

# **Die Schule der Chemie, oder erster Unterricht in der Chemie**

**Stöckhardt, Julius Adolph**

**Braunschweig, 1881**

Säuren

---

[urn:nbn:de:hbz:466:1-88906](https://nbn-resolving.de/urn:nbn:de:hbz:466:1-88906)

## S ä u r e n.

## Erste Gruppe: Sauerstoffsäuren

oder

Verbindungen der Nichtmetalle mit Sauerstoff.

Stickstoff und Sauerstoff.

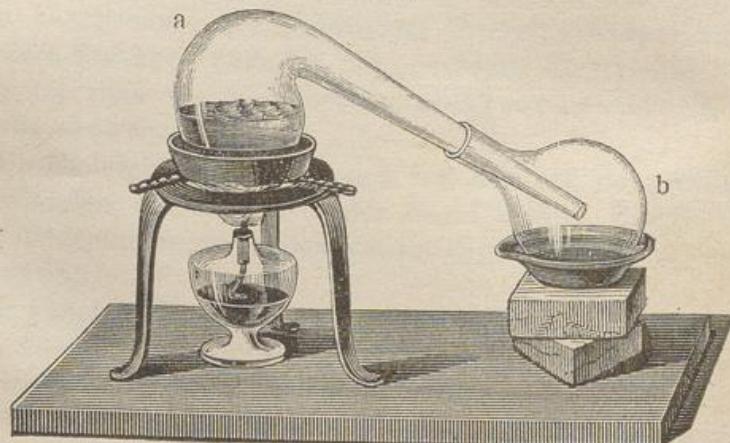
1. Salpetersäure oder Scheidewasser ( $\text{HO, NO}_5$ ).

(Aeq.-Gew. = 63.)

— Lange bekannt; Zusammensetzung 1784 von Cavendish erkannt. —

**184. Bereitung. Versuch.** In eine kleine Retorte bringe man 20 Grm. gestossenen Salpeter, giesse 20 Grm. englische Schwefelsäure darauf und lasse die Retorte einige Zeit auf-

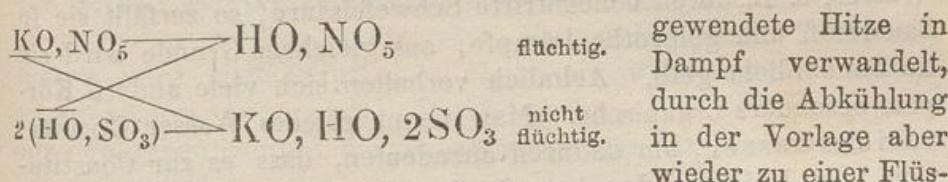
Fig. 93.



recht stehen, damit die im Halse derselben hängen gebliebene Schwefelsäure sich möglichst herabziehe. Dann umgebe man die letztere in einem eisernen Schälchen mit Sand, lege einen Kolben vor, umwickle die zwischen der Retorte und dem Kolben

gebliebenen Fugen mit einigen Streifen nassgemachten Fliesspapiers und erhitze gelinde. In der Vorlage, die in einer mit Wasser gefüllten Schüssel liegt und öfters mit kaltem Wasser begossen wird, sammelt sich eine gelbliche, rauchende Flüssigkeit an, die schwerer ist als Wasser: sie heisst Salpetersäure.

Der Salpeter ist ein Salz, welches aus Salpetersäure und einer Basis besteht. Die Basis heisst Kaliumoxyd oder kurzweg Kali und wird mit KO bezeichnet. Die Schwefelsäure ist stärker als die Salpetersäure, d. h. sie hat eine grössere Affinität zum Kali als die letztere, sie vertreibt daher die Salpetersäure,



cess geht aber viel leichter und ohne Bildung von rauchender Salpetersäure (191) von Statten, wenn man die doppelte Menge davon anwendet. Hierin liegt der Grund, warum der salzige Rückstand in der Retorte noch sehr sauer reagirt; er wird saures schwefelsaures Kali genannt. Wendet man nur die Hälfte Schwefelsäure an, so bleibt neutrales schwefelsaures Kali zurück.

**185. Bestandtheile der Salpetersäure.** Die Salpetersäure hat dieselben Bestandtheile wie die gewöhnliche Luft, aber in einem anderen Mengenverhältnisse. Die Luft enthält auf 4 Maass Stickstoff 1 Maass Sauerstoff, die Salpetersäure dagegen 10 mal so viel von letzterem, also auf 4 Maass Stickstoff 10 Maass Sauerstoff oder, was dasselbe ist, auf 2 Maass N (1 Aeq.) 5 Maass O (5 Aeq.). In der Luft sind diese beiden Gase nur mechanisch mit einander gemengt, in der Salpetersäure dagegen sind sie chemisch verbunden. Es ist dies ein auffallendes Beispiel davon, wie ausserordentlich die Eigenschaften der Körper sich verändern, wenn sich diese chemisch mit einander verbinden. Mechanisch mit einander gemengt, bilden die Bestandtheile der Salpetersäure eine belebende Luftart, chemisch vereinigt eine der schärfsten Flüssigkeiten.

Man könnte vielleicht meinen, dass sich die Salpetersäure auf eine einfachere Weise unmittelbar aus der Luft darstellen lassen müsse; dies geht jedoch um deswillen nicht, weil der träge Stickstoff sich nicht von freien Stücken zu einer Verbindung mit dem Sauerstoff bequemt; diese Verbindung lässt sich nur auf Umwegen, die erst später angegeben werden können, erreichen.

Die stärkste Salpetersäure (specif. Gew. 1,52) enthält in 100 Thln. noch 14,3 Thle. Wasser oder auf 1 Aeq. Säure 1 Aeq. Wasser, ohne das sie nicht wohl bestehen kann; sie ist daher als Salpetersäurehydrat zu bezeichnen. Entzieht man ihr das Wasser, z. B. durch concentrirte Schwefelsäure, so zerfällt sie in Sauerstoff und gelbrothe Dämpfe; aus gleichem Grunde wird sie im Sonnenlicht gelb. Aehnlich verhalten sich viele andere Körper, besonders organische. Man nennt solches Wasser Constitutionswasser, um dadurch anzudeuten, dass es zur Constitution, zur Existenz der betreffenden Körper, unerlässlich nothwendig ist. Das Krystallwasser ist nur zum Bestehen der Form oder Gestalt der Körper nothwendig. Die rohe im Handel vorkommende Salpetersäure, die man in Fabriken gewöhnlich in grossen eisernen Cylindern bereitet, enthält in 100 Thln. gegen 50 Thle. Wasser (specif. Gew. 1,36), ist also bedeutend schwächer als die obige. Dieselbe ist auch meist durch Chlor, Schwefelsäure und Unteralpetersäure u. a. verunreinigt.

Neuerdings ist es jedoch gelungen, wasserfreie Salpetersäure (Salpetersäure-Anhydrid =  $\text{NO}_5$ , Aeq.-Gew. = 54) darzustellen. Dieselbe bildet farblose Säulen, die bald zerfliessen und sich noch leichter (häufig unter Explosion) zersetzen, als das Salpetersäurehydrat.

#### Versuche mit Salpetersäure.

**186. Neutralisation.** *Versuch a.* Ein Tropfen Salpetersäure reicht hin, um mehre Esslöffel voll Wasser sauer zu machen; blaues Probirpapier wird selbst bei noch stärkerer Verdünnung davon in rothes umgeändert: die Salpetersäure charakterisiert sich also deutlich als eine Säure, und zwar als eine sehr starke. Als Gegensatz der Säuren mag der bekannte Salmiakgeist, richtiger Ammoniak genannt, dienen. Dieser schmeckt laugenhaft, ändert blaues Probirpapier nicht, wohl aber

macht er rothes blau: er trägt den Charakter einer Basis. Auf-fallend ist ausserdem der äusserst stechende Geruch desselben. Diese beiden Flüssigkeiten bringe man nun in der Weise zu-sammen, dass man zu 20 Grm. Salpetersäure und 20 Grm. Was-ser in kleinen Portionen, zuletzt tropfenweise, so lange Salmiak-geist zusetzt, bis sowohl das blaue als das rothe Probirpapier darin nicht mehr verändert wird. Ist dieser Zeitpunkt einge-treten, so bemerkt man nichts mehr von dem sauren, nichts mehr von dem laugenhaften Geschmacke, ebenso nichts mehr von dem starken Geruche; der Geschmack ist salzig geworden, der Geruch ist verschwunden. Man nennt diesen Vorgang, wie schon früher erwähnt wurde, eine Neutralisation. Die Flüs-sigkeit wird abgedampft; es bleibt ein weisses Salz zurück, salpetersaures Ammoniak. Durch geeignete Mittel kann man aus demselben sowohl die Salpetersäure als das Ammoniak wie-der frei machen.

Es ist ein Hauptmerkmal aller Säuren, dass sie sich mit Basen zu ganz neuen Körpern, die man Salze nennt, verbinden, und dabei ihre sauren Eigenschaften verlieren.

**187. Metalloxyde und Salpetersäure.** *Versuch b.* Wenn man Blei längere Zeit an der Luft erhitzt, so verwandelt es sich in ein rothgelbes Pulver, indem es sich mit dem Sauerstoff der Luft verbindet; dieses Pulver heisst Bleioxyd, im gewöhnlichen Leben Bleiglätte. Man nehme von solcher Bleiglätte eine Messerspitze voll und übergiesse sie in einem Probirgläschen mit etwas Salpetersäure: sie wird sich bei gelinder Erwärmung zum grössten Theile auflösen. Die Auflösung wird warm filtrirt und in die Kälte gestellt: es setzt sich aus derselben ein Salz in weis-sen, glänzenden Krystallen ab, salpetersaures Bleioxyd. Der Vor-gang zeigt, dass auch das Bleioxyd eine Basis ist, da es sich mit Säuren zu Salzen verbinden kann. Das Salz ist in reinem Wasser löslich.

Die Salpetersäure löst die meisten Metalloxyde auf und bil-det damit Salze, welche sämmtlich in Wasser löslich sind. Hier-auf gründet sich unter Anderem die Anwendung der Salpeter-säure zum Blankbeizen der Metalle, z. B. der Kupfer- und Mes-singgeräthe, die beim Ausglühen, Löthen etc. sich mit einer Rinde von Oxyd überzogen haben.

**188. Metalle und Salpetersäure.** *Versuch c.* Man übergießt einige Schrotkörner mit gewöhnlicher Salpetersäure, zu der man noch ein wenig Wasser hinzufügt: es erfolgt auch hier eine Auflösung, aber unter Entwicklung gelbrother Dämpfe von erstickendem Geruche. Diese Dämpfe heissen salpetrige Säure; sie enthalten, wie schon der Name andeutet, weniger Sauerstoff als die Salpetersäure. Der fehlende Sauerstoff ist an das Blei getreten und hat es in Oxyd verwandelt. Ein Theil der Salpetersäure wird auf diese Weise zerlegt, während ein anderer Theil davon sich mit dem Oxyde verbindet, und dasselbe Salz, wie bei dem vorigen Versuche, bildet. Das letztere krystallisiert gleichfalls aus der Flüssigkeit heraus, wenn man diese bis zum Erscheinen des Salzhäutchens abdampft.

Die Salpetersäure wirkt hierbei, wie man sieht, auf eine doppelte Weise: sie oxydirt zuerst das Blei, dann verbindet sie sich mit dem entstandenen Oxyde. Das Blei erscheint aufgelöst; man bemerkt aber leicht, dass dies eine ganz andere Art von Auflösen ist, als wenn man Kochsalz oder Zucker in Wasser auf löst. In dem letzteren Falle ist Salz und Zucker unverändert in der Auflösung; das Blei aber befindet sich nicht als Metall, sondern als ein Salz, als salpetersaures Oxyd, in der Flüssigkeit. Ebenso verhält es sich mit allen anderen Metallen, welche sich in Salpetersäure auflösen lassen, z. B. mit Silber, Quecksilber, Kupfer, Eisen u. a. m. Gold wird davon nicht gelöst, man kann daher durch Salpetersäure Gold vom Silber scheiden; hieraus erklärt sich der alte Name Scheidewasser.

Die Menge des Sauerstoffs, welche die Metalle der Salpetersäure entziehen können, wechselt nach ihrer chemischen Kraft und anderen Umständen. So kann ihr Zink 4 Aeq., Kupfer 3 Aeq., Silber 2 Aeq., Zinn 1 Aeq. entziehen, sie selbst also dadurch in  $\text{NO}$ ,  $\text{NO}_2$ ,  $\text{NO}_3$  oder  $\text{NO}_4$  übergehen. Wie die Metalle, so werden auch die Nichtmetalle durch Salpetersäure oxydirt; Kohle, mit derselben gekocht, wird zu Kohlensäure, Schwefel zu Schwefelsäure, Phosphor zu Phosphorsäure etc. Hierbei entweichen immer gelbrothe oder braunrothe Dämpfe von salpetriger Säure oder Untersalpetersäure.

**189. Organische Stoffe und Salpetersäure.** *Versuch d.* Auch organische Körper, z. B. Wolle, Federn, Holz, Indigo, wer-

den beim Erwärmen mit Salpetersäure oxydirt und somit zersetzt. Man kann diese Zersetzung als eine Verbrennung auf nassem Wege betrachten. Lässt man die organischen Stoffe nur kurze Zeit mit der Säure in Berührung, so nehmen sie durch die sich entwickelnde Untersalpetersäure oder salpetrige Säure eine gelbe Farbe an. Man kann auf diese Weise Holz gelb beizen und Seide gelb färben; daher auch die gelben Flecken auf Händen und Kleidern, die mit Salpetersäure bespritzt wurden. Eine höchst auffallende Veränderung erleidet die Baumwolle, wenn man sie kurze Zeit in der stärksten Salpetersäure weichen lässt; sie verpufft dann, angezündet, wie Schiesspulver, ja noch ungleich heftiger (Nitrocellulose).

Färbt man etwas Wasser in einem Probergläschen mit 1 Tropfen Indigolösung (213) blau und bringt beim Kochen 1 Tropfen Salpetersäure hinzu, so verschwindet die blaue Farbe. Dieses Verhalten benutzt man zur Erkennung der Salpetersäure.

**190. Salpetersaure Salze. Verpuffung.** Die Salpetersäure wird, wie sich aus Vorstehendem ergiebt, sehr leicht zersetzt. Diese leichte Zersetzung zeigen auch die salpetersauren Salze. Man streue von dem bei b. oder c. erhaltenen und zuvor zerriebenen salpetersauren Bleioxyd etwas auf eine glühende Kohle: das Salz wird sich unter lebhaftem Sprühen in einige Bleikörnchen verwandeln. Die Salpetersäure wird hierbei vollständig in Stickstoff und Sauerstoff zerlegt; der letztere, sowie der Sauerstoff des Bleioxydes, verbindet sich mit der Kohle zu Kohlensäure, welche nebst dem luftförmig gewordenen Stickstoff schnell entweicht und das Sprühen veranlasst. Man nennt diese plötzliche Entwicklung von Gasarten aus einem festen Körper eine Verpuffung.

## 2. Untersalpetersäure ( $\text{NO}_4$ ).

(Aeq.-Gew. = 46.)

**191. Rauchende Salpetersäure** nennt man eine rothgelbe, höchstätzende, an der Luft bräunlichrothe, erstickende Dämpfe ( $\text{NO}_4$ ) ausstossende Flüssigkeit, welche man bei der Salpetersäurebereitung erhält, wenn man zu wenig Schwefelsäure anwendet, oder auch, wenn man in die fertige starke Salpetersäure salpetrigsaure Dämpfe leitet, von denen dieselbe grosse Mengen auflösen kann.

Beim Vermischen mit Wasser wird diese Flüssigkeit erst grün, dann blau und endlich farblos, während rothgelbe Dämpfe ( $\text{NO}_3$ ) entweichen. Der Hauptbestandtheil dieser Flüssigkeit ist Untersalpetersäure ( $\text{NO}_4$ ). Man kann dieselbe auch als eine Verbindung von Salpetersäure mit salpetriger Säure ( $\text{NO}_5 + \text{NO}_3 = 2\text{NO}_4$ ) ansehen, da sie mit Basen keine besonderen Salze, sondern Gemenge von salpeter- und salpetrigsauren Salzen bildet.

3. Salpetrige Säure ( $\text{NO}_3$ ).

(Aeq.-Gew. = 38.)

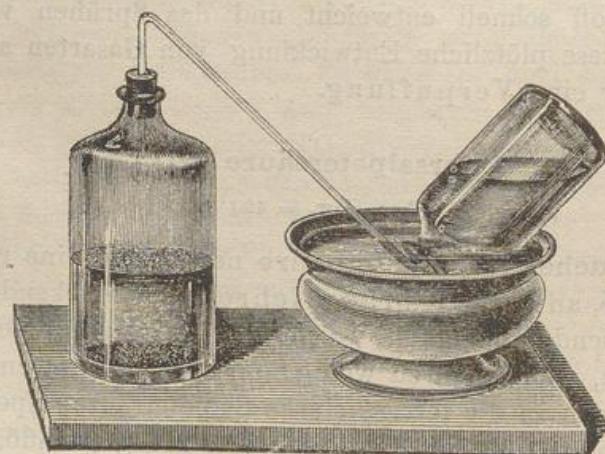
192. Die salpetrige Säure erzeugt sich (oft mit  $\text{NO}_4$  gemengt) als ein unwillkommenes Nebenproduct aus der Salpetersäure, wenn diese, wie bei den vorigen Versuchen, zum Auflösen oder Oxydiren von Metallen oder anderen Körpern angewendet wird. Sie bildet bei gewöhnlicher Temperatur einen rothgelben, ersticken Dampf, der aber durch starke Kälte zu einer blauen Flüssigkeit verdichtet werden kann. Da diese Dämpfe die Lunge angreifen, so hat man sich bei den Versuchen mit Salpetersäure so zu stellen, dass sie von dem Luftzuge weggeführt werden. Die salpetrigsauren Salze entwickeln rothgelbe Dämpfe, wenn man sie mit anderen Säuren übergiesst.

4. Stickstoffoxyd ( $\text{NO}_2$ ).

(Aeq.-Gew. = 30.)

193. *Versuch.* Man giesse in einem Gläschen auf einige zerschnittene Kupferpfennige ein wenig Wasser und dann

Fig. 94.



nach und nach gewöhnliche Salpetersäure, bis ein lebhaftes Brausen entsteht; das Brausen röhrt von der Entwicklung einer Luftart her, die man in einer weissen Flasche mittelst des bekannten pneumatischen Apparates auffängt; sie wird Stickstoffoxyd genannt und besteht aus 2 Maass (1 Aeq.) Stickstoff und 2 Maass (2 Aeq.) Sauerstoff. Man verstopft das Gläschen unter Wasser; es scheint leer zu sein, denn das Stickstoffoxyd ist farblos; öffnet man es aber und bläst vorsichtig Luft hinein, so füllt es sich von oben herab mit gelbrothen, zuletzt mit braunrothen Dämpfen. Das Stickstoffoxyd nimmt dabei aus der Luft erst 1 Aeq. Sauerstoff auf und verwandelt sich in salpetrige Säure, dann noch 1 Aeq. und wird zu Untersalpetersäure; aus  $\text{NO}_2$  wird  $\text{NO}_3$ , weiter  $\text{NO}_4$ . Dieser Eigenschaft wegen ist es bei der Bereitung der englischen Schwefelsäure wichtig geworden (208). Es entsteht hier aus der Salpetersäure, weil das Kupfer dieser 3 Aeq. Sauerstoff entzieht und zu Oxyd wird, welches sich mit unzersetzter Salpetersäure zu salpetersaurem Kupferoxyd verbindet. Dieses Salz erhält man in blauen Krystallen, wenn man die über den Kupferstücken stehende Flüssigkeit abdampft.

### 5. Stickstoffoxydul (NO).

(Aeq.-Gew. = 22.)

194. Diese Verbindung besteht aus 2 Maass (1 Aeq.) Stickstoff und 1 Maass (1 Aeq.) Sauerstoff und stellt eine farblose Luftart dar, die eingeathmet berauschend wirkt und daher auch Lustgas genannt wird. Man kann dieses Gas, welches man am einfachsten durch Erhitzen von salpetersaurem Ammoniak darstellt, als atmosphärische Luft ansehen, die noch einmal so gut ist, d. h. noch einmal so viel Sauerstoff enthält, als die gewöhnliche.

