, (7)]. Man kann die Edelmetalloxyde auf andere Weise herstellen; sie verlieren

(1)

aber den Sauerstoff wieder bei höheren Temperaturen, d. h. sie werden also ohne Reduktionsmittel bereits durch Erhitzen reduziert. Die Edelmetalle besitzen eine äußerst geringe Sauerstoffaffinität.

An das linksstehende Magnesium reihen sich die sehr *unedlen* Metalle Calcium, Natrium und Kalium an. Diese Metalle wollen wir jetzt näher kennenlernen.

- (2) Calcium (Ca; *zweiwertig*) ist ein graues, zähes Leichtmetall, das wir in geraspelter Form verwenden. Die Calciumspäne müssen in luftdicht verschlossenen Blechbüchsen aufbewahrt werden; an der Luft wandeln sie sich mit der Zeit in eine grauweiße, krümelige Masse um.

**Versuch 85** Wir übergießen geraspelt Calcium in einem Prüfglas mit Wasser. Es setzt eine ruhige Gasentwicklung ein, wobei sich das Wasser milchig trübt.

**Versuch 86** Um zunächst das Gas zu untersuchen, wickeln wir ein Häufchen Calciumspäne (etwa einen kleinen Löffel voll) in Mullgewebe und halten das Beutelchen mit einer

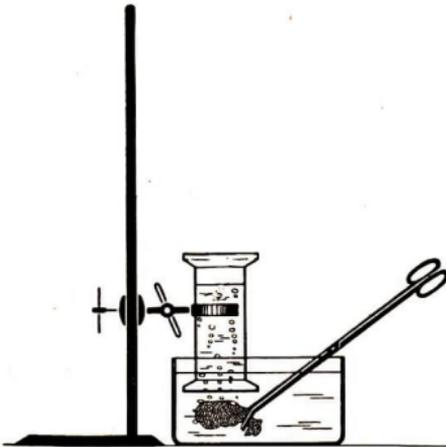


Abb. 34: *Einwirkung von Calcium auf Wasser.*

In Mullgewebe eingewickelte Calciumspäne machen aus Wasser von gewöhnlicher Temperatur ein Gas frei, das pneumatisch aufgefangen und als Wasserstoff nachgewiesen wird.

Tiegelzange in Wasser unter die Öffnung eines kleinen, wassergefüllten Zylinders oder Reagenzglases (Abb. 34). Nachdem sich genügend Gas angesammelt hat, heben wir das Gefäß verschlossen aus dem Wasser und halten sofort einen brennenden Holzspan über den offenen Zylinder. Das Gas brennt ruhig ab und erweist sich durch den Wasserbeschlag, den es an der Innenwand des Zylinders hinterläßt, als Wasserstoff. Calcium reduziert das Wasser bereits bei gewöhnlicher Temperatur zu Wasserstoff. Das Metall wird zu weißem Calciumoxyd ( $\text{CaO}$ ) oxydiert, das die Trübung des Wassers hervorruft. Wir filtrieren und erhalten eine wasserklare Flüssigkeit; diese zeigt durch ihren Geschmack an, daß sich das Calciumoxyd zum Teil gelöst hat.

**Versuch 87** Wir übergießen in einem Becherglas zerkleinerte Rotkohlblätter mit heißem Wasser, kochen kurze Zeit und gießen die tiefviolette Lösung des Rotkohlfarbstoffes ab. Wir geben eine Probe dieser violetten Lösung zu einigen Kubikzentimetern des Filtrats; der Rotkohlauszug wird sofort intensiv grün bis gelbgrün gefärbt.

- (3) Natrium (Na; *einwertig*) kommt in Form von Stangen oder Barren in den Handel. Diese werden in verlöteten Blechdosen oder in Flaschen unter Petroleum aufbewahrt, wo sie sich allmählich mit einer gelbbraunen Kruste überziehen. Wir entnehmen der Flasche ein Stück Natrium mit einer Pinzette, trocknen es auf Filtrier-

papier und schneiden mit dem Messer ein Stück ab; den Rest geben wir sofort in die Vorratsflasche zurück. Das weiche, leicht schneidbare Metall zeigt an den Schnittflächen metallischen Glanz, der aber schnell verblaßt, da sich Natrium an der Luft mit einer weißgrauen Oxydschicht bedeckt; das Metall wird deshalb in der angegebenen Weise unter Luftabschluß aufbewahrt.

Wir schälen von dem abgeschnittenen Stück Natrium sorgfältig die Rinde ab und werfen dann ein sauberes, erbsengroßes Stück in ein zylindrisches Glasbecken von etwa 20 cm Durchmesser und 15 cm Höhe, das 5 cm hoch mit Wasser gefüllt ist. Die Schale wird sofort mit einem Blatt Papier (z. B. durchsichtiges Zellophanpapier) bedeckt. Das Natrium schwimmt zischend auf der Wasseroberfläche hin und her; es schmilzt und nimmt dabei die Gestalt einer Kugel an, die zusehends kleiner wird. Meistens zerspringt der winzige Rest zum Schluß unter Funken-sprühen. Natrium hat eine geringere Dichte als Wasser ( $0,97 \text{ g/m}^3$ ) und sinkt deswegen nicht unter. Das Zischen zeigt an, daß bei der Berührung des Metalls mit Wasser ein Gas entsteht. Wir halten einen langen, brennenden Holzspan an die

schwimmende Natriumkugel; das Gas entzündet sich und umgibt das Metall mit einem gelben Flammenkranz.

Um das Gas zu sammeln, drücken wir mit Hilfe eines Drahtnetzlöffels (Kaffeeseib) ein sauberes, d. h. sorgfältig ent-rindetes, höchstens linsengroßes Stück Natrium unter die Öffnung eines kleinen wassergefüllten Zylinders ( $200 \text{ cm}^3$ ) (Abb. 35). Von der Natriumkugel, die unter Gasentwicklung immer kleiner wird, sinken Schlieren auf den Boden der Schale. Wir heben den gefüllten Zylinder aus der Wanne und entzünden das Gas; an der inneren Zylinderwand entsteht der charakteristische Wasser-beschlag, an dem wir das Gas als Wasserstoff erkennen. Natrium reagiert bereits mit kaltem Wasser und reduziert es energisch zu Wasserstoff ( $2\text{Na} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Na}_2\text{O} + 2\text{H} \uparrow$ ). Das dabei entstehende Natriumoxyd ist nicht greifbar; es löst sich, wie an den Schlieren zu erkennen ist, offenbar sofort in dem Wasser auf. Die Lösung

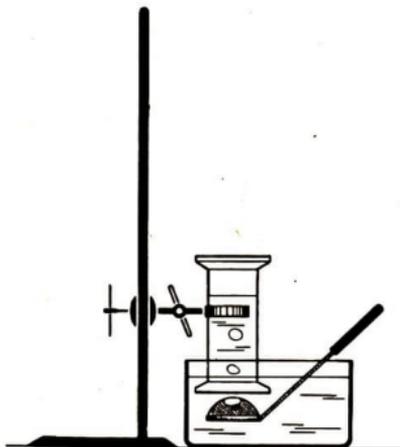


Abb. 35: Einwirkung von Natrium auf Wasser.

Das mit dem Sieb unter Wasser festgehaltene Natrium entwickelt mit Wasser ein Gas, das pneumatisch in dem Zylinder aufgefangen wird und das sich durch den Wasserbeschlag nach dem Abbrennen als Wasserstoff erweist.

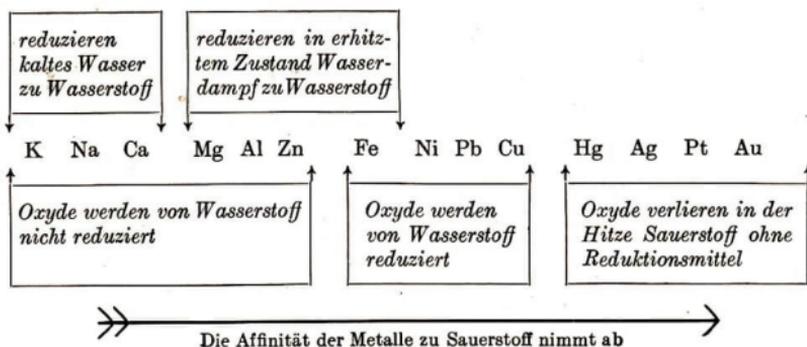
fühlt sich zwischen den Fingern wie eine starke Seifenlauge an. Violetter Rotkohlfarbstoff wird von der Lösung kräftig grün oder hellgrün gefärbt.

Kalium (K; einwertig) wird wie Natrium unter Petroleum oder Paraffinöl aufbewahrt. Das leicht schneidbare Metall zeigt glänzende, schnell verblassende Schnittflächen. Die beiden in ihrem Aussehen und in ihren Eigenschaften sehr ähnlichen Metalle Natrium und Kalium werden gemeinsam als *Alkalimetalle* bezeichnet.

(4)

- Versuch 90** Wir werfen ein sehr kleines, sorgfältig gereinigtes Stück Kalium auf Wasser. Die Reaktion verläuft so heftig, daß der entweichende Wasserstoff sich selbst entzündet und mit violetter Flamme brennt. Häufig zerspringt das Metall, wobei die brennenden Teile nach den Seiten fortgeschleudert werden. (Der Versuch darf nur vom Lehrer ausgeführt werden. Die Schale mit Wasser muß hinter einer Schutzscheibe stehen, Augen durch eine Brille schützen!) Kalium reduziert kaltes Wasser besonders energisch zu Wasserstoff. ( $2\text{K} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{K}_2\text{O} + 2\text{H} \uparrow$ ); die dabei entwickelte Wärme reicht aus, um den Wasserstoff sofort zu entzünden. Das Kaliumoxyd löst sich in Wasser. Die Lösung fühlt sich wie eine starke Seifenlauge an und färbt den violetten Rotkohlauszug grün.
- Vorsicht!**

- (5) In der folgenden Übersicht ist die Reihe der Metalle mit den in diesem Kapitel beobachteten Eigenschaften aufgeführt:



## VI. KAPITEL

### Basen

#### § 23. Metallhydroxyde

(1) *Ätznatron, Darstellung und Eigenschaften* — (2) *Die chemische Zusammensetzung des Ätznatrons* — (3) *Ätzkali* — (4) *Ätzkalk* — (5) *Hydroxyde* — (6) *Basen; Laugen*

Die *unedelsten* Metalle, Kalium, Natrium, Calcium, reduzieren Wasser bereits in der Kälte zu Wasserstoff; gleichzeitig lösen sich die bei der Reduktion entstehenden Metalloxyde in dem Wasser auf und bilden Lösungen, die die auffällige Eigenschaft haben, daß sie den violetten Rotkohlfarbstoff grün färben. Wir wollen die gelösten Stoffe näher untersuchen.

Wir dampfen einige Kubikzentimeter der Lösung, die bei der Einwirkung von Natrium auf Wasser entstanden ist [§ 22, (3)] auf einem Uhrglas bis zur vollständigen Vertreibung des Lösungsmittels ein; es hinterbleibt ein weißer Rückstand, der die Luftfeuchtigkeit begierig aufnimmt. Dieser *hygroskopische* Stoff zerfließt schließlich vollständig, wenn er längere Zeit offen an der Luft steht. Die Substanz wirkt stark ätzend auf die Haut und wird *Ätznatron* genannt. (1) Versuch 91

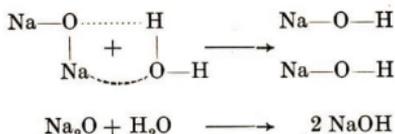
Wir erhalten feuchtes Ätznatron auch, wenn wir sehr dünne Scheiben des Natriummetalls längere Zeit an der Luft liegenlassen. Das Natrium ist bald vollständig oxydiert, und das Oxyd zerfließt in der aufgenommenen Luftfeuchtigkeit zu der ätzenden Masse. Versuch 92

Ätznatron wird heute in großen Mengen technisch hergestellt. Als Ausgangsstoff dient dabei nicht wie bei unserem Versuch das reine Natriummetall, sondern man verwendet andere, in der Natur vorkommende Natriumverbindungen. Die Hauptmengen Ätznatron werden in der Teerfarbenindustrie und Zeugfärberei, bei der Zellstoff- und Baumwollverarbeitung und für die Papierfabrikation und Seifenherstellung (Ätznatron wird auch *Seifenstein* genannt) verbraucht. Reines Ätznatron wird in Form von weißen Stangen oder linsenförmigen Plätzchen hergestellt, es muß wegen seines stark hygroskopischen Verhaltens in luftdicht schließenden Behältern aufbewahrt werden.

Wir stellen ein Uhrglas mit kleinen Stücken des festen, trockenen Ätznatrons auf die Waage und tarierten. Bereits nach wenigen Minuten werden die Stücke an der Oberfläche infolge der Wasseraufnahme aus der Luft feucht glänzend; die Waage zeigt eine mit der Zeit immer größer werdende Gewichtszunahme an. Schließlich zerfließen die Stücke zu einer weißen, breiigen Masse. Bei Versuchen mit Ätznatron muß man schnell arbeiten, damit der stark hygroskopische Stoff nicht lange der Luft ausgesetzt ist. Versuch 93

(2) Wir zerkleinern in einer Reibschale trockenes Ätznatron, vermengen es schnell mit Eisenpulver und bringen das Gemisch in ein schwer schmelzbares Reagenzglas, das durch einen Stopfen mit Ableitungsrohr verschlossen wird (Versuchsanordnung wie in Abb. 12). Beim Erhitzen entsteht eine rostbraune Schmelze, aus der unter Aufschäumen ein Gas entweicht, das in einem kleinen Zylinder pneumatisch aufgefangen wird. Das Gas ist brennbar und hinterläßt nach dem Verbrennen einen Wasserbeschlag; es ist Wasserstoff. An der rostbraunen Farbe der Schmelze erkennen wir, daß das Eisenpulver in rotbraunes Eisenoxyd ( $\text{Fe}_2\text{O}_3$ ) umgewandelt worden ist. Der Versuch zeigt, daß Ätznatron Sauerstoff und Wasserstoff enthält. Die chemische Formel des Ätznatrons ist  $\text{NaOH}$ .

**Versuch 94** Das Ergebnis dieses Versuchs weist uns auf eine wichtige Tatsache hin. Wenn eine Kochsalzlösung eingedampft wird, so erhält man das gelöste Salz wieder unverändert zurück. Wenn dagegen Natriumoxyd ( $\text{Na}_2\text{O}$ ) in Wasser aufgelöst wird, so erhält man aus dieser Lösung nicht wieder Natriumoxyd, sondern eine Verbindung von Natrium, Sauerstoff und Wasserstoff, das Ätznatron  $\text{NaOH}$ . Daraus folgt, daß sich das Natriumoxyd bei der Auflösung gleichzeitig mit dem Wasser chemisch verbindet:

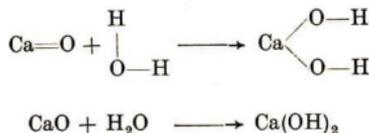


Aus je einem Molekül Natriumoxyd und Wasser bilden sich dabei zwei Moleküle  $\text{NaOH}$ .

(3) Beim Eindampfen der wässrigen Lösung des Kaliumoxyds ( $\text{K}_2\text{O}$ ), die bei der Einwirkung von Kalium auf Wasser (Vers. 90) entsteht, erhält man einen dem Ätznatron ähnlichen, ebenfalls stark hygroskopischen und ätzend wirkenden Rückstand, das Ätzkali  $\text{KOH}$ ; auch das Kaliumoxyd verbindet sich beim Auflösen mit Wasser:



(4) Aus der Lösung des Calciumoxyds ( $\text{CaO}$ ) (Vers. 86) entsteht beim Eindampfen ein weißes Pulver, das Ätzkalk genannt wird; seine Formel ist  $\text{Ca}(\text{OH})_2$ :



(5) Ätzkali, Ätznatron und Ätzkalk enthalten außer dem jeweiligen Metall noch die Elemente Sauerstoff und Wasserstoff. Die Bauformeln der Verbindungen zeigen, daß die Sauerstoffatome immer mit einem Arm an ein Wasserstoffatom und mit dem anderen an das Metallatom gebunden sind. Jedes Molekül enthält daher die aus einem Sauerstoffatom und einem Wasserstoffatom bestehende einwertige Atomgruppe  $-\text{OH}$ , die man die Hydroxylgruppe nennt. Diese Atomgruppe

kann nicht frei und selbständig, sondern nur chemisch an andere Atome gebunden existieren. Verbindungen, welche die OH-Gruppe oder Hydroxylgruppe enthalten, heißen Hydroxyde. Ätznatron, NaOH, heißt Natriumhydroxyd, Ätzkali, KOH, Kaliumhydroxyd und Ätzkalk,  $\text{Ca(OH)}_2$ , Calciumhydroxyd. Man hebt die beiden Hydroxylgruppen des Ätzkalks dadurch hervor, daß man in der Summenformel dieser Verbindung die OH-Gruppe in Klammern setzt und  $\text{Ca(OH)}_2$  schreibt statt  $\text{CaO}_2\text{H}_2$ .

Die Hydroxyde der Metalle Kalium, Natrium und Calcium werden gemeinsam als Basen bezeichnet. Ihre wässerigen Lösungen färben den Rotkohlfarbstoff grün; die Farbreaktion ist kennzeichnend für die Stoffgruppe der Basen. Allgemein nennt man Lösungen, die diese Farbreaktion hervorrufen, *basische* oder auch *alkalische* Lösungen; man sagt auch, eine Lösung *reagiert basisch* oder *alkalisch*.

Kalium- und Natriumhydroxyd sind in Wasser leicht löslich; die Lösungen heißen Kalilauge bzw. Natronlauge. Je nach der Menge des gelösten Hydroxyds sind die Laugen mehr oder weniger stark ätzend. Calciumhydroxyd dagegen löst sich nur wenig in Wasser und bildet die schwächere Calciumlauge, die auch Kalkwasser genannt wird.

Um stets eine genügende Menge Calciumlauge gebrauchsfertig zu haben, wird Ätzkalk in einer größeren Flasche (1 bis 2 Liter) mit Wasser übergossen und mehrmals durchgeschüttelt. Das ungelöst gebliebene Calciumhydroxyd setzt sich aus der milchigen Aufschlammung nach kurzer Zeit als Bodensatz ab; die darüberstehende klare Flüssigkeit ist Calciumlauge. Werden größere Mengen der Lauge entnommen, so füllt man entsprechend Wasser nach, schüttelt mehrmals und läßt wieder absetzen.

## § 24. Metalloxyde; Basenanhydride

(1) *Verbrennung von Calcium und Lösung des Oxyds in Wasser* — (2) *Natriumoxyd* — (3) *Kaliumoxyd* — (4) *Basenanhydride* — (5) *Untersuchung anderer Metalloxyde* — (6) *Zusammenfassung*

Bei der Reduktion des Wassers durch die Metalle Calcium, Natrium und Kalium erhält man als Endstoffe Wasserstoffgas und die Lösungen der Metallhydroxyde, nämlich die Basen oder Laugen [§ 22; § 23]. Die sonst bei metallischen Reduktionsmitteln entstehenden Metalloxyde [§ 21] sind bei den Versuchen nicht unmittelbar zu beobachten, da sie sich sofort mit Wasser zu den Hydroxyden umsetzen. Wir wollen jetzt die Oxyde der unedlen Metalle, Calcium, Natrium und Kalium, selbst herstellen und sie dann in Wasser auflösen.

Wir richten die Flamme des Brenners auf Calciumspäne, die in dünner Schicht in einem Porzellanschiffchen oder auf einem Ziegelstein gehäuft sind und leiten einen langsamen Sauerstoffstrom darauf. Das Calcium verbrennt hell aufglühend zu weißem, körnigem Calciumoxyd ( $\text{Ca} + \text{O} \rightarrow \text{CaO}$ ). Auf das erkalte Oxyd lassen wir in einem Prüfglas wenig Wasser tropfen. Die weißen Körnchen zerfallen unter Aufzischen, und die fühlbare Erwärmung zeigt an, daß das Calciumoxyd mit dem Wasser reagiert. Wir geben mehr Wasser hinzu und schütteln kräftig; es entsteht eine milchige Flüssigkeit, in der sich nach einiger Zeit ein weißer Bodensatz abscheidet. Zu der darüberstehenden klaren Flüssigkeit (bzw. zu dem Filtrat) geben wir Rotkohlfarbstoff. Die kräftige Grünfärbung zeigt, daß

(9)

(1) Versuch 97

die Lösung eine Lauge ist. Calciumoxyd bildet mit Wasser unter Erwärmung Calciumhydroxyd ( $\text{CaO} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Ca}(\text{OH})_2$ ); da dieses sich aber nur wenig in Wasser löst, beobachtet man zunächst die Trübung und später den Bodensatz.

- (2) **Versuch 98** In einem Porzellanschiffchen erhitzen wir ein Stück abgetrocknetes und entrindetes Natrium. Das Metall schmilzt zu einer silberglänzenden Kugel, die sich bei weiterem Erhitzen entzündet und mit heller, leuchtend gelber Flamme verbrennt. Wir lassen erkalten und finden gelblichweißes Natriumoxyd, das fest an dem Porzellan haftet. Wir legen das Schiffchen in ein Becherglas mit Wasser, wo sich das Oxyd bald auflöst. Die Lösung fühlt sich laugenartig an und färbt Rotkohlfarbstoff kräftig grün. Das Natriumoxyd hat sich mit dem Wasser zu Natronlauge umgesetzt.

Meist tritt beim Auflösen des gelblichweißen Natriumoxyds noch eine Gasentwicklung ein. Wenn man Natrium an der Luft oder in Gegenwart von viel Sauerstoff verbrennt, so entsteht das sauerstoffreiche Natriumperoxyd  $\text{Na}_2\text{O}_2$ . Diese Verbindung entspricht in ihrer Zusammensetzung dem Wasserstoffperoxyd  $\text{H}_2\text{O}_2$  ( $\text{H}-\text{O}-\text{O}-\text{H}$ ,  $\text{Na}-\text{O}-\text{O}-\text{Na}$ ) [§19, (8)]. Natriumperoxyd geht beim Auflösen in Wasser unter Sauerstoffabgabe in das normale Natriumoxyd  $\text{Na}_2\text{O}$  über, das sich dann mit Wasser zu Natriumhydroxyd umsetzt:



Die leuchtend gelbe Flamme des brennenden Natriums ist für dieses Element kennzeichnend. Bereits äußerst geringe Mengen Natriumdampf können an der Flammenfärbung erkannt und nachgewiesen werden. Bei unseren Arbeiten beobachten wir oft, daß stark erhitzte Glasgeräte die Heizflamme gelb färben; geringe Spuren der im Glas enthaltenen Natriumverbindungen verdampfen und rufen die Färbung hervor.

In der gleichen Weise erhitzen wir jetzt etwas abgetrocknetes, sauberes Kalium; es verbrennt mit leuchtend violetter Flamme zu einem weißen Oxyd, das mit Wasser Kalilauge gibt.

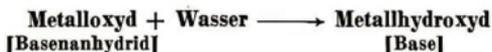
- (3) **Versuch 99** Das Element Kalium und alle Kaliumverbindungen färben die Flamme violett; diese Erscheinung kann zum Nachweis sehr geringer, sonst nicht feststellbarer Mengen Kalium dienen. Mit Hilfe eines ausgeglühten Platindrahtes oder eines Magnesiastäbchens bringt man ein kleines Körnchen der Substanz, die man auf Kalium prüfen will, in die nichtleuchtende Flamme des Gasbrenners. Ist der Stoff kaliumhaltig, so wird die Gasflamme violett gefärbt. Enthält die zu untersuchende Substanz gleichzeitig Spuren des Elementes Natrium, so überdeckt die stärkere gelbe Natriumflamme die violette Kaliumflamme. Man betrachtet deshalb die gefärbte Flamme durch ein dunkelblaues Glas (*Kobaltglas*), welches das gelbe Natriumlicht verschluckt und die rotviolette Kaliumflamme sichtbar werden läßt. Auch Kalium verbrennt wie Natrium bei Gegenwart von viel Sauerstoff zu einem sauerstoffreichen Oxyd, das beim Lösen in Wasser in das normale Oxyd  $\text{K}_2\text{O}$  übergeht.

- (4) Die Versuche zeigen, daß man die Basen von Calcium, Natrium und Kalium auch darstellen kann, indem man die Metalle zunächst verbrennt, d. h. in ihre Oxyde überführt, und diese dann in Wasser löst. Die Oxyde der drei Metalle werden Basenanhydride<sup>1)</sup> genannt, weil sie sich mit Wasser zu basisch reagierenden Stoffen verbinden.
- (5) Wir untersuchen, ob auch andere Metalloxyde sich in Wasser auflösen und dabei Basen bilden.

1) Der Wortteil *anhydrid* (griech.) bedeutet *ohne Wasser*.

Wir übergießen in Prüfgläsern kleine Mengen der folgenden uns bekannten Metalloxyde mit Wasser und schütteln mehrmals kräftig: 1. weißes Magnesiumoxyd ( $\text{MgO}$ ), 2. weißes Zinkoxyd ( $\text{ZnO}$ ), 3. schwarzes oder braunes Eisenoxyd ( $\text{Fe}_3\text{O}_4$  bzw.  $\text{Fe}_2\text{O}_3$ ), 4. schwarzes Kupferoxyd ( $\text{CuO}$ ), 5. rotes Quecksilberoxyd ( $\text{HgO}$ ). Wir warten, bis sich die Flüssigkeiten durch Absetzen klären, bzw. wir filtrieren und prüfen sie dann mit Rotkohlfarbstoff. Nur die über dem Magnesiumoxyd und dem Zinkoxyd stehenden Flüssigkeiten zeigen die Grünfärbung; geringe Mengen dieser Metalloxyde verbinden sich mit Wasser zu sehr schwachen Basen. Die anderen hier untersuchten Metalloxyde lösen sich nicht in Wasser. Versuch 100

**Zusammenfassung:** Eine Reihe von Metalloxyden ist in Wasser löslich. Beim Auflösen verbinden sich diese Metalloxyde mit dem Wasser zu Metallhydroxyden, das sind Verbindungen, welche die einwertige OH-Gruppe oder Hydroxylgruppe an Metall gebunden enthalten: (6)



## VII. KAPITEL

# Säuren

### § 25. Nichtmetalloxyde; Säuren

(1) *Verbrennen von Schwefel in Sauerstoff und Auflösen der Oxyde in Wasser* — (2) *Schwefeldioxyd und Schwefeltrioxyd* — (3) *Schweflige Säure und Schwefelsäure* — (4) *Phosphorpenoxyd und Phosphorsäure* — (5) *Kohlendioxyd und Kohlensäure* — (6) *Verbrennungsrückstände* — (7) *Zusammenfassung*

Die Versuche des vorangegangenen Kapitels zeigen, daß die Metalloxyde und ihre wässrigen Lösungen gemeinsame Eigenschaften besitzen. Wir führen nun entsprechende Untersuchungen mit den Nichtmetallen und ihren Oxyden durch. Typische nichtmetallische Elemente sind der Schwefel (S), der Phosphor (P) und der Kohlenstoff (C).

- (1) **Versuch 101** Wir entzünden Schwefel auf einem langstieligen Eisenlöffel, der durch einen Stopfen gesteckt ist, und tauchen den brennenden Schwefel in einen mit Sauerstoff gefüllten Literkolben, dessen Boden 1 bis 2 cm hoch mit Wasser bedeckt ist (Abb. 36). Der Schwefel verbrennt in dem reinen Sauerstoff mit strahlend blauer Flamme; in dem Kolben entwickelt sich dabei ein weißer Rauch. Nachdem der Schwefel erloschen ist, entfernen wir den Stopfen, verschließen aber den Kolben sofort dicht mit einer Handfläche und schütteln. Der Kolben saugt sich dabei an der Handfläche fest; es entsteht also ein Unterdruck, der meist stark genug ist, um den Kolben frei hängend an der Hand festzuhalten. Der weiße Rauch lichtet sich mehr und mehr. Wir gießen das Wasser aus dem Kolben in ein Becherglas. Die Flüssigkeit besitzt den gleichen stechenden *Geruch*, den wir in der Nähe von brennendem Schwefel spüren [§ 8, (2)]. Bei der Verbrennung des Schwefels entsteht also ein gasförmiges, stechend riechendes Oxyd, das sich beim Schütteln im Wasser löst und daraus zum Teil wieder entweicht. Der in dem Kolben zuerst sichtbare weiße Rauch ist ein äußerst fein verteilter, fester Stoff, der sich ebenfalls in dem Wasser löst. Wir prüfen die Lösung auf ihren Geschmack und mit Rotkohlauszug; die Flüssigkeit schmeckt sauer und färbt den violettten Farbstoff leuchtend rot.

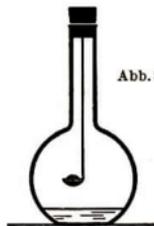


Abb. 36: *Verbrennen von Nichtmetallen (Schwefel, Phosphor, Kohlenstoff) in reinem Sauerstoff und Auflösen der Nichtmetalloxyde in Wasser.*

- (2) Für das gasförmige Oxyd des Schwefels ergibt sich aus messenden Versuchen die Formel  $\text{SO}_2$ ; es heißt Schwefeldioxyd:



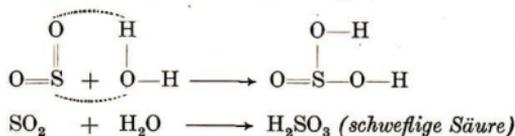
Der außerdem bei der Verbrennung des Schwefels entstehende weiße Rauch ist ein Schwefeloxyd von der Formel  $\text{SO}_3$  und heißt Schwefeltrioxyd:



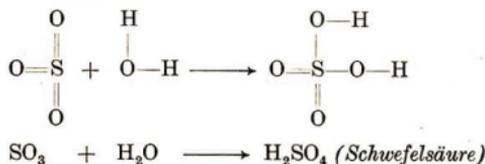
Die Menge des Schwefeltrioxyds ist allerdings im Vergleich zu der des Schwefeldioxyds nur sehr gering.

Der Schwefel besitzt zwei verschiedene Wertigkeiten gegenüber Sauerstoff. In einem Molekül Schwefeldioxyd bindet ein Schwefelatom zwei zweiwertige Sauerstoffatome und ist daher selbst *vierwertig*. Im Schwefeltrioxyd ist der Schwefel, da ein Schwefelatom drei Sauerstoffatome bindet, *sechswertig*.

Bei der Auflösung der Schwefeloxyde in Wasser entstehen sauerschmeckende Verbindungen, die violetten Rotkohlauszug röten und Säuren genannt werden. Schwefeldioxyd bildet mit Wasser die schweflige Säure:



Schwefeltrioxyd verbindet sich mit Wasser zu Schwefelsäure:

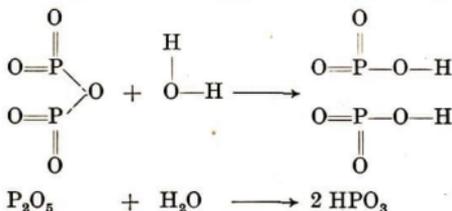


Gelber oder roter Phosphor [§ 7, (4)] verbrennt in der gleichen Versuchsanordnung Abb. 36 mit blendend hellem Licht. Der Kolben füllt sich mit einem dichten, weißen Rauch, wird aber bald wieder durchsichtig. Der Rauch löst sich nach einigen Minuten in Wasser. Die klare Lösung schmeckt sauer und färbt violetten Rotkohlauszug kräftig rot.

Phosphor verbrennt in der Luft oder in reinem Sauerstoff zu dem Oxyd  $\text{P}_2\text{O}_5$ , das Phosphorpenoxyd heißt:



in dieser Verbindung ist der Phosphor *fünfwertig*. Bei der Auflösung in Wasser verbindet sich ein Molekül Phosphorpenoxyd zunächst mit einem Molekül Wasser zu zwei Molekülen Phosphorsäure von der Zusammensetzung  $\text{HPO}_3$ :



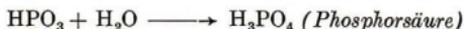
(3)

(4)

Versuch 102

**Vorsicht!**

Mit der Zeit nimmt jedes Molekül  $\text{HPO}_3$  ein weiteres Molekül Wasser auf und geht in die beständige Phosphorsäure  $\text{H}_3\text{PO}_4$  über:



**Versuch 103** Wir erhitzen auf dem Eisenlöffel ein Stück Holzkohle mit dem Brenner zum Glimmen und senken es (wie in Versuch 101, Abb. 36) in den mit Sauerstoff gefüllten Kolben. Der Kohlenstoff verbrennt mit heller Glut, ohne ein sichtbares Verbrennungsprodukt zu bilden. Nachdem die Holzkohle erloschen ist, entfernen wir den Löffel, verschließen den Kolben fest mit der Hand und schütteln. Ein geringer Unterdruck ist spürbar; er zeigt an, daß bei der Verbrennung ein Gas entstanden ist, das sich in Wasser löst. Die Lösung rötet violetten Rotkohlfarbstoff nur schwach.

Das gasförmige Oxyd des Kohlenstoffs hat die Zusammensetzung  $\text{CO}_2$  und heißt Kohlendioxyd:



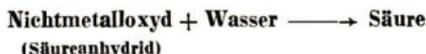
Seine Lösung in Wasser ist eine schwache Säure und heißt Kohlensäure:



(6) Wenn die Holzkohle erloschen ist, findet man in dem Verbrennungslöffel meist einen aschenartigen grauen Rückstand. Holzkohle besteht nämlich nicht aus reinem Kohlenstoff, sondern enthält noch geringe Mengen unverbrennlicher Bestandteile, die nach der Umwandlung des Kohlenstoffs in das gasförmige Kohlendioxyd zurückbleiben. Auch die im Ofen nach der Verbrennung der Heizstoffe zurückbleibende Asche ist ein Verbrennungsrückstand. Der Hauptbestandteil der Heizstoffe ist der Kohlenstoff; er entweicht bei der Verbrennung als gasförmiges Kohlendioxyd. Verbrennungsrückstände werden allgemein als Aschen bezeichnet; die Aschen unserer Heizstoffe bestehen im wesentlichen aus den festen Oxyden der in den Brennstoffen enthaltenen Beimengungen.

(7) Unsere Versuche zeigen:

**Die Nichtmetalloxyde bilden bei der Auflösung in Wasser Verbindungen mit gleichartigen Eigenschaften; sie schmecken sauer und färben violetten Rotkohlfarbstoff rot. Die Verbindungen der Nichtmetalloxyde mit Wasser heißen Säuren; die Nichtmetalloxyde werden Säureanhydride genannt.**



## § 26. Einige wichtige Säuren

(1) *Indikatoren* — (2) *Schwefelsäure* — (3) *Schweflige Säure* — (4) *Phosphorsäure* — (5) *Kohlensäure* — (6) *Salpetersäure, Salzsäure und organische Säuren*

Die Säuren bilden, wie die Basen, eine wichtige chemische Stoffgruppe. Außer den bei unseren Versuchen beobachteten Säuren gibt es in der belebten Natur zahlreiche weitere; ihnen allen ist, außer dem manchmal schwer feststellbaren sauren Geschmack, das gleichartige Verhalten gegenüber dem Rotkohlauszug und anderen Farbstoffen gemeinsam.

Stoffe, die durch einen Farbumschlag eine Säure oder Base anzeigen, heißen Indikatoren. Statt des wenig haltbaren Rotkohlauszugs wird im Laboratorium meist der violette Farbstoff der Lackmusflechte benutzt. Lackmusfarbstoff wird von Säuren rot, von Basen blau gefärbt. Zur Erkennung von Basen dient der durch geringen Säurezusatz gerötete, zum Nachweis von Säuren der gebläute Lackmusauszug. Statt einer Lackmuslösung oder *Lackmuskintur* verwendet man meist das mit roter bzw. blauer Lackmuslösung getränkte, gebrauchsfertige *Lackmuspapier*. Sehr geeignet zum Nachweis von Basen ist ferner das Phenolphthalein, das in sauren und neutralen Lösungen farblos ist und von Basen tiefrot gefärbt wird. Wenn eine Flüssigkeit blauen Lackmusfarbstoff rötet, sagt man, sie *reagiert sauer*, wenn sie roten Lackmus bläut oder Phenolphthalein rötet, sagt man, sie *reagiert basisch* oder *alkalisch*; werden die Farbstoffe nicht verändert, so spricht man von *neutralem* Verhalten oder *neutraler* Reaktion. (1)

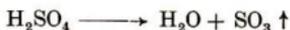
Die bei unseren Versuchen hergestellten Säuren sind, da meist nur kleine Mengen der Nichtmetalloxyde gebildet werden, im allgemeinen sehr verdünnt; wir verwenden deshalb für die weiteren Versuche die stärkeren Säuren. (2)

Schwefelsäure  $H_2SO_4$  ist eine geruchlose, farblose Flüssigkeit. Die konzentrierte, wasserfreie Säure ist dickflüssig und ölig. Man verdünnt konzentrierte Schwefelsäure, indem man die Säure langsam unter Umrühren in Wasser einfließen läßt und nicht umgekehrt das Wasser in die Säure gibt. Konzentrierte Schwefelsäure nimmt sehr energisch Wasser auf und erwärmt sich beträchtlich beim Verdünnen. Läßt man das Wasser in die konzentrierte Schwefelsäure fließen, so kann das Gefäß, da es durch die Verdünnungswärme schnell sehr stark erhitzt wird, zerspringen. Außerdem gerät das Wasser ins Sieden, und der plötzlich entwickelte Wasserdampf verspritzt die gefährliche Säure. **Versuch 104**

**Vorsicht!**

Wir tariieren eine Schale mit konzentrierter Schwefelsäure und lassen sie offen an der Luft stehen; nach kurzer Zeit stellen wir eine deutliche Gewichtszunahme fest. Die Säure reißt den in der Luft enthaltenen Wasserdampf an sich. Luft und andere Gase können daher getrocknet werden, indem man sie durch eine mit konzentrierter Schwefelsäure beschickte *Gaswaschflasche* leitet. **Versuch 105**

Erhitzt man verdünnte Schwefelsäure (Abzug!), so verdampft zunächst das Wasser; später entweichen dichte weiße Rauchschwaden von Schwefeltrioxyd: **Versuch 106**



In der Hitze wird die Schwefelsäure wieder in ihr Anhydrid  $\text{SO}_3$  und Wasser zerlegt.

Schwefelsäure greift viele Stoffe an und zersetzt sie chemisch; Versuche mit Schwefelsäure müssen vorsichtig durchgeführt werden, da die Säure auch die Haut und Gewebe (Kleider) sehr schnell zerstört.

- (3) Da bei der Verbrennung des Schwefels in der Hauptsache Schwefeldioxyd und nur sehr wenig Schwefeltrioxyd entstehen, enthält die wässrige Lösung der Verbrennungsprodukte vorzugsweise schweflige Säure ( $\text{H}_2\text{SO}_3$ ) mit einem sehr geringen Zusatz von Schwefelsäure. Bei  $20^\circ\text{C}$  lösen sich 50 Liter  $\text{SO}_2$ -Gas in 1 Liter Wasser. Man kann die Lösung nicht durch Eindampfen konzentrieren, weil beim Erwärmen gleichzeitig das gelöste Gas wieder entweicht; schweflige Säure kann daher nicht wasserfrei gemacht werden. Auch bei gewöhnlicher Temperatur entweicht etwas von dem Gas, so daß die schweflige Säure immer nach Schwefeldioxyd riecht. Es ist also nicht das gesamte in der Lösung enthaltene Schwefeldioxyd mit dem Wasser chemisch zu schwefliger Säure verbunden, sondern ein beträchtlicher Teil ist nur physikalisch gelöst.
- (4) Die konzentrierte Phosphorsäure ( $\text{H}_3\text{PO}_4$ ) ist eine dicke, sirupartige Flüssigkeit. Sie ist im Gegensatz zu dem sehr giftigen, gelben Phosphor vollständig ungiftig.
- (5) Die Kohlensäure ( $\text{H}_2\text{CO}_3$ ) ist von den hier besprochenen Säuren die schwächste. Bei  $15^\circ\text{C}$  löst sich 1 Rt  $\text{CO}_2$ -Gas in 1 Rt Wasser; auch diese Säure läßt sich durch Eindampfen nicht konzentrieren, da hierbei das Kohlendioxyd wieder aus der Lösung entweicht. Größere Mengen  $\text{CO}_2$ -Gas können durch erhöhten Druck in das Wasser hineingepreßt werden. Auf diese Weise wird das *Selterswasser* hergestellt. Die Hauptmenge des Gases wird hierbei nur physikalisch gelöst und nicht chemisch von dem Wasser zu Kohlensäure ( $\text{H}_2\text{CO}_3$ ) gebunden. Der größte Teil des eingepreßten Kohlendioxyds entweicht bei normalem Außendruck wieder aus der Lösung, wie man beim Öffnen einer Flasche Selterswasser sieht.

Die atmosphärische Luft enthält die geringe Menge von 0,03 Vol. % Kohlendioxyd. Jedes Wasser, das mit der Luft längere Zeit in Berührung kommt, nimmt infolgedessen eine, wenn auch sehr kleine Menge Kohlendioxyd auf und wirkt dadurch wie eine außerordentlich stark verdünnte Kohlensäure. In der Umgangssprache wird das industriell hergestellte gasförmige Kohlendioxyd, das in Stahlflaschen unter hohem Druck transportiert wird, meist unrichtig als Kohlensäure bezeichnet.

- (6) Neben diesen bei unseren Versuchen beobachteten seien hier noch einige häufig vorkommende Säuren erwähnt.

Technisch wichtig und in ihren Verbindungen weit verbreitet ist die Salpetersäure; ihre Formel ist  $\text{HNO}_3$ .

Die im Haushalt für Reinigungszwecke verwendete und in der chemischen Industrie in großen Mengen gebrauchte Salzsäure werden wir in einem der nächsten Kapitel näher untersuchen.

Die Essigsäure, die Zitronensäure und die in den Früchten vorkommenden Säuren sind sogenannte *organische* Säuren. Mit ihrer oft verwickelten Zusammensetzung und Herstellung können wir uns erst später beschäftigen.

## VIII. KAPITEL

# Salze

### § 27. Metalle und Säuren; Entstehung und Zusammensetzung der Salze

(1) Die Einwirkung von Schwefelsäure auf verschiedene Metalle — (2) Versuche mit anderen Säuren — (3) Untersuchung des bei den Reaktionen entstandenen Gases — (4) Untersuchung der Lösungen — (5) Salze — (6) Säurerest, Formeln und Namen der Salze — (7) Zusammenfassung — (8) Der Kippische Apparat

Die tägliche Erfahrung lehrt, daß Säuren, vor allem die starke Schwefelsäure, viele Stoffe angreifen und chemisch verändern. Wir untersuchen jetzt zunächst die Einwirkung von Säuren auf verschiedene Metalle.

Wir gießen in Prüfgläsern einige Kubikzentimeter verdünnte Schwefelsäure ( $H_2SO_4$ ) auf kleine Mengen verschiedener Metalle, und zwar nehmen wir 1. Magnesiumspäne, 2. zerkleinertes Zink, 3. Eisenspäne oder -pulver, 4. kleine Stücke von Kupferblech oder -draht. Bei den unedlen Metallen (1, 2, 3) setzt sofort eine lebhaftere Reaktion ein. Unter Wärmeentwicklung entweicht ein Gas, während sich die Metalle allmählich in der Säure auflösen. Beim Kupfer dagegen findet keine Reaktion statt, auch nicht beim Erwärmen. In allen Fällen wird das Gas durch einen brennenden Holzspan an der Mündung der Gläser entzündet; es verbrennt mit fast farbloser Flamme, die in das Reagenzglas hineinsteigt. Wenn ein Metall vollständig aufgelöst ist, geben wir weiter kleine Mengen des Metalls in die Säure. Die Gasentwicklung setzt von neuem ein. Schließlich aber hört die Reaktion auf, und das noch vorhandene Metall wird nicht weiter aufgelöst; die Flüssigkeit besitzt jetzt also nicht mehr die Eigenschaft der Schwefelsäure wie zu Beginn des Versuches. (1) Versuch 107

Wir wiederholen die Versuche mit den gleichen Metallen, aber anderen Säuren. Verdünnte Salzsäure wirkt wie die Schwefelsäure. Mitschwefliger Säure ( $H_2SO_3$ ) indessen verläuft die Umsetzung wesentlich langsamer; beim Magnesium setzt noch eine ruhige Gasentwicklung ein, beim Zink und Eisen entstehen an den Metallen nur Gasbläschen, die sich langsam ablösen. Das Kupfer wird in keinem Fall von den Säuren angegriffen. (2) Versuch 108

Auffällig ist der gleichartige Verlauf der Umsetzung der verschiedenen Metalle mit den verschiedenen Säuren: Die unedlen Metalle werden unter Gasentwicklung von den Säuren aufgelöst.

Wir untersuchen zunächst das bei den Versuchen entstehende Gas. Wir lassen auf zerkleinertes Zink, das in einem Kolben unter Wasser liegt, konzentrierte Schwefelsäure aus einem Tropftrichter zufließen (Abb. 37); auf diese Weise können wir die Säure in geeignetem Maße verdünnen, so daß die (3) Versuch 109

Umsetzung nicht zu langsam, aber auch nicht zu heftig abläuft. Das entwickelte Gas wird pneumatisch in Standzylindern gesammelt. Beim Verbrennen bildet sich der charakteristische Wasserbeschlag, an dem wir das Gas als Wasserstoff erkennen.

(4)  
Versuch 110

Wir dampfen jeweils die Hälfte der Flüssigkeiten, die bei den Reagenzglasversuchen nach beendeter Gasentwicklung zurückbleiben, auf Uhrgläsern vorsichtig ein, wobei ständig mit einem Glasstab gerührt wird; in allen Fällen erhalten wir feste, salzartige Rückstände. Die andere Hälfte der Flüssigkeiten lassen wir auf Uhrgläsern langsam eindunsten; es entstehen verschiedenartig geformte Kristalle.

(5)

Der Wasserstoff, der bei der Einwirkung einer Säure auf ein unedles Metall entsteht, kann, da die Metalle chemische Grundstoffe sind, nur aus den Säuren stammen. Der Stoff, der nach dem Eindampfen zum Vorschein kommt, muß aus dem aufgelösten Metall und einem Bestandteil der Säure zusammengesetzt sein. Die Moleküle der salzartigen Rückstände bestehen also aus Metallatomen und dem Rest des Säuremoleküls, der nach dem Austritt des Wasserstoffs verbleibt. Wir betrachten als Beispiel die Umsetzung zwischen Zink und Schwefelsäure:



Wir nennen den mit dem Wasserstoff verbundenen Teil eines Säuremoleküls kurz den Säurerest; bei der Schwefelsäure ( $\text{H}_2\text{SO}_4$ ) hat der Säurerest die Zusammensetzung  $\text{SO}_4$ . Das Metall verdrängt den Wasserstoff und verbindet sich an seiner Stelle mit dem freigewordenen Säurerest. Diese neuen, aus Metall und Säurerest aufgebauten Verbindungen kommen beim Eindunsten als feste Rückstände oder Kristalle zum Vorschein und heißen Salze.

(6)

Säurereste sind, wie die Hydroxylgruppe [§ 23, (5)], Atomgruppen, die nicht frei und selbständig existieren, sondern nur an Wasserstoff oder an Metall gebunden vorkommen; ihre Wasserstoffverbindungen sind die Säuren, ihre Metallverbindungen die Salze. Der Säurerest der Schwefelsäure, die  $\text{SO}_4$ -Gruppe, ist mit zwei Wasserstoffatomen verbunden und verhält sich daher als Ganzes wie ein einzelnes *zweiwertiges* Atom (=  $\text{SO}_4$ ). Die bei-

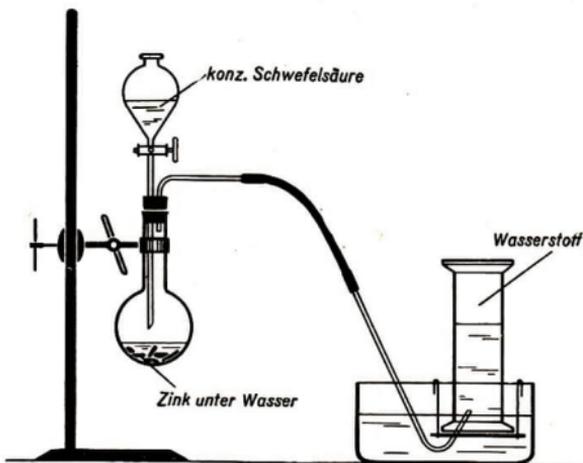


Abb. 37: Einwirkung von Schwefelsäure auf Zink.