195. Untersucht man die fünf genannten Stickstoffverbindungen, um zu erfahren, wie sie dem Gewichte nach zusammengesetzt sind, so findet man, dass die Gewichtsverhältnisse in einer ähnlichen, regelmässigen Proportion zu einander stehen, wie die Maassverhältnisse. Es verbinden sich nämlich jederzeit:

dem Gewichte nach: dem Maasse nach:

14 Grm. N mit 40 Grm. O, oder 2 Mss. (1 Aeq.) N mit 5 Mss. (5 Aeq.) O zu  $\text{NO}_5$ ,  
 14 " " 32 " " 2 " (1 Aeq.) — " 4 " (4 Aeq.) — "  $\text{NO}_4$ ,  
 14 " " 24 " " 2 " (1 Aeq.) — " 3 " (3 Aeq.) — "  $\text{NO}_3$ ,  
 14 " " 16 " " 2 " (1 Aeq.) — " 2 " (2 Aeq.) — "  $\text{NO}_2$ ,  
 14 " " 8 " " 2 " (1 Aeq.) — " 1 " (1 Aeq.) — " NO.

Unter 1 Maass oder Aeq. Sauerstoff (O) denken wir uns hiernach eine Gewichtsmenge von 8 Grm., Pf. etc., unter 2 Maass oder 1 Aeq. Stickstoff (N) dagegen eine Gewichtsmenge von 14 Grm., Pf. etc.

### Kohlenstoff und Sauerstoff.

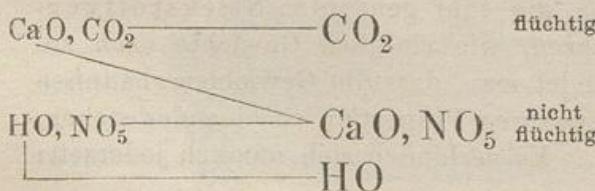
#### 1. Kohlensäure oder fixe Luft ( $\text{CO}_2$ ).

(Aeq.-Gew. = 22. — Specif. Gew. = 1,52.)

— 1757 von Black erkannt und „fixe Luft“ benannt; Zusammensetzung 1781 von Lavoisier nachgewiesen; 1823 von Faraday zu einer Flüssigkeit, 1835 von Thilorier zu einem festen Körper condensirt. —

**196. Darstellung.** Bei dem Kohlenstoff wurde schon gezeigt, dass Kohle und alle unsere Brennmaterialien beim lebhaften Verbrennen Kohlensäure bilden (127), und dass diese Luftart durch Kalkwasser entdeckt werden kann, welches sich dadurch trübt, weil ein unlösliches Salz, kohlensaurer Kalk, gebildet wird. Kreide, Kalkstein, Marmor sind auch kohlensaurer Kalk; aus ihnen kann man Kohlensäure in grösserer Menge darstellen.

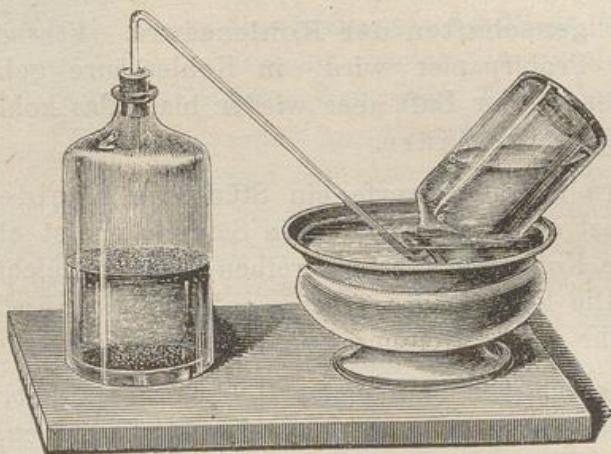
**Versuch a.** In eine Viertelliterflasche bringe man 20 Grm. Salpetersäure und 20 Grm. Wasser, dann einige Stücke von Kreide oder Kalkstein; das Glas wird durch eine gebogene Glasröhre mit einer pneumatischen Wanne verbunden und das unter Brausen entweichende Gas, wie beim Sauerstoff angegeben, aufgefangen. Die stärkere Salpetersäure verjagt die schwächere



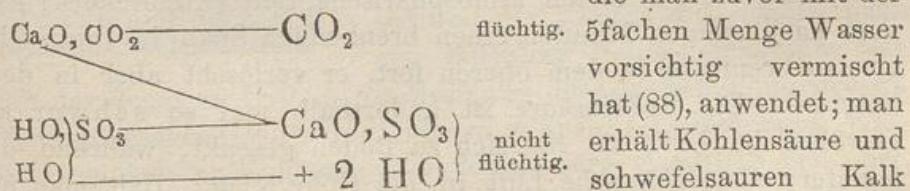
Kohlensäure, indem sie sich mit der Basis der Kreide, dem Kalk ( $\text{CaO}$ ), verbindet. Der entstandene salpetersaure Kalk ( $\text{CaO, NO}_5$ )

ist ein lösliches Salz, im Glase bleibt daher eine klare Flüssigkeit, aus der man durch Abdampfen das salpetersaure Salz in fester Form erhalten kann.

Fig. 95.

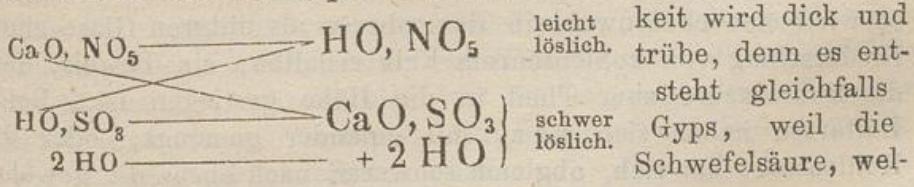


*Versuch b.* Man wiederhole diesen Versuch mit der Abänderung, dass man statt der Salpetersäure Schwefelsäure ( $\text{H}_2\text{SO}_4$ ), die man zuvor mit der



oder Gyps. Die Flüssigkeit wird diesmal nicht klar, weil der gebildete Gyps ( $\text{CaO, SO}_3 + 2 \text{HO}$ ) ein sehr schwer lösliches Salz ist. Nach beendigtem Versuche trocknet man denselben und hebt ihn zu weiteren Versuchen auf. Die beiden letzten Experimente sind deutliche Beispiele einer einfachen Wahlverwandtschaft.

*Versuch c.* Zu der Auflösung von salpetersaurem Kalk aus dem ersten Versuche tröpfle man Schwefelsäure: die klare Flüssig-



che stärker ist als die Salpetersäure, die letztere verdrängt und sich mit dem Kalk verbindet.

#### Versuche mit Kohlensäure.

**197. Eigenschaften der Kohlensäure.** *Versuch a.* Feuchtes blaues Probirpapier wird, in Kohlensäure gehalten, roth, beim Liegen an der Luft aber wieder blau: das kohlensaure Gas ist eine flüchtige Säure.

*Versuch b.* Man werfe ein Stückchen Kreide in Essig: der Essig ist eine der schwächsten Säuren, er ist aber doch im Stande, die Kohlensäure zu vertreiben: sie entweicht unter Aufbrausen. Die Kohlensäure ist eine sehr schwache Säure, weil sie eine sehr grosse Neigung hat, gasförmig zu werden.

*Versuch c.* Ein brennender Holzspan verlöscht, wenn man ihn in Kohlensäure hält; ebenso verlöscht das Leben, wenn Menschen oder Thiere diese Luft einathmen: das kohlensaure Gas kann die Verbrennung und das Leben nicht unterhalten.

*Versuch d.* Man stürze ein mit Kohlensäure gefülltes Glas über ein leeres, d. h. nur atmosphärische Luft enthaltendes; hält man nach einigen Minuten einen brennenden Span in diese Gläser, so brennt er in dem oberen fort, er verlöscht aber in dem unteren. Die Kohlensäure ist anderthalb mal so schwer als gewöhnliche Luft, sie hat sich zu Boden gesenkt, während die leichtere atmosphärische Luft in die Höhe stieg. Hält man ein mit Kohlensäure gefülltes Glas mit der Oeffnung nach unten schräg über eine Lichtflamme, so dass dieselbe herausfliessen kann, so verlöscht das Licht.

**198. Diffusion der Kohlensäure.** *Versuch.* Man wiederhole diesen Versuch, nur mit dem Unterschiede, dass man das untere Glas mit Kohlensäure füllt und das obere leer lässt. Schüttelt man nach einigen Stunden beide Gläser mit Kalkwasser, so wird man ebensowohl in dem oberen als unteren Glase einen Niederschlag von kohlensaurem Kalk erhalten, ein Beweis, dass die Kohlensäure zum Theil in die Höhe gestiegen ist. Beide Luftarten haben sich genau mit einander gemengt, oder die Kohlensäure hat sich, obgleich schwerer, nach oben, die gewöhn-

liche Luft, obgleich leichter, nach unten zu ausgebreitet (diffundirt). Man nennt dieses freiwillige Mengen der Gasarten mit einander die Diffusion der Gase.

Fig. 96.



Das Diffusionsvermögen der gasartigen Körper ist von hoher Wichtigkeit für die Oekonomie der Natur, denn durch dasselbe entsteht im Grossen in der atmosphärischen Luft eine fortwährende Ausgleichung der Bestandtheile, und ihm ist es zuzuschreiben, dass wir überall die Zusammensetzung der Luft ziemlich gleich antreffen, obwohl ihr an dem einen Orte freier Sauerstoff entzogen, an dem anderen Kohlensäure zugeführt wird.

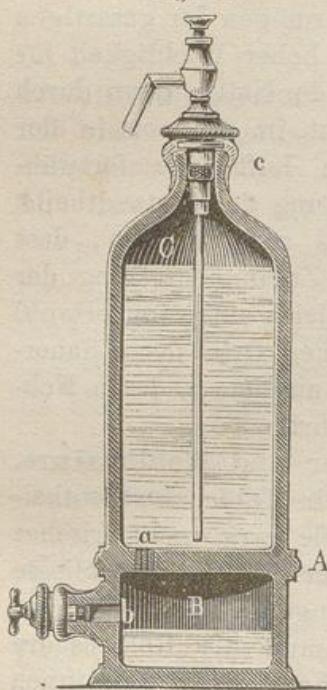
### 199. Wasser und Kohlensäure.

*Versuch.* In ein Kohlensäure enthaltendes Glas fülle man recht frisches Wasser bis zur Hälfte, verschliesse es mit dem Finger und schüttle es: das Wasser nimmt die Kohlensäure auf und der Finger wird, weil innen ein luftleerer Raum entstanden ist,

von der äusseren Luft in die Mündung des Glases hineingedrückt. Das kohlensaure Gas ist löslich im Wasser. 1 Liter kaltes Wasser kann 1 Liter Kohlensäure auflösen, noch einmal so viel aber, wenn man sie hineinpresst; es erlangt dadurch einen säuerlichen Geschmack und die Eigenschaft zu moussiren oder zu brausen. Solche Wasser quellen an vielen Orten aus der Erde hervor, z. B. in Selters und Bilin, und werden unter dem Namen Sauerwässer als Heilmittel benutzt. Man stellt sie jetzt auch mit grosser Naturtreue künstlich dar (Struve'sche Mineralwässer). Wie sich hieraus ergiebt, ist die Kohlensäure unschädlich, ja heilsam, wenn sie in den Magen kommt, sie wirkt nur erstickend, wenn sie eingeaathmet, also in die Lunge gebracht wird. Das Schäumen des Flaschenbieres und Champagners röhrt gleichfalls von Kohlensäure her, die sich bei der Gährung dieser Getränke bildete und durch Verstopfen der Flaschen während der Gährung in ihnen zurückgehalten wurde.

Moussirende Getränke. Zur Bereitung solcher Getränke im Kleinen ist der nebenstehende Apparat in Gebrauch ge-

Fig. 97.



kommen. Er besteht aus einer starken thönernen Flasche, deren innerer Raum durch die horizontale Zwischenwand *A* in die zwei Hälften *B* und *C* getheilt ist. In der unteren Abtheilung *B* wird die Kohlensäure aus Weinsäure und zweifach kohlensaurem Natron erzeugt, die man nebst etwas Wasser durch die verschliessbare Oeffnung *b* hineinschüttet, nachdem man die obere Abtheilung *C* mit Wasser oder Wein angefüllt hat. Die sich entwickelnde Kohlensäure drängt sich durch die ganz feinen Löcher *a* der Zwischenwand in die Flüssigkeit, welche soviel davon absorbirt, als sie vermag, während sich der Ueberschuss des Gases darüber ansammelt und einen so starken Druck auf die Flüssigkeit ausübt, dass diese durch das fast bis zum Boden

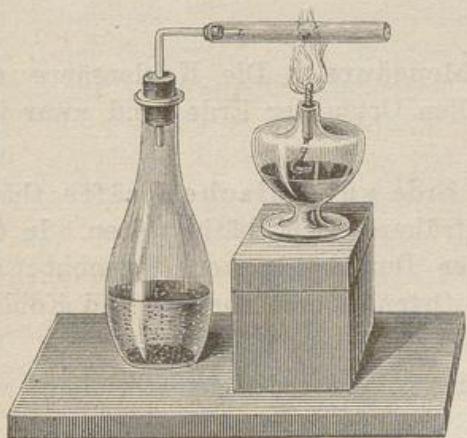
reichende Steigrohr in die Höhe und zu dem Ausflussrohre herausgetrieben wird, sobald man durch einen Druck auf den obersten Knopf ein Ventil öffnet, welches die Verbindung zwischen beiden verschliesst. Vor dem jedesmaligen Gebrauche dieses Apparates muss man sich durch Durchblasen bei *b* davon überzeugen, dass die feinen Verbindungsanäle *a* nicht etwa verstopft sind, weil ausserdem die gesammte Kohlensäure in dem kleinen unteren Raume bleiben müsste und diesen mit einer gefährlichen Explosion leicht gewaltsam auseinandertreiben könnte.

**200. Flüssige und feste Kohlensäure.** Sonst kannte man die Kohlensäure nur als eine Luftart, jetzt aber ist man im Stande, sie durch Zusammenpressen auf  $\frac{1}{36}$  ihres Volumens bei  $0^\circ$  in eine Flüssigkeit umzuwandeln. Die flüssige Kohlensäure verdunstet an der Luft mit solcher Schnelligkeit, dass dabei eine Verdunstungskälte (40) von  $-80^\circ$  entsteht und durch diese Kälte ein Theil der Kohlensäure sich zu einer festen,

schneeähnlichen Masse verdichtet, die an der Luft nur langsam verdunstet. Kühlt man die in einem starken Glasrohre eingeschlossene flüssige Kohlensäure bis zu  $-70^{\circ}$  ab, so erstarrt sie zu einer festen, eisähnlichen Masse.

**201. Zersetzung der Kohlensäure.** *Versuch.* Um sich zu überzeugen, dass in dem farblosen kohlensauren Gase wirklich Kohle enthalten sei, nehme man ein Probirgläschen, stösse den

Fig. 98.



Boden desselben ein, und verbinde es mittelst eines durchbohrten Korkes und einer Glasröhre mit einem Glase, in dem sich Kohlensäure entwickelt. In das Probirgläschen schiebt man ein erbsengrosses Stück Kalium, das man zuvor mit Fliesspapier abgetrocknet hat, und erhitzt die Stelle, wo es liegt, von aussen mit einer Lampe. Das Kalium ist ein dem Natrium sehr ähnliches

Metall und hat, wie dieses, eine ausserordentliche Begierde, sich mit Sauerstoff zu verbinden; es ist hier im Stande, der Kohlensäure, die darüber hinwegströmt, in der Hitze den Sauerstoff zu entziehen. Dies geschieht und es entsteht Kaliumoxyd oder Kali (KO), eine der stärksten Basen, die sich sogleich mit einem Theile der vorhandenen Säure zu kohlensaurem Kali (Potasche) verbindet, während der Kohlenstoff derjenigen Kohlensäure, die ihren Sauerstoff an das Kalium abgegeben, übrig bleibt und der Salzmasse eine schwarze Farbe ertheilt. Stellt man die Röhre mit der letzteren in ein Glas, in dem sich Wasser befindet, so löst sich das kohlensaure Kali auf, die Kohle aber schwimmt mechanisch in der Lösung und lässt sich auf einem Filter sammeln. Die Flüssigkeit reagirt basisch, weil die schwache Kohlensäure nicht im Stande ist, die basischen Eigenschaften einer so starken Basis, wie des Kalis, vollständig zu neutralisiren. Dass Kohlensäure dabei ist, sieht man aus dem Brausen beim Zusatz einer Säure.

**Zusammensetzung.** Die Kohlensäure besteht aus 1 Aeq. Kohlenstoff und 2 Aeq. Sauerstoff, sie hat also die Formel  $= \text{CO}_2$ . Dem Gewichte nach sind in ihr immer 6 Grm. Kohlenstoff mit 16 Grm. Sauerstoff vereinigt; wir haben uns demnach unter 1 Aeq. C stets eine Gewichtsmenge von 6 Grm., Pfd. etc. Kohlenstoff zu denken.

**Reagens.** Zur Erkennung der Kohlensäure dient Kalkwasser (47, 127); in festen Körpern schliesst man auf Kohlensäure, wenn durch Auftröpfeln von Salzsäure ein (geruchloses) Brausen entsteht.

**202. Bildung von Kohlensäure.** Die Kohlensäure erzeugt sich unaufhörlich an allen Orten der Erde, und zwar insbesondere:

a) Da, wo im Innern der Erde vulcanische Kräfte thätig sind, oder muthmaasslich in früherer Zeit thätig waren. In der Hundsgrotte von Neapel, der Dunsthöhle von Pyrmont, am Laacher See und an anderen Orten strömt fortwährend Kohlensäure aus Erdspalten hervor.

b) Bei allen Verbrennungen unserer Heizmaterialien, wie dies schon mehrmals erwähnt worden ist (65, 127).

c) Beim Athmen der Menschen und Thiere, was leicht dargethan werden kann, wenn man die aus den Lungen kommende Luft durch eine Glasröhre in Kalkwasser bläst: es entsteht kohlensaurer Kalk, der die helle Flüssigkeit trübe macht. Wir athmen Sauerstoff ein, dieser verbindet sich in unserem Körper mit Kohlenstoff und wird als Kohlensäure wieder ausgeathmet; es muss daher in Räumen, in denen sich viele Menschen aufhalten oder wo viele Lichter brennen, dafür gesorgt werden, dass die verdorbene, d. h. kohlensäurereiche Luft fortgehe und dafür frische, d. h. sauerstoffreiche, hinzutrete. Dies geschieht durch künstlichen Luftzug oder Ventilation.

d) Bei der geistigen Gährung, z. B. bei der Darstellung von Wein, Bier und Branntwein. Dabei wird der Zucker in Weingeist und Kohlensäure zerlegt; der erstere bleibt in der Flüssigkeit und giebt ihr die bekannte berauschende Kraft, die Kohlensäure dagegen entweicht in die Luft.

e) Bei der Verwesung und Fäulniss aller Pflanzen- und

Thierstoffe. In allen organischen Körpern ist Kohlenstoff enthalten; dieser verwandelt sich beim Verwesen nach und nach durch den Sauerstoff der Luft in Kohlensäure; es muss daher überall, wo es Thiere und Pflanzen giebt, auf der Erde, im Meere und in der Luft, Kohlensäure gebildet werden.

**203. Kreislauf des Sauerstoffs und Kohlenstoffs.** Alle Kohlensäure, die auf so verschiedene Weise entsteht, wird von der atmosphärischen Luft aufgenommen. Bliebe sie in dieser, so müsste die Luft allmälig verschlechtert werden, zumal ihr bei den Athmungs-, Verbrennungs- und Verwesungsprocessen überdies freier Sauerstoff oder Lebensluft entzogen wird. Dies ist aber nicht der Fall; der Sauerstoff nimmt nicht ab, die Kohlensäure nicht zu. Eine unergründliche Weisheit hat die Pflanzenwelt zum Hüter des thierischen Lebens bestellt und mit staunenswerther Einfachheit die Einrichtung getroffen, dass die Pflanzen die von Menschen und Thieren als unbrauchbar ausgeatmete Kohlensäure, als ihr hauptsächlichstes Nahrungsmittel, aus

$O$        $CO_2$        $CO_2$        $O$   
 Thierleben.      Pflanzenleben.      der Luft einsaugen und dieser da-  
 für Sauerstoff wiedergeben. Die  
 Pflanzen athmen Kohlensäure ein  
 und (im Lichte) Sauerstoff aus.

**2. Kohlenoxydgas (CO)** ist schon 119 besprochen worden.

**3. Oxalsäure ( $C_2O_3$ )**, eine zwischen der Kohlensäure und dem Kohlenoxyd stehende Verbindung, s. 258.

### Schwefel und Sauerstoff.

#### 1. Schwefelsäure oder Monothionsäure ( $SO_3$ ).

(Aeq.-Gew. = 40.)