Konzentrierte Schwefelsäure tropft auf Zink, das unter Wasser liegt. Das Metall wird von der verdünnten Säure aufgelöst; dabei entwickelt sich Wasserstoffgas, das pneumatisch aufgefangen wird.

den H-Atome können entweder durch zwei *einwertige* Metallatome (z. B. Na) oder durch ein *zweiwertiges* Metallatom (z. B. Mg) ersetzt werden.



Die dabei gebildeten Salze heißen schwefelsaures Natrium oder Natriumsulfat bzw. schwefelsaures Magnesium oder Magnesiumsulfat. Die Gleichung für die Umsetzung der Schwefelsäure mit dem dreiwertigen Metall Aluminium lautet:



In einem Molekül des schwefelsauren Aluminiums, des Aluminiumsulfats, sind zwei *dreiwertige* Al-Atome mit drei *zweiwertigen*  $\text{SO}_4$ -Gruppen verbunden. Enthält ein Salz molekül mehr als eine Säurerestgruppe, so wird in der Summenformel der Säurerest in Klammern gesetzt und die Zahl an der Klammer vermerkt (vgl. die Schreibweise der Hydroxyde mit mehreren OH-Gruppen, z. B.  $\text{Ca}(\text{OH})_2$ , [§ 23, (5)].

Die Salze der Schwefelsäure heißen Sulfate; der vollständige Name des Salzes entsteht, indem man diese Bezeichnung an den Namen des Metalls fügt (z. B. *Natriumsulfat*).

In der gleichen Weise, wie hier für die Schwefelsäure ausführlich dargelegt wurde, bauen sich die Salze der anderen Säuren aus den Metallen und den Säureresten auf. Die Salze der schwefligen Säure ( $\text{H}_2\text{SO}_3$ ) heißen schweflige Säure Salze oder Sulfite (z. B. *Natriumsulfit*  $\text{Na}_2\text{SO}_3$ ; *Calciumsulfit*  $\text{CaSO}_3$ ); die Salze der Kohlensäure ( $\text{H}_2\text{CO}_3$ ) nennt man kohlensäure Salze oder Karbonate (z. B. *Natriumkarbonat*  $\text{Na}_2\text{CO}_3$ ); die Salze der Phosphorsäure ( $\text{H}_3\text{PO}_4$ ) heißen Phosphate (z. B. *Natriumphosphat*  $\text{Na}_3\text{PO}_4$ , *Calciumphosphat*  $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$ ); wir merken uns gleichzeitig den Namen für die Salze der Salpetersäure ( $\text{HNO}_3$ ): sie werden salpetersäure Salze oder Nitrate genannt (z. B. *Natriumnitrat*  $\text{NaNO}_3$ , *Kaliumnitrat*  $\text{KNO}_3$ ).

Zusammenfassung:

**Unedle Metalle lösen sich in Säuren unter Wasserstoffentwicklung auf; die Metalle treten an die Stelle des verdrängten Wasserstoffs und verbinden sich mit den Säureresten zu Salzen:**



Der Wasserstoff entweicht sofort gasförmig; die Salze erhält man in der Regel erst beim Eindampfen oder Eindunsten der Lösung in fester, oft kristallisierter Form. Salz ist in der chemischen Fachsprache nicht der Name eines bestimmten Stoffes, sondern als Salze bezeichnet man eine ganze Gruppe von Stoffen, die auf gleiche Art entstehen und gewisse Eigenschaften gemeinsam haben.

Die Wasserstoffentwicklung aus Säuren durch unedle Metalle bietet die Möglichkeit, auf einfache Weise größere Mengen Wasserstoffgas im Laboratorium herzustellen. Einfache Gasentwickler verwendeten wir bei den Versuchen 43 und 109 (Abb. 14 und Abb. 37). Ein stets gebrauchsfertiger Gasentwickler ist der sogenannte

(7)

(8)

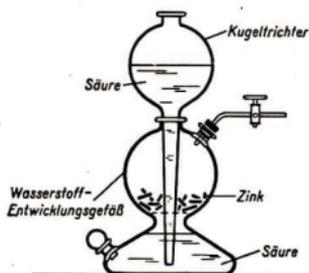


Abb. 38: Wasserstoffentwicklung im Kipp'schen Apparat.

Wasserstoff bildet, der durch das Hahnrohr abgeleitet wird. Schließt man den Hahn, so wird die Säure wieder aus der mittleren Kugel verdrängt und die Gasentwicklung dadurch unterbrochen.

*Kipp'sche Apparatur* (Abb. 38). Die mittlere Kugel wird mit Zink (Blech oder Stangen) beschickt; eine durchlöcherete Gummischeibe verhindert das Durchfallen des Metalls in den Bodenraum. Durch den Kugeltrichter wird bei offenem Hahn so lange Säure (Schwefelsäure oder Salzsäure) gegossen, bis sie das Zink bedeckt. Der Hahn wird geschlossen. Der in der mittleren Kugel entstehende Wasserstoff drückt die Säure von dem Metall weg in den Bodenraum und durch das Trichterrohr in die obere Kugel; dadurch hört die Gasentwicklung auf. Wird der Hahn geöffnet, so strömt der Wasserstoff ab und läßt die Säure wieder zu dem Metall treten, wodurch sich neuer

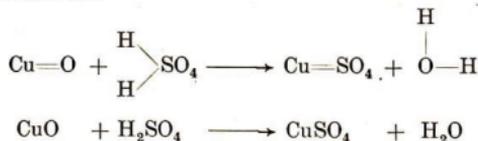
### § 23. Metalloxyde und Säuren

(1) Die Einwirkung von Schwefelsäure auf Kupferoxyd — (2) Andere Metalloxyde und Säuren — (3) Zusammenfassung

*Unedle* Metalle werden von Säuren unter Wasserstoffentwicklung zu Salzen gelöst; *edle* Metalle indessen, z. B. das Kupfer, werden von Säuren in dieser Weise nicht angegriffen [§ 27]. Wie kann man die edlen Metalle in Salze überführen? Im Haushalt werden Geräte und Teile aus Kupfer und anderen Metallen häufig mit stark verdünnten Säuren gereinigt, um die an der Luft entstandenen unansehnlichen Oxydschichten zu entfernen; offenbar werden also auch Metalloxyde von Säuren angegriffen. Wir lassen jetzt, um diesen Vorgang näher zu untersuchen, Säuren auf Metalloxyde anstatt auf Metalle einwirken.

(1)  
Versuch 111

Wir übergießen in einem Prüfglas schwarzes Kupferoxyd ( $\text{CuO}$ ) — in Pulverform oder in Form kleiner oxydierter Kupferdrahtstücke — mit verdünnter Schwefelsäure ( $\text{H}_2\text{SO}_4$ ) und erhitzen kurze Zeit zum Sieden. (Dabei ist zu beachten, daß das Glas ständig geschüttelt und nicht in die Heizflamme, sondern etwas darüber gehalten wird, da sonst häufig die plötzlich auf siedende Flüssigkeit herausspritzt; man muß das Glas stets so halten, daß niemand von der etwa herausspritzenden Säure getroffen werden kann.) Wenn sich das Kupferoxyd wieder abgesetzt hat, sieht man darüber eine blaue Flüssigkeit; ein Teil des Kupferoxyds hat sich ohne Gasentwicklung in der Schwefelsäure gelöst. Aus der Lösung scheiden sich, manchmal erst nach einigen Stunden, schöne blaue Kristalle ab. Beim vorsichtigen Eindampfen der blauen Lösung erhält man ein hellblaues Salz, das Kupfersulfat:

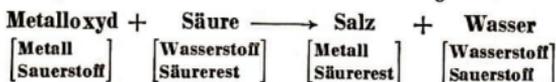


Verwendet man oxydierten Kupferdraht, so setzen sich nach dem Erhitzen rote Kupferdrahtstücke am Boden des Glases ab; die Schwefelsäure löst die schwarze Kupferoxydschicht zu Kupfersulfat auf, greift aber das Metall selbst nicht an.

In der gleichen Weise erwärmen wir außer Kupferoxyd kleine Mengen Zinkoxyd und Magnesiumoxyd in verdünnten Säuren (Schwefelsäure, Salzsäure, Salpetersäure); immer lösen sich die Metalloxyde ohne Gasentwicklung in den Säuren auf; beim Eindampfen oder Eindunsten der Lösung kommen die Salze zum Vorschein. (2)  
Versuch 112

Als allgemeines Ergebnis unserer Versuche merken wir: (3)

**Metalloxyde werden von Säuren zu Salzen aufgelöst.**

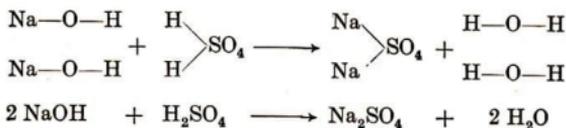


Der Wasserstoff der Säure verbindet sich mit dem Sauerstoff des Metalloxyds zu Wasser, während das Metall mit dem Säurerest das Salz bildet.

## § 29. Säuren und Basen; Neutralisation

(1) *Der Neutralisationsvorgang: Salzbildung aus Natronlauge und Schwefelsäure* — (2) *Neutralisation anderer Basen mit anderen Säuren* — (3) *Kohlensäure und Calciumlauge* — (4) *Saure Salze* — (5) *Zusammenfassung* — (6) *Zusammenstellung der verschiedenen Arten der Salzbildung* — (7) *Übersicht über die Stoffgruppen der Säuren, Basen und Salze* — (8) *Zusammenstellung einiger wichtiger Salze*

Wir füllen in ein kleines Becherglas 20 cm<sup>3</sup> verdünnte Schwefelsäure, in ein zweites die gleiche Menge einer verdünnten Natronlauge und setzen beiden eine gleiche Anzahl Tropfen von violetter Lackmus- oder Rotkohlfarbstoff zu; in einem dritten Glas geben wir gleich viel Tropfen des Indikators zu 20 cm<sup>3</sup> Wasser. Wir gießen nun vorsichtig kleine Anteile der Säure zu der Lauge. In der Umgebung der einfließenden Säure beobachtet man eine vorübergehende Rotfärbung. Nach dem Umrühren geht diese Färbung zurück. Die Mischung reagiert zunächst weiterhin basisch. Schließlich aber bleibt, nachdem genügend viel Säure zugesetzt ist, die Rötung bestehen; die Mischung reagiert also sauer. Wir geben nun aus einer Pipette tropfenweise so lange Lauge hinzu, bis an Stelle der Rötung die neutrale violette Farbe des Indikators wieder auftritt; das dritte Glas dient dabei zum Vergleichen. Die Mischung von Base und Säure reagiert jetzt weder basisch noch sauer, sondern neutral; die Base ist von der Säure (oder umgekehrt) *neutralisiert* worden. Wir dampfen einen Teil des neutralen Säure-Basen-Gemisches ein und erhalten einen salzartigen Rückstand; beim langsamen Eindunsten entstehen aus dem restlichen Teil der Lösung schöne Kristalle von Natriumsulfat. (1)  
Versuch 131



Die beiden H-Atome eines Schwefelsäuremoleküls verbinden sich mit den OH-Gruppen zweier Moleküle Natronlauge zu Wasser; die beiden Na-Atome nehmen die Plätze der H-Atome ein und bilden mit dem Säurerest das Salz-molekül.

(2)  
**Versuch 114** In Prüfläsern neutralisieren wir kleine Mengen verdünnte Natron- oder Kalilauge mit verschiedenen Säuren (Schwefelsäure, Salzsäure, Salpetersäure), die wir aus einer einfachen Pipette tropfenweise zusetzen. Den Eintritt der Neutralisation stellen wir dadurch fest, daß wir den entsprechend mit Wasser verdünnten neutralen Indikator zum Vergleich daneben stellen. In allen Fällen scheiden sich aus den neutralisierten Lösungen beim Eindunsten Salzkristalle ab.

**Versuch 115** Um die schwache Calciumbase (*Kalkwasser*) zu neutralisieren, müssen wir sehr verdünnte Säure und entsprechend große Mengen Kalkwasser nehmen. Wir versetzen 300 cm<sup>3</sup> Calciumlauge, die mit Phenolphthalein rot gefärbt ist [§ 26, (1)], aus einer Pipette tropfenweise mit verdünnten Säuren, bis die Flüssigkeit gerade farblos wird. Beim Eindampfen der neutralisierten Lösungen scheiden sich die Calciumsalze ab.

(3)  
**Versuch 116** Für einen Neutralisationsversuch mit der schwachen Kohlensäure verwenden wir *Selterswasser*. Wir öffnen eine Flasche Selterswasser und setzen sofort einen



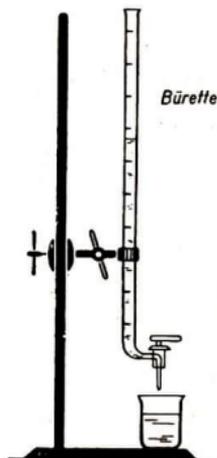
Abb. 39: Auffangen des im Selterswasser gelösten Kohlendioxids.

Gummistopfen mit Ableitungsrohr auf die Öffnung (Abb. 39). Das entweichende Kohlendioxyd wird in einen größeren Standzylinder geleitet, aus dem es die leichtere Luft verdrängt (1 Liter CO<sub>2</sub> wiegt 1½ mal so viel wie 1 Liter Luft). Nachdem die Gasentwicklung beendet ist, geben wir zu 100 cm<sup>3</sup> der Kohlensäure aus der Selterswasserflasche die gleiche Menge Calciumbase. Die Mischung wird sofort undurchsichtig trübe, es entsteht ein dicker, flockiger Niederschlag, der sich nach einiger Zeit am Boden absetzt. Kohlensäure und Calciumlauge haben sich neutralisiert und zu kohlen-saurem Calcium oder Calciumkarbonat umgesetzt:



Dieses Salz ist aber im Gegensatz zu den bisher beobachteten Salzen nur äußerst wenig in Wasser löslich; es *fällt aus*, es entsteht ein *Niederschlag*. (In der chemischen Gleichung wird ein *Niederschlag* durch einen nach unten gerichteten Pfeil angedeutet.)

**Versuch 117** Wir schwenken den Standzylinder, in dem sich das gasförmige Kohlendioxyd angesammelt hat, mit einigen Kubikzentimetern Calciumlauge aus; das Kalkwasser wird schnell getrübt. Das Kohlendioxydgas löst sich in dem Wasser, und die so entstehende Kohlensäure bildet mit der Calciumbase Calciumkarbonat, das infolge



Bürette

Abb. 40: Neutralisation einer Base durch eine Säure.

Die Base (oder die Säure) tropft aus der Bürette in die Säure (oder die Base), die in dem Becherglas mit einem Indikator versetzt ist. An der Maßeinteilung wird der Stand der Flüssigkeit zu Beginn und am Ende des Versuches abgelesen und daraus die verbrauchte Anzahl  $\text{cm}^3$  der Base (Säure) ermittelt.

seiner Unlöslichkeit die Flüssigkeit trübt. Die Trübung von Kalkwasser dient als einfacher und empfindlicher Nachweis für Kohlendioxyd.

Wir lassen zu  $10 \text{ cm}^3$  einer verdünnten Schwefelsäure, die in einem kleinen Becherglas mit einigen Tropfen Lackmuslösung rot gefärbt ist, so viel verdünnte Natronlauge aus einer Bürette zuzießen, bis der Indikator seine neutrale violette Farbe annimmt (Abb. 40). Wir lesen an der Maßeinteilung der Bürette ab, wieviel Natronlauge für die Neutralisation verbraucht wird. Beim Eindunsten entstehen aus der Lösung Kristalle von Natriumsulfat:

(4) Versuch 118a



In einem zweiten Versuch setzen wir zu der gleichen Menge ( $10 \text{ cm}^3$ ) der gleichen Schwefelsäure nur die Hälfte der zum vollständigen Neutralisieren nötigen Menge Natronlauge und dampfen die noch sauer reagierende Lösung vorsichtig ein; es bleibt ein farbloses Salz zurück. Da nur die Hälfte der beim ersten Versuch verbrauchten Natronlauge zugegeben wurde, hat sich folgende Umsetzung vollzogen:

(5) Versuch 118b

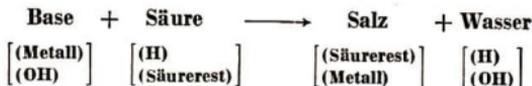


In jedem  $\text{H}_2\text{SO}_4$ -Molekül wird diesmal nur ein H-Atom durch ein Na-Atom ersetzt. Man nennt das dabei entstehende Salz von der Zusammensetzung  $\text{NaHSO}_4$  saures Natriumsulfat oder Natriumhydrogensulfat.

Im allgemeinen entstehen saure Salze aus Säuren, die in ihren Molekülen zwei oder mehr Wasserstoffatome enthalten, wenn nicht sämtliche H-Atome durch Metallatome ersetzt werden.

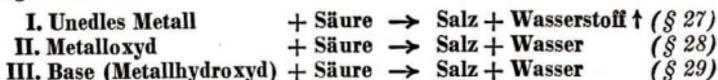
Der Neutralisationsvorgang stellt eine weitere Möglichkeit der Salzbildung dar.

(5)

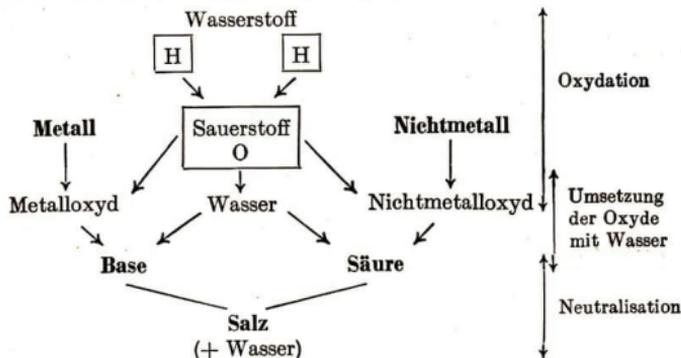


Bei einer Neutralisation verbinden sich Wasserstoffatome der Säure mit gleich vielen einwertigen Hydroxylgruppen der Base zu Wassermolekülen, während sich die Metallatome der Base mit den Säurerestgruppen zu Salz-molekülen vereinigen.

Wir stellen die in diesem Kapitel behandelten, für die Salzbildung bedeutsamen Umsetzungen noch einmal zusammen:



Das folgende Schema gibt eine Übersicht über den Aufbau der Säuren, Basen und Salze aus den chemischen Grundstoffen:



In der folgenden Tabelle sind die chemischen Bezeichnungen, die Formeln und die handelsüblichen Namen einiger wichtiger Salze der bisher besprochenen Säuren zusammengestellt.

Chemische Bezeichnung	Formel	Handelsbezeichnung	Technische Verwendung
1. Natriumsulfat	$\text{Na}_2\text{SO}_4$	Glaubersalz	Glasfabrikation; Herstellung von Waschmitteln und Natronzellstoff
2. Kaliumsulfat	$\text{K}_2\text{SO}_4$		Düngemittel
3. Aluminiumsulfat	$\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$		Papierfabrikation; Gerberei; Zeugfärberei
4. Kalium-Aluminiumsulfat	$\text{KAl}(\text{SO}_4)_2$ ( $12 \text{H}_2\text{O}$ )	Alaun	wie 3.
5. Magnesiumsulfat	$\text{MgSO}_4$	Bittersalz	Arzneimittel; Papierfabrikation; Appretur von Baumwollgeweben
6. Kupfersulfat	$\text{CuSO}_4$ ( $5 \text{H}_2\text{O}$ )	Kupfervitriol	Kupferkalkbrühe (Weinbau); Galvanisierungstechnik

Chemische Bezeichnung	Formel	Handelsbezeichnung	Technische Verwendung
7. Eisensulfat	$\text{FeSO}_4$ ( $7\text{H}_2\text{O}$ )	Eisenvitriol	Färberei, Unkrautvernichtung
8. Natriumkarbonat	$\text{Na}_2\text{CO}_3$	Soda	Seifen- und Glasindustrie; wichtiges Produkt für viele technische Erzeugnisse
9. Kaliumkarbonat	$\text{K}_2\text{CO}_3$	Pottasche	Glasfabrikation; Herstellung von Schmier- seife
10. Calciumkarbonat	$\text{CaCO}_3$	Kalk	Bauwesen; Düngemittel- industrie; wichtiger Roh- stoff der chem. Industrie
11. Natriumnitrat	$\text{NaNO}_3$	Natronsalpeter Chilesalpeter	Düngemittel; Herstellung von Salpetersäure
12. Kaliumnitrat	$\text{KNO}_3$	Kalialsalpeter	Düngemittel; Herstellung von Schwarzpulver
13. Silbernitrat	$\text{AgNO}_3$	Höllenstein	Medizinisches Desinfek- tions- und Ätzmittel; Spiegelindustrie; Galvanotechnik

## Allgemeine Eigenschaften der Salze

## § 30. Salzlösungen

(1) *Löslichkeit; Sättigung* — (2) *Abhängigkeit der Löslichkeit von der Temperatur* — (3) *Lösungswärme* — (4) *Übersättigte Lösungen; Kristallisationswärme* — (5) *Dichte der Salzlösungen* — (6) *Diffusion* — (7) *Lösefähigkeit des Wassers für Gase und Flüssigkeiten*

Bei den bisher behandelten Salzbildungsarten [§ 29, (6)] entstehen die Salze, wie das Beispiel des Calciumkarbonats ( $\text{CaCO}_3$ ) zeigt [§ 29, (3)], nur dann unmittelbar als feste Stoffe, wenn sie genügend wenig wasserlöslich sind; in allen anderen Fällen erhält man zunächst Salzlösungen, d. h. klare, durchsichtige, teils farbige Flüssigkeiten, in denen die Salz-moleküle zwischen den Wassermolekülen verteilt sind. Erst wenn das Wasser entzogen wird, setzen sich die Salz-moleküle zu größeren, sichtbaren Körperchen, den Salzkristallen, zusammen. Wir wollen jetzt zunächst die wichtige Frage der Löslichkeit der Salze und die allgemeinen Eigenschaften ihrer Lösungen näher untersuchen.

(1) **Versuch 120** Von den Salzen 1. Kochsalz, 2. Kaliumnitrat (*Kalialpeter*), 3. Kalialaun, geben wir je 5 g gepulvert in drei verschiedene Prüfgläser, setzen zu jedem der Salze 10 cm<sup>3</sup> Wasser, schütteln und lassen absetzen. Von Kochsalz und Kalialpeter bleiben etwa  $\frac{1}{3}$ , von Alaun rund  $\frac{3}{4}$  der Ausgangsmenge ungelöst als Bodensatz. Eine Lösung, die von dem gelösten Stoff nichts mehr aufnehmen kann, heißt gesättigt. Man ist sicher, eine gesättigte Lösung zu haben, wenn von dem gelösten Stoff ein Bodensatz bleibt, obwohl das Lösungsmittel genügend lange eingewirkt hat.

Setzt man zu einer gesättigten Lösung, die vom ungelösten Rückstand durch Filtrieren oder *Dekantieren* (vorsichtiges Abgießen) getrennt worden ist, reines Lösungsmittel hinzu, so wird die Lösung ungesättigt.

Man kennzeichnet die Löslichkeit durch die Anzahl Gramm des Stoffes, die in 100 g der gesättigten Lösung enthalten sind. Die Sättigungsmenge der verschiedenen Salze in Wasser ist verschieden groß; man unterscheidet leicht lösliche (1 g Salz auf 1 bis 10 g Wasser) und schwer lösliche Salze (1 g Salz auf 100 bis 1000 g Wasser); vollständig unlösliche Salze gibt es nicht; man spricht statt von unlöslichen genauer von sehr schwer löslichen Salzen.