— Schon seit einigen Jahrhunderten bekannt; 1774 von Roebuck mittelst der Bleikammer bereitet. —

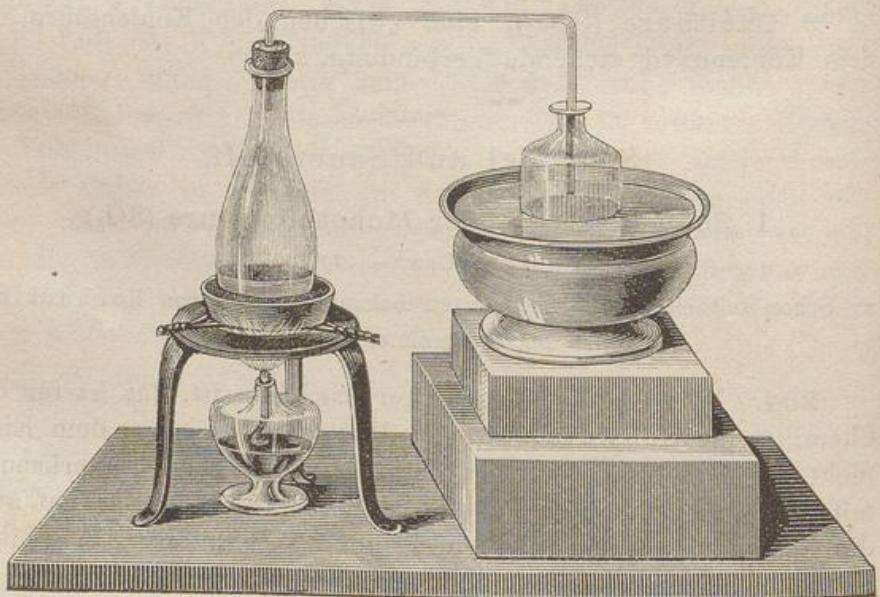
**204.** Was für den Mechaniker das Eisen ist, das ist für den Chemiker die Schwefelsäure. Wie jener sich aus dem Eisen nicht nur Maschinen aller Art darstellt, sondern auch Werkzeuge, mit denen er jedes andere Material bearbeiten kann, so hat auch die Schwefelsäure für uns ein doppeltes Interesse. Sie bildet nicht nur mit den Basen sehr wichtige Salze, sondern wir be-

nutzen sie auch als das nützlichste chemische Werkzeug, um durch sie zahllose andere chemische Stoffe und Veränderungen hervorzubringen, wie die Darstellung von Wasserstoff, Phosphor, Chlor, Salpetersäure, Kohlensäure etc. schon gelehrt hat. Seitdem sie zum Scheuern von Metallgeräthen, zum Aufschliessen von Düngemitteln, zur Bereitung von Feuerzeugen, Stiefelwichse etc. allgemein gebraucht wird, kennt sie wohl Jedermann als eine scharfe, beizende Flüssigkeit. Wir haben sie bisher vorzugsweise als den Herkules unter den Säuren kennen gelernt, durch den wir alle anderen überwältigen und austreiben konnten. Im Handel kommt sie nur flüssig vor, und zwar in zwei Arten: 1) als eine ölartige, rauchende Flüssigkeit (Vitriolöl oder Nordhäuser Schwefelsäure), und 2. etwas dünner und nicht rauchend (englische Schwefelsäure). Auf folgende Weise kann man sie aber auch fest und trocken darstellen.

Wasserfreie Schwefelsäure (Schwefelsäure-Anhydrid).

205. Darstellung. *Versuch.* In ein kleines Kochfläschchen, das in einem Sandbade auf einem Dreifusse steht, bringe man 20 Grm. rauchende Schwefelsäure und erhitze sie gelinde,

Fig. 99.



bis sie schwach kocht. Den Dampf leite man durch eine weite Glasröhre in ein leeres Fläschchen, das in ein mit Schnee oder möglichst kaltem Wasser gefülltes Gefäß gestellt wird. Man kann zur Sommerszeit das Wasser leicht dadurch noch mehr abkühlen, dass man einige Theelöffel gestossenen Salpeters in das selbe schüttet. Lässt man den Dampf in die Luft gehen, so erscheint er darin als ein dichter, weisser Rauch von stechend saurem Geruche, in dem Gläschen dagegen wird er zu einer weissen, wie Seide glänzenden, festen Masse verdichtet. Diese ist wasserfreie Schwefelsäure. Man hört mit der Destillation auf, sowie das Kochen nachlässt und die Glasröhre heißer wird, als man es mit der Hand ertragen kann. Der Rückstand in dem Kochfläschchen raucht jetzt nicht mehr, er ist zu englischer Schwefelsäure (Schwefelsäurehydrat) geworden. Wollte man diese zum Kochen bringen, so müsste man eine fast 10 mal stärkere Hitze als vorher anwenden; denn sie kocht erst bei  $325^{\circ}\text{C}.$ , während die wasserfreie schon bei etwa  $35^{\circ}\text{C}.$  siedet. Dies ist der Grund, warum das Kochen aufhört, wenn die letztere entwichen ist.

#### 206. Eigenschaften der wasserfreien Schwefelsäure.

*Versuch a.* Man nehme mit einem Glasstäbchen etwas Säure heraus und lege sie in ein trocknes Probigläschen: sie raucht gewaltig und wird nach einiger Zeit flüssig; sie zieht nämlich Wasser aus der Luft an und wird dadurch zu Vitriolöl. Bei längerem Stehen nimmt sie noch mehr Wasser auf und hört auf zu rauchen: sie wird dadurch zu englischer Schwefelsäure. Durch Abdampfen kann dieses Wasser nicht wieder entfernt werden, denn die Schwefelsäure giebt dasselbe bloss dann wieder ab, wenn man ihr eine Basis dafür darbietet.

*Versuch b.* In Wasser geworfen, löst sich die wasserfreie Schwefelsäure unter Zischen und heftiger Erhitzung auf.

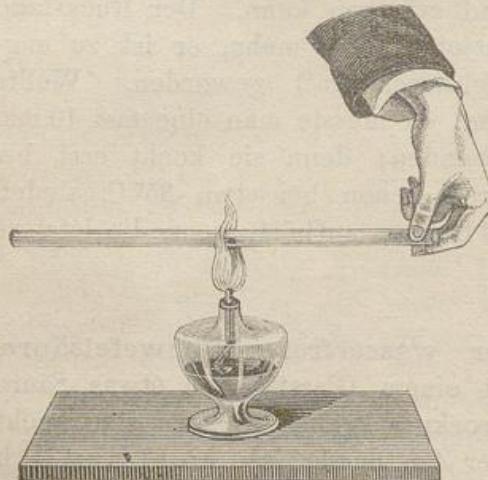
*Versuch c.* Ebenso löst sie sich in englischer Schwefelsäure auf und diese wird dadurch rauchend. Die rauchende Schwefelsäure ist demnach eine Auflösung von wasserfreier Schwefelsäure in englischer. Ihre Bestandtheile sind dem Gewichte nach: 16 Schwefel (1 Aeq.) und 24 Sauerstoff (3 Aeq.). Daher die Bezeichnung  $= \text{SO}_3$ .

## Rauchende Schwefelsäure oder Vitriolöl.

207. Diese Säure wird erhalten durch Destillation von Eisenvitriol, der bekanntlich aus Schwefelsäure und Eisenoxydul besteht (96).

*Versuch.* Man lege ein Stückchen Eisenvitriol in eine Glasröhre und erhitze es: der grüne Krystall wird unter Entweichung von Wasserdämpfen weiss (wasserfrei). Bei weiterem Erhitzen geht das Weiss in Rothbraun über und es entwickelt sich ein wenig schweflige Säure; ein Theil der Schwefelsäure giebt nämlich 1 Aeq. Sauerstoff an das Eisenoxydul ab und macht dies zu Oxyd, während der andere Theil bei dem Eisenoxyd bleibt. Wird dieses basisch-schwefelsaure Eisenoxyd heftig und anhaltend geglüht, so lässt das Eisenoxyd die Schwefelsäure los und diese entweicht, und zwar wasserfrei,

Fig. 100.



weil sie kein Wasser mehr vorfindet. Im Grossen wendet man dazu Thonretorten an und leitet den Dampf in englische Schwefelsäure, die sich dadurch in rauchende umwandelt. Weil diese dickflüssig wie Oel ist und aus Eisenvitriol dargestellt wird, so gab man ihr den Namen Vitriolöl (oder Oleum); den Namen Nordhäuser Schwefelsäure aber erhielt sie, weil diese Stadt Jahrhunderte lang ganz Deutschland mit dieser Säure versorgte. Das Vitriolöl hat ein specifisches Gewicht von etwa 1,86, und enthält in 100 Thln. ungefähr 10 bis 12 Thle. Wasser.

*Rauchen des Vitriolöls.* Kommt das Vitriolöl an die Luft, so verdampft die darin enthaltene, leichtflüchtige wasserfreie Säure und vereinigt sich mit dem in der Luft enthaltenen Wasserdunste; es entsteht sonach englische Schwefelsäure, die

sich, weil sie 10 mal schwerer flüchtig ist, in der kalten Luft zu weissen Dämpfen verdichtet, gerade so, wie wir es beim Wasserdampfe sehen, wenn er in kalte Luft strömt. Der Rauch des Vitriolöls besteht also aus Dämpfen von englischer Schwefelsäure.

Englische Schwefelsäure ( $\text{HO}_2\text{SO}_3$ ).

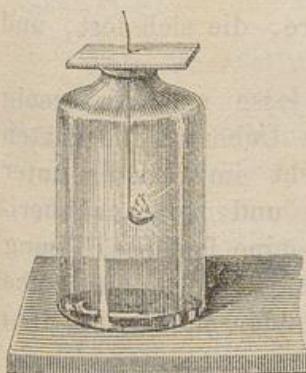
(Aeq. Gew. = 49. — Specif. Gew. = 1,84.)

**208. Darstellung im Kleinen.** So lange man die Schwefelsäure nur aus Eisenvitriol zu bereiten verstand, war sie sehr theuer. Für den Preis, den man früher für ein Paar Pfund bezahlte, erhält man jetzt einen ganzen Centner. Diese Wohlfeilheit erlangte sie erst, als man in England vor beinahe 100 Jahren eine andere, ungleich billigere Bereitungsmethode dieser Säure auffand, nämlich aus dem Schwefel selbst.

Kohle und Phosphor nehmen, wenn sie verbrennen, die grösste Menge von Sauerstoff auf, mit der sie verbindbar sind, und man erhält Kohlensäure und Phosphorsäure. Verhielte sich der Schwefel ebenso, so könnte es nichts Leichteres geben, als ihn in Schwefelsäure umzuwandeln. Wie bekannt, bildet der Schwefel aber beim Verbrennen nur schweflige Säure ( $\text{SO}_2$ ), d. h. es verbinden sich mit 16 Schwefel (1 Aeq.) nur 16 Sauerstoff (2 Aeq.). Soll aus dieser Schwefelsäure werden, so muss man sie nöthigen, noch 8 Sauerstoff (1 Aeq.) aufzunehmen. Dies geschieht durch einen Körper, der sehr reich ist an Sauerstoff und ihn zugleich leicht abgibt, durch Salpetersäure.

**Versuch.** Man verbrenne in einer trocknen Literflasche so

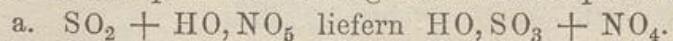
Fig. 101.



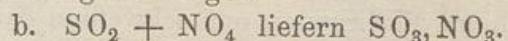
lange Schwefel, als derselbe noch darin brennt, d. h. so lange, bis aller Sauerstoff der in der Flasche enthaltenen Luft sich mit Schwefel zu schwefliger Säure (66) verbunden hat; hält man nun einen bis zum Boden des Gefäßes reichenden Glasstab, den man zuvor in starke Salpetersäure getaucht und abtropfen gelassen, in die Flasche, so erzeugen sich um denselben herum sofort braungelbe Dämpfe, welche sich beim Bewegen des Stabes bald in der ganzen

Flasche ausbreiten, nach kurzer Zeit aber wieder verschwinden. Man tauche nun den Stab von Neuem in starke Salpetersäure und dann in die Flasche: es wiederholt sich die angegebene Farbenänderung und bei ruhigem Stehen verdichtet sich der Flascheninhalt zu einem weissen Nebel, der sich zu Boden senkt. Beim beginnenden Senken verstopfe man die Flasche und lasse sie umgelegt in Ruhe: nach einigen Minuten wird jener Nebel sich theils als ein grieslicher, theils als ein den Eisblumen der Winterfenster ähnlicher Ueberzug an der Innenwand der Flasche niedergeschlagen haben.

Die hierbei stattfindenden Vorgänge sind der Reihe nach folgende: Zuerst entzieht die schweflige Säure der Salpetersäure 1 Aeq. Sauerstoff und wird zu Schwefelsäurehydrat, die Salpetersäure aber zu Dämpfen von braungelber Untersalpetersäure.



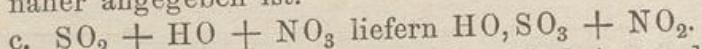
Das Verschwinden der gelben Dämpfe erfolgt, weil eine frische Portion schwefliger Säure der Untersalpetersäure abermals 1 Aeq. Sauerstoff entzieht und die erzeugten gelben salpetrigen Dämpfe mit der erzeugten Schwefelsäure sich zu einer farblosen Verbindung vereinigen.



Vereinigt diese Verbindung sich mit dem im ersten Act erzeugten Schwefelsäurehydrat, so entsteht eine Art Doppelsalz, bei dem einerseits Wasser, andererseits salpetrige Säure die Stelle der Basis vertritt,  $= \text{HO}, \text{SO}_3 + \text{NO}_3, \text{SO}_3$ . Diese leicht kry stallisirbare Verbindung stellt den obigen Ueberzug, bei der Schwefelsäurebereitung im Grossen die sogenannten Krystalle der Bleikammern dar. In starker Schwefelsäure sind diese unzersetzt löslich, dagegen zerlegen sie sich in verdünnter Schwefelsäure oder Wasser sogleich in freie Schwefelsäure, die sich löst, und in rothgelbe Dämpfe von salpetriger Säure.

Um diese Zerlegung wahrzunehmen, lasse man ein wenig Wasser an der mit dem krystallinischen Ueberzug bedeckten Glaswand herabfliessen; der letztere zergeht im Wasser unter Entwicklung orangefarbener Luftbläschen, und beim nachherigen Umschwenken des Wassers erhält man eine farblose Lösung von Schwefelsäure, während die darüber stehende Luft eine gelbe Farbe annimmt. Aus  $\text{HO}, \text{SO}_3 + \text{NO}_3, \text{SO}_3$  bilden sich  $2(\text{HO}, \text{SO}_3)$  und  $\text{NO}_3$ .

Hält man in diese gelbe Luft brennenden Schwefel, so entfärbt sie sich wieder; es bildet sich zum dritten Male Schwefelsäure, indem die salpetrige Säure 1 Aeq. Sauerstoff abgibt und zu farblosem Stickstoffoxyd wird, dessen weiteres Wirken in Nr. 210 näher angegeben ist.



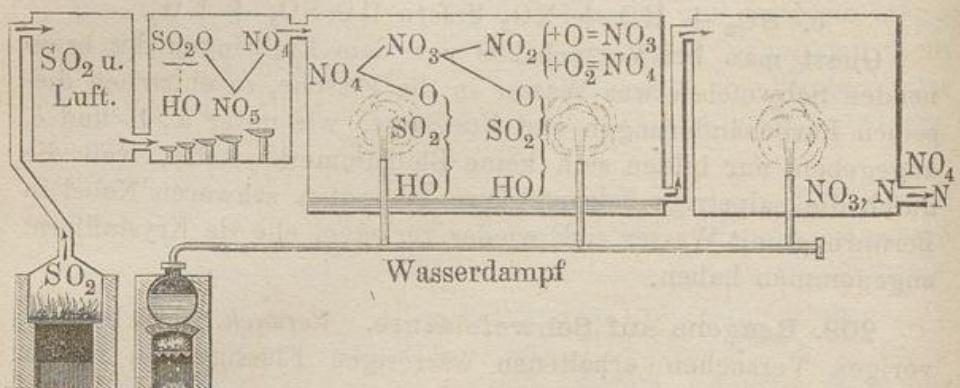
Giesst man bei Versuch 208 vor dem Einbringen des brennenden Schwefels etwas Wasser in die Flasche, so entstehen dieselben Farbenänderungen und Vorgänge, wie unter a., b. und c. angegeben, nur bilden sich keine Bleikammerkrystalle, weil die durch die salpetrige Schwefelsäure erzeugten schweren Nebel in Berührung mit Wasser sich wieder zerlegen, ehe sie Krystallform angenommen haben.

**209. Reagens auf Schwefelsäure.** *Versuch.* Die bei den vorigen Versuchen erhaltenen wässerigen Flüssigkeiten röthen blaues Lackmuspapier stark und schmecken sehr sauer, sie stellen eine verdünnte Lösung von Schwefelsäure in Wasser dar. Zu einem Theile derselben wird eine Auflösung von Chlorbarium (salzaurem Baryt) getropft: es entsteht eine starke, weisse Trübung, die weder durch Kochen oder durch Zusatz von Wasser, noch durch Salpetersäure verschwindet. Der gebildete Niederschlag ist schwefelsaurer Baryt, ein Salz, welches in Wasser und Säuren ganz unlöslich ist. Man tropfe einen Tropfen von der dünnen Säure unter ein Weinglas voll Wasser und füge wieder Barytlösung hinzu; auch bei dieser ausserordentlichen Verdünnung wird sich noch eine bemerkbare Trübung zeigen. Eine Lösung von Chlorbarium oder irgend einem andern löslichen Barytsalze ist das empfindlichste Reagens auf Schwefelsäure und schwefelsaure Salze.

**210. Darstellung im Grossen.** Aehnlich wie bei dem vorletzten Versuche verfährt man auch bei der Darstellung der englischen Schwefelsäure im Grossen. Man verbrennt den Schwefel (oder auch Schwefelkies, Kupferkies, Zinkblende etc.) in einem Ofen und leitet die erzeugte schweflige Säure, nebst überflüssiger atmosphärischer Luft, durch ein Abzugsrohr in grosse, aus Bleiplatten erbaute Häuser oder Kammern. In der ersten oder zweiten Kammer sind Schüsseln mit Salpetersäure aufgestellt, die man von aussen langsam zufließen lässt. Auf

den Boden der Kammern wird etwas Wasser gegossen, ausserdem aber auch noch Wasserdampf aus einem Dampfkessel in dieselben geleitet. Der erste Act der Schwefelsäurebildung

Fig. 102.



dung erfolgt durch den Sauerstoff der Salpetersäure, welche dabei successive zu Untersalpetersäure, salpetrige Säure und Stickstoffoxyd reducirt wird, wie die drei Gleichungen unter a., b., c. in 208 näher angeben. Mit dem Auftreten von Stickstoffoxyd beginnt der zweite, wichtigste Act der Schwefelsäurebildung, in welchem die atmosphärische Luft die Rolle des Sauerstofflieferanten übernimmt. Wie aus Nr. 193 bekannt, nimmt das Stickstoffoxyd mit grosser Begierde aus der Luft Sauerstoff auf und geht dadurch in salpetrige Säure, weiter in Untersalpetersäure über; aus  $\text{NO}_2$  wird  $\text{NO}_3$ , weiter  $\text{NO}_4$ . Dies geschieht auch in den Bleikammern und damit erneuert sich die durch b. und c. verdeutlichte Wechselwirkung zwischen diesen Säuren und der schwefligen Säure, als deren Endproduct, ausser Schwefelsäure, wieder Stickstoffoxyd auftritt. Das Stickstoffoxyd stellt sonach den Vermittler dar, durch den die Uebertragung des atmosphärischen Sauerstoffs von der Luft zur schwefligen Säure erfolgt, und diese Botendienste verrichtet es so lange, als noch schweflige Säure und Sauerstoff vorhanden sind.

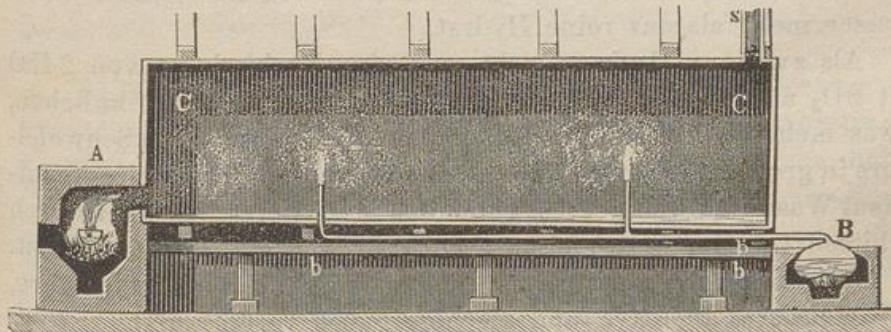
Durch dieses merkwürdige Verhalten des Stickstoffoxyds ist es möglich, mit 1 Grm. Salpetersäure aus 10 Grm. Schwefel 30 Grm. starke englische Schwefelsäure zu gewinnen. Wirkten nur die aus der Salpetersäure frei gewordenen Sauerstoffmengen, so müsste man mehr als 20 Grm. von dieser Säure anwenden,

um 30 Grm. Schwefelsäure darzustellen. Könnte man statt der atmosphärischen Luft reinen Sauerstoff in die Bleikammern bringen, so würde das Stickstoffoxyd unausgesetzt fortwirken und unbegrenzte Mengen von schwefliger Säure in Schwefelsäure umwandeln können; bei Benutzung von atmosphärischer Luft häuft sich aber der von dieser übrig bleibende Stickstoff in der letzten Kammer in solcher Menge an, dass ihm durch einen Schornstein Abzug ins Freie verschafft werden muss. Mit ihm entweicht auch das in ihm vertheilte Stickstoffoxyd, gewöhnlich in der Form von salpetriger Säure, die sich beim Austreten aus dem Schornstein zu Untersalpetersäure oxydirt und dem abziehenden Rauche eine braungelbe Farbe ertheilt.

Zur Wiedergewinnung der werthvollen salpetrigen Säure lässt man in vielen Fabriken die abziehende letzte Kammerluft durch einen mit Koaks gefüllten Bleithurm ins Freie treten, in welchem ein feiner Regen von starker Schwefelsäure herabrieselt. Die Schwefelsäure hält die ihr begegnende salpetrige Säure fest und bildet damit die in 208 besprochene krystallinische Verbindung,  $\text{HO}_2\text{SO}_3 + \text{NO}_3, \text{SO}_3$ ; die ablaufende, sogenannte Thurmsäure ist sonach eine Lösung von sogenannten Bleikammerkrystallen in Schwefelsäure. Man zerlegt dieselbe schliesslich in der ersten Bleikammer oder einer Vorkammer durch Wasserdampf, welcher die salpetrige Säure wieder frei macht, und durch schweflige Säure, welche die letztere wieder zu Stickstoffoxyd reducirt etc.

Eine andere, hier und da noch übliche, einfache Einrichtung der Bleikammer erhellt aus Fig. 103. Sie unterscheidet sich von der vorigen dadurch, dass man statt fertiger Salpetersäure Sal-

Fig. 103.



Stöckhardt, die Schule der Chemie.

13

peter (gewöhnlich Chilisalpeter) und Schwefelsäure anwendet, die man auf einem Dreifusse in den brennenden Schwefel des Ofens *A* stellt. Die aus dem Salpeter entwickelte Salpetersäure tritt hier gemeinschaftlich mit der schwefligen Säure in die Kammer *C*, während aus *B* durch die Röhren *bb* zugleich Wasserdampf in selbige einströmt und die unbrauchbaren Luftarten bei *s* entweichen. Man hat jetzt Schwefelsäurefabriken von so kolossaler Grösse, dass sie täglich einige hundert Centner fertiger Säure liefern können.

**211. Schwefelsäurehydrat.** Die in den Bleikammern sich bildende und mit den Wasserdämpfen verdichtende, sogenannte Kammersäure lässt man darin ein specifisches Gewicht von circa 1,5 erreichen, sie enthält dann 60 Proc. Säurehydrat und 40 Proc. Wasser. Um sie ganz in Säurehydrat, d. h. in concentrirte Schwefelsäure (mit 18 Proc. Wasser) zu verwandeln, muss das überschüssige Wasser noch entfernt werden. Dies geschieht zuerst durch Abdampfen in Bleikesseln, zuletzt durch Abdestillation in Platinblasen oder Glasretorten. Das leichter flüchtige Wasser entweicht und nimmt nur wenig Säure mit fort. Wenn das specifische Gewicht der letzteren bis auf 1,84 gestiegen ist, d. h. wenn in ein Hundertgrammgläschen 184 Grm. von der Säure hineingehen, so hört man mit dem Abdampfen auf und füllt sie in grosse Glasballons. In 100 Thln. der englischen Schwefelsäure sind zwar noch 18,4 Thle. Wasser oder auf 1 Aeq. Säure 1 Aeq. Wasser enthalten, diese werden aber von ihr so fest gehalten, dass sie durch Erhitzen nicht verjagt werden können. Man nennt sie aus diesem Grunde auch Schwefelsäurehydrat =  $\text{HO, SO}_3$ . Die meiste im Handel vorkommende englische Schwefelsäure hat jedoch nur ein specifisches Gewicht von 1,83 (66° Baumé), und enthält dann etwa 7 bis 8 Proc. Wasser mehr als das reine Hydrat.

Als zweites Hydrat sieht man eine Verbindung von 2  $\text{HO}$  mit  $\text{SO}_3$  an, die sich in der Winterkälte aus der gewöhnlichen, etwas mehr als 1 Aeq. Wasser enthaltenden, englischen Schwefelsäure in grossen, farblosen Krystallen ausscheidet. Das zweite Aequivalent Wasser ist weniger fest gebunden als das erste, es kann durch Erhitzen von der Schwefelsäure entfernt werden, das erste nicht.

Die rohe Schwefelsäure ist häufig durch Unteralpetersäure, schwefelsaures Bleioxyd und arsenige Säure verunreinigt.

## Versuche mit Schwefelsäure.

**212. Eigenschaften der Schwefelsäure.** *Versuch a.* Stellt man zur Winterszeit ein Gläschen mit Vitriolöl und ein anderes mit englischer Schwefelsäure an einen kalten Ort, so gefriert das stärkere Vitriolöl schon beim Eispunkte, die schwächere englische Schwefelsäure aber bei der Kälte unserer Winter gar nicht (erst bei  $-34^{\circ}\text{C}.$ ). Ebenso geräth das Vitriolöl weit leichter ins Kochen als die englische Schwefelsäure (205).

**Affinität zum Wasser.** *Versuch b.* Man lasse etwas Schwefelsäure in einem offenen Gläschen an der Luft stehen: sie wird sich mit jedem Tage vermehren, denn sie zieht sehr begierig Wasser aus der Luft an. Nach Monate langem Stehen an feuchter Luft kann sie wohl 2 bis 3 mal mehr wiegen als vorher. Hierin ist der Grund zu suchen, warum Zündfläschchen so leicht wässrig werden. Man trocknet oft wasserhaltige Körper, insbesondere Luftarten, durch Schwefelsäure. Bei direkter Vermischung von Schwefelsäure und Wasser ist Vorsicht nöthig (88), da hierbei eine starke Erhitzung eintritt und die scharfe Flüssigkeit leicht umher gespritzt wird. Mischt man 50 Maass Schwefelsäure mit 50 Maass Wasser, so erhält man nicht 100 Maass, sondern nur 97 Maass Flüssigkeit: es entsteht also eine Zusammenziehung oder Verdichtung; wo aber eine Verdichtung eintritt, da bemerken wir immer zugleich ein Freiwerden von Wärme. Kommt Schwefelsäure auf die Haut, so muss man diese vorher mit trocknem Papier oder Zeug abwischen und dann erst und zwar gleich mit vielem Wasser abwaschen. Dass die Erhitzung sich bis zur Verkohlung steigern kann, lässt sich wahrnehmen, wenn man auf Fliesspapier einige Tropfen Vitriolöl giesst und diesen nachher einige Tropfen Wasser zusetzt.

**213. Verkohlung organischer Stoffe.** *Versuch a.* Ein Stückchen Holz, in Schwefelsäure getaucht, wird schwarz, es verkohlt ebenso, als wenn wir es in eine Lichtflamme halten. Die Schwefelsäure entzieht ihm Wasserstoff und Sauerstoff, die sie zu Wasser vereinigt, der Kohlenstoff bleibt übrig. Auf diese Weise kann man Bauholz verkohlen, um es in feuchten Lagen gegen Fäulniss zu schützen. Beim Raffiniren des Brennöles wird

der Schleim des Oeles durch Schwefelsäure verkohlt. Die Schwefelsäure verkohlt und zerstört die meisten Pflanzen- und Thierstoffe.

Bewahrt man die Schwefelsäure in Flaschen mit Korkstöpseln auf, so verkohlt nicht nur der Kork, sondern es theilt sich zugleich ein Theil der abgeschiedenen Kohle der Schwefelsäure mit und färbt diese braun bis schwarz. Durch Erhitzen mit einigen Tropfen Salpetersäure verschwindet die dunkle Farbe wieder, indem der Kohlenstoff sich mit dem Sauerstoff der Salpetersäure verbindet und als Kohlensäure entweicht (Verbrennung auf nassem Wege).

**Indigotinctur.** *Versuch b.* Man zerreibe ein wenig Indigo zu Pulver und giesse so viel Vitriolöl darauf, dass daraus ein Brei entsteht. Nach einigen Tagen bringt man Wasser hinzu; man erhält dann eine tiefblaue Flüssigkeit, Indigolösung. Mit derselben lässt sich Wolle schön blau färben (Sächsisch-Blau); auch dient sie zur Erkennung der Salpetersäure (189). Englische Schwefelsäure löst den Indigo nur unvollständig auf. Indigo macht hiernach eine Ausnahme: obgleich ein Pflanzenstoff, wird er doch nicht durch die Schwefelsäure verkohlt.

**214. Basen und Schwefelsäure.** *Versuch a.* Man löse 20 Grm. Soda in warmem Wasser und setze bis zur Neutralisation verdünnte Schwefelsäure hinzu: nach dem Abdampfen bis zum Salzhäutchen schiessen beim Erkalten säulenförmige Krystalle an, die bitterlich salzig schmecken und in Wasser leicht löslich sind. Soda ist kohlensaures Natron ( $NaO, CO_2$ ); die Kohlensäure wird durch die stärkere Schwefelsäure verdrängt und entweicht brausend, in der Flüssigkeit aber bleibt schwefelsaures Natron (Glaubersalz) zurück. Fast in jedem Quellwasser sind kleine Mengen von löslichen schwefelsauren Salzen enthalten; unlösliche oder schwerlösliche finden sich in der Natur oft zu ganzen Bergen angehäuft, z. B. Gyps.

**Bleioxyd und Schwefelsäure.** *Versuch b.* 10 Grm. Bleiglätte werden mit Wasser zu einem dünnen Brei angerührt und dann nach und nach 5 Grm. englischer Schwefelsäure zugesetzt: es bildet sich nach einiger Zeit ein weisser, unlöslicher Körper. Die Säure vereinigt sich mit dem Oxyd zu schwefelsaurem Bleioxyd; dieses ist ein unlösliches Salz.

Kupferoxyd und Schwefelsäure. *Versuch* c. 10 Grm. Kupferasche, wie sie bei den Kupferschmieden abfällt, werden mit 40 Grm. Wasser und dann nach und nach mit 14 Grm. Schwefelsäure vermischt und an einen warmen Ort gestellt; man erhält eine blaue Lösung, aus der sich später blaue, schiefe (rhombische) Krystalltafeln ausscheiden. Gewöhnlich sind die Kanten dieser Tafeln abgestumpft, wodurch die schmalen Seiten das Ansehen eines Daches erhalten. Kupferasche ist Kupferoxyd; dieses verbindet sich mit der Säure zu schwefelsaurem Kupferoxyd (Kupfervitriol), einem löslichen Salze. Unter dem Namen Vitriol hat man sich immer ein schwefelsaures Metalloxyd zu denken. Beim Scheuern der kupfernen oder eisernen Gefäße mit Wasser, dem etwas Schwefelsäure zugesetzt wird, geschieht dasselbe: die Gefäße werden, weil sich das Oxyd, welches die Gefäße blind macht, in der Säure löst, schneller blank und rein, als durch das Reinigen mit blossem Wasser.

**215. Metalle und Schwefelsäure.** *Versuch.* Man lege einen kleinen eisernen Nagel in ein Probirgläschen und betröpfle ihn mit 20 Tropfen englischer Schwefelsäure: er wird nicht angegriffen. Bringt man aber tropfenweise Wasser hinzu, so entsteht, wenn ungefähr 4 bis 5 mal so viel Wasser dabei ist, als Säure, ein lebhaftes Brausen und eine Auflösung des Eisens. Die starke Säure lässt sich in eisernen Kesseln selbst bis zum Kochen erhitzen, keineswegs aber die verdünnte. Dass bei diesem Versuche Wasserstoff entweicht und Eisenvitriol zurückbleibt, ist bekannt (87, 96). Das Eisen wird zu Oxydul, nicht durch den Sauerstoff der Säure, sondern durch den des Wassers. Ebenso verhalten sich Zink und Zinn. Zur Auflösung solcher Metalle hat man demnach verdünnte Säure anzuwenden. Es giebt aber auch Metalle, die sich nur in starker Säure lösen, z. B. Kupfer, Silber etc.; davon Näheres bei der schwefligen Säure.

**216. Schwefelsäure düngt.** Mengt man Schwefelsäure mit der 1000fachen Menge Wassers und giesst diese Flüssigkeit auf Wiesen und Felder, so bemerkt man oft eine vermehrte Fruchtbarkeit der letzteren. Diese röhrt daher, weil die Schwefelsäure manche Erdarten zersetzt und auflöslich macht, wodurch schwefelsaure Salze, Gyps u. a. entstehen, die von den Pflanzen aufgesogen werden und deren Wachsthum befördern. Eine nur

100fach verdünnte Schwefelsäure bewirkt das Gegentheil, und kann dazu dienen, um Sandgänge etc. von Gras zu befreien.

**2. Schweflige Säure oder monothionige Säure ( $\text{SO}_2$ ).**

(Aeq.-Gew. = 32. — Specif. Gew. des Gases = 2,25.)

**217. Bereitung.** Dieses farblose, stechende, durch starke Kälte flüssig, ja fest zu machende Gas bildet sich nicht nur beim Verbrennen des Schwefels, sondern es kann auch aus der Schwefelsäure dargestellt werden, wenn dieser 1 Aeq. Sauerstoff entzogen wird.

**Versuch.** In ein Kochfläschchen (s. Fig. 99) bringt man 10 Grm. Kupferstückchen und 40 Grm. englische Schwefelsäure und leitet das beim Erhitzen entweichende Gas ( $\text{SO}_2$ ) in ein mit Wasser gefülltes, 100 C. C. fassendes Gläschen (wegen der Vorsicht dabei s. 99); es wird von dem Wasser in grosser Menge aufgenommen und ertheilt ihm einen sauren Geschmack und einen stechenden Geruch, dem von brennendem Schwefel gleich. 1 Maass Wasser kann gegen 30 bis 40 Maass schweflige Säure auflösen. Wird das Gas nicht mehr verschluckt, so stellt man ein mit Sodaauflösung gefülltes Fläschchen unter; diese absorbirt das Gas gleichfalls und bildet damit schweflighsaures Natron, während die Kohlensäure der Soda entweicht. Das gebildete Salz schiesst nach hinlänglichem Abdampfen in weissen Krystallen an; dasselbe riecht durchaus nicht nach schwefliger Säure, wohl aber dann, wenn man etwas verdünnte Schwefelsäure darauf giesst, welche sich mit dem Natron verbindet und die schwächere schweflige Säure austreibt. Setzt man die Schwefelsäure zu einer Lösung dieses Salzes, so lässt sich diese als Bleichflüssigkeit benutzen. Bei längerem Stehen an der Luft geht die in Wasser gelöste schweflige Säure allmälig in Schwefelsäure über.

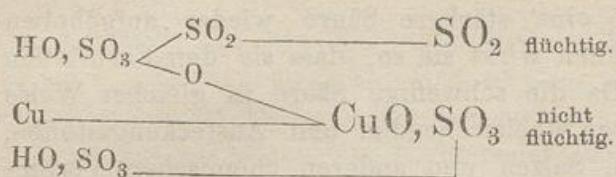
**218. Schweflige Säure bleicht.** *Versuch.* Man schüttle einige Blauholzspäne mit warmem Wasser und giesse dann zu der erhaltenen dunklen Flüssigkeit etwas schweflighsaures Wasser: es wird sogleich eine Entfärbung derselben eintreten. Die schweflige Säure bleicht Pflanzenfarben. Stroh, Wolle, Seide und Darmsaiten, also insbesondere thierische Stoffe, werden ganz allgemein mit schwefliger Säure gebleicht, am einfachsten auf

die Weise, dass man dieselben, mit Wasser angefeuchtet, in einer Kammer, oder im Kleinen in einem Kasten aufhängt und einen Napf mit brennendem Schwefel auf den Boden dieser Räume stellt. Recht schön kann man die entfärrende Kraft dieser Säure auch wahrnehmen, wenn man eine Rose oder Päonie (Pfingstrose) über einen brennenden Schwefelfaden hält. Giesst man zu der entfärbten Blauholzflüssigkeit einige Tropfen starker Schwefelsäure, so kommt die frühere dunkelrothe Farbe wieder zum Vorschein; der Farbstoff ist also durch die schweflige Säure nicht völlig zerstört worden, wie durch Chlor, sondern er ist mit der letzteren nur zu einer farblosen Verbindung zusammengetreten, die durch eine stärkere Säure wieder aufgehoben wird. In anderen Fällen wirkt sie so, dass sie den Farbstoffen Sauerstoff entzieht. Da die schweflige Säure in gleicher Weise im Stande ist, gewissen übelriechenden und Ansteckungsstoffen, wie manchen Säuren, Salzen und anderen chemischen Verbindungen, Sauerstoff wegzunehmen, so wird sie auch als Desinfektionsmittel und als kräftiges Desoxydationsmittel benutzt.

**219. Schweflige Säure löscht Feuer aus.** *Versuch.* Hält man einen brennenden Holzspan über brennenden Schwefel oder in ein Gefäss, in dem sich schweflighaures Gas befindet, so verlischt er, ähnlich wie in Stickstoff oder Kohlensäure. Das Fortbrennen wird in diesen Luftarten verhindert, weil sie keinen freien Sauerstoff enthalten. Das Auslöschen glimmender Schornsteine durch ein Schwefelbund, das man unter demselben anzündet, erklärt sich nun leicht: das schweflighaure Gas steigt in der Esse empor und verdrängt die darin befindliche atmosphärische Luft; der glimmende Russ kommt dadurch ausser Berührung mit freiem Sauerstoff und muss auslöschen. Zu gleichem Zwecke benutzt man auch die mit einer Mischung aus Schwefel, Kohle und Salpeter gefüllten Löscherpatronen, welche zu einer plötzlichen Entwicklung von schwefliger Säure, Kohlensäure und Stickstoff Anlass geben.

**220. Vorgang bei Versuch 217.** Es ist nun noch zu untersuchen, was aus dem Kupfer und der Schwefelsäure geworden ist, woraus man die schweflige Säure darstellte.

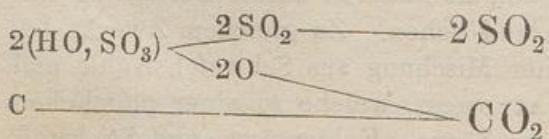
*Versuch.* Wenn der Rückstand in dem Kochfläschchen erkaltet ist, so giesst man Wasser hinzu und erhitzt gelind bis zum Kochen, das man so lange unterhält, bis die ganze Salzmasse zergangen ist. Die Flüssigkeit sieht dunkel und trübe aus, weil feine Kohlentheilchen, die fast in jedem Metalle enthalten sind, darin herumschwimmen; sie wird aber schön blau und durchsichtig, wenn man sie filtrirt. Lässt man sie langsam erkalten, so scheiden sich ansehnliche blaue Krystalle von schwefelsaurem Kupferoxyd (Kupfervitriol) aus; man erhält also dasselbe Salz, welches durch Auflösen von Kupferasche in Schwefelsäure gewonnen wurde. Der Sauerstoff, durch den das Kupfer



sich oxydierte, kam hier von der Schwefelsäure; die Hälfte derselben gab 1 Aeq. Sauerstoff an das Kupfer ab und wur-

de dadurch zu schwefliger Säure, die andere Hälfte aber verband sich mit dem entstandenen Kupferoxyd. Könnte das Kupfer, wie das Eisen, durch den Sauerstoff des Wassers oxydiert werden, so würden statt 40 Grm. schon 20 Grm. Schwefelsäure für 10 Grm. Kupfer ausgereicht haben. Um Kupfervitriol zu bereiten, ist es demnach vortheilhafter, das Kupfer zuvor durch Glühen an der Luft in Oxyd zu verwandeln und letzteres in Schwefelsäure aufzulösen. Dem Kupfer ähnlich verhalten sich von den bekannteren Metallen Silber und Quecksilber. Sollen diese in Schwefelsäure gelöst werden, so wendet man concentrirte Säure an.