(2) **Versuch 121** Wir setzen die Prüfgläser mit den gesättigten Lösungen in ein größeres Becherglas mit heißem Wasser, so daß die Lösungen auf etwa 70°C erwärmt werden. Die Kochsalzlösung bleibt unverändert, die Bodensätze in der Alaun- und in der Salpeterlösung lösen sich bald vollständig auf. Wir geben weitere 5 g dieser Salze in die heiße Lösung; der Salpeter löst sich wieder vollständig, von dem Alaun bleibt etwa  $\frac{1}{3}$

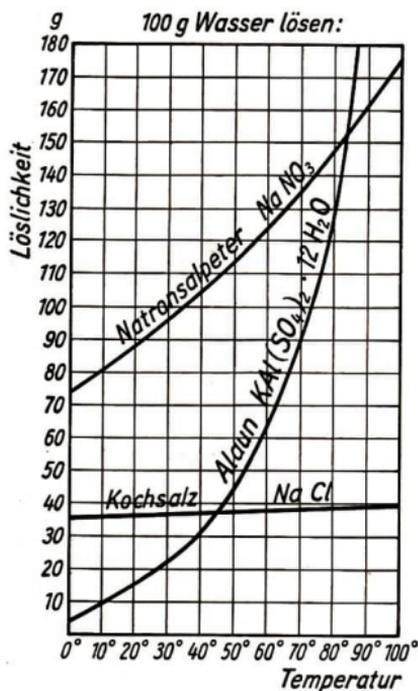


Abb. 41: Löslichkeit einiger Salze  
in Abhängigkeit von der Temperatur.

ungelöst; erst nach einer nochmaligen Zugabe von 5 g bleibt auch bei der Salpeterlösung ein geringer Bodensatz. Wir tauchen die Gläser mit den heißgesättigten Lösungen in kaltes Wasser; die Salze kristallisieren beim Abkühlen ihrer gesättigten Lösungen aus. Die Löslichkeit der meisten Salze nimmt mit steigender Temperatur zu.

In dem Diagramm (Abb. 41) sind die in 100 g einer gesättigten Lösung enthaltenen Salz mengen in Abhängigkeit von der Temperatur dargestellt. Die Kurven zeigen die starke Zunahme der Löslichkeit von Alaun und Salpeter mit wachsender Temperatur; die Menge des gelösten Kochsalzes indessen ist praktisch von der Temperatur unabhängig.

Wir schütteln 5 bis 10 g Kalisalpeter und zum Vergleich einige andere bekannte Salze mit 10 cm<sup>3</sup> Wasser im Prüfglas. Die Lösungen kühlen sich entweder fühlbar ab oder lassen mit dem Thermometer eine geringe Temperaturabnahme erkennen. Salze verbrauchen im allgemeinen beim Auflösen verschieden große Wärmemengen, die man als Lösungswärmen bezeichnet. Der Lösungsvorgang wird infolgedessen begünstigt, wenn man das Lösungsmittel erwärmt.

(3)  
Versuch 122

Wir erhitzen in zwei kleinen, sorgfältig gereinigten Kochkolben je 50 g kristallisiertes Natriumsulfat (Glaubersalz) mit 100 g Wasser einige Minuten lang zum Sieden; der eine der Kolben wird gleich nach dem Einfüllen mit einem Wattauch verstopft. Aus den gesättigten Lösungen scheidet sich beim Abkühlen nur in dem offenen Kolben eine große Anzahl von Kristallen aus. Die Lösung in den verschlossenen Kolben bleibt klar, sie ist *übersättigt*. Wir werfen in diese Lösung einen kleinen Glaubersalzkristall; sofort setzt die Kristallisation ein, und eine Erwärmung wird gleichzeitig deutlich spürbar. Übersättigte Lösungen werden durch Kristalle des gelösten Stoffes, vielfach auch durch kleine Fremdkörper (Staub), die als sog. *Kristallisationskerne* wirken, meist schnell zur Kristallisation veranlaßt; die vorher bei der Auflösung der Substanz verbrauchte Lösungswärme wird hierbei als Kristallisationswärme wieder frei.

(4)  
Versuch 123

Wir nehmen drei Prüfgläser mit je 15 cm<sup>3</sup> Wasser und bringen in das erste einen etwa bohnen großen Kupfersulfatkristall und in das zweite die gleiche Menge des Salzes in feingepulvertem Zustand; in das dritte Glas halten wir ein zur Spitze

(5)  
Versuch 124

ausgezogenes Glasrohr, das mit zerkleinertem Kupfersulfat (Abb. 42) gefüllt ist. In den ersten beiden Gläsern löst sich das Salz langsam auf; die Lösung bleibt zunächst als blaue Schicht am Boden liegen. In dem dritten Glas löst sich das Kupfersulfat schneller auf; die blaue Lösung sinkt in Schlieren herab, die Kupfervitriollösung hat eine größere Dichte als das Wasser. Die Dichte wässriger Salzlösungen ist stets größer als die des reinen Lösungsmittels. Man mißt die Dichte von Flüssigkeiten mit einem Aräometer (*Senkspindel*). Von vielen Lösungen sind die Dichten für die verschiedenen Konzentrationen tabellarisch zusammengestellt; man mißt die Dichte mit dem Aräometer und liest aus der Tabelle sofort den Gehalt der Lösung ab.

Abb. 42: Auflösen von Kupfersulfat in Wasser.

Die Kupfersulfatlösung hat eine größere Dichte als das Lösungsmittel Wasser; sie sinkt infolgedessen auf den Boden des Glases.



(6) Trotz der größeren Dichte breitet sich eine blaue Bodenschicht von gelöstem Kupfervitriol bei ruhigem Stehen allmählich nach oben hin aus. Nach einigen Wochen ist die ganze Flüssigkeit gleichmäßig gefärbt. Diese Ausbreitung des gelösten Stoffes in das reine Lösungsmittel hinein nennt man Diffusion. Die Erscheinung der Diffusion zeigt, daß die in dem Lösungsmittel verteilten Salz-moleküle beweglich sind und umherwandern, bis sie sich gleichmäßig über das gesamte Lösungsmittel verteilt haben [§ 14, (3)].

(7) Jedes Salz und allgemein jeder Stoff ist gekennzeichnet durch die verschieden stark ausgeprägte Eigenschaft der Löslichkeit. Jedes Lösungsmittel andererseits ist ausgezeichnet durch seine Lösefähigkeit. Das vielseitigste Lösungsmittel ist das Wasser. Seine Lösefähigkeit ist nicht allein auf feste Stoffe beschränkt; auch gasförmige und flüssige Stoffe können von Wasser gelöst werden.

**Versuch 125** Wir füllen ein größeres Reagenzglas, das mit einem durchbohrten Stopfen verschlossen ist, in dem ein kurzes Glasröhrchen steckt, vollständig mit Wasser und stellen es umgekehrt in ein Becherglas mit Wasser, das zum Sieden erhitzt wird (Abb. 43). In der Kuppe sammeln sich Luftbläschen an. Bei 20°C und normalem Luftdruck (760 mm Quecksilbersäule) sind in 100 cm<sup>3</sup> Wasser rund 2 cm<sup>3</sup> Luft gelöst; durch Erwärmung kann Wasser luftfrei gemacht werden.

**Versuch 126** In Versuch 116 sahen wir, daß aus Selterswasser beim Öffnen der Flasche das unter erhöhtem Druck gelöste Kohlendioxyd wieder entweicht. Beim Erwärmen des abgestandenen Selterswassers wird weiteres Kohlendioxyd frei.

**Versuch 127** Wir verschließen eine halb gefüllte Seltersflasche durch einen Stopfen mit Ableitungsrohr, verbinden sie mit einer Wasserstrahlpumpe (oder mit einer anderen Saug-

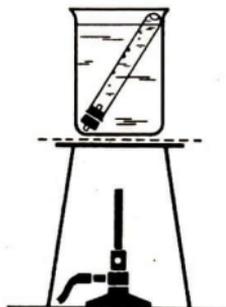


Abb. 43: Nachweis der in Wasser gelösten Luft.

Die in dem Wasser gelöste Luft wird beim Erwärmen frei und sammelt sich als kleine Luftblase in der Kuppe des Reagenzglases an.

vorrichtung) [§ 6, Abb. 5] und stellen dadurch einen Unterdruck im Innern der Flasche her; es steigen Gasblasen aus der Flüssigkeit auf.

Wir geben in abgestandenes Selterswasser fein gepulvertes Kochsalz; beim Auflösen des Salzes entweicht Kohlendioxyd. In der Kochsalzlösung ist Kohlendioxyd weniger löslich als im salzfreien Wasser.

Versuch 128

Aus diesen Beobachtungen geht hervor: Die Lösefähigkeit des Wassers für Gase wächst mit zunehmendem Druck und sinkt mit zunehmender Temperatur. Salzlösungen besitzen eine geringere Lösefähigkeit für Gase als reines Wasser.

Gegenüber flüssigen Stoffen ist die Lösefähigkeit des Wassers sehr unterschiedlich. Alkohol (Brennspiritus), Eisessig (Essigessenz), Glycerin lassen sich in jedem Verhältnis mit Wasser vermischen; Benzin, Petroleum und Öl dagegen lösen sich nicht in Wasser.

Versuch 129

### § 31. Kristallbildung aus Salzlösungen

(1) Eindunsten kalt gesättigter Lösungen — (2) Züchtung großer Kristalle aus kaltgesättigten Lösungen — (3) Kristallbildung durch Abkühlung heißer Lösungen

Salze scheiden sich aus ihren wässrigen Lösungen unter verschiedenen Bedingungen in verschiedener Weise wieder aus. Wird das Lösungsmittel vertrieben, indem man die Lösung bei höherer Temperatur schnell eindampft, so erhält man das gelöste Salz meist in feiner, pulveriger Verteilung. Beim langsamen Eindunsten indessen scheiden sich die gelösten Salze in Form von kleinen Körpern aus, die von ebenen Flächen gesetzmäßig begrenzt sind und die man Kristalle nennt.

Wir lassen kalt (bei Zimmertemperatur) gesättigte, filtrierte Lösungen von Kochsalz, Alaun und Natronsalpeter in flachen Glasschalen (*Kristallisierschalen*) in einem gleichmäßig temperierten Raum langsam eindunsten. Auf dem Boden setzen sich kleine Kristalle ab. Von Zeit zu Zeit gießt man die Lösung ab, wählt die schönsten Kristalle aus, reinigt die Schalen, legt die Kristalle wieder hinein und gießt die nochmals filtrierte Lösung wieder darauf. Die Kristalle wachsen, und wir können ihre Gestalt betrachten. Die Kochsalzkristalle haben Würfelform, die Kristalle des Alauns die Gestalt von Oktaedern, die Salpeterkristalle sind von Rhomben begrenzt. (Wichtig ist für diesen Versuch, daß die Raumtemperatur möglichst gleich bleibt; bei einem Temperaturanstieg könnten sich die bereits gebildeten Kristalle wieder auflösen.)

(1)

Versuch 130

Größere Kristalle können auch auf folgende Art gezüchtet werden. (Für diesen Versuch ist der Alaun besonders geeignet.) Man hängt einen Faden in eine gesättigte Alaunlösung, die in einem größeren Becherglas langsam und gleichmäßig eindunstet. Der Faden ist bald mit vielen kleinen Kristallen besetzt. Man entfernt alle bis auf den regelmäßigsten und hängt diesen weiter in die Lösung. Die Lösung muß von Zeit zu Zeit ergänzt werden. Die an dem Faden erneut entstehenden kleineren Kristalle sind zu entfernen. Man kann auch mit einem gut ausgebildeten Kristall des Versuchs 130 beginnen, den man an einem Faden befestigt in der Lösung wachsen läßt.

(2)

Versuch 131

(3) **Versuch 132** Dieses Verfahren kann folgendermaßen abgekürzt und verbessert werden: Man löst 100 g Alaun in 400 g Wasser durch Erwärmen auf, läßt die Lösung auf 35° bis 40°C abkühlen und gießt sie in eine Thermosflasche ( $\frac{1}{2}$  l), in der sie sehr langsam und stetig abkühlt. An einem Faden, der am Verschlußkork befestigt ist, wird ein einzelner Kristall in die Lösung gehängt; bereits nach 24 Stunden ist er zu einem großen, vollkommenen Oktaeder ausgewachsen. Auch hier ist es zweckmäßig, den Faden einige Male herauszuheben, um die kleineren Kristalle zu entfernen. (In Ermangelung einer Thermosflasche kann die Lösung auch in einem verkorkten Standzylinder aufbewahrt werden, den man in eine größere, mit Heu ausgelegte, verschlossene Kiste (Kochkiste) stellt.)

**Versuch 133** Kühlt man eine heißgesättigte, in einem Prüfglas eingefüllte Alaunlösung schnell durch Eintauchen in kaltes Wasser ab, so entsteht ein aus sehr vielen und sehr kleinen Kristallen bestehendes Kristallpulver. Große Kristalle bilden sich erst nach längerer Zeit aus. Sie bilden sich nur, wenn gesättigte Lösungen langsam eindunsten, und werden schön regelmäßig, wenn die Lösung den Kristall gleichmäßig umgibt.

## § 32. Destillation

(1) *Wiedergewinnung von Lösungsmittel und gelöstem Stoff aus Lösungen* — (2) *Destillationsvorgang und -gerät* — (3) *Vergleich verschiedener Wässer* — (4) *Destilliertes Wasser* — (5) *Hartes und weiches Wasser*

(1) Durch Eindampfen oder Eindunsten von Lösungen werden Lösungsmittel und gelöster Stoff voneinander getrennt; dabei aber bleibt nur die gelöste Substanz als Rückstand oder Kristall greifbar zurück, während das Lösungsmittel als Dampf entweicht. Um auch das Lösungsmittel in reiner Form wieder zu gewinnen, muß man den Dampf abfangen und durch Abkühlung wieder zur Flüssigkeit verdichten. Den Vorgang der Verdampfung und nachfolgenden Kondensation des Dampfes nennt man Destillation.

(2) **Versuch 134** Wir erhitzen eine Salzlösung (Kochsalzlösung, blaue Kupfersulfatlösung) in einem Rundkolben mit seitlichem Ansatzrohr (*Destillierkolben*). Der Kolben wird mit einem Stopfen verschlossen, in dessen Bohrung ein Thermometer steckt; die Quecksilberkuppe taucht nicht in die Lösung ein, sondern befindet sich in dem Dampfraum oberhalb der Flüssigkeit. Der Dampf strömt durch das Ansatzrohr ab, das in den *Kühler* geführt ist (Abb. 44). Dieser besteht aus einem geraden oder schraubenförmig gebogenen Glasrohr, das von einem Kühlwassermantel umgeben ist. Das Kühlwasser fließt dem Dampf entgegen; auf diese Weise kommt der bereits am meisten abgekühlte Dampf mit dem kältesten und daher wirksamsten Kühlwasser in Berührung, so daß auch noch die letzten Dampfreste verflüssigt werden. Der Kühler, d. h. das kurze, wassergekühlte Rohr, kann in vielen Fällen durch ein entsprechend längeres, einfach luftgekühltes Glasrohr ersetzt werden. Der im Kühler kondensierte Dampf tropft in einen Kolben, der ebenfalls noch gekühlt werden kann und die *Vorlage* genannt wird. An der Farbe und am Geschmack der gesammelten Flüssigkeit erkennt man, daß sie nichts mehr von dem

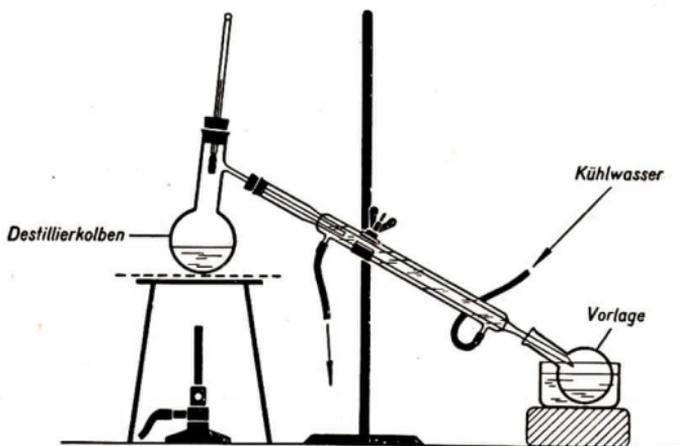


Abb. 44: Destillation.

Der aus dem Ansatzrohr des Destillationskolbens entweichende Dampf wird im Kühler kondensiert und tropft als Flüssigkeit in die Vorlage. Der Kühler besteht aus einem Glasrohr, das von einem Mantel umgeben ist, durch den das Kühlwasser dem Dampf entgegenströmt.

gelösten Stoff enthält. Bei der Destillation wässriger Salzlösungen entsteht in der Vorlage reines Wasser, während die Salze im Destillierkolben zurückbleiben.

Wir dampfen auf einem Uhrglas 20 cm<sup>3</sup> des aus der Salzlösung abdestillierten Wassers ein; es hinterbleibt kein Rückstand. Auf weiteren Uhrgläsern werden die gleichen Mengen Regenwasser, Leitungswasser, filtriertes Bach- oder Flußwasser, Quellwasser und Mineralwasser eingedampft. Regenwasser ist fast rückstandsfreies, reines Wasser. Alle anderen Wässer hinterlassen je nach ihrer Herkunft verschieden viel gelöste Substanz; die Mineralwässer enthalten die größten Mengen an gelösten Stoffen.

(3)  
Versuch 135

Für die Arbeiten in den chemischen Laboratorien und in der Industrie wird vielfach chemisch reines Wasser benötigt; man verwendet das durch Destillation gereinigte Wasser (*destilliertes Wasser, aqua destillata*).

(4)

Zur Erzeugung größerer Mengen destillierten Wassers ist das einfache Verfahren, das wir in Versuch 134 anwendeten, nämlich das Wasser zu verdampfen und den Dampf mit Hilfe von Kühlwasser zu kondensieren, unwirtschaftlich, denn die im Kühlwasser weggeführte Wärme ist meist nicht weiter verwendbar. Für 100 Liter Wasser würde man dabei 12 bis 16 kg Kohle verbrauchen. In den technischen Großdestillationsanlagen benutzt man den einmal erzeugten Dampf zur weiteren Dampfgewinnung, indem man ihn in kaltes Wasser leitet, wo er kondensiert. Die dabei abgegebene Wärmemenge erzeugt eine annähernd gleich große Menge von neuem Wasserdampf. Dieser Vorgang wird meist mehrmals wiederholt (mehrstufige Verdampfung). Der als Heizdampf wirkende Dampf muß jedesmal eine höhere Temperatur und Spannung besitzen als der neu zu erzeugende Dampf (Abb. 45).

Als Trinkwasser ist das geschmacklose destillierte Wasser ungeeignet. Gutes Trinkwasser, dessen Gewinnung vor allem für größere Städte von lebenswichtiger Bedeutung ist, soll klar, farblos und geruchlos und vor allem keimfrei sein und außerdem angenehm schmecken. Der erfrischende Geschmack des Trinkwassers beruht auf geringen Mengen gelöster Salze und gasförmiger Stoffe. Unsere Städte werden meist mit *Grundwasser* versorgt, das diese Bedingungen zum Teil bereits erfüllt. Viele Orte aber, vor allem größere Städte, die genügende Mengen Grundwasser nicht beschaffen können, sind auf die *Oberflächenwässer* (Flüsse, Teiche, Seen, Talsperren) angewiesen.

Dieses Wasser muß stets gründlich filtriert werden. In Deutschland verwendet man meist Sandfilter, die aus übereinandergeschichtetem Sand und Kies bestehen. Sie halten die schwebenden Teilchen und den größten Teil der Krankheitskeime zurück, wenn das Wasser langsam durchsickert. Nach der Filtration soll das Wasser nicht mehr als 100 Keime in  $1 \text{ cm}^3$  enthalten. Zur Entkeimung verwendet man häufig auch Chlorgas, das Bakterien und Geruchsstoffe vernichtet [§ 37, (3)].

Die Grundwässer, die sich gegenüber den Oberflächenwässern durch größere Keimfreiheit auszeichnen, haben dafür oft den Nachteil, daß sie Eisen- und Manganverbindungen enthalten, die das Aussehen und den Geschmack beeinträchtigen. Bei Berührung mit der Luft scheiden sich diese Verbindungen zum großen Teil aus und verschleimen die Leitungen. Man unterwirft eisenhaltiges Wasser vor der Filtration der *Enteisenung*, indem man es kräftig durchlüftet; dabei werden die Eisenverbindungen ausgefällt. Die gegebenenfalls notwendige *Entmanganung* wird meist in besonderen Kiesfiltern vorgenommen.

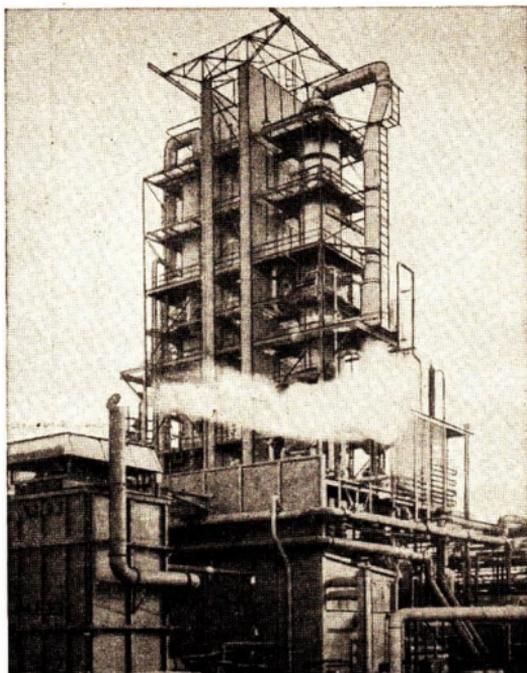


Abb. 45. Technische Großdestillationsanlage im Leuna-Werk Walter Ulbricht.

### § 33. Kristallwasser; Zersetzung von Salzen durch Erhitzen

(1) *Erwärmen von Kupfersulfat; Verlust des Kristallwassers* — (2) *Hitzespaltung des Kupfersulfats* — (3) *Zersetzung des Eisenvitriols bei hohen Temperaturen* — (4) *Gewinnung von Schwefelsäure aus Eisenvitriol* — (5) *Zusammenfassung* — (6) *Zersetzung des Kaliumpermanganats in der Hitze*

Wir untersuchen jetzt an einigen Beispielen das Verhalten der Salze bei höheren Temperaturen, um weitere Eigenschaften dieser wichtigen Stoffgruppe kennenzulernen. (1)  
Versuch 136

Wir erhitzen einige Kupfersulfatkristalle in einem offenen Prüfglas zunächst vorsichtig mit kleiner Flamme. Die blauen Kristalle zerfallen mit hörbarem Knistern zu einem weißen Pulver; gleichzeitig entweicht Wasserdampf, der sich teilweise nahe der Mündung des Glases kondensiert. Wir betupfen das weiße Pulver in einer Porzellanschale mit einigen Tropfen Wasser; die ursprüngliche Farbe des blauen Kupfervitriols kehrt zurück, und es bilden sich kleine Kristallklumpen. Die blauen Kupfersulfatkristalle verlieren beim Erhitzen Wasser und damit zugleich ihre Farbe und Gestalt; dieses zur Bildung von Kristallen notwendige Wasser nennt man Kristallwasser.

Die Kristallstücke der im Haushalt gebrauchten Soda (*Natriumkarbonat*) zerfallen, wenn sie längere Zeit an der Luft liegen, zu einem weißen Pulver. Die Natriumkarbonatkristalle enthalten ebenfalls Kristallwasser, verlieren es aber langsam bereits bei gewöhnlicher Temperatur; man sagt, die Kristalle *verwittern*.

Wir erhitzen Kupfersulfatpulver, das nach dem Verlust seines Kristallwassers farblos geworden ist, in einem schwer schmelzbaren Reagenzglas mit scharfer Flamme. Das weiße Pulver wandelt sich teilweise in schwarzes Kupferoxyd ( $\text{CuO}$ ) um; gleichzeitig entweicht aus dem Glasein weißer Rauch; es ist Schwefeltrioxyd ( $\text{SO}_3$ ), das uns von der Verbrennung des Schwefels in reinem Sauerstoff her und als Anhydrid der Schwefelsäure bekannt ist [§ 25, (1) (2) (3); § 26, (2), Vers. 106]. (2)  
Versuch 137



Kupfersulfat wird bei hohen Temperaturen chemisch in Kupferoxyd und Schwefeltrioxyd zersetzt.