**221. Schwefelsäure zerlegt durch Kohle.** Braucht man grössere Mengen von schwefliger Säure zur Bereitung von Lösungen oder Salzen, so stellt man sich dieselbe am billigsten durch

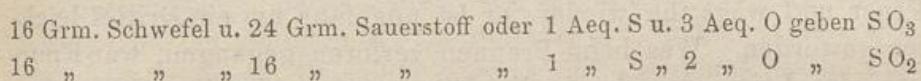


Erhitzen von englischer

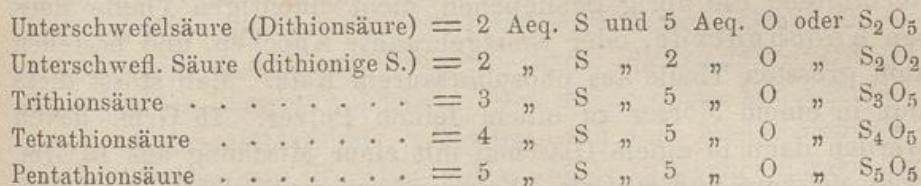
Schwefelsäure mit grobgestossener Holzkohle dar, deren Kohlenstoff, gleich dem Kupfer, der Schwefelsäure 1 Aeq. Sauerstoff entzieht, so dass sich ein Gemenge von schwefliger Säure und Kohlensäure entwickelt. Die mit aufgenommene Kohlensäure bringt

keinen Nachtheil und wird zuletzt von der schwefligen Säure wieder ausgetrieben.

222. In den zwei hier besprochenen Verbindungen des Schwefels mit dem Sauerstoff finden immer folgende Mengenverhältnisse statt:



Weitere Verbindungen sind:



## Phosphor und Sauerstoff.

### 1. Phosphorsäure ( $\text{PO}_5$ )

(Aeq.-Gew. = 71.)

— 1769 von Gahn und Scheele in den Knochen nachgewiesen. —

223. Bereitung aus Phosphor. Wenn Phosphor an der Luft oder in Sauerstoff mit Flamme verbrennt, so entsteht ein weisser, saurer Rauch, der Phosphorsäure heisst (67). Dabei vereinigen sich immer 31 Grm. Phosphor mit 40 Grm. Sauerstoff, oder 1 Aeq. Phosphor mit 5 Aeq. Sauerstoff; diese Säure erhält also die Formel  $\text{PO}_5$ . In einem trocknen Glase verdichtet sich dieser Rauch zu einem weissen Pulver (Phosphorsäure-Anhydrid), welches an der Luft zerfliesst und im Wasser zergeht ( $\text{H}_2\text{O, PO}_5$ ), denn die Phosphorsäure ist hygroskopisch und im Wasser leicht löslich. Eine solche Lösung kann man auch erhalten, wenn man Phosphor längere Zeit mit Salpetersäure kocht. Beim Verbrennen giebt die Luft, beim Kochen mit Salpetersäure diese letztere den Sauerstoff her.

224. Bereitung aus Knochen. Wir finden aber auch schon fertige Phosphorsäure in manchen Körpern, insbesondere

in den Knochen der Säugetiere und Vögel und können sie daraus darstellen.

*Versuch.* Man legt einen gewogenen Knochen in ein Ofenfeuer und lässt ihn darin einige Stunden glühen: er wird erst schwarz, dann wieder weiss. Man nimmt ihn jetzt aus dem Feuer und wägt ihn wieder: er ist ungefähr um ein Drittel leichter geworden. Was beim Brennen verloren gegangen, war Knorpel oder Leim, der durch die Hitze erst verkohlte, dann verbrannte, d. h. sich in Luftarten verwandelte, welche sich verflüchtigten; die übrig gebliebenen nicht flüchtigen Theile heißen Knochenerde, oder weissgebrannte Knochen, und bestehen zum grössten Theile aus phosphorsaurem Kalk. Man stösst diese nun in einem Mörser zu einem feinen Pulver. 15 Grm. davon werden dann in einem Gläschen mit einer Mischung aus 10 Grm. Schwefelsäure und 60 Grm. Wasser übergossen, einige Tage lang an einen warmen Ort gestellt und während dieser Zeit öfters umgerührt. Hierauf giesst man die dickliche Masse auf Leinwand und presst die Flüssigkeit ab; diese enthält nicht mehr Schwefelsäure, sondern (kalkhaltige) Phosphorsäure. Die Schwefelsäure ist in dem weissen Rückstande zu suchen; sie hat sich mit dem Kalk verbunden und die Phosphorsäure ausgetrieben. Der schwefelsaure Kalk oder Gyps wird mit Wasser ausgewaschen und getrocknet.

Wie man sieht, ist die Schwefelsäure auf nassem Wege stärker als die Phosphorsäure. In der Glühhitze verhält es sich umgekehrt; wird Gyps mit Phosphorsäure geäugt, so muss die Schwefelsäure ausziehen. So ausserordentlich wechseln die Affinitäten bei verschiedener Temperatur. In starker Hitze sind immer diejenigen Säuren am stärksten, welche am schwersten flüchtig werden; zu diesen gehört die Phosphorsäure, denn sie verdampft erst beim Weissglühen. Dampft man die erhaltene Phosphorsäure ein, so erhält man sie (noch etwas kalkhaltig) zuerst als eine syrupartige Flüssigkeit, zuletzt als eine glasartige, feste Masse.

**225. Phosphorsäure in organischen Körpern und dem Boden.** Ein erwachsener Mensch hat in seinem Körper ungefähr

9	bis 12	Pfund	Knochen, darin
6	"	8	Knochenerde, darin
5	"	7	" phosphorsauren Kalk, darin
2 $\frac{1}{4}$	"	3	" Phosphorsäure, darin
1	"	1 $\frac{1}{3}$	" Phosphor.

Phosphorsaure Salze finden sich ausserdem auch im Blute, Fleische und in anderen Körpertheilen. Woher nimmt nun unser Körper diesen Phosphor? Antwort: aus dem Fleische und den Pflanzen, die wir geniessen. In allen Pflanzen finden sich phosphorsaure Salze, in besonders reichlicher Menge in den Samen derselben. Wie aber gelangen die Pflanzen zu diesen Salzen? Durch den Erdboden. Enthält ein Ackerland keine solchen Salze, so kann kein normales Pflanzenwachsthum und insbesondere keine Samenbildung in ihm stattfinden; vermehren wir ihre Menge dadurch, dass wir gemahlene Knochen oder andere phosphorsäurereiche Düngemittel unter die Ackererde mischen, so setzen wir die letztere in den Stand, eine grössere Menge von Körnern hervorzubringen. Wir haben also in den Knochen ein kräftiges Düngemittel. Dass auch der in ihnen enthaltene Leim zum Wachsthum beiträgt, wird später zur Sprache kommen.

**226. Isomere Modificationen der Phosphorsäure.** Die Phosphorsäure bietet die Eigenthümlichkeit dar, dass sie sich mit 1, 2 und 3 Aeq. Wasser und ebenso mit 1, 2 und 3 Aeq. Basis verbinden kann und in diesen drei Zuständen verschiedene Eigenschaften zeigt. Man unterscheidet aus diesem Grunde:

1. Einbasische oder a-Phosphorsäure (Metaphosphorsäure =  $\text{HO}_2\text{PO}_5$ ); solcher Art ist die durch Verbrennen des Phosphors erzeugte und in Wasser gelöste Säure. Sie fällt eine Lösung von Baryt und Eiweiss.

2. Zweibasische oder b-Phosphorsäure (Pyrophosphorsäure =  $2\text{HO}_2\text{PO}_5$ ); sie entsteht aus der dreibasischen Säure durch vorsichtiges Erhitzen oder durch glühendes Schmelzen des dreibasischen phosphorsauren Natrons. Sie fällt Baryt und Eiweiss nicht; in Silberlösung bildet sie einen weissen Niederschlag.

3. Dreibasische oder c-Phosphorsäure (gewöhnliche Phosphorsäure =  $3\text{HO}_2\text{PO}_5$ ). Dies ist die in den Knochen wie

in den Naturkörpern überhaupt vorkommende Phosphorsäure, in welche auch die ersten zwei Modificationen sich beim Erhitzen ihrer Lösungen nach und nach umwandeln. Erhitzt man dagegen die trockne c-Phosphorsäure, so giebt sie etwas über 200° 1 Aeq. Wasser ab und wird zu b-Phosphorsäure; bis zum Glühen erhitzt geht noch 1 Aeq. Wasser fort und es entsteht a-Phosphorsäure, welche ihr Aequivalent Wasser auch in der Glühhitze nicht verliert. Das dritte Aequivalent Wasser ist sonach weniger fest gebunden als das zweite und das zweite weniger fest als das erste, wie dies schon die Schwefelsäurehydrate zeigten. Sie fällt Baryt und Eiweiss ebensowenig als Nr. 2, bildet aber in Silberlösung einen gelben Niederschlag. Genauere Reagentien sind molybdänsaures Ammoniak, welches beim Erwärmen gleichfalls einen gelben Niederschlag erzeugt, und ammoniakalische Magnesialösung, welche einen weissen, krystallinischen Niederschlag (phosphorsaure Ammoniak-Magnesia) liefert.

Isomer nennt man solche Verbindungen, welche einerlei Elemente in einerlei Gewichtsmengen enthalten, dabei aber doch in ihren Eigenschaften sich ganz unähnlich sind (*iso* — gleich, *mer* — Bestandtheil).

#### Phosphorige und unterphosphorige Säure.

227. Die phosphorige Säure ( $\text{PO}_3$ ), welche auf 1 Aeq. Phosphor nur 3 Aeq. Sauerstoff enthält, bildet sich vorzugsweise, wenn Phosphor langsam verbrennt, d. h. ohne Erhitzung Sauerstoff aus der Luft aufnimmt, wie dies schon bei 157 gezeigt wurde.

Eine Verbindung von gleichen Aequivalenten Phosphor und Sauerstoff ( $\text{PO}$ ) wird unterphosphorige Säure genannt. Des beim unvollständigen Verbrennen des Phosphors sich bildenden gelbrothen Körpers, sonst Phosphoroxyd genannt, ist schon 159 gedacht worden.

In den Säuren des Phosphors finden sich folgende Mengenverhältnisse:

31 Grm. Phosphor u. 40 Grm. Sauerstoff oder 1 Aeq. P u. 5 Aeq. O geben  $\text{PO}_5$

31 " " " 24 " " " 1 " P " 3 " O "  $\text{PO}_3$

31 " " " 8 " " " 1 " P " 1 " O "  $\text{PO}$

## Chlor und Sauerstoff.

228. Das Chlor hat nur eine schwache Affinität zum Sauerstoff; es kann mit ihm nur auf Umwegen und mit Hülfe starker Basen, die mit den erzeugten Säuren sogleich zu Salzen zusammentreten, verbunden werden. In freiem Zustande zerfallen diese Säuren sehr leicht, häufig unter Explosionserscheinungen.

1. Unterchlorige Säure heisst eine Verbindung von 2 Maass oder 1 Aeq. Chlor mit 1 Aeq. Sauerstoff ( $\text{ClO}$ ), welche sich dadurch auszeichnet, dass sie alle Pflanzenfarben zerstört. Sie zerfällt nämlich äusserst leicht in freies Chlor und freien Sauerstoff. Sie ist das Bleichende in dem bekannten Chlorkalk.

2. Chlorsäure hat auf 1 Aeq. Chlor 5 Aeq. Sauerstoff, also die Formel  $\text{ClO}_5$ . Da sie so reich an Sauerstoff ist, und diesen beim Erhitzen sehr leicht freilässt, so wendet man ihre Salze oft an, um sich Sauerstoff zu verschaffen, oder um andere Körper mit Sauerstoff zu verbinden (sie zu oxydiren). Das bekannteste Salz dieser Art ist das chlorsaure Kali, welches schon zu mehren der früheren Versuche angewendet wurde.

3. Weitere Verbindungen sind: Chlorige Säure =  $\text{ClO}_3$ , Unterchlorsäure  $\text{ClO}_4$  und Ueberchlorsäure =  $\text{ClO}_7$ .

---

Brom und Jod verhalten sich ähnlich wie Chlor, sie geben mit dem Sauerstoff eigenthümliche Säuren, als: Bromsäure, Jodsäure, Ueberjodsäure u. a.; diese Säuren müssen aber hier übergangen werden. Fluor vereinigt sich gar nicht mit dem Sauerstoff.

## Cyan und Sauerstoff.

229. Das Cyan, welches, obgleich aus zwei Elementen (Kohlenstoff und Stickstoff) zusammengesetzt, sich doch ganz wie ein einfacher Körper, und zwar wie ein Salzbilder verhält, giebt mit Sauerstoff eine einbäische, flüssige, stark sauer und stechend riechende Säure, die Cyansäure ( $\text{CyO}$  oder  $\text{C}_2\text{NO}$ ), ausgezeichnet durch ihre leichte Zersetzbarkheit. Schon bei gewöhnlicher

Temperatur verwandelt sie sich in eine polymere weisse, porcellanartige Masse (Cyamelid), die durch Erhitzung wieder in Cyansäure übergeht. Mit Wasser verdünnt, zersetzt sie sich in Kohlensäure und Ammoniak. Ein ähnliches Verhalten zeigen auch die Salze derselben, von denen insbesondere das cyan-saure Ammoniak dadurch bemerkenswerth ist, dass es sich beim Erwärmen seiner Lösung in Harnstoff umwandelt.

Eine zweite aus Cyan und Sauerstoff bestehende Verbindung heisst Cyanursäure ( $Cy_3O_3$ ); sie ist fest, krystallisirbar, dreibasisch und auch in ihren übrigen Eigenschaften von der Cyansäure verschieden, obwohl sie mit ihr isomer, d. h. procentisch gleich zusammengesetzt ist. Man nennt solche Verbindungen, bei denen sich dieselben Elemente in zweifachen, dreifachen, vierfachen und mehrfachen Aequivalenten mit einander vereinigen, polymere. Die organische Chemie, welcher streng genommen auch die Cyansäure und Cyanursäure, wie die folgende Knallsäure angehören, ist überaus reich an polymeren Verbindungen.

Die in dem Knallquecksilber, Knallsilber u. a. enthaltene zweibasische Knallsäure kann als eine Verbindung von Cyansäure und Untersalpetersäure mit einem dritten (organischen) Körper angesehen werden; im freien Zustande kennt man sie noch nicht, da sie alsbald in andere Producte zerfällt. Ihre heftige, an den Zündhütchen wahrnehmbare Explosionskraft ist wahrscheinlich, wie bei anderen Nitrokörpern, der Untersalpetersäure zuzuschreiben.

### Bor und Sauerstoff.

#### Borsäure oder Boraxsäure ( $BO_3$ ).

(Aeq.-Gew. = 35.)

**230. Darstellung. Versuch.** Man löse in einem Porcellanschälchen 20 Grm. Borax in 60 Grm. kochendem Wasser auf und tröpfle zu der Lösung so lange Salzsäure, bis die Flüssigkeit stark sauer reagirt: bei ruhigem Erkalten setzen sich schuppige Blättchen von Borsäure ab, die man durch nochmaliges Lösen und Krystallisiren reinigt. Im Borax ist die Borsäure mit einer Basis, mit Natron, verbunden; die stärkere Salzsäure bemächtigt sich dieses Natrons und bildet damit salzaures Natron (oder

Chlornatrium und Wasser), welches aufgelöst bleibt, während die schwerer lösliche Borsäure aus der Flüssigkeit herauskristallisiert.

Fig. 104.



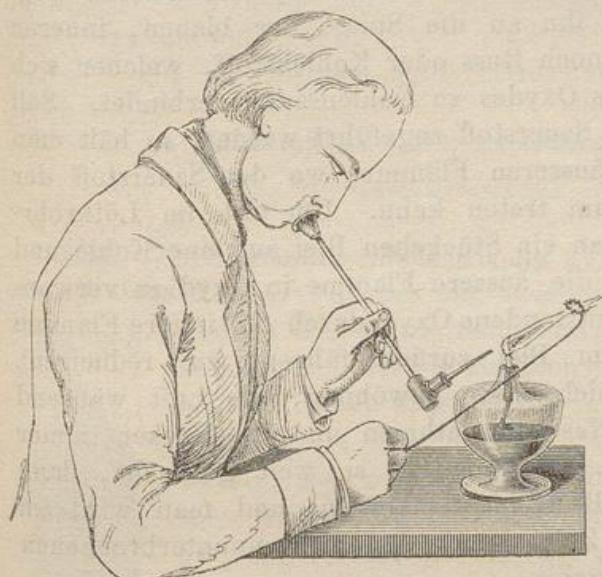
In Italien dringen an einigen Orten heisse Wasserdämpfe aus der Erde, welche Borsäure mit sich führen; aus diesen gewinnt man jetzt grosse Quantitäten dieser Säure, indem man sie in Wasserbassins leitet, wo sie sich, und mit ihnen zugleich die Borsäure verdichten.

231. Borsäure schmilzt zu Glas. *Versuch.* Man biegt einen fingerlangen dünnen Platindraht an dem einen Ende so

um, dass er daselbst einen Haken oder ein Ohr bildet, befeuchtet ihn an dieser Stelle mit der Zunge und taucht ihn in Borsäure, damit einige kleine Krystalle daran hängen bleiben. Bläst man jetzt mit einem Löthrohr in die Flamme eines Lichthes und hält die Borsäure so in den seitwärts abgelenkten Flammenkegel, dass sie von der Spitze des letzteren getroffen wird, so

schmilzt sie zuerst unter Aufblähen in ihrem Krystallwasser zu einer schwammigen Masse, dann in der Glühhitze zum zweiten Male zu einer durchsichtigen Glasperle. Ein Verdampfen findet dabei nicht statt, denn die Borsäure gehört zu den feuer-

Fig. 105.



beständigen Körpern. Wird die angefeuchtete Glasperle mit Kreide, Bleiglätte oder Eisenrost bestäubt und abermals bis zum Schmelzen erhitzt, so vereinigen sich diese Körper aufs Innigste mit der Borsäure und werden von ihr aufgelöst und gleichfalls verglast. Die meisten Verbindungen der Borsäure mit Basen werden in der Hitze glasartig-amorph, d. h. sie schmelzen zu einem bald weissen, bald gefärbten Glase zusammen.

**232. Löthrohr.** Das Löthrohr ist ein vortreffliches Instrument, um Körper im Kleinen zu verflüchtigen, zu glühen, zu schmelzen, zu oxydiren oder zu reduciren. In der Löthrohrflamme findet ein doppeltes Verbrennen statt: im Inneren durch die Luft, welche man in dieselbe bläst, und ausserhalb durch die äussere atmosphärische Luft. Hierdurch entstehen zwei Lichtkegel, ein kleiner innerer von blauer Farbe, und ein grosser äusserer von gelblichem Ansehen; den ersten nennt man die Reduktionsflamme, den letzteren die Oxydationsflamme. Will man von einem Körper, z. B. von einem Oxyde, Sauerstoff wegnehmen, so hält man ihn an die Spitze der blauen, inneren Flamme; in dieser ist noch Russ oder Kohlenstoff, welcher sich mit dem Sauerstoff des Oxydes zu Kohlensäure verbindet. Soll dagegen einem Körper Sauerstoff zugeführt werden, so hält man ihn an die Spitze der äusseren Flamme, wo der Sauerstoff der Luft ungehindert zu ihm treten kann. Um sich im Löthrohrblasen zu üben, legt man ein Stückchen Blei auf eine Kohle und sucht es zuerst durch die äussere Flamme in Oxyd zu verwandeln, später aber das entstandene Oxyd durch die innere Flamme wieder zu metallischem Blei zurückzuführen (zu reduciren). Uebrigens muss man sich daran gewöhnen, die Luft während des Blasens durch die Nase einzuathmen und die Backen immer aufgeblasen zu erhalten. Hat man es so weit gebracht, dann strengt das Blasen die Brust nicht mehr an, und man wird im Stande sein, längere Zeit hindurch einen ununterbrochenen Luftstrom hervorzubringen.