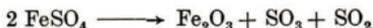
Wir erhitzen in gleicher Weise einige blaßgrüne Kristalle von Eisenvitriol (*Eisensulfat*,  $\text{FeSO}_4$ ) in einem schwer schmelzbaren Reagenzglas. Die Kristalle geben, wenn man sie vorsichtig erwärmt, zunächst ihr Kristallwasser ab und zerfallen zu einem weißen Pulver. Erhitzt man länger und stärker, so entweicht aus dem Glas wieder ein weißer Rauch ( $\text{SO}_3$ ); gleichzeitig merkt man an dem stechenden Geruch, daß auch noch Schwefeldioxyd ( $\text{SO}_2$ ) frei wird. Daß wasserfreie, farblose Eisensulfat wandelt sich dabei in Eisenoxyd ( $\text{Fe}_2\text{O}_3$ ) um. (3)  
Versuch 138

Eisensulfat ( $\text{FeSO}_4$ ) wird wie Kupfersulfat ( $\text{CuSO}_4$ ) bei hohen Temperaturen zunächst in das Metalloxyd und das Anhydrid der Schwefelsäure zersetzt:



Die Bildung des braunen Eisenoxyds ( $\text{Fe}_2\text{O}_3$ ) und der Geruch von Schwefeldioxyd ( $\text{SO}_2$ ) zeigen, daß eine weitere Umsetzung stattfindet. Das sauerstoffreiche Schwefel-

trioxyd ( $\text{SO}_3$ ) wirkt als Oxydationsmittel gegenüber dem unbeständigen Eisenoxyd ( $\text{FeO}$ ), das leicht in das beständige braune Eisenoxyd  $\text{Fe}_2\text{O}_3$  übergeht. Ein Molekül  $\text{SO}_3$  gibt ein Sauerstoffatom ab und oxydiert so zwei Moleküle  $\text{FeO}$  zu einem Molekül  $\text{Fe}_2\text{O}_3$ ; also:  $\text{SO}_3 + 2 \text{FeO} \rightarrow \text{Fe}_2\text{O}_3 + \text{SO}_2$ ; das Oxydationsmittel  $\text{SO}_3$  wird dabei zu  $\text{SO}_2$  reduziert. Der gesamte Vorgang wird durch die folgende Gleichung dargestellt:



(4)

Durch Erhitzen von Eisenvitriol wurde früher Schwefelsäure technisch gewonnen. Man erhielt eine unreine Schwefelsäure als durchsichtige, ölige Flüssigkeit, die auch Vitriol genannt wurde. Die Salze, aus denen man das Vitriol durch Erhitzen gewinnen konnte, wurden Vitriole genannt (*Kupfervitriol*, *Eisenvitriol*). Heute werden die großen Mengen reine Schwefelsäure, die von der chemischen Industrie benötigt werden, nach anderen Verfahren hergestellt.

Auch kristallisierter Alaun gibt beim Erhitzen zunächst das Kristallwasser ab und wird dann unter Bildung von Schwefeltrioxyd zersetzt.

Wir fassen unsere Beobachtungen zusammen: a) Viele Salze benötigen zum Aufbau der Kristalle Wasser, das Kristallwasser genannt wird. Einige Salze verlieren ihr Kristallwasser bereits bei gewöhnlicher Temperatur, die meisten aber geben es erst bei Erwärmung auf Temperaturen über  $100^\circ \text{C}$  ab; die Kristalle verlieren mit dem Kristallwasser zugleich ihre Gestalt und häufig auch ihre Farbe.

b) Einige Sulfate (Kupfer-, Eisen-, Aluminiumsulfat) werden bei hohen Temperaturen chemisch in die Metalloxyde und Schwefeltrioxyd zersetzt; die Hitzespaltung dieser Sulfate kann zur technischen Gewinnung von Schwefelsäure ausgenutzt werden.

(5)

**Versuch 139**

Wir erhitzen kristallisiertes Kaliumpermanganat (*übermangansaures Kali*) in einem offenen, trockenen Prüfglas mit kleiner Flamme. Das Salz knistert geräuschvoll; ein glimmender Holzspan flammt in der Öffnung des Glases hell auf. Das Kaliumpermanganat ist ein sehr sauerstoffreiches Salz; es bildet kleine, glänzende, schwarzviolette Kristalle, die sich in Wasser mit violetter Farbe auflösen. Das Salz gibt bereits bei schwachem Erhitzen Sauerstoff ab; die Kristalle zerfallen dabei zu einem schwarzen Pulver. Wegen seiner stark oxydierenden Wirkung wird das Salz als desinfizierendes, Fäulnis verhinderndes und Geruch beseitigendes Mittel im Haushalt benutzt. Außer dem Kaliumpermanganat werden noch andere sauerstoffreiche Salze beim Erhitzen unter Sauerstoffentwicklung chemisch verändert.

Allgemein läßt sich über das Verhalten der Salze bei höheren Temperaturen folgendes sagen: Manche Salze, wie z. B. das Kochsalz [§ 2, (4)], werden selbst in der Glühhitze chemisch nicht verändert; viele Salze wandeln sich jedoch bei hohen Temperaturen je nach ihrer Zusammensetzung in verschiedener Weise um. Durch einfache Erwärmung kann man daher häufig aus den zahlreichen in der Natur vorkommenden Salzen andere wertvolle Stoffe gewinnen.

## Kochsalz; Salzsäure; Chlor

### § 34. Die chemische Zerlegung des Kochsalzes; Salzsäuregas und Salzsäure

(1) *Chemischer Stoffabbau* — (2) *Einwirkung von Schwefelsäure auf Kochsalz* — (3) *Salzsäuregas* — (4) *Salzsäure*

Das Kochsalz gehört zu den in der Natur sehr weit verbreiteten Salzen. Außer dem zur Zubereitung und Konservierung von Nahrungsmitteln verwendeten Kochsalz werden bedeutende Mengen für industrielle Zwecke gebraucht. Täglich nehmen wir eine gewisse Menge Kochsalz mit der Nahrung auf. Von unseren Versuchen her kennen wir bereits einige Eigenschaften des Kochsalzes (Löslichkeit [§ 30, (1) (2)], Kristallform [§ 31, (1)]). Wir stellen uns jetzt die Aufgabe, die chemische Zusammensetzung des Kochsalzes zu ermitteln. Zu diesem Zweck versuchen wir, es chemisch zu zerlegen.

Der einfachste Weg, Stoffe chemisch abzubauen, besteht darin, sie auf hohe Temperaturen zu erhitzen und sie dadurch zu zersetzen (*einfacher Stoffabbau durch Erhitzung; Hitzespaltung*). Wir erinnern uns an die Zerlegung des Quecksilberoxyds [§ 9, (2)] und verschiedener Salze [§ 33, (2) (3) (5)] beim Erwärmen. Aus unseren ersten Versuchen [§ 2, (4)] wissen wir bereits, daß das Kochsalz selbst bei hohen Temperaturen chemisch unverändert bleibt. (1)

Eine weitere Möglichkeit, Stoffe zu zersetzen, besteht darin, andere Stoffe auf sie einwirken zu lassen (*Abbau durch Stoffeinwirkung*). So konnten wir das Wasser durch die chemisch aktiven unedlen Metalle zerlegen und dadurch seine Zusammensetzung erfahren [§ 16, (2) (4)]. Wir haben in den Säuren, besonders in der konzentrierten Schwefelsäure, Substanzen kennengelernt, die viele Stoffe chemisch angreifen. Wir versuchen, mit Hilfe der konzentrierten Schwefelsäure eine chemische Umsetzung des Kochsalzes zu erzwingen.

Wir übergießen in einem Prüfglas etwas Kochsalz mit einigen Kubikzentimetern konzentrierter Schwefelsäure. Unter lebhaftem Aufschäumen entweicht ein farbloses, stechend riechendes Gas; von der Mündung des Glases steigen durchsichtige Nebelschwaden auf. Nebel sind Ansammlungen winziger Flüssigkeitströpfchen. (Die bei diesem Versuch entstehenden Nebel zeigen, daß das Gas den in der Luft unsichtbar vorhandenen Wasserdampf zu feinen Tröpfchen verdichtet.) Wir vermuten auf Grund dieser Beobachtung, daß dieses Gas sich in Wasser lösen kann oder sich mit ihm *verbindet*. (2)

**Versuch 141** Um dieses Gas genauer zu untersuchen, stellen wir uns eine größere Menge davon mit der Versuchsanordnung Abb. 46 her. Die auf das Kochsalz tropfende Schwefelsäure erzeugt einen langsamen Gasstrom, der durch ein zweimal rechtwinklig gebogenes Rohr abgeleitet wird. Darunter stellen wir ein Becherglas mit Wasser, so daß das Rohr dicht über der Wasseroberfläche endet. Wir beobachten im Wasser farblose Schlieren, die von der Rohrmündung ausgehen. Das Gas löst sich in Wasser; die Lösung sinkt infolge ihrer größeren Dichte sichtbar auf den Boden des Glases. Die Lösung schmeckt sauer und rötet Lackmus- und Rotkohlfarbstoff. Das Gas, das von der Schwefelsäure aus dem Kochsalz ausgetrieben wird, löst sich in Wasser zu einer Säure, die Salzsäure genannt wird; das Gas selbst nennen wir deshalb Salzsäuregas.

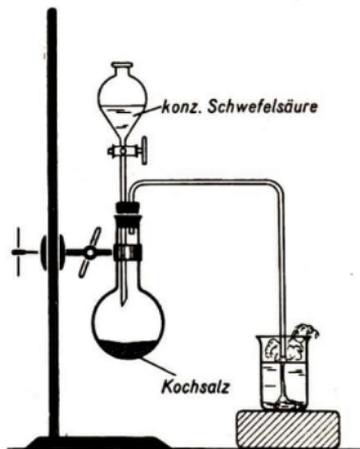


Abb. 46: Einwirkung von konzentrierter Schwefelsäure auf Kochsalz.

Die auf das Kochsalz tropfende Schwefelsäure entwickelt aus dem Salz ein Gas (Salzsäuregas), das in der Luft Nebel bildet und von Wasser aufgenommen wird. Die Lösung des Gases in Wasser sinkt in Schlieren auf den Boden des Glases und reagiert sauer (Salzsäure).

(3) **Versuch 142** Wir füllen ein trockenes, 30 bis 50 cm langes, einseitig geschlossenes Glasrohr (oder ein einfaches Reagenzglas) durch Luftverdrängung mit Salzsäuregas (Versuchsanordnung nach Abb. 46 und 15), verschließen das Rohr mit dem Daumen und halten es mit der Mündung nach unten in eine Schale mit Wasser, das mit Lackmus- oder Rotkohlauszug kräftig violett gefärbt ist. Wir geben die Öffnung unter Wasser frei. Das Wasser steigt in das Rohr hinein und färbt sich dabei rot. Verschießt man das Rohr wieder, nachdem einige Kubikzentimeter eingedrungen sind, und schüttelt um, so schießt weiteres Wasser springbrunnenartig in das Glas, wenn man die Öffnung erneut unter Wasser freigibt. Durch das Schütteln löst sich das Salzsäuregas bereits zum größten Teil in dem eingedrungenen Wasser; dadurch entsteht ein beträchtlicher Unterdruck, der das Wasser in das Rohr reißt. Die Versuche zeigen: Wasser löst große Mengen Salzsäuregas schnell zu Salzsäure. Bei 10°C kann 1 Rt Wasser etwa 450 Rt Salzsäuregas von Atmosphärendruck aufnehmen.

(4) Die reine Salzsäure ist farblos; die sogenannte *rohe* Salzsäure ist durch Verunreinigungen gelb gefärbt. Die stärkste handelsübliche Säure enthält rund 37 Gewichtsprozent Salzsäuregas, ihre Dichte beträgt 1,19 g/cm<sup>3</sup>. Diese hochkonzentrierte Säure *raucht an der Luft*; das heißt, aus der Lösung entweicht langsam Salzsäuregas, das mit der Luftfeuchtigkeit sichtbare Nebel bildet.

**Versuch 143** Wir erhitzen etwa 100 cm<sup>3</sup> *rauchende* Salzsäure mit schwacher Flamme in einem kleinen Kolben, der mit einem durchbohrten Stopfen verschlossen ist, durch den ein zweimal rechtwinklig gebogenes Ableitungsrohr geht; dieses wird — wie beim

letzten Versuch — in ein aufrechtstehendes, längeres Glasrohr oder Prüfglas geführt. Aus der erhitzten Säure entweicht ein stechend riechendes Gas, das sich in dem Rohr ansammelt. Wird das Glas mit dem Daumen verschlossen und dann unter Wasser geöffnet, so beobachten wir die gleichen Vorgänge wie beim letzten Versuch an dem aus Kochsalz und Schwefelsäure hergestellten Gas. Aus der Salzsäure wird das Salzsäuregas durch Erhitzen zum großen Teil wieder ausgetrieben; die Konzentration der rauchenden Salzsäure kann also durch Eindampfen nicht erhöht werden, da hierbei das gelöste Gas entweicht.

### § 35. Zerlegung und Aufbau des Salzsäuregases

(1) *Nachweis von Wasserstoff im Salzsäuregas* — (2) *Die Oxydation der Salzsäure* — (3) *Chlor* — (4) *Die Synthese des Salzsäuregases* — (5) *Photochemische Reaktion* — (6) *Chlor-Knallgas* — (7) *Die Verbrennung von Wasserstoff in Chlorgas* — (8) *Leuchtgas und Chlor* — (9) *Zusammenfassung*

Die Frage nach der Zusammensetzung des Kochsalzes, die den Ausgangspunkt unserer Untersuchungen bildete, wird sich erst beantworten lassen, wenn wir den chemischen Aufbau des aus dem Kochsalz dargestellten Salzsäuregases bzw. der Salzsäure kennen.

Wir wissen, daß die Salzsäure mit unedlen Metallen Wasserstoff entwickelt [§ 27, (2), (7)]. Das Salzsäuremolekül enthält, wie jedes Säuremolekül, das Element Wasserstoff. Es ergibt sich nun die Frage: Ist der Wasserstoff erst durch die Auflösung des Salzsäuregases in das Säuremolekül gelangt, oder ist das Salzsäuregas selbst bereits eine Wasserstoffverbindung?

Wir legen in ein horizontal gehaltenes, trockenes Reagenzglas einige Scheiben sauberes Natrium und leiten trockenes Salzsäuregas hindurch, das aus Koch-

Versuch 144

salz und konzentrierter Schwefelsäure hergestellt wird (Abb. 47). Wir erhitzen das Natrium; bald glüht es hell auf und zeigt dadurch an, daß es mit dem Salzsäuregas chemisch reagiert. Das aus dem Ableitungsrohr austretende Gas läßt sich jetzt entzünden; es verbrennt mit kleiner Flamme, die in einem darübergehaltenen trockenen Becherglas einen Wasserbeschlag erzeugt; aus dem Salzsäuregas wird also durch erhitztes Natrium Wasserstoff abgespalten. Der Versuch zeigt, daß Salzsäuregas eine wasserstoffhaltige Verbindung ist.

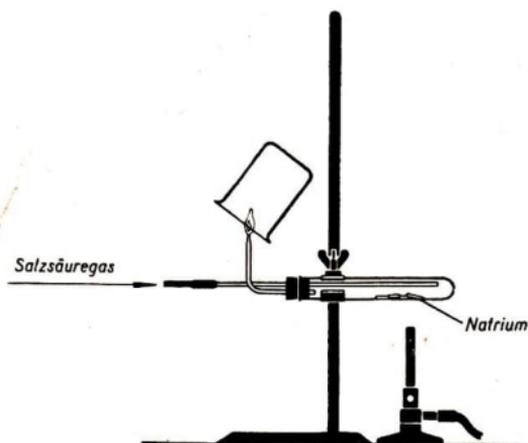


Abb. 47: Umsetzung von Salzsäuregas mit Natrium.

Das erhitzte Natrium wandelt sich in ein weißes Pulver um. Das aus dem Ableitungsrohr austretende Gas läßt sich entzünden; die kleine Flamme erkennt man durch den Wasserbeschlag im Becherglas als brennenden Wasserstoff.

- (2) Es handelt sich jetzt darum, den Säurerest der Salzsäure zu untersuchen. Wir können Aufschlüsse über den Säurerest erwarten, wenn es gelingt, den Säurewasserstoff anderweitig chemisch zu binden und dadurch das Säuremolekül zu zersetzen. Wasserstoff besitzt eine große Affinität zu Sauerstoff. Es liegt deshalb nahe zu versuchen, den Wasserstoff der Salzsäure chemisch an Sauerstoff zu binden, indem wir ein kräftiges Oxydationsmittel auf die Salzsäure einwirken lassen. Das sauerstoffreiche und leicht Sauerstoff abgebende Kaliumpermanganat ist hierzu gut geeignet [§ 33, (5)].

**Versuch 145** Wir geben in einem Prüfglas auf einige Kaliumpermanganatkristalle (etwa  $\frac{1}{2}$  g) tropfenweise reine konzentrierte Salzsäure. Das Glas füllt sich mit einem gelbgrünen Gas, das sehr unangenehm riecht und die Atmungsorgane heftig reizt.

**Vorsicht!** (Vorsicht! Man hält, um den Geruch eines Gases festzustellen, das Entwicklungsgefäß nicht direkt unter die Nase, sondern fächelt sich mit der Hand etwas von dem entweichenden Gas zu!) Dieses Gas heißt Chlor.

- (3) Nach langen Untersuchungen wurde das Chlor als chemischer Grundstoff erkannt; sein Zeichen ist Cl. Chlor ist ein sehr giftiges Gas; es ist etwa  $2\frac{1}{2}$  mal so schwer wie Luft.

- (4) Die beiden letzten Versuche ergeben als Bestandteile des Salzsäuregases und der Salzsäure die Elemente Chlor und Wasserstoff. Wir untersuchen jetzt noch, ob es möglich ist, das Salzsäuregas aus diesen beiden Elementen aufzubauen. Gelingt die Synthese, so ist dadurch der Beweis erbracht, daß Salzsäuregas außer Chlor und Wasserstoff keine weiteren Elemente enthält.

**Versuch 146** Für diese Versuche stellen wir Chlorgas in größeren Mengen mit der in Abb. 48 wiedergegebenen Anordnung her, die unter dem Abzug aufgebaut ist. Aus dem Trichter tropft konzentrierte Salzsäure in den Kolben auf Kaliumpermanganatkristalle. Das Chlorgas wird zunächst durch eine mit Wasser gefüllte Gaswaschflasche geleitet;

**Vorsicht!** dadurch werden etwa mitgerissene Salzsäuretröpfchen zurück-

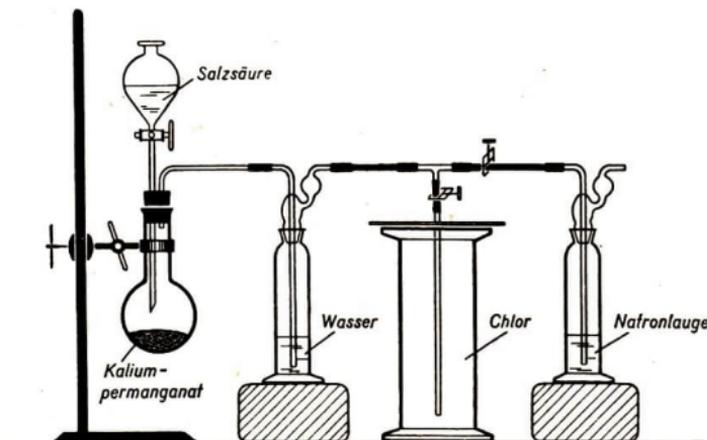


Abb. 48: Darstellung von Chlor durch Oxidation von Salzsäure und Kaliumpermanganat.

Das in dem Kolben entstehende Chlorgas strömt durch eine Waschflasche mit Wasser, wo mitgerissene Salzsäuretröpfchen zurückgehalten werden. Der Zylinder wird durch Luftverdrängung mit dem gelbgrünen Chlor gefüllt. Überschüssiges Chlor wird durch Natronlauge geleitet, die das Chlorgas bindet.

gehalten. Gleichzeitig wird allerdings ein Teil des Chlors von dem Wasser gelöst. Wir heben diese Lösung, das *Chlorwasser*, für die spätere Untersuchung auf. Infolge seiner großen Dichte kann das Chlorgas einfach durch Luftverdrängung aufgefangen werden. Das Auffanggefäß ist dabei mit einer durchbohrten Holzplatte bedeckt, durch die das Ableitungsrohr lose gesteckt ist. An der Farbe des Gases ist zu erkennen, wann der Zylinder mit Chlor gefüllt ist. Man kann Chlorgas auch in der pneumatischen Wanne auffangen; als Sperrflüssigkeit verwendet man dann eine gesättigte Kochsalzlösung, weil sich darin das Chlor weniger stark löst als in gewöhnlichem Wasser. Überschüssiges Chlorgas wird durch eine Waschflasche mit Natronlauge geleitet, von der es fast restlos gebunden wird. Aus 10 g Kaliumpermanganat erhält man durch Zugabe von 65 cm<sup>3</sup> konzentrierter Salzsäure etwa 3,5 l Chlorgas.

Wir füllen einen Zylinder (200 bis 300 cm<sup>3</sup>) pneumatisch mit Chlor, ferner einen gleich großen mit Wasserstoff, bedecken beide mit Glasplatten, stellen sie mit den Öffnungen aufeinander und ziehen die trennenden Platten fort (Abb. 49). Durch mehrfaches Umschwenken sorgen wir für eine gute Durchmischung der beiden Gase. Wir trennen dann die Zylinder, nachdem wir die Glasplatten wieder zwischen die aufeinandergesetzten Mündungen geschoben haben. Nun entfernen wir die Platten von den aufrechtstehenden Zylindern und halten sofort einen brennenden Span über die Öffnung. Das Wasserstoff-Chlor-Gemisch explodiert heftig mit fahlblauer Stichflamme. Aus den Zylindern steigen Nebel auf, die den stechenden Geruch der Salzsäurenebel besitzen. Wir spülen die Zylinder nach der Explosion mit Wasser aus; dieses reagiert danach stark sauer und zeigt die Eigenschaften einer verdünnten Salzsäure.

Versuch 147

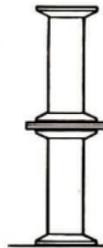


Abb. 49: Herstellung eines Wasserstoff-Chlor-Gemisches (Chlorknallgas).

Chlorgas wird mit dem gleichen Volumen Wasserstoff vermischt, indem man die mit den Öffnungen aufeinandergestellten Zylinder mehrmals umschwenkt, nachdem die Glasplatten herausgezogen sind. Das Gemisch explodiert bei Entzündung mit lautem Knall und fahlblauer Stichflamme; nach der Explosion beobachtet man Salzsäurenebel.

Wir füllen drei Reagenzgläser in der pneumatischen Wanne zuerst zur Hälfte mit Chlor, danach zur anderen Hälfte mit Wasserstoff und verschließen sie unter Wasser mit weichen Gummistopfen. Über das erste Prüfglas, das aufrecht auf seinem Stopfen auf den Tisch gestellt wird, stülpen wir eine dickwandige Pulverflasche aus farblosem Glas (Abb. 50). In etwa 15 cm Entfernung blasen wir aus einer Glasröhre etwas Magnesiumpulver in die nichtleuchtende Flamme eines Gasbrenners. Beim Aufleuchten des hellen Magnesiumblitzes explodiert das Wasserstoff-Chlor-Gemisch und zertrümmert das Prüfglas; in der Flasche sind Salzsäurenebel zu beobachten. Die explosive Umsetzung zwischen Chlor und Wasserstoff wird bereits durch helle Beleuchtung ausgelöst. Man nennt chemische Reaktionen, die unter der Einwirkung des Lichtes erfolgen, photochemische Reaktionen.

(5)  
Versuch 148

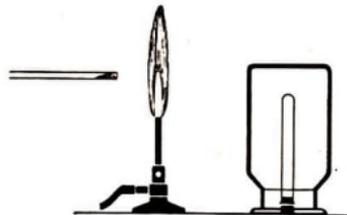


Abb. 50: Explosion von Chlorknallgas bei Beleuchtung (photochemische Reaktion).

Das Gemisch gleicher Raunteile von Chlor- und Wasserstoffgas in dem Prüfglas explodiert unter der Einwirkung des Lichtes und geht in die Verbindung Salzsäuregas über, das die Schutzflasche mit seinen Nebeln anfüllt.

Wir wiederholen den Versuch, indem wir über das zweite mit dem Wasserstoff-Chlor-Gemisch gefüllte Prüfglas eine Flasche aus braunem und über das dritte eine Flasche aus blauem Glas setzen. Das unter der blauen Flasche stehende Reagenzglas wird bei Belichtung zertrümmert; das Prüfglas unter der braunen Flasche bleibt unverändert. Nicht jedes Licht vermag die chemische Reaktion auszulösen; rotes und gelbes Licht sind in diesem Falle unwirksam, blaues und besonders ultravioletes Licht, an dem der Magnesiumblitz reich ist, führen die Explosion herbei.