**233. Verdunstung der Borsäure.** *Versuch.* Reibt man Borsäure in einem Mörser mit Weingeist zusammen und zündet den letztern an, so brennt er mit grüner Flamme. Auf diese Weise lässt sich die Borsäure leicht erkennen. Hierbei verflüchtigt sich etwas von dieser Säure mit den Weingeist-

dämpfen; und doch ist dieselbe ein feuerbeständiger Körper, wie wir bei dem vorigen Versuche gesehen haben. Einen ähnlichen Widerspruch findet man auch bei anderen Körpern: sie sind für sich allein geglüht vollkommen unflüchtig, sie verdampfen aber doch, und oft schon bei sehr niedrigen Temperaturen, wenn sie sich in Gesellschaft eines anderen Körpers befinden, welcher leicht flüchtig ist. In dem vorliegenden Falle ist also der Weingeistdampf die Ursache der Verflüchtigung der Borsäure. Heisser Wasserdampf kann grosse Mengen von feuerbeständiger Kieselsäure flüchtig machen und mit sich fortführen. Mit den Wasserdämpfen, die vom Meere in die Luft steigen, verflüchtigt sich fortwährend Kochsalz, welches mit dem Regenwasser wieder niedergeschlagen und auf diese Weise über die ganze Erde verbreitet wird.

Die Borsäure ist, wie die Phosphorsäure, auf nassem Wege eine sehr schwache Säure, in der Glühhitze dagegen eine der stärksten.

### Kiesel und Sauerstoff.

#### Kieselsäure oder Kieselerde ( $\text{SiO}_2$ ).

(Aeq.-Gew. = 30.)

**234. Vorkommen.** Was wir im gewöhnlichen Leben Kieselstein oder Kieselerde nennen, heisst in der Chemie Kiesel-

Fig. 106. säure. Im Quarz, Sandstein, Bimsstein und Feuerstein finden wir sie ziemlich rein, in dem Bergkristall oft schön krystallisiert, in sechsseitigen Säulen oder sechsflächigen Pyramiden, und so durchsichtig, dass man Schmucksteine, sogenannte böhmische Diamanten, daraus schleift. Der rothe Carneol, der violette Amethyst, der grüne Chrysopras, der bunte Achat und Jaspis, der braune Rauchtopas, der Opal und Chalcedon, diese bekannten Schmucksteine, bestehen gleichfalls aus Kieselerde; die Farben derselben röhren meistens von beigemengten Metalloxyden her. Der gewöhnliche Sand ist durch Eisenoxydhydrat (Rost) gelb oder braun gefärbte Kiesel-

Stöckhardt, die Schule der Chemie.

14

erde. In diesem natürlichen Zustande ist die Kieselerde so hart, dass sie mit dem Stahl Funken giebt, und ganz unlöslich in Wasser und Säuren (ausser in Flusssäure). Es mag vielleicht Manchem sonderbar scheinen, dass man Körper, wie unsern gewöhnlichen Streusand oder unsere Kieselsteine, zu den Säuren rechnet. Der Grund, warum dies geschieht, ist lediglich in dem Verhalten derselben gegen Basen zu suchen; mit diesen kann sich nämlich die Kieselerde zu Salzen verbinden, ganz so, wie es die anderen Säuren thun.

**235. Basen und Kieselsäure. Versuch.** Man kuche in einem Porcellanschälchen 5 Grm. von gestossenem Feuerstein und 10 Grm. Aetzkali mit 50 Grm. Wasser einige Zeit, indem man das durch die Verdampfung fortgehende Wasser ersetzt; dann lasse man die Mischung in einem verstopften Gläschen durch Absetzen sich klären. Ein Theil des Steinpulvers hat sich in der Kalilauge gelöst und bildet mit derselben eine dickliche, molkige (opalisirende) Flüssigkeit. Setzt man zu derselben Salzsäure, so entsteht ein dicker, kleisterartiger Niederschlag von amorpher Kieselsäure; verdünnt man dagegen die Flüssigkeit vorher mit einer grossen Menge Wasser und neutralisiert dann erst das Kali durch Salzsäure, so bleibt dieselbe klar und die Kieselsäure gelöst. Diese Löslichkeit verliert sich aber, so wie die Lösung bis zur Trockne verdampft wird, und die Kieselsäure stellt dann ein weisses Pulver dar, von dem das Wasser nichts mehr auflöst. Wie man sieht, kann also die Kieselsäure in zwei ganz von einander verschiedenen isomerischen Modificationen auftreten: a. krystallinisch oder derb und unlöslich, auch in kochender Kalilauge, wie wir sie in den meisten Kieselsteinen und Silicaten antreffen; b. amorph, wie sie im Opal, Chalcedon und Feuerstein, ferner in Pflanzen, Thieren und in Quellwässern kommt. Diese letztere wird von kochender Kalilauge und in statu nascenti auch von Wasser und Säuren gelöst.

**Kieselglas.** Vollkommner können wir die Verbindung der Kieselsäure mit den Basen durch Schmelzung hervorbringen. Die meisten der so erhaltenen kieselsauren Salze oder Silicate sind amorph; wir nennen sie Gläser; die Natur liefert uns aber auch zahlreiche Krystallisirte Silicate, als Feldspath, Glimmer, Hornblende, Granat u. v. a. Die Kieselsäure hat in ersterer Hin-

sicht die grösste Aehnlichkeit mit der Borsäure, der sie auch darin gleicht, dass sie, obgleich auf nassem Wege eine überaus schwache Säure, in der Hitze doch, ihrer Feuerbeständigkeit wegen, alle anderen Säuren an Stärke übertrifft. Für sich allein kann die Kieselsäure nur durch die Hitze des Knallgasgebläses zum Fluss gebracht werden.

**236. Kieselsäure in Quellen und Pflanzen.** Fast alle unsere Quellen, wie alle unsere Pflanzen, enthalten kleine Quantitäten von Kieselsäure. Dampfen wir ein Quellwasser ab, so finden wir sie in dem unlöslichen Rückstande; verbrennen wir eine Pflanze, so behalten wir sie in der Asche. Insbesondere reich daran sind die Blätter der Gräser und Getreidearten. In dem Schachtelhalm (*Equisetum*) ist so viel Kieselerde, dass man ihn zum Glattschleifen von Holz anwenden kann; ebenso in dem bekannten Scheuerkraut, welches man auf dem Lande häufig zum Putzen von Glas und Metall anwendet. Selbst im Thiereiche treffen wir Kieselsäure an, namentlich in der Region der kleinen Thiere, die man nur durch das Vergrösserungsglas erkennen kann; die Gehäuse oder Panzer vieler Infusorien sind aus Kieselsäure gebildet.

Bisher galt die Kieselsäure als  $\text{SiO}_3$ ; giebt man ihr diese Formel, so ist ihr Aeq.-Gew. = 45 und das des Siliciums = 21.

Kieseloxyd oder Siliciumoxyd =  $\text{SiO}$  ist nur auf künstlichem Wege darzustellen; es stellt ein weisses Pulver dar, welches durch Sauerstoffaufnahme leicht in Kieselsäure übergeht.

### Rückblick auf die Sauerstoffsäuren.

1) Die meisten Verbindungen der Metalloide mit Sauerstoff sind Säuren (saure Oxyde); das mit dem Sauerstoff verbundene Metalloid heisst das Radical der Säure (Säureradical).

2) Die meisten Verbindungen der Metalle mit Sauerstoff sind Basen (basische Oxyde); das mit Sauerstoff verbundene Metall heisst das Radical der Basis (Basenradical = R).

3) Die Säuren röthen das blaue Probirpapier, die Basen bläuen das rothe (wenn sie löslich sind).

4) Die Säuren haben einen sauren Geschmack, die Basen einen laugenhaften oder basischen (wenn sie löslich sind).

5) Wenn Säuren und Basen sich mit einander verbinden, so verschwinden sowohl die sauren als die basischen Eigenschaften (Neutralisation) und es entstehen neue Körper, Salze; diese schmecken salzig, wenn sie im Wasser löslich sind, dagegen haben sie gar keinen Geschmack, wenn sie sich im Wasser nicht lösen können.

6) Die Säure ist als der elektronegative, die Basis als der elektropositive Bestandtheil eines Salzes anzusehen.

7) Das Hauptkennzeichen der Säuren ist: dass sie sich mit Basen zu Salzen verbinden; wir rechnen daher alle Körper zu den Säuren, welche dies vermögen, selbst wenn sie nicht sauer schmecken und nicht sauer reagiren. Dasselbe gilt auch von den Basen.

8) Die meisten Säuren sind einbasische, d. h. 1 Aeq. davon verbindet sich mit 1 Aeq. Basis, wenn letztere 1 Aeq. Sauerstoff enthält. Es giebt aber auch zweibasische Säuren, welche stets 2 Aeq. Basis aufnehmen, und dreibasische, welche stets 3 Aeq. Basis aufnehmen.

9) Die meisten Säuren sind mit einer bestimmten Menge Wasser chemisch verbunden, und zeigen ihre sauren Eigenschaften erst in dieser Verbindung (Hydrate). Manche Säuren können ohne Wasser gar nicht bestehen (Constitutionswasser). Durch beliebige Zumischung von noch mehr Wasser erhalten wir die verdünnten Säuren. Wasserfreie Säuren heissen Anhydride; diese erlangen ihre sauren Eigenschaften erst, wenn sie durch Wasseraufnahme zu Hydraten geworden sind.

10) Ein und dasselbe Säureradical kann oft mit ungleichen, aber immer fest bestimmten, in einem einfachen Verhältnisse zu einander stehenden Mengen von Sauerstoff mehre Säuren bilden.

11) Die Säuren haben eine verschiedene Affinität zu den Basen: manche eine grössere, z. B. Schwefelsäure, andere eine geringere, z. B. Kohlensäure; die erstenen nennt man nach dem gewöhnlichen Sprachgebrauche starke, die letzteren schwache Säuren. Schwache Säuren können durch stärkere aus ihren Verbindungen ausgetrieben werden.

12) Die nichtflüchtigen Säuren sind meistens in der Hitze (auf trocknem Wege) stärker, bei gewöhnlicher Temperatur

(auf nassem Wege) aber schwächer als die flüchtigen Säuren. Die Stärke der Affinität ändert sich also mit der Temperatur.

13) Die bisher betrachteten Säuren werden im engeren Sinne Sauerstoffsäuren genannt, weil sie sämmtlich Sauerstoff enthalten und durch diesen ihre sauren Eigenschaften bekommen.

14) Kohlensäure, Salpetersäure, Schwefelsäure etc. sind Säuren mit einfachem Radical (C, N, S); Cyansäure und Cyanursäure sind Säuren mit zusammengesetztem Radical ( $C_2N$  oder Cy).

15) Die Verbindungen der Sauerstoffsäuren mit Basen heissen im engeren Sinne Sauerstoffsalze; die mit der Säure verbundene Basis heisst das Salzradical ( $RO$ ,  $R_2O_3$  etc.).

## Zweite Gruppe: Wasserstoffsäuren

oder

### Verbindungen der Halogene mit Wasserstoff.

237. Wie der Sauerstoff sich mit den Nichtmetallen zu Säuren verbindet, so kann auch der Wasserstoff einige derselben in Säuren umwandeln, aber nicht alle. Nur die fünf Halogene: Chlor, Brom, Jod, Fluor und Cyan, werden auch durch den Wasserstoff gesäuert. Der Sauerstoff war im Stande, mit einem und demselben Nichtmetalle mehrere Säuren zu bilden, mit dem Schwefel z. B. Schwefelsäure, schweflige Säure etc., mit dem Stickstoff Salpetersäure, salpetrige Säure etc.; der Wasserstoff bringt mit jedem der genannten Haloide nur eine einzige Säure hervor, er verbindet sich mit ihnen nur in einem einzigen Verhältnisse.

#### Chlorwasserstoffsäure oder Salzsäure ( $HCl$ ).

(Aeq.-Gew. = 36,5. — Specif. Gew. des Gases 1,26.)

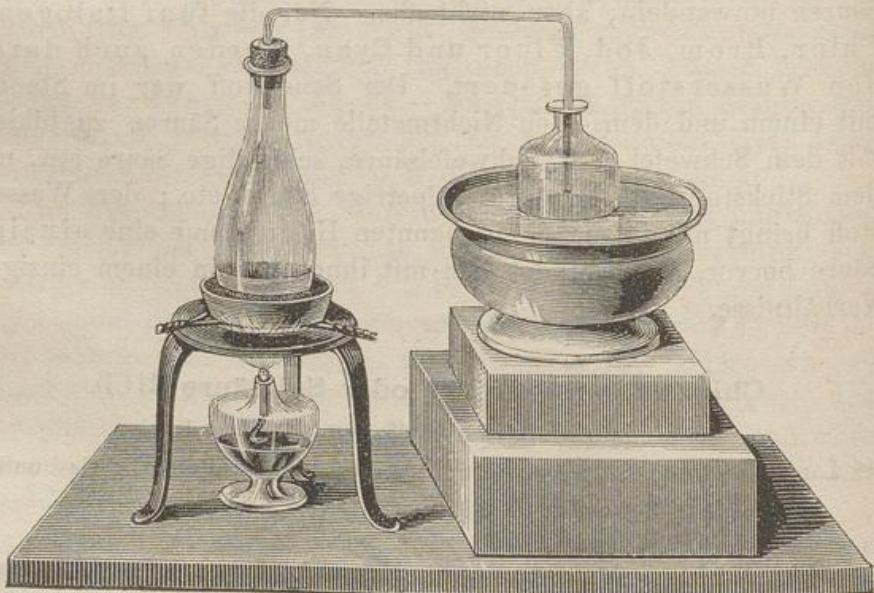
— Lange bekannt; 1772 von Priestley als eigenthümliches Gas unterschieden; Bestandtheile 1810 von Davy nachgewiesen. —

238. Chlorwasserstoffgas. *Versuch.* In eine Porcellantasse schütte man eine Messerspitze voll Kochsalz und giesse etwas

Schwefelsäure darauf: es entweicht unter Brausen eine rau-chende Luftart, die stechend riecht, sauer schmeckt und ange-feuchtetes blaues Probirpapier roth färbt; diese Luftart heisst salzsaures oder Chlorwasserstoffgas. Giesst man etwas Salmiakgeist auf einen Holzspan und fährt mit diesem über dem Schälchen hin und her, so entsteht ein dicker, weisser Nebel, und der Geruch, sowohl der saure des salzsauren Gases, als der heftige des Salmiakgeistes, verschwindet. Die sauren Dämpfe werden durch die in dem Salmiakgeist enthaltene flüchtige Basis neutralisirt; es bildet sich ein geruchloses Salz (salzsaures Ammoniak), und zwar in so feiner Zertheilung, dass es in der Luft schwimmt. Man kann auf diese Weise leicht erkennen, ob eine Luft Salzsäure oder, wenn man umgekehrt verfährt, Ammoniak enthält, wie zugleich diese Dämpfe, die für das Athmen beschwerlich und der Gesundheit nachtheilig sind, unschädlich machen und aus der Luft entfernen.

239. Flüssige Chlorwasserstoffsäure. *Versuch.* Man mische in einer Kochflasche vorsichtig 6 Grm. Wasser mit 35 Grm. Schwefelsäure und schütte, nachdem die Mischung vorher wieder kalt geworden ist, 20 Grm. Kochsalz hinzu. Auf die

Fig. 107.

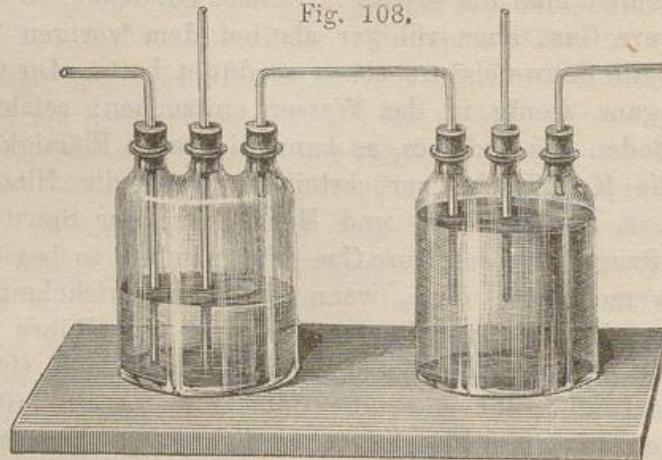


Kochflasche kommt ein Kork mit einer Glasröhre, deren längeres Ende in ein Gläschen geht, in dem sich 40 Grm. Wasser befinden. Erhitzt man die erstere in einem Sandbade, so entweicht das salzaure Gas, aber ruhiger als bei dem vorigen Versuche, weil man die Schwefelsäure etwas verdünnt hatte. Die Glasröhre darf nur ganz wenig in das Wasser eintauchen; reicht sie bis auf den Boden des Gefäßes, so kann die ganze Flüssigkeit plötzlich in die Kochflasche zurücksteigen, wenn die Hitze einmal nachlässt, z. B. beim Hin- und Herflackern der Spiritusflamme durch Luftzug. Das salzaure Gas wird nämlich so begierig vom Wasser verschlucht, dass, wenn die Gasentwickelung einmal schwächer wird, ein verdünnter Raum in der Röhre und der Kochflasche entsteht; die äussere Luft drückt dann stärker auf das Wasser und treibt es in die Höhe. Wenn ein luftförmiger Körper sich zu einer Flüssigkeit verdichtet, so braucht er die gebundene Wärme, durch welche er zu Gas oder Dampf wurde, nicht mehr und diese wird daher frei. Hieraus folgt, dass das Wasser, in dem sich das salzaure Gas verdichtet oder auflöst, bald warm werden muss. Warmes Wasser kann aber viel weniger Gas aufnehmen als kaltes; man muss daher, um eine starke Auflösung von salzaurem Gas zu erhalten, das Gläschen in ein Gefäß mit kaltem Wasser stellen. Hat sich die Flüssigkeit in der Vorlage hinlänglich vermehrt, so zieht man eins der Untersetzbrettchen heraus, damit die Röhre wieder nahe an die Oberfläche komme. Die gewonnene Auflösung von salzaurem Gas schmeckt und reagirt sehr sauer; sie heisst Chlorwasserstoff-säure, im gewöhnlichen Leben Salzsäure. Ein Maass Wasser kann über 400 Maass salzaures Gas absorbiren; die so erhaltene starke Salzsäure hat 1,19 specif. Gew. und raucht an der Luft, weil ein Theil des Gases entweicht. Erhitzt man sie bis zum Kochen, so entweicht die Hälfte davon, und eine nur halb so starke Säure bleibt übrig; diese ist aber immer noch etwas schwerer als Wasser.

**240. Rohe Salzsäure.** Die im Handel vorkommende Salzsäure ist gewöhnlich gelb und mit schwefliger Säure, Schwefelsäure, Chlor, Chloreisen, auch wohl mit Chlorarsen verunreinigt. Dieselbe wird ebenfalls aus Kochsalz und Schwefelsäure dargestellt, statt der Glasgefässe aber nimmt man grosse eiserne Cy-

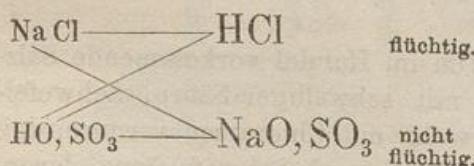
linder, in welche man wohl einige Centner Kochsalz auf einmal bringen kann. Das Gas leitet man in mehre mit einander ver-

Fig. 108.



bundene Flaschen oder Krüge, die mit Wasser angefüllt sind. Zuerst nimmt das Wasser der ersten Flasche so viel Chlorwasserstoffgas auf, als es vermag; ist es gesättigt, so geht das Gas in die zweite, dann in die dritte Flasche u. s. w. Dies ist eine sehr bequeme Methode, um Gasarten durch Flüssigkeiten zu leiten. Man nennt solche Gefäße, die gewöhnlich zwei oder drei Öffnungen haben, Woulf'sche Flaschen. Das gerade Rohr in dem mittelsten Halse dient als Sicherheitsrohr, d. h. es verhindert das Zurücksteigen der Flüssigkeiten; entsteht ein verdünnter Raum in einer Flasche, so tritt durch dieses Rohr Luft in dieselbe hinein.

**241. Bildung der Chlorwasserstoffsäure.** Das Kochsalz besteht, wie schon bekannt, aus Chlor und Natrium; kommt zu diesem Wasser, so nimmt das Chlor Wasserstoff, das Natrium Sauerstoff von demselben auf, und es entsteht chlorwasserstoffsaurer Natriumoxyd. Dieses wird durch die stärkere Schwefelsäure zersetzt, welche sich mit der Basis verbindet und die Chlorwasserstoffsäure austreibt. Das schwefelsaure Natron (Glaubersalz) bleibt als ein weisses Salz zurück; aus ihm stellt man die wichtige Soda dar.



säure zersetzt, welche sich mit der Basis verbindet und die Chlorwasserstoffsäure austreibt. Das schwefelsaure Natron (Glaubersalz) bleibt als ein weisses Salz zurück; aus ihm stellt man die wichtige Soda dar.