(6)

Gemische von Wasserstoff und Chlor sind explosiv und werden Chlorknallgas genannt. Am heftigsten reagiert ein Gemenge aus gleichen Raumteilen beider Gase. Bei gewöhnlicher Temperatur und im zerstreuten Tageslicht verbinden sich die Elemente Chlor und Wasserstoff sehr langsam; bei Entzündung und bereits bei starker Belichtung (Sonnenlicht, Magnesiumlicht) setzen sich die Gase sehr schnell und explosionsartig zu Salzsäure um.

(7)

## Versuch 149

Wir senken eine kleine, aus einem engen Glasrohr brennende Wasserstoffflamme in einen mit Chlorgas gefüllten Standzylinder (Abb. 51). Die Flamme nimmt sofort eine fahlblaue Färbung an. Aus dem Zylinder entweichen Salzsäurenebel, die feuchtes blaues Lackmuspapier schnell röten.

Die drei letzten Versuche zeigen: Salzsäuregas kann synthetisch aus den beiden Elementen Chlor und Wasserstoff hergestellt werden. Die chemische Bezeichnung der Verbindung ist deswegen Chlorwasserstoff oder Chlorwasserstoffgas; ihre Formel ist HCl.

Wenn Wasserstoffgas an der Luft auf seine Entzündungstemperatur (etwa 500° C) erhitzt wird, so *verbrennt* es; es verbindet sich mit Sauerstoff zu Wasser. Die große, bei der Oxydation freiwerdende Wärmemenge (*Verbrennungswärme*) steigert die Temperatur des Wasserstoffes bis zur Lichtaussendung; wir sehen eine Wasserstoffflamme. Bringen wir die Wasserstoffflamme, d. h. den heißen Wasserstoff, in einen Raum mit Chlorgas, so hört der Oxydationsvorgang infolge der Abwesenheit von Sauerstoff auf, aber die Umsetzung mit Chlor setzt ein. Auch bei der Reaktion des Wasserstoffes mit Chlor wird Wärme frei. Dadurch wird der Wasserstoff so hoch erhitzt, daß er Licht von fahlblauer Farbe aussendet. Man sagt deshalb häufig: *Wasserstoff verbrennt in Chlor*. In dieser Redewendung wird der Ausdruck *verbrennen* in allgemeinerer Bedeutung gebraucht, als wir es sonst getan haben. Wir sprachen bisher nur von einer *Verbrennung*, wenn ein Stoff sich unter Licht- und Wärmeentwicklung mit Sauerstoff verbindet. Im erweiterten Sinne sagt man auch, ein Stoff *verbrennt*, wenn er sich mit irgendeinem Element unter Feuererscheinung verbindet. Unklarheiten werden vermieden, wenn jedesmal das Ergebnis der *Verbrennung* angegeben wird. *Wasserstoff verbrennt in der Luft zu Wasser (Wasserstoffoxyd); Wasserstoff verbrennt in Chlor zu Chlorwasserstoffgas.*

(8)

## Versuch 150

Wir wiederholen den Versuch Nr. 149, verwenden aber statt des reinen Wasserstoffes Leuchtgas. Leuchtgas brennt in Chlorgas mit dunkelroter, stark rußender Flamme weiter. Das Chlor verbindet sich hierbei, wie wir erwarten, mit dem freien, im Leuchtgas vorhandenen Wasserstoff. Die Affinität des Chlors zum Wasserstoff ist aber so groß, daß es auch den Wasserstoff an sich reißt, der in

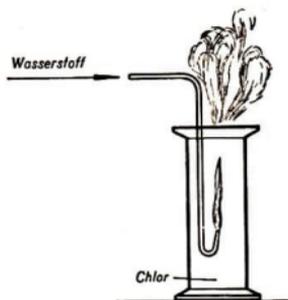


Abb. 51: *Verbrennen von Wasserstoff in Chlorgas.*

Eine Wasserstoffflamme brennt mit fahlem, blauem Licht in Chlorgas weiter. Chlor und Wasserstoff verbinden sich zu Salzsäuregas, das an der Nebelbildung in der Luft erkennbar ist.

den Kohlenstoff-Wasserstoff-Verbindungen des Leuchtgases enthalten ist; der Kohlenstoff dieser Verbindungen bleibt in fester Form als Ruß zurück.

Die Versuche dieses Abschnittes zeigen eindeutig: Salzsäuregas ist eine Verbindung der beiden gasförmigen Elemente Wasserstoff und Chlor. (9)

Wird Chlorwasserstoffgas in Wasser aufgelöst, so entsteht die Salzsäure. Es bleibt noch die Frage offen, welche Rolle das Wasser bei dem Lösungsvorgang spielt. Die eine Möglichkeit besteht darin, daß sich die Wassermoleküle mit den HCl-Molekülen chemisch verbinden, wie es bei der Auflösung von Schwefeldioxyd und Kohlendioxyd der Fall ist, wo aus Wasser ( $H_2O$ ) und Schwefeldioxyd ( $SO_2$ ) die schweflige Säure ( $H_2SO_3$ ) bzw. aus Kohlendioxyd ( $CO_2$ ) und Wasser ( $H_2O$ ) die Kohlensäure ( $H_2CO_3$ ) entsteht [§ 25, (3) (5)]. Die andere Möglichkeit ist, daß nur eine physikalische Auflösung des Chlorwasserstoffgases in Wasser stattfindet, ohne daß sich die HCl-Moleküle mit den  $H_2O$ -Molekülen chemisch verbinden. Um die Frage zu klären, untersuchen wir die Salze der Salzsäure. Wenn die Salzsäure eine chemische Verbindung von Chlorwasserstoffgas (HCl) und Wasser ( $H_2O$ ) wäre, dann müßten ihre Salze einen sauerstoffhaltigen Säurerest besitzen. Liegt aber in der Salzsäure eine solche Verbindung von HCl- und  $H_2O$ -Molekülen nicht vor, dann können die salzsauren Salze keinen Sauerstoff enthalten.

## § 36. Chloride

(1) Die Einwirkung von Chlorgas auf Natrium — (2) Chlor und Eisen — (3) Chlor und Kupfer — (4) Metallchloride — (5) Die Umsetzung von Chlorwasserstoff mit Kupferoxyd — (6) Salzsäure und Kupferoxyd — (8) Die Neutralisation der Salzsäure mit Natronlauge — (9) Zusammenfassung — (10) Löslichkeit und Nachweis der Chloride — (11) Gleichung für die Einwirkung der Schwefelsäure auf Chloride

Wir klären zunächst das Verhalten des Chlorgases gegenüber den Metallen, bevor wir an die Untersuchung der salzsauren Salze gehen.

Wir beschriften die Waschflasche hinter dem Chlorentwicklungs Kolben in der Versuchsanordnung Abb. 48 mit konzentrierter Schwefelsäure statt mit Wasser; dadurch wird das durch die Oxydation von Salzsäure mit Kaliumpermanganat entstehende Chlorgas getrocknet. Wir füllen eine größere trockene Pulverflasche durch Luftverdrängung mit getrocknetem Chlor und werfen einige möglichst dünne und sorgfältig gereinigte Natriumscheiben hinein. Die mit dem eingeschlif- (1) Versuch 151  
fenen Glasstopfen gut verschlossene Flasche wird mehrmals geschüttelt, damit die Natriumscheiben nicht an der Wandung haften bleiben. Nach einigen Tagen ist die gelbgrüne Farbe des Chlorgases nicht mehr zu sehen. Das Natrium hat sich in ein leicht lösliches schneeweißes Pulver umgewandelt. Die Lösung hat den Geschmack des Kochsalzes. Wir lassen einen Tropfen auf einem Objektträger, den Rest in einem Uhrglas eindunsten und erhalten die typischen, würfelförmigen Kristalle des Kochsalzes (Abb. 1 a, b).

Die bei gewöhnlicher Temperatur langsam verlaufende Umsetzung von Chlor mit Natrium geht bei erhöhter Temperatur sehr schnell vor sich. Wir erhitzen einige dünne, gut gereinigte Streifen Natrium auf einem Porzellanschiffchen in (1) Versuch 152

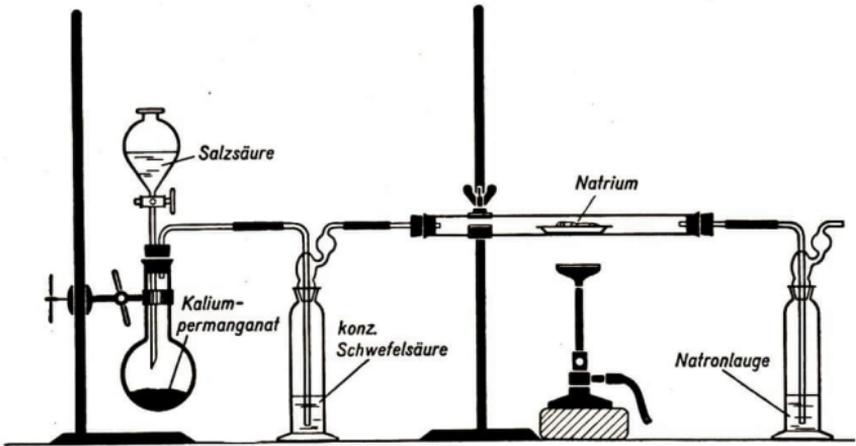


Abb. 52: Erhitzen von Metallen (Natrium) im Chlorstrom.

Das in dem Kolben aus Salzsäure und Kaliumpermanganat entwickelte Chlorgas wird in der Waschflasche durch konz. Schwefelsäure getrocknet und dann über erhitztes Natrium geleitet. Natrium verbindet sich unter Aufgähnen mit Chlor zu einem weißen Pulver, Natriumchlorid oder Kochsalz. Das überschüssige Chlor wird in einer zweiten Waschflasche von Natronlauge aufgenommen.

einer dickwandigen, schwerschmelzbaren Glasröhre und leiten trockenes Chlorgas über das geschmolzene Metall (Abb. 52). Das überschüssige Chlor strömt wieder durch eine Waschflasche mit Natronlauge, die das Gas fast restlos bindet. Unter hellem Aufglühen verbindet sich das Natrium mit dem Chlor zu einem weißen Pulver, das wir am Geschmack und an den aus der wässrigen Lösung entstehenden würfelförmigen Kristallen als Kochsalz erkennen.

**Versuch 153** Die Reaktion des Chlors mit Natrium läßt sich auch in einfacher Weise beobachten, indem wir ein Stück sauberes, entrindetes Natrium auf einem Verbrennungslöffel erhitzen und dann brennend in einen mit Chlorgas gefüllten Zylinder oder Kolben tauchen. Das Natrium brennt in dem Chlorgas weiter. An der Wand des Gefäßes setzt sich Kochsalz ab; auf dem Löffel bleibt ein weißer Rückstand, der in Wasser aufgelöst wird. Nach dem Verdunsten erkennt man an der Kristallform, daß der Rückstand aus Kochsalz bestand.

Die Versuche zeigen: Chlor verbindet sich mit Natrium zu Kochsalz; die Formel dieser Verbindung ist  $\text{NaCl}$ .

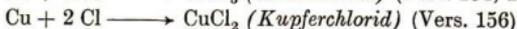
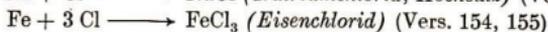
(2)  
**Versuch 154** Wir erhitzen einen Bausch Stahlwolle oder eine Wendel aus dünnem Eisendraht (0,1 mm) in einem schwerschmelzbaren Glasrohr und leiten einen Chlorstrom hindurch (Abb. 52). Unter Aufglühen verbindet sich das Eisen mit dem Chlor zu einem gelbbraunen Pulver, das von dem Chlorstrom mitgenommen wird und sich an dem kühleren Rohrende absetzt.

**Versuch 155** Wir erhitzen Eisenpulver auf einem Verbrennungslöffel zum Glühen und senken den Löffel in einen Zylinder oder Kolben mit Chlorgas. Das Eisen glüht hell auf. Das Gefäß füllt sich mit einem dichten, braunen Rauch, der sich als gelbbraunes Pulver an der Wand absetzt. Das Reaktionsprodukt, die Eisen-Chlor-Verbindung, löst sich in Wasser zu einer gelbbraunen Flüssigkeit auf.

In der gleichen Versuchsanordnung (Abb. 52) leiten wir Chlorgas über erhitzte Kupferwolle oder gewendelten dünnen Kupferdraht. Das Metall wandelt sich unter Aufglühen in ein grünes Pulver um, das mit Wasser eine grünblaue Lösung bildet; beim Eindunsten scheidet sich die Kupfer-Chlor-Verbindung in grünen Kristallen aus. (3)  
Versuch 156

Chlor greift in der Kälte langsam, in der Hitze schnell alle Metalle, auch die Edelmetalle Silber, Gold und Platin an und bildet mit ihnen salzartige Verbindungen, die Chloride genannt werden. (4)

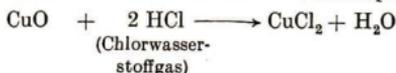
In den Metallverbindungen ist das Chlor wie im Chlorwasserstoff einwertig. Die Gleichungen für die bei unseren Versuchen beobachteten Umsetzungen lauten daher:



Die Chloride sind Salze; sie entstehen durch unmittelbare Vereinigung der Metalle mit dem nichtmetallischen Element Chlor und enthalten daher keinen Sauerstoff. Dieser Salzbildungsvorgang unterscheidet sich grundlegend von den uns bisher bekannten Arten der Salzbildung, bei denen die Salze durch die Umsetzung einer Säure entweder mit unedlen Metallen, mit Metalloxyden oder mit Metallhydroxyden (Basen) entstanden [§ 29, (6)].

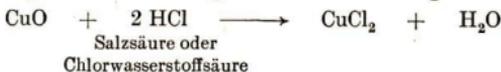
Wir untersuchen jetzt die Salze der Salzsäure. Wir stellen diese Salze her, indem wir reine Salzsäure entweder auf Metalle oder Metalloxyde einwirken lassen oder indem wir sie durch eine Base neutralisieren.

In einem Vorversuch leiten wir Chlorwasserstoffgas, das wir aus Kochsalz und konzentrierter Schwefelsäure herstellen (wie in Abb. 46), über pulverförmiges Kupferoxyd, das wir in einem Brennrohr erhitzen (wie in Abb. 32). Das schwarze Kupferoxyd wandelt sich in grünes Kupferchlorid um; gleichzeitig setzen sich an dem kühleren Ende des Rohres Wassertröpfchen ab: (5)  
Versuch 157



Wir übergießen jetzt in einem Prüfglas Kupferoxyd mit reiner (farbloser) Salzsäure und erwärmen. Über dem Metalloxyd entsteht eine grünblaue Lösung, aus der beim Eindunsten grünes Kupferchlorid auskristallisiert. Versuch 158

Das durch die Einwirkung von Salzsäure auf Kupferoxyd gebildete Kupfersalz der Salzsäure ist das Kupferchlorid  $\text{CuCl}_2$ . Die Salzsäure, d. h. die wässrige Lösung des Chlorwasserstoffgases, bildet mit Kupferoxyd die gleiche Verbindung wie das Chlorwasserstoffgas selber. Die Salzsäure hat daher die gleiche formelmäßige Zusammenstellung wie das Salzsäuregas, nämlich  $\text{HCl}$ . Eine chemische Vereinigung von  $\text{HCl}$ - und  $\text{H}_2\text{O}$ -Molekülen findet also bei der Auflösung des Chlorwasserstoffgases in Wasser nicht statt. Der chemische Name der Salzsäure ist deswegen Chlorwasserstoffsäure. Die Gleichung für die Einwirkung von Salzsäure oder Chlorwasserstoffsäure auf Kupferoxyd lautet wie die soeben aufgestellte Gleichung für die Umsetzung von Chlorwasserstoffgas mit Kupferoxyd:



- (7) Wir übergießen Eisenpulver oder Eisenspäne mit reiner, farbloser Salzsäure.  
**Versuch 159** Das Metall wird unter lebhafter Wasserstoffentwicklung aufgelöst. Es bildet sich eine Lösung von der gleichen gelbbraunen Färbung wie die in dem Versuch 154/155 erhaltene Eisenchloridlösung:



- Versuch 160** Wir geben in einem Prüfglas Salzsäure auf braunes Eisenoxyd  $\text{Fe}_2\text{O}_3$ . Es entsteht, ohne daß Wasserstoff entwickelt wird, eine gelbbraune Lösung von Eisenchlorid:



- (8) Wir lassen in einem Becherglas zu 20 cm<sup>3</sup> Natronlauge, die mit einem Indikator (Lackmus- oder Rotkohlfarbstoff) versetzt ist, langsam aus einer Bürette verdünnte Salzsäure bis zur Neutralisation zufließen (Abb. 40). Die neutrale Lösung hat den Geschmack des Kochsalzes; beim Eindunsten ergeben sich die charakteristischen würfelförmigen Kochsalzkristalle:



- (9) **Kochsalz ist das Natriumsalz der Salzsäure.**

Wir fassen die Ergebnisse unserer Beobachtungen zusammen:

**Die Salzsäure, die bei der Auflösung von Chlorwasserstoffgas in Wasser entsteht, hat die Formel HCl. Ihre chemische Bezeichnung ist deshalb Chlorwasserstoffsäure.**

Die Chlorwasserstoffsäure enthält im Gegensatz zu den uns bisher bekannten Säuren, die durch die Verbindung von Nichtmetalloxyden mit Wasser entstanden waren (§ 25), keinen Sauerstoff; Salzsäure ist eine sauerstofffreie Säure.

Die Salze der Chlorwasserstoffsäure heißen Chloride. Die Chloride entstehen auch ohne die Säure bei der Einwirkung des sehr reaktionsfähigen Chlorgases auf Metalle.

- (10) Die Mehrzahl der Chloride ist leicht in Wasser löslich; Ausnahmen sind das schwer lösliche Bleichlorid ( $\text{PbCl}_2$ ) und das sehr schwer lösliche Silberchlorid ( $\text{AgCl}$ ).  
**Versuch 162** Wir geben in einem Prüfglas zu einer stark verdünnten Salzsäure aus einer Pipette tropfenweise eine Lösung von Silbernitrat ( $\text{AgNO}_3$ ); es fällt ein weißer, käsiger Niederschlag von Silberchlorid aus, der von der Eintropfstelle herabsinkt:



Der gleiche Niederschlag entsteht aus den Lösungen aller Chloride, z. B.



oder



Wir stellen die Prüfgläser mit den Silberchloridausfällungen ins helle Sonnenlicht. Das weiße Silberchlorid färbt sich nach einiger Zeit zunächst violett und wird schließlich schwarz. Unter dem Einfluß des Lichtes wird Silberchlorid photochemisch zersetzt:



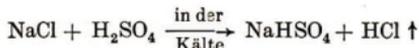
Das in feinsten Verteilung ausgeschiedene Silber ist schwarz. Der charakteristische Niederschlag von Silberchlorid, der bei der Umsetzung der Chlorwasserstoffsäure und der löslichen Chloride mit Silbernitrat entsteht, dient als Nachweis der Salzsäure und ihrer Salze.

Die unter dem Einfluß des Lichtes erfolgte Zersetzung von Silbersalzen bildet die chemische Grundlage der Photographie. Die photographischen Platten und Filme enthalten als lichtempfindlichen Stoff *Bromsilber* (*Silberbromid*), eine dem Silberchlorid sehr ähnliche Verbindung. Die Schwärzung der belichteten und entwickelten Platte ist auf die Ausscheidung von metallischem Silber zurückzuführen.

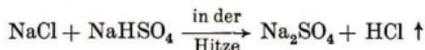
Wir setzen zu einigen Kubikzentimetern Leitungswasser einige Tropfen Silbernitratlösung; wir beobachten eine weißliche Trübung, die anzeigt, daß Leitungswasser geringe Mengen von Chloriden gelöst enthält. Destilliertes Wasser bleibt bei Zusatz von Silbernitrat klar. Versuch 163

Um zu prüfen, ob in einem Stoff Chloride vorhanden sind, schüttelt man den pulverisierten Stoff mit destilliertem Wasser und versetzt dieses dann mit Silbernitrat. Sind Chloride anwesend, so lösen sie sich in dem Wasser auf und fallen nach der Zugabe des Silbernitrats als unlösliches Silberchlorid aus.

Wir kennen jetzt die Zusammensetzung des Kochsalzes und der Salzsäure und können nun die Gleichung für die Einwirkung der konzentrierten Schwefelsäure auf Kochsalz aufstellen [§ 32, (2)]. Die Ausgangsstoffe sind Kochsalz (NaCl) und Schwefelsäure (H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>); als Endstoff erhalten wir neben dem entweichenden Salzsäuregas (HCl) ein in dem Kolben zurückbleibendes Salz der Schwefelsäure: (11)



In der Kälte entsteht aus einem Molekül NaCl und einem Molekül H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> zunächst das saure Natriumsulfat NaHSO<sub>4</sub> [§ 20, (4)]. Wird der Kolbeninhalt erhitzt, so setzt sich das saure Natriumsulfat mit weiterem Kochsalz um; dabei entsteht wieder Salzsäuregas und das normale Natriumsulfat:



Die schwerflüchtige konzentrierte Schwefelsäure verdrängt die leichtflüchtige Salzsäure aus ihrem Salz, dem Kochsalz, und bildet das Natriumsulfat.

Auch in der chemischen Industrie wird nach diesem Vorgang die Salzsäure in großem Maßstab durch Einwirkung von konzentrierter Schwefelsäure auf Kochsalz bei höheren Temperaturen gewonnen. Eine Großanlage dieser Art befindet sich im Leuna-Werk Walter Ulbricht (Leuna bei Merseburg).

## § 37. Chlor

(1) *Bisherige Ergebnisse* — (2) *Chlorwasser* — (3) *Keimtötende Wirkung* — (4) *Bleichwirkung* — (5) *Trockenes und feuchtes Chlor* — (6) *Die unterchlorige Säure und ihre Salze* — (7) *Chlorkalk* — (8) *Kaliumchlorat* — (9) *Zusammenfassung*

Bevor wir weitere Eigenschaften und Verbindungen des Chlors untersuchen, stellen wir unsere bisherigen Kenntnisse von diesem Element kurz zusammen. (1)

Chlor ist ein gelbgrünes, auffallend unangenehm und stechend riechendes, sehr giftiges Gas; es reizt alle Schleimhäute stark und wirkt zerstörend auf die Lungen- gewebe. Man muß deshalb beim Arbeiten mit diesem Gas sehr vorsichtig sein; größere Mengen Chlor dürfen nur unter dem Abzug hergestellt werden, so daß kein Gas in den Arbeitsraum gelangt und eingeatmet wird. Chlor ist schwerer als Luft, seine Dichte beträgt 3,2 g/Liter. Chlor ist ein chemisch sehr reaktionsfähiges Element; es verbindet sich unter großer Energieentwicklung mit Wasserstoff [§ 35, (4)] und mit allen Metallen zu Metallchloriden [§ 36, (4)].

- (2) In Versuch 146 (Abb. 48) ließen wir das Chlor, das aus der Salzsäure durch Oxyda- tion mit Kaliumpermanganat entwickelt wurde, zunächst durch eine Wasch- flasche mit Wasser strömen. Bei längerer Versuchsdauer nimmt das Wasser eine schwach gelbgrüne Färbung und den Geruch des Chlors an. Bei normalem Druck und 20° C lösen sich 2,3 Rt Chlor in 1 Rt Wasser; die Lösung heißt Chlorwasser. Man kann sich infolgedessen vor Chlorgas schützen, indem man durch ein feuchtes, vor Mund und Nase gehaltenes Tuch atmet.
- (3) Wir gießen etwas Chlorwasser in fauliges Wasser (abgestandenes Wasser aus Blumenvasen). Der unangenehme Geruch läßt nach, da die Fäulnisbakterien schnell abgetötet werden. Man verwendet die keimtötende Wirkung des Chlors zum Desin- fizieren von Trinkwasser. 3 Rt Chlor genügen, um 10 Millionen Rt Wasser keimfrei zu machen, ohne den Geschmack nachteilig zu beeinflussen.
- (4) Wir tauchen einen mit Lackmuslösung oder Rotkohlauszug getränkten Papier- streifen in Chlorwasser; der Farbstoff wird schnell ausgebleicht. Eine Lösung des blauen Indigo farbstoffes wird durch Zugabe von Chlorwasser sofort entfärbt. Wir bringen in einen mit Chlorgas gefüllten Zylinder grüne Blätter und bunte Blüten; nach kurzer Zeit haben die Pflanzen ihre Farbe verloren. Chlor zerstört alle Pflanzenfarbstoffe; es kann deshalb technisch als Bleichmittel verwendet werden.
- (5) Wir füllen einen Standzylinder einige Zentimeter hoch mit konzentrierter Schwefel- säure, einen zweiten, gleich großen mit der gleichen Menge Wasser und danach beide mit Chlorgas. Der erste Zylinder enthält trockenes, der zweite feuchtes Chlor. Beide werden mit Stopfen oder Glasplatten verschlossen, an denen trockenes Lack- muspapier hängt. Nach einiger Zeit ist das Papier in dem feuchten Chlor gebleicht, in dem trockenen Chlor bleibt die Farbe erhalten. Dieser Versuch zeigt: Die Bleichwirkung des Chlors tritt nur bei Gegenwart von Wasser ein.
- (6) Chlorwasser ist nur dann längere Zeit haltbar, wenn es in braunen Flaschen und im Dunkeln aufbewahrt wird; in Flaschen aus gewöhnlichem Glas verliert es bald seine Farbe und seine Wirkung. Wir füllen einen Kochkolben (500 cm<sup>3</sup>) mit frischem Chlorwasser, hängen ihn an einem Stativ mit der Mündung nach unten in Wasser und lassen das Chlorwasser einige Tage im hellen Licht stehen (Abb. 53). In der Kuppe sammelt sich ein Gas an, das wir mit einem glimmenden Holz- span als Sauerstoff erkennen.