Die Bestandtheile der luftförmigen Salzsäure sind Chlor und Wasserstoff zu gleichen Aequivalenten, sie wird also mit HCl bezeichnet. 2 Vol. H und 2 Vol. Cl geben 4 Vol. HCl.

Füllt man ein Glas halb mit Chlor und halb mit Wasserstoff voll und stellt es an einen dunklen Ort, so erfolgt keine Vereinigung, im Tageslicht erfolgt sie allmälig, im Sonnenlicht augenblicklich. Die Vereinigung ist im letzten Falle von einer heftigen Verpuffung begleitet, die oft das Glas zerschmettert; es ist daher nicht rathsam, diesen Versuch anzustellen. Er zeigt aber, dass auch das Licht manche Körper nöthigt, sich chemisch mit einander zu verbinden. Dass Chlorwasser im Licht Chlorwasserstoffsäure liefert, ist aus 172 bekannt.

#### Versuche mit Chlorwasserstoffsäure.

##### 242. Metalle und Chlorwasserstoffsäure. *Versuch a.*

Man werfe einige eiserne Nägel in ein kleines Kochfläschchen und giesse etwas Chlorwasserstoffsäure darauf: es entsteht ein lebhaftes Aufbrausen. Hat dies einige Minuten gewährt, so halte man einen brennenden Span an die Oeffnung des Glases: das entweichende Gas brennt, es ist Wasserstoff. Die Säure wird zerlegt, ihr zweiter Bestandtheil, das Chlor, verbindet sich mit dem Eisen. Das Eisen verschwindet, es löst sich auf, d. h. es vereinigt sich mit dem Chlor, und diese Verbindung ist löslich. Wenn das Brausen nachlässt, so erwärmt man das Glas durch heisses Wasser und giesst den Inhalt nachher auf ein Filtrum von weissem Fliesspapier. Die durchgelaufene Flüssigkeit wird an einen kühlen Ort gestellt; es setzt sich aus derselben ein Salz in grünlichen Krystallen ab, welches Eisenchlorür ( $FeCl$ ), d. h. Eisen mit der geringsten Menge von Chlor, genannt wird.

Wie das Eisen, so werden auch viele andere Metalle in Salzsäure aufgelöst und in Salze (Chlormetalle) verwandelt.

##### 243. Metalloxyde und Chlorwasserstoffsäure. *Versuch b.*

In einem Probirgläschen übergiesse man Eisenrost mit Chlorwasserstoffsäure: er löst sich auf, aber ohne Gasentwicklung. Hier trifft der Wasserstoff der Säure einen Körper an, mit dem er sich verbinden kann, nämlich den Sauerstoff des Eisenoxyds; er vereinigt sich mit ihm zu Wasser. Die gelb-

braune Auflösung, welche schwer zum Krystallisiren zu bringen ist, giebt beim Eindampfen eine braune Salzmasse, die Eisenchlorid ( $Fe_2Cl_3$ ) heisst. Dieses Salz enthält um die Hälfte mehr Chlor als die vorige. Die Salzsäure wird sehr oft zum Auflösen von Metalloxyden angewendet.

Dieselbe Verbindung, Eisenchlorid, erhält man, wenn man einige Krystalle von dem nach 242 gewonnenen Eisenchlorür in wenig Wasser auflöst und Chlorwasser zusetzt: die grünliche Flüssigkeit verwandelt sich in eine gelbe und giebt beim Verdampfen braunes Eisenchlorid. Das Chlor des Chlorwassers tritt hierbei an das Eisenchlorür und macht es zu Chlorid.

**244. Natron und Chlorwasserstoffsäure.** *Versuch c.* Man löse etwas Soda in Wasser auf: die Lösung macht rothes Probirpapier blau, sie reagirt basisch. Zu der Auflösung tröpfle man nach und nach Salzsäure: es wird ein Zeitpunkt eintreten, wo sie weder das rothe, noch das blaue Papier ändert. Die Salzsäure kann, ganz auf dieselbe Weise wie eine Sauerstoffsäure, Basen neutralisiren. Stellt man die Flüssigkeit an einen warmen Ort, so bleibt endlich ein Salz in kleinen Würfeln zurück. Durch diese Gestalt und durch den Geschmack erkennt man leicht, dass es Kochsalz ist. Auch hier hat sich der Sauerstoff der Basis mit dem Wasserstoff der Salzsäure zu Wasser verbunden, das Chlor aber mit dem Natrium zu Kochsalz. Die Kohlensäure der Soda entweicht unter Aufbrausen.

**245. Reagens auf Chlorwasserstoffsäure.** *Versuch d.* In ein Liter Wasser tröpfle man einen Tropfen Salzsäure und dann einige Tropfen Silberauflösung (aufgelösten Höllenstein): es entsteht eine weisse Trübung, in reinem Wasser nicht. Diese Trübung röhrt von Chlorsilber her, welches ganz unlöslich in Wasser und Salpetersäure ist, dagegen durch Salmiakgeist leicht aufgelöst wird. Silberauflösung ist das genaueste Erkennungsmittel der Salzsäure und der salzsauren Salze.

#### Haloidsalze.

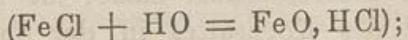
**246.** Ganz so wie Chlor verbinden sich auch die vier andern Salzbilder oder Halogene mit Metallen zu Salzen; man nennt diese Art von Salzen Haloidsalze. Wie gezeigt worden, können sie dargestellt werden:

- 1) Durch Zusammenbringen eines Salzbilders mit einem Metalle (174).
- 2) Durch Auflösen eines Metalles in einer Wasserstoffsäure (242).
- 3) Durch Auflösen eines Metalloxydes in einer Wasserstoffsäure (243).

Wer die zwei zuletzt erwähnten Fälle aufmerksam betrachtet, findet es vielleicht auffallend, warum man nicht annimmt, es verbinde sich die Salzsäure ohne weitere Zersetzung mit der Basis, gerade so, wie es bei der Schwefelsäure und den übrigen Sauerstoffsäuren angenommen wird. Dies kann um deswillen nicht allgemein geschehen, weil viele Haloidsalze, wenn sie ganz trocken sind, weder Sauerstoff noch Wasserstoff enthalten. Das völlig getrocknete Kochsalz z. B. enthält kein Chlorwasserstoff, sondern Chlor, kein Natriumoxyd, sondern Natrium, wie man durch die genauesten Untersuchungen gefunden hat. Wenn dagegen die Haloidsalze Wasser enthalten oder in Wasser gelöst sind, dann kann man sie allerdings auch so betrachten, als ob sie aus einer Basis und einer Wasserstoffsäure beständen: denn es kommt auf Eins heraus, ob man sich den Wasserstoff im Wasser oder in der Wasserstoffsäure, den Sauerstoff im Wasser oder in dem Metalloxyde denkt. Eine Kochsalzauflösung kann hiernach ebenso gut als „Chlornatrium mit Wasser“, wie als „chlorwasserstoffsäures Natriumoxyd“ (salzaures Natron) angesehen werden;  $\text{NaCl} + \text{HO}$  kommt mit  $\text{NaO}, \text{HCl}$  überein.

Sonst nannte man die Verbindungen des Chlors mit den Metallen allgemein salzsaure Salze. Die Namen: salzsaurer Kalk, salzsaurer Baryt, salzsäures Eisen etc. bedeuten also daselbe wie Chlorcalcium, Chlorbarium, Chloreisen etc. Wenn sich Chlor in mehren Verhältnissen mit einem Metalle verbindet, so heißt die Verbindung mit weniger Chlor Chlorür, die mit mehr Chlor Chlorid, die mit noch mehr Chlor Superchlorür oder Superchlorid (177). Ist Wasser in ihnen enthalten oder sind sie darin aufgelöst, so kann man die Chlorüre auch als salzsaure Oxydulsalze, die Chloride als salzsaure Oxydsalze ansehen, z. B.:

Eisenchlorür und Wasser ist so viel als salzsäures Eisenoxydul:



Eisenchlorid und Wasser ist so viel als salzsäures Eisenoxyd:  
 $(\text{Fe}_2\text{Cl}_3 + 3\text{HO} = \text{Fe}_2\text{O}_3 + 3\text{HCl})$ .

Salpetersäure oder Königswasser.

**247. Versuch.** Man bringe in ein Gläschen 5 Grm. Salpetersäure, in ein anderes 10 Grm. reine Salzsäure und lege in jedes einige Flitter von echtem Blattgold: sie lösen sich nicht auf. Schüttet man aber beide Flüssigkeiten zusammen, so verschwindet das Gold sehr bald, weil es aufgelöst wird. Das Gold gilt für den König der Metalle, daher der Name Königswasser. Dampft man die Flüssigkeit ab, so bleibt ein gelbes Salz übrig, welches aus Gold und Chlor besteht. Da die Salzsäure ihr Chlor von freien Stücken nicht an das Gold abtrat, so muss wohl die Vermuthung nahe liegen, dass sie von der Salpetersäure gezwungen wurde, dies zu thun. Der Vorgang wird leicht erklärlich, wenn man auf die Bereitung von Chlor aus Salzsäure und Braunstein zurückblickt. Die Salpetersäure wirkt gerade so auf die Salzsäure, wie der Braunstein (166); sie enthält, wie dieser, viel Sauerstoff und giebt ihn sehr leicht ab. Dies geschieht auch hier, und der freigewordene Sauerstoff entzieht der Salzsäure ihren Wasserstoff, indem er damit Wasser bildet. Es muss also Chlor frei werden, welches, als ein einfacher und starker chemischer Körper, sich sogleich mit dem ebenfalls einfachen Golde vereinigt. Die Salpetersäure wird dabei zu salpeteriger Säure und Stickstoffoxyd, welche in gelben Dämpfen entweichen. Ausserdem erzeugt sich auch eine aus  $\text{NO}_2$ ,  $\text{Cl}_2$  bestehende, dunkelgelbe, gasförmige Verbindung.

Man braucht das Königswasser, um Gold und Platin aufzulösen, welche zwei Metalle von anderen Säuren nicht angegriffen werden.

Brom und Jod + Wasserstoff.

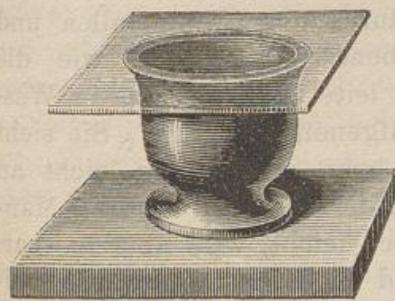
**248. Brom- und Jodwasserstoffsäure** ( $\text{HBr}$  und  $\text{HJ}$ ). Diese beiden Säuren haben sehr grosse Aehnlichkeit mit der Salzsäure. Ihre Verbindungen mit Metallen heissen Brom- und Jodmetalle (Brom-üre und -ide, Jod-üre und -ide) oder bromwasserstoffsäure und jodwasserstoffsäure Salze, sie finden sich immer als treue Begleiter des Kochsalzes in der Natur, also in dem

Meerwasser und den Meerpflanzen, in den Salzquellen u. s. w., aber nur in sehr kleinen Mengen.

## Fluorwasserstoff oder Flusssäure (H Fl).

249. Glasätzen. *Versuch.* Man stossen ein haselnussgrosses Stückchen Flussspath zu Pulver und schütte es in einen kleinen

Fig. 109.



Mörser, den man zuvor mit einem geölten Papiere ausgerieben hat; dann giesse man so viel Schwefelsäure darauf, dass ein dünner Brei entsteht. Auf den Mörser deckt man ein mit Wachs überzogenes Stück Fensterglas, von dem man das Wachs an einigen Stellen durch Kritzeln mit einer Stricknadel entfernt hat. Nach einigen

Stunden nimmt man den Wachsüberzug durch Abschmelzen und Abreiben mit Terpentinöl weg: die Stellen, wo das Glas bloss lag, werden geätzt erscheinen.

Flusssäure. Der Flussspath besteht aus Fluor und Calcium und wird durch die Schwefelsäure ganz auf dieselbe Weise zerlegt wie das Kochsalz; es entsteht Fluorwasserstoffsäure, gewöhnlich Flusssäure genannt, die in Dämpfen entweicht. Diese Säure hat die Eigenschaft, Kieselerde aufzulösen, sie entzieht daher letztere dem Glase da, wo es keinen schützenden Ueberzug hat, und das Glas wird dadurch rauh und matt. Man kann auf diese Weise Zeichnungen auf Glassachen hervorbringen, wie auch kieselsäurehaltige Mineralien zur Analyse aufschliessen. Leitet man die Dämpfe in Wasser, so erhält man flüssige Flusssäure, die gleichfalls zum Glasätzen und zum Aufschliessen der Silicate angewendet werden kann; man muss sich aber zu ihrer Darstellung bleierner oder platinerner Geräthschaften bedienen, weil Glas- oder Porcellangefässer zerfressen werden. Zur Versendung derselben dienen Flaschen aus Guttapercha. Mit Fluorkiesel bildet die Flusssäure die als Reagens, z. B. zur Erkennung der Baryerde, dienende Kieselfluorwasserstoffsäure (H Fl + Si Fl<sub>2</sub>).

## Cyanwasserstoffsäure oder Blausäure (HCy).

250. **Blausäure.** Die grosse Aehnlichkeit, welche das aus Kohlenstoff und Stickstoff zusammengesetzte Cyan mit den Haloiden hat, giebt sich auch dadurch kund, dass es sich mit dem Wasserstoff zu einer Säure verbindet. Diese Verbindung ist die berüchtigte Blausäure oder Cyanwasserstoffsäure, von der einige Tropfen schon im Stande sind, kleine Thiere augenblicklich zu tödten. Sie wird, ähnlich der Salzsäure, aus Cyanmetallen und Schwefelsäure gewonnen und ist ebenfalls gasförmig wie die erstere. Um sie flüssig zu erhalten, leitet man das Gas in Wasser oder Weingeist, von denen es aufgenommen wird. Sie sieht dann farblos aus wie Wasser, und man erkennt sie leicht an ihrem starken, betäubenden Geruche, der dem der bitteren Mandeln sehr ähnlich ist. Sie zersetzt sich leicht, wird aber haltbar, wenn man ihr ein Minimum irgend einer anderen Säure beimischt. Ein so gefährlicher Körper darf nur von geübten Arbeitern dargestellt werden. In geringer Menge findet die Blausäure sich auch in manchen Samen, besonders in den bitteren Mandeln und in den Kernen der Steinfrüchte, z. B. der Pflaumen, Kirschen, Aprikosen u. s. w.

Mit den Basen vereinigt sich die Blausäure zu Wasser und Cyanmetallen (Cyanüre und Cyanide), oder was dasselbe ist, zu blausauren Salzen. Bekannt von diesen sind besonders das gelbe Cyaneisenkalium (Blutlaugensalz) und das blaue Cyaneisen (Berlinerblau).

Rhodanwasserstoffsäure kann als eine Verbindung von Blausäure und Schwefel (Schwefelcyan + Wasserstoff) angesehen werden; sie färbt Eisenoxydsalze tief blutrot und ist das empfindlichste Reagens auf Eisenoxyd.

## Rückblick auf die Wasserstoffsäuren.

1) Die Haloide oder Halogene: Chlor, Brom, Jod, Fluor und Cyan, bilden nicht nur mit dem Sauerstoff, sondern auch mit dem Wasserstoff Säuren.



2) Die Halogene haben den Wasserstoff viel lieber als den Sauerstoff, sie verbinden sich daher, wenn sie die Wahl haben, immer mit dem ersteren.

3) Der Wasserstoff vereinigt sich mit den Halogenen nur in einem Verhältnisse, es giebt daher von jedem derselben nur eine einzige Wasserstoffsäure.

4) Die Wasserstoffsäuren haben sämmtlich eine gleiche Zusammensetzung; sie bestehen immer aus 1 Aeq. Halogen (Radical) und 1 Aeq. Wasserstoff.

5) Chlorwasserstoffsäure, Fluorwasserstoffsäure etc. sind Säuren mit einfachem Radical, Cyanwasserstoffsäure und Rhodanwasserstoffsäure solche mit zusammengesetztem Radical.

6) Mit den Metallen vereinigen sich die Wasserstoffsäuren zu Chlormetallen, Brommetallen u. s. f., während ihr Wasserstoff entweicht.

7) Diese Verbindungen der Haloide mit den Metallen haben ganz die Eigenschaften von Salzen: man nennt sie aus diesem Grunde Haloidsalze.

8) Mit den Basen oder Metalloxyden vereinigen sich die Wasserstoffsäuren zu Haloidsalzen und Wasser.

9) Ist Wasser bei den Haloidsalzen zugegen, so kann man sie auch als Verbindungen von Wasserstoffsäuren mit Basen, oder als wasserstoffsäure Salze ansehen, ganz so, wie man die Sauerstoffsalze als Verbindungen von Sauerstoffsäuren mit Basen ansieht.

10) Viele Metalle können sich mit den Haloiden in mehren, gewöhnlich in zwei Verhältnissen verbinden, mit mehr (Chloride, Bromide etc.) und mit weniger (Chlorüre, Bromüre etc.); die ersten entsprechen den Oxydsalzen, die letzteren den Oxydulsalzen.

#### Affinität der Metalloide zu Sauerstoff und Wasserstoff.

251. Die Verbindungen, welche der Wasserstoff mit den Haloiden eingeht, sind hier deswegen zusammengestellt worden, weil sie die grösste Aehnlichkeit unter einander haben. Diese Verbindungen sind deutlich ausgeprägte starke Säuren. Die an-

deren Nichtmetalle können sich zwar auch mit dem Wasserstoff vereinigen, sie bilden aber damit keine Säuren, mit alleiniger Ausnahme des Schwefels, dessen Verbindung mit Wasserstoff sich allerdings auch wie eine Säure, aber nur wie eine sehr schwache verhält (147). Bei dem Stickstoff tritt sogar das Gegentheil ein; dieser bildet mit dem Wasserstoff eine Basis, das Ammoniak. Die Verbindungen der übrigen Nichtmetalle mit dem Wasserstoff, die zum Theil schon bei den einzelnen Nichtmetallen besprochen wurden, zeigen weder basische noch saure Eigenschaften, sie heißen deswegen neutrale oder indifferente (unentschiedene) Körper. Sauerstoff und Wasserstoff bilden indifferentes Wasser; Kohlenstoff und Wasserstoff indifferentes Leuchtgas und Sumpfgas; Phosphor und Wasserstoff indifferentes Phosphorwasserstoffgas etc.

Die Verbindungen, welche der Sauerstoff mit den Nichtmetallen oder Metalloiden eingehet, sind zwar meistens Säuren,

Fig. 110.

Affinität  
zum Sauerstoff.

Metalloide.

Affinität  
zum Wasserstoff.

○	Kiesel	
○	Bor	□
○	Kohlenstoff	□
○	Phosphor	□
○	Schwefel	□
○	Selen	□
○	Stickstoff	□
○	Cyan	□
○	Jod	□
○	Brom	□
○	Chlor	□
○	Fluor	□

wir finden aber auch unter ihnen einige, welche einen indifferen-ten Charakter be-sitzen, nämlich: das Stickstoffoxydul und -Oxyd ( $\text{NO}$  und  $\text{NO}_2$ ), und das Kohlenoxyd-gas ( $\text{CO}$ ). Wie man sieht, sind es immer die Verbindungen mit der geringsten Menge Sauerstoff, de-nen die sauren Eigen-schaften abgehen; erst mit der Vermehrung des Sauerstoffs erschei-nen diese letzteren, und zwar am ausge-prägtesten in den Ver-bindungen, welche die grösste Menge Sauer-stoff enthalten.

Da die Verbindungen, welche die Metalloide einerseits mit dem Sauerstoff, andererseits mit dem Wasserstoff eingehen, zu den wichtigsten und interessantesten chemischen Körpern gehören, so mag hier noch durch ein Schema (Fig. 110) die freilich nur ungefähre Stärke der Affinität angedeutet werden, welche die Metalloide zu diesen beiden Elementen haben. Die Grösse der Kreise soll die Verwandtschaft zum Sauerstoff, die der Vierecke die Verwandtschaft zum Wasserstoff versinnlichen. Man wird leicht finden, dass die Freundschaft der Metalloide für den Wasserstoff in dem Maasse zunimmt, als die für den Sauerstoff abnimmt, und umgekehrt.