Im Chlorwasser ist der größte Teil des Chlorgases physikalisch gelöst; ein ge- ringer Teil aber setzt sich chemisch mit Wasser um:

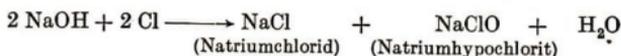


es entsteht ein Gemisch von Chlorwasserstoffsäure HCl und einer sauerstoffhaltigen Säure des Chlors von der Zusammensetzung HClO, die unterchlorige Säure genannt wird. Die sehr schwache und wenig haltbare unterchlorige Säure zerfällt im Licht schnell unter Abgabe von Sauerstoff:

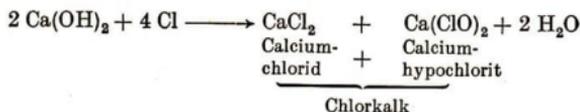


Der bei der photochemischen Zersetzung der unterchlorigen Säure freiwerdende Sauerstoff ruft die Bleichwirkung hervor. Die Chlorbleiche ist in Wirklichkeit eine Oxydationsbleiche; ein Beispiel für eine Oxydationsbleiche hatten wir bereits früher beim Wasserstoffperoxyd kennengelernt [§ 9, (6)]. Da sich die unterchlorige Säure nur bei Gegenwart von Wasser bildet, tritt eine Bleichung durch trockenes, wasserfreies Chlor nicht ein.

Bei dem Versuch 146 (Abb. 48) wurde das überschüssige Chlor durch Natronlauge geleitet. Chlorgas wird von kalten Laugen chemisch gebunden; dabei entstehen neben den Salzen der Salzsäure, den Chloriden, die Salze der schwachen unterchlorigen Säure, die Hypochlorite genannt werden. Die Gleichung für die Umsetzung des Chlorgases mit Natronlauge lautet:



Bei der Einwirkung von Chlorgas auf Calciumlauge oder festes, feuchtes Calciumhydroxyd (*Ätzkalk*,  $\text{Ca}(\text{OH})_2$ ) beobachten wir folgende Umsetzung:



Das aus Calciumchlorid und Calciumhypochlorit bestehende Mischsalz ist der Chlorkalk, der als Bleich- und Desinfektionsmittel verwendet wird.

Wir verrühren Chlorkalk mit Wasser zu einem Brei, schlämmen diesen dann mit der zehnfachen Menge Wasser zu einer milchigen Flüssigkeit auf und filtrieren. Wir gießen je 100 cm<sup>3</sup> der klaren Chlorkalklösung in vier kleine Bechergläser und legen in jedes einen Streifen Lackmuspapier. Eine Bleichwirkung ist zunächst nicht zu beobachten. Wir stellen das erste Glas zugedeckt, das zweite offen beiseite. Einen mit der Chlorkalklösung getränkten Lackmустreifen lassen wir an der Luft trocknen. In das dritte Glas gießen wir etwas Selterswasser (Kohlensäure), in das vierte Glas geben wir einige Tropfen stark verdünnte Essigsäure. In diesen beiden Gläsern wird der Farbstoff gebleicht. Auch der an der Luft getrocknete Lackmустreifen verliert bald seine Farbe. Nach längerem Stehen

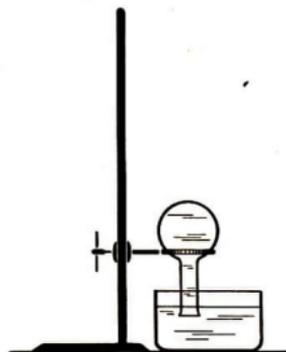


Abb. 53: Ein mit frischem Chlorwasser gefüllter Kolben wird einige Tage dem hellen Sonnenlicht ausgesetzt. In der Kuppe sammelt sich Sauerstoff an, der infolge der photochemischen Zersetzung von unterchloriger Säure entsteht.

wird auch der Farbstoff in dem offenen Becherglas zerstört, während das Papier in dem zugedeckten Glas die Farbe länger behält.

Die Versuche zeigen, daß eine Chlorkalklösung selbst nicht bleicht. Gibt man aber nur sehr schwache Säuren, wie Kohlensäure oder Essigsäure, hinzu, so wirkt die Lösung kräftig bleichend. Die Kohlensäure bzw. die Essigsäure verdrängt die sehr schwache unterchlorige Säure aus ihrem Calciumsalz. Wir haben im Anfang dieses Kapitels den gleichen Vorgang beobachtet, nämlich die Verdrängung der Salzsäure aus dem Kochsalz durch konzentrierte Schwefelsäure [§ 34, (2); § 36, (11)]. Ist die unterchlorige Säure (HClO) erst einmal freigemacht, so zerfällt sie schnell, wobei sie den bleichend wirkenden Sauerstoff abgibt:



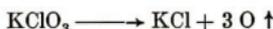
Läßt man die Chlorkalklösung offen stehen oder die mit ihr getränkten Stoffe an der Luft trocknen, so wird die geringe Menge des in der Luft enthaltenen Kohlendioxyds (CO<sub>2</sub>), das sich in Wasser zu Kohlensäure löst, wirksam [§ 26, (5)]. Die bei dem Zerfall der unterchlorigen Säure gleichzeitig entstehende Chlorwasserstoffsäure (HCl) macht ihrerseits aus dem Hypochlorit weitere unterchlorige Säure frei und fördert dadurch den gesamten Vorgang.

In der Praxis wird Chlorkalk wegen der keimtötenden Wirkung des Sauerstoffs als Desinfektionsmittel und wegen seiner bleichenden Wirkung als Bleichmittel verwendet. Dabei ist zu beachten, daß die beim Zerfall der unterchlorigen Säure gebildete Chlorwasserstoffsäure zerstörend auf die gebleichten Stoffe einwirkt. Man darf daher, wenn man Chlorkalk beim Waschen benutzt, nur verdünnte Lösungen verwenden und darf diese nur kurze Zeit auf die Wäsche einwirken lassen. Man muß außerdem die mit Chlorkalklösung behandelten Stoffe anschließend gründlich mit Wasser ausspülen, um die Salzsäure zu entfernen.

(8) **Versuch 169** Leitet man Chlorgas in heiße konzentrierte Kalilauge, so scheidet sich ein weißes Salz aus. Man muß bei diesem Versuch ein weites Glasrohr für die Chlorzuleitung nehmen, da ein enges durch die kleinen Salzkristalle verstopft wird. Das Salz hat die Zusammensetzung KClO<sub>3</sub> und heißt Kaliumchlorat, es ist ein Salz der sauerstoffreichen Chlorsäure HClO<sub>3</sub>.

**Versuch 170** Wir lösen eine Probe Kaliumchlorat in destilliertem Wasser und setzen einige Tropfen Silbernitrat hinzu. Die Lösung bleibt klar; das im Kaliumchlorat gebundene Chlor gibt also mit Silbernitrat keinen Niederschlag von Silberchlorid.

**Versuch 171** Wir erhitzen eine kleine Menge (höchstens 1 g) Kaliumchlorat in einem offenen Reagenzglas. Das Salz schmilzt und schäumt dann bei stärkerem Erhitzen lebhaft auf. Es entweicht ein Gas, das einen glimmenden Holzspan hell entflammt und daran als Sauerstoff erkannt wird. Nach Beendigung der Gasentwicklung und nach dem Abkühlen lösen wir den Rückstand des erhitzten Salzes in Wasser und versetzen die Lösung mit einigen Tropfen Silbernitrat. Sofort entsteht ein weißer Niederschlag von Silberchlorid. Das Kaliumchlorat geht also beim Erhitzen schließlich in Kaliumchlorid über, d. h. es gibt seinen gesamten Sauerstoff ab:



**Vorsicht!** Man darf diesen Versuch nur mit Mengen bis zu 1 g Kaliumchlorat vornehmen. Größere Mengen können beim Erhitzen unter heftiger Explosion zerfallen. Be-

sonders gefährlich wird das Kaliumchlorat, wenn es mit anderen leicht oxydierbaren Stoffen vermenget wird.

Wir zerreiben einige Kaliumchloratkristalle (sehr wenig) in einer sauberen Reibschale und streuen dann etwas Schwefelpulver hinzu. Beim Verreiben der beiden Stoffe hört man ein knatterndes Geräusch. (Vorsicht, Hand mit einem Tuch umwickeln!) **Versuch 172**  
**Vorsicht!**

Wir vermischen 1 g fein gepulvertes Kaliumchlorat mit etwas Schwefelblume und mit sehr wenig rotem Phosphor; die Stoffe werden vorsichtig mit einer Papier- oder Federfahne vermenget, ohne dabei Reibung oder Druck zu erzeugen. Wir legen das Papier mit dem Gemisch auf einen Ziegelstein und schlagen mit einem Hammer darauf, der an einem langen Stock befestigt ist. Es erfolgt eine heftige Explosion. (Größte Vorsicht, Augen schützen!) **Versuch 173**  
**Vorsicht!**

Wir erhitzen in einem offenen Prüfglas eine kleine Menge Kaliumchlorat vorsichtig mit kleiner Flamme, bis das Salz schmilzt, und geben dann etwas Brauneisenpulver in die Schmelze. Sofort setzt eine lebhafte Sauerstoffentwicklung ein. Während reines Kaliumchlorat die Hauptmenge seines Sauerstoffs erst bei Erwärmung auf etwa 500°C und dann aber sehr schnell abgibt, erfolgt die Zersetzung bei Gegenwart von Brauneisen bereits bei Temperaturen um 200°C. Der Brauneisen wird bei diesem Vorgang weder mengenmäßig noch stofflich verändert; er bewirkt als Katalysator, daß die Zersetzung des Kaliumchlorats bei tieferen Temperaturen genügend schnell, aber ohne explosiven Zerfall verläuft. Auf diese Weise kann aus einem Gemisch von Kaliumchlorat und Brauneisen gefahrlos Sauerstoff in größerer Menge im Laboratorium dargestellt werden. **Versuch 174**

Wir tariieren ein trockenes Reagenzglas, in dem sich eine kleine Menge (etwa 1 g) Kaliumchlorat befindet, sorgfältig, verschließen es durch einen Stopfen mit Ableitungsrohr und verbinden das Glas mit einer Gasmeßglocke (Abb. 54). Wir zersetzen das Kaliumchlorat durch Erwärmen und messen das Volumen des in der Meßglocke aufgefangenen Sauerstoffs. **Versuch 175**

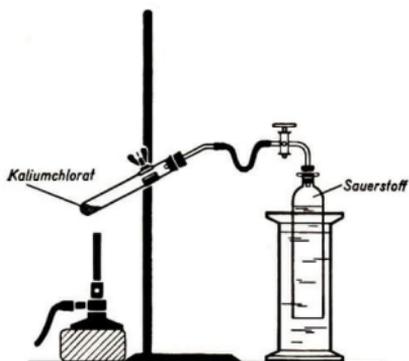


Abb. 54: Darstellung von Sauerstoff durch Erhitzen von Kaliumchlorat und Messung des Litergewichtes des Sauerstoffs.

Das Volumen des Sauerstoffs wird mit einer Gasmeßglocke bestimmt; das Gewicht dieser Sauerstoffmenge ist gleich dem Gewichtsverlust des Prüfglases nach dem Erhitzen. Aus dem Gewicht des gemessenen Sauerstoffvolumens wird das Litergewicht berechnet (Tabelle).

Nach dem Erkalten wird das Reagenzglas erneut gewogen und die Gewichtsabnahme festgestellt. Der Gewichtsverlust ist gleich dem Gewicht des in der Meßglocke ermittelten Sauerstoffvolumens. Auf diese Weise kann das Litergewicht des Sauerstoffs leicht gemessen werden. Einige Schülermessungen sind in Tabelle 9 zusammengestellt. Der Mittelwert aus den Einzelmessungen stimmt mit den früher erhaltenen Werten [§ 9] gut überein; das genaue Litergewicht des Sauerstoffs beträgt 1,429 g.

Tab. 9. Bestimmung des Litergewichts von Sauerstoff durch Erhitzen von Kaliumchlorat (*Versuchsanordnung Abb. 54*)

Versuch Nr.	Gewichtsverlust des Kaliumchlorats nach dem Erhitzen	Volumen des Sauerstoffs in der Meßglocke	umgerechnet auf 0° C und 760 mm	Litergewicht des Sauerstoffs
1	0,400 g	305 cm <sup>3</sup> (24° C; 760 mm)	280 cm <sup>3</sup>	$\frac{0,400 \cdot 1000}{280}$ = 1,4299 g
2	0,410 g	310 cm <sup>3</sup> (21° C; 763 mm)	290 cm <sup>3</sup>	$\frac{0,410 \cdot 1000}{290}$ = 1,414 g
3	0,380 g	285 cm <sup>3</sup> (21° C; 763 mm)	266 cm <sup>3</sup>	$\frac{0,380 \cdot 1000}{266}$ = 1,430 g
				Mittel = 1,423 g

- (9) Die Versuche dieses Abschnittes zeigen: Das Element Chlor bildet außer der sauerstofffreien Chlorwasserstoffsäure (HCl) und ihren Salzen, den Chloriden, noch sauerstoffhaltige Säuren und Salze. Die Sauerstoffsäuren des Chlors und ihre Salze haben das Bestreben, ihren Sauerstoff abzugeben. Auf dieser Eigenschaft beruhen die hier geschilderte Bleichwirkung des feuchten Chlors und die Gewinnung von Sauerstoff aus Kaliumchlorat im Laboratorium.

### § 38. Vorkommen, Gewinnung und Verwendung des Kochsalzes

(1) *Meer- oder Seesalz* — (2) *Salzlager* — (3) *Gewinnung des Kochsalzes* — (4) *Verwendung des Salzes* — (5) *Kalisalze*

- (1) Kochsalz kommt in großer Menge im Wasser der Meere und Ozeane vor, in dem durchschnittlich 2,7% Natriumchlorid gelöst sind; daneben enthält das Meerwasser noch andere Salze, die zusammen etwa 1% ausmachen.

In südlichen Ländern wird das *Meer- oder Seesalz* gewonnen, indem man das Meerwasser in flache Becken, sogenannte *Salzgärten* (Abb. 55), leitet, wo die Lösung unter dem Einfluß von Sonne und Wind eindunstet. Um reines, genießbares Kochsalz zu erhalten, muß man den Verdunstungsvorgang rechtzeitig unterbrechen. Die Reste des Meerwassers, die dann noch über dem bereits auskristallisierten Kochsalz stehen, enthalten leichter lösliche, unangenehm schmeckende Salze und werden wieder ins Meer zurückgeleitet.

- (2) Durch das Eintrocknen vorzeitlicher Binnenmeere während langer Zeiträume sind, vor allem in Mitteleuropa, riesige unterirdische Salzlager entstanden. Deutsch-



Abb. 55: Salzärten.

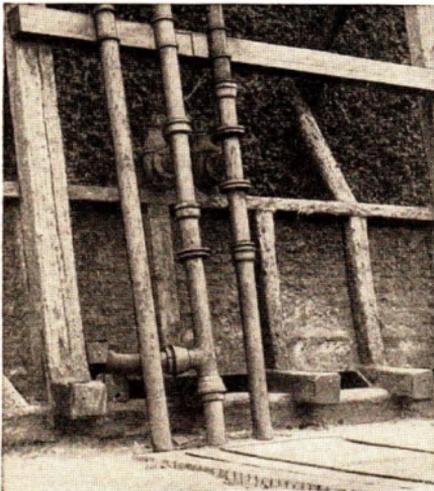


Abb. 56: Die Sole wird aus der Erde hochgepumpt und dann über Dornenreisige geleitet. Aufnahme: VEB Saline Bad Dürrenberg.

land besitzt sehr ergiebige Salzlager am Südrand des Harzes bei Staßfurt und Magdeburg.

Das Kochsalz der Salzlager wird meist bergmännisch als *Steinsalz* oder *Bergsalz* abgebaut. Teilweise bilden sich in den unterirdischen Lagern Salzlösungen oder *Solen*, die durch Pumpwerke an die Oberfläche befördert werden (Abb. 56); an anderen Stellen treten die Salzlösungen von selbst als *Solquellen* aus der Erde. Ist die Sole bereits genügend konzentriert, so wird sie in den *Salinen* (Salzsiedereien) ohne weitere Zubereitung in großen, flachen eisernen Siedepfannen über Kohlenfeuer eingedampft (Abb. 57).

Schwächere Solen können auch, zur Ersparnis von Heizmaterial, dadurch angereichert werden, daß



Abb. 57: Eindampfen der Sole: Das Salz wird „gekrückt“.

In großen beheizten Eisenpfannen wird die Salzlösung erhitzt; das Wasser verdampft, und das Salz bleibt zurück. Aufnahme: VEB Saline Bad Sulza.

man die Sole auf hohe aus Reisig aufgebaute Wände, sogenannte *Gradierwerke*, pumpt und sie dann langsam durch die Reiserhecke herabtropfen läßt (Abb. 58). Dabei verdunstet ein großer Teil des Lösungswassers; gleichzeitig scheiden sich die in der Sole enthaltenen schwerer löslichen Bestandteile auf den Reiser als *Dornstein* ab. Die nach mehrmaligem Durchlauf konzentrierte und gereinigte Sole wird eingedampft. Heute werden Gradierwerke nur noch selten zur Salzgewinnung benutzt, sondern hauptsächlich zu Kur-Zwecken für die Besucher der *Solbäder* in Betrieb gehalten. Die Luft in der Umgebung einer Gradierwand enthält feinste Tröpfchen der Salzlösung, die bei Erkrankungen der Atmungsorgane heilend wirken.

Zu dünne Solen werden heute durch Zusatz von bergmännisch gewonnenem Stein-salz verstärkt und dann in Pfannen *ingesotten*. Häufig werden auch Solen künstlich durch Auflösen von Steinsalz in Bohrlöchern und Schächten erzeugt und dann zur Gewinnung des Kochsalzes eingedampft. Beim Eindampfen in der Siedehitze erhält man *Feinsalz*, bei niedrigeren Temperaturen (bis 60° C) *Grobsalz*. In den Siedepfannen verbleibt als Rückstand eine Lösung verschiedener anderer Salze, die sogenannte *Mutterlauge*; sie wird meist für Heilbäder verwertet. Außer dem so gewonnenen *Siedesalz* wird in Deutschland reines Steinsalz als *Speisesalz* und für technische Zwecke verwendet.

Kochsalz ist nicht nur ein Gewürz, sondern ein notwendiger Zusatz zur Nahrung für Mensch und Tier. Der Mensch braucht jährlich 8 bis 9 kg Kochsalz; davon ist jedoch ein großer Teil bereits in den Nahrungsmitteln enthalten, so daß bei einer

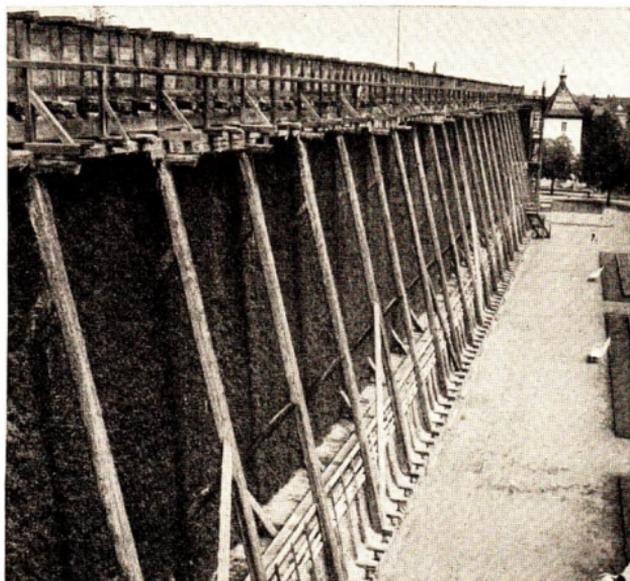


Abb. 58: *Gradierwerk.*

Aufnahme:  
VEB Saline  
Bad Dürrenberg

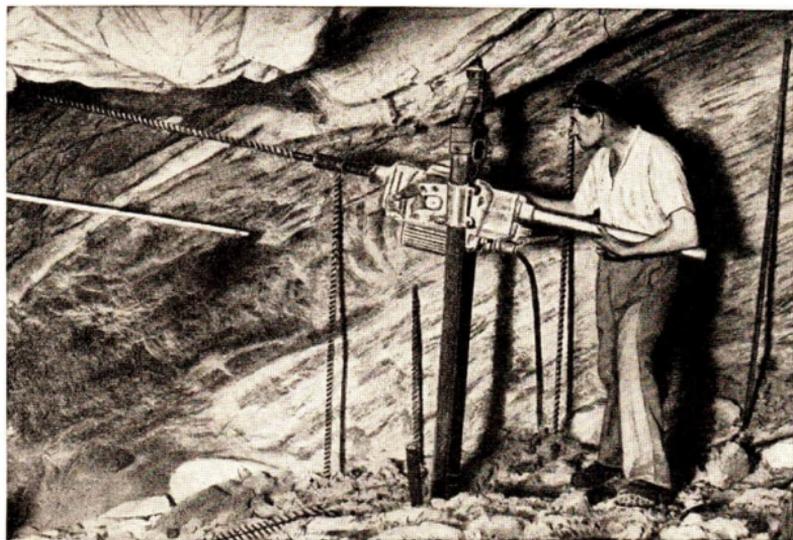


Abb. 59: *Ein Häuer bohrt mit elektrischer Säulenbohrmaschine das Salz unter Tage.*  
Aufnahme aus einem volkseigenen Salzbergwerk.

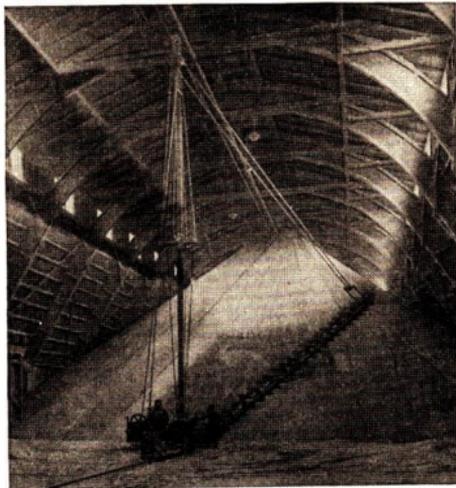


Abb. 60: Aufgestapelte Kalidüngesalze  
in einem großen Lagerschuppen.

richtig zusammengesetzten Nahrung der zusätzliche Kochsalzbedarf wesentlich geringer ist. Größere Salzmenngen werden zum Konservieren der Nahrungsmittel (Einsalzen von Fleisch und Fischen) benötigt. Der weitaus größte Teil des erzeugten Kochsalzes dient als chemischer Rohstoff.

Für die Darstellung von Natriumverbindungen wird ausschließlich Kochsalz als Ausgangsstoff verwendet. Zur Herstellung des Chlors geht man in der Technik ebenfalls von Kochsalz aus, indem man Lösungen von Natriumchlorid elektrolysiert. Läßt man auf Kochsalz bei erhöhter Temperatur konzentrierte Schwefelsäure einwirken, so erhält man die Salzsäure. Für die

Herstellung von Ätznatron und Soda geht man ebenfalls von Kochsalz aus.

In der Deutschen Demokratischen Republik hat sich auf Grund des Zweijahresplans die Produktion in der chemischen Industrie bis zum Jahre 1950 wesentlich erhöht. Der Fünfjahrplan zur Entwicklung unserer Volkswirtschaft sieht eine weitere Steigerung der Produktion in der chemischen Industrie vor. Die Produktion wird nicht nur in den bestehenden Betrieben erhöht werden, es werden auch neue chemische Werke gebaut. Die Erzeugung von Ätznatron wird gesteigert. Im Jahre 1955 wird sie 250 000 t betragen, das sind 170% der Erzeugung des Jahres 1950.

Als die mächtigen Salzlager von Staßfurt im 19. Jahrhundert bergmännisch erschlossen wurden (Abb. 59), stieß man, bevor man an das Steinsalz kam, zunächst auf eine Schicht von Kalium- und Magnesiumsalzen. Diese Salze haben sich, da sie leichter löslich sind als das Kochsalz als letzter Verdunstungsrückstand der eingetrockneten Binnenmeere über dem Kochsalz abgesetzt. Die wichtigsten hier vorkommenden Salze sind der Sylvin ( $KCl$ ) und die Doppelsalze Carnallit ( $KCl \cdot MgCl_2$ ) und Kainit ( $KCl \cdot MgSO_4$ ). Da man für diese Salze zunächst keine Verwendung fand, wurden sie als *Abraumsalze* zu Halden aufgeschüttet. Bald aber erkannte man den großen Wert dieser Stoffe, die man kurz *Kalisalze* nennt, als landwirtschaftliche Düngemittel; man gab ihnen daraufhin den Namen *Edelsalze*. Heute stellen die Kalisalze (Abb. 60) das Haupterzeugnis des Salzbergbaus in der Deutschen Demokratischen Republik dar. 1955 wird die Erzeugung von Kalisalzen 160% der Erzeugung des Jahres 1950 betragen. 350 000 t Kalisalze werden 1955 als Düngemittel zur Verfügung stehen. Dadurch werden die Erträge unserer Landwirtschaft erheblich gesteigert, und unsere Versorgung mit Lebensmitteln wird bedeutend erhöht.

### Tafel zur Umrechnung eines Gasvolumens auf die Temperatur 0° C und den Druck 760 mm

(Die Tabelle enthält die Zahlen, mit denen man das bei einer bestimmten Temperatur und einem bestimmten Druck bei 0° C und 760 mm zu erhalten. Beispiel: Eine Gasmenge besitze bei der Temperatur 22° C und dem Druck 752 mm und findet die Zahl 0,916. Das auf 0° C und 760 mm umgerechnet)

Druck mm	Temperatur										
	10°	11°	12°	13°	14°	15°	16°	17°	18°	19°	20°
720	0,914	0,911	0,907	0,904	0,901	0,898	0,895	0,892	0,889	0,886	0,883
721	15	12	09	06	02	99	96	93	0,890	87	84
722	16	13	0,910	07	04	0,900	97	94	91	88	85
723	18	14	11	08	05	02	99	95	92	89	86
724	19	16	12	09	06	03	0,900	97	94	0,891	87
725	0,920	17	14	0,910	07	04	01	98	95	92	89
726	21	18	15	12	09	06	02	99	96	93	0,890
727	23	0,919	16	13	0,910	07	04	0,900	97	94	91
728	24	21	18	14	11	08	05	02	99	95	92
729	25	22	19	16	12	09	06	03	0,900	97	94
730	26	23	0,920	17	14	0,910	07	04	01	98	95
731	28	24	21	18	15	12	08	05	02	99	96
732	29	26	23	19	16	13	0,910	07	03	0,900	97
733	0,930	27	24	0,921	17	14	11	08	05	02	99
734	32	28	25	22	19	15	12	09	06	03	0,900
735	33	0,930	26	23	0,920	17	13	0,910	07	04	01
736	34	31	28	24	21	18	15	12	08	05	02
737	35	32	29	26	22	19	16	13	0,910	07	03
738	37	33	30	27	24	0,920	17	14	11	08	05
739	38	35	31	28	25	22	18	15	12	09	06
740	39	36	33	29	26	23	0,920	17	13	0,910	07
741	0,940	37	34	0,931	27	24	21	18	15	11	08
742	42	38	35	32	29	25	22	19	16	13	0,910
743	43	0,940	36	33	0,930	27	23	0,920	17	14	11
744	44	41	38	34	31	28	25	21	18	15	12
745	46	42	39	36	32	29	26	23	0,920	16	13
746	47	43	0,940	37	34	0,930	27	24	21	18	14
747	48	45	41	38	35	32	28	25	22	19	16
748	0,949	46	43	0,939	36	33	0,930	26	23	0,920	17
749	51	47	44	41	37	34	31	28	24	21	18
750	52	48	45	42	39	35	32	29	26	23	0,919
751	53	0,950	47	43	0,940	37	33	0,930	27	24	21
752	54	51	48	44	41	38	35	31	28	25	22
753	56	52	49	46	42	39	36	33	0,929	26	23
754	57	54	0,950	47	44	0,940	37	34	31	27	24
755	58	55	52	48	45	42	38	35	32	29	25
756	0,959	56	53	0,949	46	43	0,940	36	33	0,930	27
757	61	57	54	51	47	44	41	38	34	31	28
758	62	59	55	52	49	45	42	39	36	32	29
759	63	0,960	57	53	0,950	47	43	0,940	37	34	0,930
760	65	61	58	54	51	48	45	41	38	35	32
761	66	62	59	55	52	49	46	42	0,939	36	33
762	67	64	0,960	57	54	0,950	47	44	40	37	34
763	68	65	62	58	55	52	48	45	42	38	35
764	0,970	66	63	0,960	56	53	0,950	46	43	0,940	37
765	71	68	64	61	57	54	51	47	44	41	38
766	72	69	65	62	59	55	52	49	45	42	39
767	73	0,970	67	63	0,960	57	53	0,950	47	43	0,940
768	75	71	68	64	61	58	55	51	48	45	41
769	76	73	69	66	62	59	56	52	49	46	43
770	77	74	0,970	67	64	0,960	57	54	0,950	47	44

### Druck 760 mm Quecksilbersäule

und einem bestimmten Barometerstand gemessene Gasvolumen multiplizieren muß, um die Größe dieses Volumens 22° C und dem Barometerstand 752 mm das Volumen 380 cm<sup>3</sup>. Man durchläuft die Spalte für die Temperatur 22° 0 mm umgerechnete Volumen ist dann 380 cm<sup>3</sup> · 0,916 = 348 cm<sup>3</sup>.)

19°	20°	21°	22°	23°	24°	25°	26°	27°	28°	29°	30°	Druck mm
0,886	0,883	0,880	0,877	0,874	0,871	0,868	0,865	0,862	0,859	0,856	0,853	720
87	84	81	78	75	72	69	66	63	0,860	57	55	721
88	85	82	79	76	73	0,870	67	64	61	59	56	722
89	86	83	0,880	77	74	71	68	66	63	0,860	57	723
0,891	87	84	81	79	75	73	0,870	67	64	61	58	724
92	89	86	83	0,880	77	74	71	68	65	62	59	725
93	0,890	87	84	81	78	75	72	69	66	63	0,861	726
94	91	88	85	82	79	76	73	0,870	67	65	62	727
95	92	89	86	83	0,880	77	74	72	69	66	63	728
97	94	0,891	88	85	82	79	76	73	0,870	67	64	729
98	95	92	89	86	83	0,880	77	74	71	68	65	730
99	96	93	0,890	87	84	81	78	75	72	69	66	731
0,900	97	94	91	88	85	82	79	76	73	0,871	68	732
02	99	95	92	0,890	86	83	0,881	78	75	72	69	733
03	0,900	97	94	91	88	85	82	79	76	73	0,870	734
04	01	98	95	92	89	86	83	0,880	77	74	71	735
05	02	99	96	93	0,890	87	84	81	78	75	72	736
07	03	0,900	97	94	91	88	85	82	79	76	74	737
08	05	02	99	96	92	0,890	87	84	0,881	78	75	738
09	06	03	0,900	97	94	91	88	85	82	79	76	739
0,910	07	04	01	98	95	92	89	86	83	0,880	77	740
11	08	05	02	99	96	93	0,890	87	84	81	78	741
13	0,910	06	03	0,901	97	94	91	88	85	82	79	742
14	11	08	05	02	98	95	92	0,890	86	84	0,881	743
15	12	09	06	03	0,900	97	94	91	88	85	82	744
16	13	0,910	07	04	01	98	95	92	89	86	83	745
18	14	11	08	05	02	99	96	93	0,890	87	84	746
19	16	13	0,910	07	03	0,900	97	94	91	88	85	747
0,920	17	14	11	08	05	02	98	96	92	0,890	87	748
21	18	15	12	09	06	03	0,900	97	94	91	88	749
23	0,919	16	13	0,910	07	04	01	98	95	92	89	750
24	21	17	14	11	08	05	02	99	96	93	0,890	751
25	22	19	16	13	0,909	06	03	0,900	97	94	91	752
26	23	0,920	17	14	11	08	05	02	98	96	93	753
27	24	21	18	15	12	09	06	03	0,900	97	94	754
29	25	22	19	16	13	0,910	07	04	01	98	95	755
0,930	27	23	0,920	17	14	11	08	05	02	99	96	756
31	28	25	22	19	15	12	0,909	06	03	0,900	97	757
32	29	26	23	0,920	17	14	11	08	04	01	98	758
34	0,930	27	24	21	18	15	12	09	06	03	0,900	759
35	32	28	25	22	19	16	13	0,910	07	04	01	760
36	33	0,930	27	24	0,920	17	14	11	08	05	02	761
37	34	31	28	25	21	18	15	12	0,909	06	03	762
38	35	32	29	26	23	0,920	16	13	10	07	04	763
0,940	37	33	0,930	27	24	21	18	15	12	09	06	764
41	38	34	31	28	25	22	19	16	13	0,910	07	765
42	39	36	33	0,930	26	23	0,920	17	14	11	08	766
43	0,940	37	34	31	27	24	21	18	15	12	09	767
45	41	38	35	32	29	26	22	0,919	16	13	0,910	768
46	43	0,939	36	33	0,930	27	24	21	17	14	11	769
47	44	41	38	35	31	28	25	22	19	16	13	770

# Register

- Abbau 95**  
 Abraumsalze 114  
 Äther 32  
 Ätzkalk 68, 69  
 Ätznatron 23, 67, 69  
   Steigerung der Produktion im Fünfjahrplan 114  
 Affinität 36, 61, 66  
 Aggregatzustand 8, 39 ff., 49  
 Alaun 84, 90  
 Alkalimetalle 65  
 Alkalische Reaktion 69  
 Alkohol 89  
 Aluminium  
   — als Reduktionsmittel 61 ff.  
 Aluminiumoxyd  
   Bauformel 56  
 Aluminiumsulfat 70, 84  
   Analyse 36, 50  
   Anlauffarben 16  
   aqua destillata 91  
   Aräometer 88  
   Asche 74  
   Atemluft 33  
     Sauerstoffgehalt 33  
   Atmung 33  
   Atom 42 f  
   Atomsymbol 43  
   Aufbau der Stoffe 40 ff.  
   Autogenbrenner 52  
   Autogenes Schweißen 52  
     — Schneiden 52  
   Azetylen 53
- Basen 67 ff., 69**  
 Basenanhydride 70  
 Bauformel 56  
 Benzin 31, 89  
 Bergsalz 111  
 Bindungsarm 55  
 Bittersalz 84  
 Blei 12  
 Bleichlorid 104  
 Bleichmittel 26, 106, 108  
 Bleiglätte 12, 25, 60  
 Bleimennige 12, 25  
 Bleioxyde 25  
 Blitzlicht 11  
 Bodensatz 86  
 Bonbonzucker 7  
 Bromsilber 105
- Braunstein 26, 109**  
 Brennstoffe 30 ff.  
 Bürette 83
- Calcium 64**  
 Calziumchlorid 23, 107  
   —hydroxyd 69, 70  
   —hypochlorit 107  
   —karbonat 82, 85  
   —lauge 69  
   —oxyd 69  
 Carnallit 114  
 Chlorsalpeter 85  
 Chlor 98 f., 105 ff.  
   Bleichwirkung 106  
   Einwirkung auf Metalle 101 ff.  
   —calcium 23  
   —kalk 107  
   —knallgas 99, 100  
   —säure 108  
   —wasser 99  
   —wasserstoff 100  
   —gas 100  
   —säure 103, 104  
 Chloride 104
- Dämpfe 40**  
 Daniellscher Hahn 52  
 Dekantieren 86  
 Desinfizieren 106  
 Destillation 90 f.  
 Diffusion 88  
 Dornstein 112  
 Druckplatten 12
- Edelmetall 36, 63, 103**  
   Affinität zu Sauerstoff 36  
   —oxyde 63 f.  
 Edelsalze 114  
 Eis 8  
 Eisessig 89  
 Eisen 11, 13, 17, 46  
   als Reduktionsmittel 61  
   —chlorid 102  
   —oxyde 57  
 Eisen, Bauformel 57  
   —sulfat 85, 93  
   —vitriol 85, 93  
 Elektronenmikroskop 42  
 Element, chemisches 35  
 Entzündungstemperatur 32  
 Essigsäure 76
- Essigessenz 89**  
 Explosion 51, 54  
   Verhütung 54
- Festkörper 41**  
 Feuer 31 f.  
   —bekämpfung 32 f.  
 Filme, photographische 105  
 Filtrieren 86  
 Firnis 12  
 Flammen 30 ff.  
   —färbung 70  
 Flecke 26  
 Flüssigkeiten 41  
 —, brennbare 31  
 Formel 43  
   —gleichung 44  
   —, Aufstellung der 56 ff.  
 Fünfjahrplan 114
- Gase 40 f.**  
   Gase, Löslichkeit 88  
   Gasmengen, Messung 27 f.  
   Gasmeßglocke 15  
   Gastrocknung 75  
   Gaswaschflasche 75  
 Gase, giftige 34  
 Gemenge (Gemisch) 36  
 Gewicht, Gesetz von der Erhaltung des 36, 39, 43, 44  
 Glaubersalz 84, 87  
 Gleichung, chemische 44, 57  
 Glycerin 12, 89  
 Glycerinkitt 12  
 Gold 9  
 Gradierwerk 112  
 Grobsalz 112  
 Grünspan 9  
 Grundstoff, chemischer 35  
 Grundwasser 92
- Hammerschlag 11, 18, 57**  
 Hitzespaltung 93  
 Höllestein 85  
 Holzspäne, Verbrennung 10, 50  
 Hydroxylgruppe 68, 71  
 hygroskopisch 23  
 Hypochlorit 107
- Indigofarbstoff 106**  
 Indikator 75
- Kältemischung 49**  
 Kainit 114  
 Kallalaun 84  
 Kallauge 69  
 Kalisalpeter 85  
 Kalisalze 114  
 Kalium 65 f.  
   —aluminiumsulfat 84  
   —chlorat 108 f.  
   —chlorid 114  
   —hydroxyd 69  
   —karbonat 85  
   —nitrat 85  
   —oxyd 68, 70  
   —permanganat 94  
   —sulfat 84  
 Kalk 85  
 —, kohlenaurer 82  
 Kalkwasser 69  
 Karamel 7  
 Karbonate 79  
 Katalysator 27, 109  
 Kennfarben der Stahlflaschen 30, 51  
 Kerzenflamme 16, 31  
 Kippscher Gasentwickler 80  
 Knallgas 51  
   —gebläse 52  
   —probe 51  
 Kobaltglas 70  
 Kochsalz 94 ff., 104, 110 f.  
   —Elektrolyse 114  
 Kohle  
   Verbrennung 74  
 Kohlendioxyd 74, 76  
   —Gehalt der Luft 76  
   —Löslichkeit in H<sub>2</sub>O 76  
   —Nachweis 83  
 Kohlenoxyd 54  
 Kohlensäure 74, 76  
 Kohlensäure Salze 79  
 Kristall 6, 89 ff.  
 Kristallkeime 7, 87  
 Kristallisationswärme 87  
 Kristallsierschale 89  
 Kristallwasser 93 f.  
 Kühler 90  
 Kupfer 12, 19  
 Kupferbrieff 114  
   —chlorid 103  
   —oxyd 61  
   —sulfat 80, 84, 93

- Kupfersulfat, wasser-**  
 freies 93  
 —vitriol 84  
**Lackmus 75**  
 —papier 75  
**Leinöl 12**  
**Leinölfirnis 12**  
**Leitungswasser**  
 Chloridgehalt 105  
**Leuchtgas 54, 100**  
 —Luft-Gemisch 54  
**Litergewicht von Gasen**  
 Bestimmung 27 ff., 29  
**Lösefähigkeit 88**  
**Löslichkeit 88**  
 — von Gasen 88  
 — von Flüssigkeiten 89  
 — von Salzen 86 ff.  
**Löslichkeitsdiagramm 87**  
**Lösungen 6, 86 ff.**  
 Dichte 88  
 gesättigte 86  
 übersättigte 87  
 ungesättigte 86  
**Lösungsmittel 6**  
**Lösungswärme 87**  
**Luft**  
 Bedeutung für die Ver-  
 brennung 13 ff.  
 Litergewicht 27 ff.  
 sauerstoffarme 34  
 Zusammensetzung 21,  
 24, 76  
**Luftverbrauch bei der**  
 Verbrennung,  
 Tabellen 17, 18, 19, 20  
**Magnesiastäbchen 70**  
**Magnesium 9**  
 — als Reduktionsmittel  
 59, 63  
 —chlorid 114  
 —oxyd 24 ff., 58  
 —sulfat 84, 114  
**Masse, Gesetz von der Er-**  
 haltung der 36 ff., 39,  
 43, 44  
**Meersalz 110**  
**Mennige 12, 25**  
**Metalle**  
 Affinität zu Sauerstoff  
 36, 61, 63  
 reduzierende Eigen-  
 schaften 63, 66  
 Verbrennung 11 ff.  
 —, Tabelle 13  
**Metallhydroxyde 67 ff.**  
**Metalloxyde 69 ff.**  
**Mikroskop, optisches 42**  
**Molekül 39, 40, 42**  
**Moleküldurchmesser 42**  
**Mutterlange 112**  
**Natrium 64**  
 Aufbewahrung 64  
 Einwirkung auf Wasser  
 65  
 —chlorid 102  
**Natriumhydrogensulfat**  
 83  
 —karbonat 83  
 —nitrat 85  
 —oxyd 68, 70  
 —peroxyd 70  
 —sulfat 79, 81, 84, 87  
**Natronlauge 69**  
**Natronalperser 85**  
**Neutralisation 83**  
**Nickeloxyd 60**  
**Niederschlag 82**  
**Nitrate 79**  
**Oberflächenwasser 92**  
**Oel 89**  
 Oxydation 24, 59 ff.  
 —, langsame 33 ff.  
 Oxydationsbleiche 26, 107  
**Oxygenium 24**  
**Oxyde 24 f.**  
 „per“, Bedeutung der  
 Silbe 25  
**Petroleum 31, 89**  
**Phenolphthalein 75**  
**Phosphate 79**  
**Phosphor, gelber 20, 73**  
 —, roter 21, 109  
**Phosphorperoxyd 73**  
**Phosphorsäure 74, 76**  
**Photochemische Reak-**  
 tion 99, 104  
 — Zersetzung 107  
**Photographische Platten**  
 105  
**Pipette 49**  
**Platin 9, 63**  
**Pneumatische Wanne 20,**  
 23, 47  
**Quecksilber 12, 35**  
**Quecksilberdämpfe,**  
 Giftigkeit 12  
**Quecksilberoxyd 25, 35,**  
 38, 58  
**Raumerfüllung der Stoffe**  
 40 ff.  
 Reaktion, chemische 8  
 —, alkalische-neutrale-  
 saure 75  
**Reduktion 58**  
 — durch Metalle 59, 61  
 — — Wasserstoff 59  
**Reduktionsmittel 58**  
**Reduzierventil 30**  
**Regenwasser 91**  
**Rosten 33**  
**Rostschutzfarben 26**  
**Rotkohlfarbstoff 64, 74**  
**Rußbildung 16**  
**Saline 111 f.**  
**Salpetersäure 76**  
**Salzbildung 84**  
**Salze 77 ff.**  
 saure 83  
 saure 84  
**Salzgärten 110 ff.**  
**Salzlager 110**  
**Salzlösungen 86 ff.**  
**Salzsäure 76, 96, 114**  
 rauchende 96  
**Salzsäuregas 96**  
**Säureanhydride 74**  
**Säuren 74 ff.**  
 Einwirkung auf  
 Basen 81 ff.  
 — — Metalle 77, 79  
 — — Metalloxyde 80 f.  
 organische 76  
**Säurerest 78**  
**Saure Salze 83**  
**Sauerstoff 21, 23 ff.**  
 Eigenschaften 26 ff.  
 Gewinnung 30, 110  
 Litergewicht 27 ff., 109  
 Verwendung 34, 52  
**Sauerstoffflaschen 30**  
**Sauerstoffgeräte 34**  
**Schmelzen 41**  
**Schmiedefeuere 16**  
**Schwefel 72**  
 Verbrennung 21, 72  
**Schwefeldioxyd 72**  
**Schwefelsäure 73, 75 f.**  
 Verdünnen von 75  
**Schwefeltrioxyd 72**  
**Schwellige Säure 73, 76**  
**Seesalz 110**  
**Selstein 23, 67**  
**Selterswasser 76**  
**Senkspindel 88**  
**Siedesalz 112**  
**Silber 9, 63**  
 —bromid 105  
 —chlorid 104  
 —nitrat 85  
**Soda 85, 93, 114**  
**Solbäder 114**  
**Sole 111**  
**Stahlwolle als Explo-**  
 sionsverhütungs-  
 mittel 54  
**Stäbfort 114**  
**Steinsalz 111 ff.**  
**Stickstoff 21, 30**  
**Stoffe 5**  
 Anzahl der 35  
 Abbau 95  
 Aufbau 40 ff.  
 einfache 35  
 zusammengesetzte 35  
**Strukturformel 56**  
**Sulfate 79**  
**Sulfite 79**  
**Summenformel 56**  
**Sylvin 114**  
**Symbol, chemisches 43**  
**Synthese 36, 50**  
**Taschenlampenbatterie**  
 26  
**Thermit 62**  
**Trinkwasser 92**  
**Trocknung von Gasen 75**  
**Übermangansaures Kali**  
 94  
**Uedle Metalle 36, 63**  
**Affinität zu Sauerstoff**  
 63  
**Unterchlorige Säure 107**  
**Verbindung, chemische 35**  
**Verbindungen, Zahl der 35**  
**Verbrennung 10, 100**  
 Gewichtszunahme bei  
 der 21 ff.  
 — von Metallen 11 ff.  
 — von Nichtmetallen 10,  
 16, 20, 72  
**Verbrennungsrohr 14**  
**Verbrennungsrückstände**  
 74  
**Verbrennungswärme 32**  
**Verdampfen 41**  
**Verwittern 93**  
**Vitriol 94**  
**Vorgänge, chemische 8, 43**  
 —, physikalische 9, 42  
 —, umkehrbare 25  
**Vorlage 90**  
**Wägegäschchen 49**  
**Wanne, pneumatische 20,**  
 23, 47  
**Wasser 8**  
 —, destilliertes 91  
 —, Formel 55  
 —, Synthese 46 f.  
 —, Zerlegung 45 ff.  
**Wasserdampf 8**  
**Wasserstoff 46**  
 Gemisch  
 mit Sauerstoff  
 oder Luft 50  
 Herstellung von 79  
 Litergewicht 50  
 Oxydation 48 f.  
 als Reduktionsmittel  
 51, 59 f.  
 technische Verwendung  
 53  
**Wasserstoffflasche 51**  
**Wasserstoffoxyd 49, 57**  
**Wasserstoffperoxyd 29,**  
 70  
**Bauformel 58**  
**Wasserstrahlpumpe 14**  
**Wertigkeit 55**  
**Wortgleichung 24**  
**Zeichen, chemische 43 ff.**  
**Zink 11, 14**  
 —oxyd 43  
 —salbe 11  
 —weiß 11  
 —wolle 9  
**Zitronensäure 76**  
**Zucker 5 ff.**  
 —couleur 8  
 —farbe 8  
 —kohle 8  
**Zweijährplan 114**