### Dritte Gruppe. Organische Säuren.

**252.** Die Sauerstoffsäuren und Wasserstoffsäuren werden gewöhnlich unorganische oder Mineralsäuren genannt, weil man sie vorzugsweise im unorganischen Reiche antrifft oder aus Mineralien künstlich darstellt. Es giebt ausserdem aber noch sehr viele andere Säuren, die man in Thieren und Pflanzen entweder fertig gebildet antrifft (Ameisensäure, Citronensäure etc.), oder aus organischen Stoffen künstlich erzeugt (Milchsäure, Essigsäure etc.). Solche Säuren heissen organische, oder auch vegetabilische und animalische Säuren. Sie haben in ihren Eigenschaften und Verbindungen die grösste Aehnlichkeit mit den unorganischen Säuren, keineswegs aber in ihrer Zusammensetzung. Hier sollen nur drei derselben, eine flüchtige und zwei nichtflüchtige, als Beispiele dieser Gattung von Säuren, zur vorläufigen Betrachtung kommen; von ihrer Constitution kann erst in der zweiten Abtheilung dieses Werkes die Rede sein.

**Weinsäure oder Weinsteinsäure**  
( $2\text{HO, T}$  oder  $2\text{HO, C}_8\text{H}_4\text{O}_{10}$  oder  $\text{C}_8\text{H}_6\text{O}_{12}$ ).

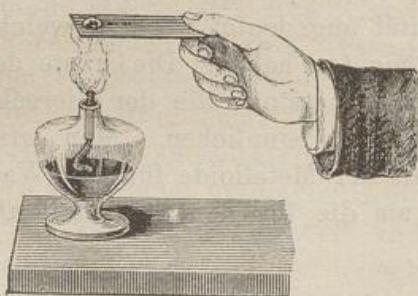
**253. Weinsäure verkohlt und verbrennt. Versuch.** Man lege von der Weinsäure, welche in schiefen Säulen krystallisiert und das Ansehen eines Salzes hat, einen kleinen Krystall auf ein dünnes Platinblech, und erhitze ihn durch die Flamme einer Spirituslampe: er wird erst schmelzen, dann braun, endlich

Stöckhardt, die Schule der Chemie.

15

schwarz werden und dabei einen stark brenzlichen Geruch verbreiten. Hält man während des Verkohlens ein trocknes, kaltes

Fig. 111.



Glas über die Säure, so beschlägt es mit Wassertröpfchen; es ist also Sauerstoff und Wasserstoff darin. Den schwarzen Rückstand erkennt man schon durch das blosse Ansehen als Kohle, genauer noch dadurch, dass er bei weiterem Erhitzen vollständig verbrennt. Die Weinsäure hat

hiernach in der Hitze grosse

Aehnlichkeit mit brennendem Holze. In der That besteht sie auch aus denselben Elementen, nämlich aus Kohlenstoff, Wasserstoff und Sauerstoff, nur in anderen Quantitätsverhältnissen. Alle Pflanzensäuren enthalten C, H und O (die Oxalsäure ausgenommen). Alle Pflanzensäuren verkohlen und verbrennen in der Hitze. Durch diese zwei Kennzeichen unterscheiden sich die organischen Säuren wesentlich von den unorganischen, die nur aus zwei Elementen bestehen und im Feuer weder verkohlen noch verbrennen.

**254. Weinsäure faul.** *Versuch.* Man übergiesse etwas Weinsäure mit wenig warmem Wasser: sie zergeht darin, denn sie ist im Wasser leicht löslich; die Lösung besitzt einen angenehmen, stark sauren Geschmack. Verdünnt man dieselbe mit mehr Wasser und stellt sie an einen mässig warmen Ort, so setzen sich Schleimflocken ab und der saure Geschmack verliert sich nach und nach, sie verfault. Auf ähnliche Weise werden alle organischen Säuren, wenn sie mit Wasser verdünnt sind, mit der Zeit zersetzt; unorganische Säuren erleiden diese Zersetzung nicht.

**255. Basen und Weinsäure.** *Versuch a.* Man versetze eine Lösung von Weinsäure allmälig mit Salmiakgeist: es tritt ein Moment ein, wo die sauren Eigenschaften der Weinsäure und die basischen des Salmiakgeistes verschwunden sind. Die Weinsäure kann sonach, gerade wie andere Säuren, Basen neutralisiren und damit Salze bilden. Das entstandene weinsaure Ammoniak ist leicht löslich.

**Kali und Weinsäure.** *Versuch b.* Zu einer Lösung von Pottasche tröpfle man bis nahe zum Neutralisationspunkte eine Lösung von Weinsäure: die Kohlensäure entweicht; die Flüssigkeit bleibt dabei klar, weil das gebildete neutrale weinsaure Kali ein leicht lösliches Salz ist. Setzt man aber noch mehr Weinsäure zu, so trübt sich die Flüssigkeit und lässt kleine durchsichtige Krystalle in Menge fallen, welche in Wasser äusserst schwer löslich sind, sauer schmecken und noch einmal so viel Säure als das neutrale Salz enthalten. Man nennt diese Krystalle saures oder zweifach weinsaures Kali, im gewöhnlichen Leben Weinstein, oder wenn sie zu Pulver gerieben sind, Cremor Tartari. Die Kalisalze können hiernach als Erkennungsmittel der Weinsäure gebraucht werden. Die Weinsäure ist eine zweibasische Säure (292 und 293).

**Weinstein in der Hitze.** *Versuch c.* Erhitzt man das beim vorigen Versuche erhaltene krystallinische Pulver von Weinstein auf einem Platinbleche, so schwärzt es sich und verbrennt mit brenzlichem Geruch, wie die reine Weinsäure; es bleibt jedoch zuletzt eine weisse Salzmasse übrig, welche laugenhaft schmeckt, basisch reagirt und mit Säuren wie Pottasche braust. Die Säure verbrennt, das Kali nicht; beim Verbrennen der Säure bildet sich Kohlensäure, die sich mit dem Kali verbindet; es entsteht also wirklich Pottasche oder kohlensaures Kali. Alle Salze, die eine organische Säure (gebunden an ein Alkali oder eine alkalische Erde) enthalten, werden auf gleiche Weise in der Hitze zerstört und in kohlensaure Salze umgeändert.

**256. Bereitung der Weinsäure.** Aus dem Weinstein, den man in grossen Quantitäten aus den Weinländern erhält, wo er sich beim Lagern der Weine als eine graue oder röthliche Salzkruste in den Fässern ausscheidet, stellt man sich allgemein die Weinsäure dar. Man könnte diesem Salze zwar auf eine einfache Weise das Kali durch Schwefelsäure entziehen, allein man würde dann zwei auflösliche Körper erhalten, die sich nicht gut von einander trennen lassen. Aus diesem Grunde ersetzt man erst das Kali durch eine andere Basis, die mit der Schwefelsäure eine unlösliche oder doch sehr schwer lösliche Verbindung giebt, nämlich durch Kalk. Kocht man Weinstein mit Wasser und fügt

Kreide hinzu, so erhält man weinsauren Kalk als ein weisses, unlösliches Pulver; wird dieser nach hinlänglichem Auswaschen einige Zeit mit Wasser und Schwefelsäure an einen warmen Ort gestellt (digerirt), so tritt die letztere an den Kalk und bildet Gyps, während die frei gewordene Weinsäure sich im Wasser löst und aus der Lösung nach dem Abdampfen herauskrystallisiert.

Solche Umwege muss der Chemiker oft einschlagen, um ein Paar Körper von einander zu trennen, die beide gleich löslich im Wasser oder in einer anderen Flüssigkeit sind.

**257. Bildung der organischen Säuren.** Schwefelsäure können wir in Schwefel und Sauerstoff zersetzen; aus Schwefel und Sauerstoff können wir aber auch wieder Schwefelsäure zusammensetzen. Nicht so mit der Weinsäure; da gelingt nur das Einreissen, das Wiederaufbauen liegt außer unserer Macht. Wir können die organischen Säuren (einige vereinzelte Fälle ausgenommen) nicht aus ihren Elementen direct zusammensetzen. Dagegen hat die Wissenschaft von Jahr zu Jahr neue Wege erschlossen, dieselben durch Umwandlung anderer Pflanzenstoffe etc. künstlich nachzubilden, wie neue, in der Natur nicht vorkommende Säuren dieser Art zu erzeugen. Wie sich die organischen Säuren in den Pflanzen und Thieren bilden, wissen wir noch nicht. Bei den Pflanzensäuren nur hat man so viel ermittelt, dass sie aus Kohlensäure und Wasser, den zwei Hauptnahrungsmitteln der Vegetabilien, entstehen. Durch welche Kraft aber und auf welche Weise diese zwei Körper gezwungen werden, in dem Weinstocke zu Weinsäure, in den Früchten des Citronenbaums zu Citronensäure, in den Aepfeln zu Aepfelsäure etc. zusammenzutreten, das ist uns gänzlich unbekannt. Einstweilen muss man annehmen, dass die unbekannte Kraft, die aus dem Samenkorne Keime, Blätter und Blüthen emporwachsen lässt — wir nennen sie Lebenskraft — auch im Stande sei, chemische Processe der mächtigsten Art einzuleiten und fortzuführen. In diesem Sinne betrachten wir die organischen Säuren, wie die organischen Stoffe überhaupt, als chemische Erzeugnisse der Lebenstätigkeit der Pflanzen und Thiere.

Um die organischen Säuren kurz zu bezeichnen, setzt man über ihren Anfangsbuchstaben einen horizontalen Strich. Der

lateinische Name für Weinstein ist Tartarus, das Zeichen für Weinsteinsäure  $\overline{T}$ .

## Oxalsäure oder Kleesäure

( $2\text{HO, O}$  oder  $2\text{HO, C}_4\text{O}_6$  oder  $\text{C}_4\text{H}_2\text{O}_8$ ).

**258. Darstellung. Versuch.** Man erhitze an einem luftigen Orte in einer Porcellanschale 5 Grm. Zucker mit 30 Grm. gewöhnlicher starker Salpetersäure und 120 Grm. Wasser: es wird nach einiger Zeit eine starke Entwicklung von gelbrothen Dämpfen ( $\text{NO}_3$ ) eintreten.

Fig. 112. Erscheinen diese bei fortgesetztem Kochen nicht mehr, so stellt man die Flüssigkeit an einen kühlen Ort: es werden sich farblose Krystallnadeln, schiefe rhombische Säulen, daraus abscheiden, die man durch Umkrystallisiren reinigt. Sie reagiren stark sauer und sind giftig; man nennt sie Oxalsäure oder Kleesäure, im technischen Leben wohl auch fälschlich Zuckersäure. Die Oxalsäure enthält, wie die meisten Säuren, Wasser chemisch gebunden, ohne welches sie nicht bestehen kann. Auf Platinblech erhitzt schmilzt sie und verbrennt unter Entzündung, ohne sich zu schwärzen oder etwas zurückzulassen. Das Product der Verbrennung ist Kohlensäure und Wasser; aus  $\text{C}_4\text{O}_6$  und  $2\text{O}$  aus der Luft werden  $4\text{CO}_2$ .

**259. Zerlegung der Oxalsäure. Versuch.** Man übergiesse in einem Probirgläschen 1 Grm. Oxalsäure mit 3 Grm. rauchender Schwefelsäure und erwärme das Gemenge vorsichtig: es wird sich eine Luftart daraus entwickeln, die man durch Kalkwasser, welches sich in einem zweiten Probirgläschen befindet, streichen lässt. Die Hälfte des entweichenden Gases wird von dem Kalkwasser verschluckt, welches sich dadurch trübt; dies ist Kohlensäure ( $\text{CO}_2$ ). Die andere Hälfte entweicht durch das offene Glasrörchen und brennt, angezündet, mit bläulicher Flamme; dies ist Kohlenoxydgas (CO). Hört die Gasentwickelung auf, so hat man in dem ersten Gläschen englische Schwefelsäure; die Schwefelsäure hat also Wasser, nämlich das in der Oxalsäure enthaltene, chemisch gebundene Wasser, aufgenommen. Die Oxalsäure zerfällt, so wie sie ihr Wasser verliert, in die zwei erwähnten Luftarten; sie kann demnach angesehen werden als eine Verbindung

von  $\text{CO}_2$  und  $\text{CO} = \text{C}_2\text{O}_3$ , oder richtiger von 2  $\text{CO}_2$  und 2  $\text{CO} = \text{C}_4\text{O}_6$ . In krystallisirtem Zustande enthält sie noch Krystallwasser. Sie ist, wie die Weinsäure, eine zweibasische Säure.

Vergleicht man diese Zusammensetzung mit der des Zuckers, so ergiebt sich, dass der Zucker noch mehr Kohlenstoff als die Oxalsäure, ausserdem aber auch noch Wasserstoff enthält; es muss demselben also ein Theil seines Kohlenstoffs und aller Wasserstoff entzogen werden, wenn er sich in Oxalsäure umwandeln soll. Dies geschah bei Versuch 258 durch den Sauerstoff der Salpetersäure, der mit ersterem Kohlensäure, mit letzterem Wasser bildete. Man kann den Vorgang hiernach als eine Verbrennung (Oxydation) auf nassem Wege ansehen. Der Zucker hat ganz genau dieselben Bestandtheile wie das Holz. Zündet man einen Holzspan an, so verbrennt im Anfange hauptsächlich Wasserstoff, weil dieser sehr leicht verbrennlich ist; zuletzt hauptsächlich Kohlenstoff, weil dieser schwerer verbrennt (132). Dieselbe Reihenfolge findet auch beim Kochen des Zuckers mit Salpetersäure statt: zuerst wird vorzugsweise der Wasserstoff, später erst der Kohlenstoff oxydiert; der letztere aber nur zum Theil, weil nicht genug Salpetersäure vorhanden ist, gerade wie auch Holz nur zum Theil verbrennt, wenn nicht genug Luft zugegen ist. Das halbverbrannte Holz verbrennt vollständig, wenn wir es länger an der Luft erhitzen; sein Kohlenstoff wird zu Kohlensäure durch den Sauerstoff der Luft. Halbverbrannter Zucker (Oxalsäure) verbrennt vollständig, wenn wir ihn mit noch mehr Salpetersäure kochen; sein Kohlenstoff wird zu Kohlensäure durch den Sauerstoff der Salpetersäure.

**260. Kali und Oxalsäure.** *Versuch a.* Zu einer heissen concentrirten Lösung von Pottasche tröpfle man eine heisse concentrirte Lösung von Oxalsäure, bis zur Neutralisation: es bildet sich neutrales oxalsaures Kali, ein leicht lösliches Salz. Setzt man nun noch einmal so viel Oxalsäure zu, als man gebraucht hat, so erhält man beim Erkalten harte Krystalle, die sauer reagiren und sich schwerer in Wasser lösen als das neutrale Salz; sie heissen saures oder zweifach oxalsaures Kali. Das neutrale Salz erhält die Formel  $2\text{KO}, \overline{\text{O}} + 2\text{HO}$  oder  $\text{KO}\}, \text{C}_4\text{O}_6 + 2\text{HO}$ . Das saure Salz erhält die Formel  $\text{KO}, \text{HO}, \overline{\text{O}} + 2\text{HO}$  oder  $\text{HO}\}, \text{C}_4\text{O}_6 + 2\text{HO}$ . Das saure oxalsaure Kali wird auch durch

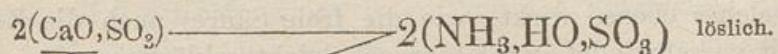
den Lebensprocess mancher Pflanzen gebildet, es findet sich insbesondere reichlich in den Blättern des Sauerklees (*Oxalis*) und wurde sonst aus diesen gewonnen. Hieraus erklärt sich der gewöhnliche Name desselben: Kleesalz (*Oxalium*), und der Name: Klee- oder Oxalsäure. Das saure Salz ist viel schwerer löslich als das neutrale.

*Versuch b.* Man erhitze etwas Kleesalz auf einem Platinbleche: es wird ebenso wie der Weinstein, nur ohne Verkohlung oder Schwärzung, in kohlensaures Kali umgewandelt; die Oxalsäure verwandelt sich dabei, wie oben, in Kohlensäure und Kohlenoxydgas und ein Theil der ersteren verbindet sich mit dem Kali.

**261. Kalk und Oxalsäure.** *Versuch.* Man schütte ein wenig Gyps mit Wasser, und lasse die Flüssigkeit sich wieder klären; das abgegossene Wasser hält nun ein wenig ( $\frac{1}{400}$ ) Gyps aufgelöst. Wird zu diesem Gypswasser eine Lösung von Oxalsäure hinzugegossen, so erhält man nach kurzer Zeit einen Nie-



derschlag von oxalsaurem Kalk; die Oxalsäure hat also zum Kalk eine grösse Affinität als die Schwefelsäure, da sie im Stande



ist, die letztere auszutreiben. Schneller und vollständiger erfolgt die Zersetzung, wenn man die Oxalsäure vorher mit Ammoniak ( $\text{NH}_3$ ) neutralisiert, weil der Schwefelsäure dann ein anderer Körper dargeboten wird, mit dem sie sich lieber verbindet als mit dem Wasser; sie wird dadurch gleichsam willfähriger, den Kalk loszulassen. Die Oxalsäure ist das genaueste Reagens auf Kalk

und Kalksalze. Der trockne oxalsäure Kalk lässt sich durch Erhitzung leicht in kohlensauren Kalk umwandeln.

**262. Eisenoxyd und Oxalsäure.** *Versuch.* Auf ein erbsengrosses Stück Eisenvitriol giesse man einige Esslöffel voll Wasser, und befeuchte mit der Auflösung ein Stück weisses Fliesspapier; hat sich dieses mit der Flüssigkeit durchzogen, so bestreiche man es noch mit Salmiakgeist (Ammoniak). Das Ammoniak entzieht dem Eisenvitriol die Schwefelsäure und es muss daher auf und in dem Papier Eisenoxydulhydrat ausgeschieden werden; welches demselben eine grünliche Farbe ertheilt. Beim Trocknen wird das Eisenoxydulhydrat zu Eisenoxydhydrat, und damit das Grün zu Gelb. Auf ähnliche Weise färbt man oft Kleiderzeuge durch Eisenoxyd braun oder gelb. Nun reibe man etwas Oxalsäure mit Wasser zu einem dünnen Brei und betupfe mit diesem das gelbe Papier an mehren Stellen: die Farbe wird daselbst bald verschwinden und man erhält weisse Muster auf einem gelben Grunde. Die Oxalsäure löst das Eisenoxyd mit grosser Leichtigkeit auf und beide werden beim Spülen entfernt. Hierauf gründet sich der bedeutende Verbrauch dieser Säure in den Druckfabriken, wie gleicherweise ihre Anwendung zum Entfernen der Tintenflecke aus Wäsche oder Papier. Ein Hauptbestandtheil der Tinte ist Eisenoxyd; mit dem Auflösen desselben durch die Kleesäure verschwindet auch die schwarze Farbe der Tinte. Warum bei gelben und braunen Kleiderstoffen, die in der Regel dem Eisenoxyd ihre braune Farbe verdanken, beim Ausmachen der Tintenflecke durch Kleesäure oder Kleesalz (welches ebenso wirkt, wie die freie Säure) auch die Zeugfarbe mit verschwindet, wird hiernach leicht erklärlich sein.

**E s s i g s ä u r e**  
(HO,  $\overline{A}$  oder HO,  $C_4H_3O_3$  oder  $C_4H_4O_4$ ).

**263. Essig.** Der bekannte Essig ist ebenfalls eine Pflanzensäure. Diese entsteht oft genug gegen unsern Wunsch und ohne unser Zuthun, wenn süsse oder geistige Flüssigkeiten, z. B. Syrupwasser, Obstbrühe, Wein, Bier etc., an der Luft stehen bleiben. Der Zucker verwandelt sich allmälig in Weingeist; aus dem Weingeist aber wird Essig, wenn er sich mit dem Sauerstoff der Luft verbinden kann. Wie dieses geschehe, kann erst später

nach der Betrachtung des Zuckers und Weingeistes erörtert werden (667 und 690).

Unser gewöhnlicher Essig enthält in 100 Thln. nur 3 bis 6 Thle. Essigsäure, das Uebrige ist Wasser. Kocht man den Essig, so zeigt der saure Geruch des Dampfes schon, dass die darin enthaltene Säure flüchtig ist; wir können ihn daher nicht, wie andere Säuren, durch Verdampfen stärker machen; wohl aber ist dies auf folgende Weise möglich.

**264. Bleioxyd und Essigsäure.** *Versuch a.* Man schütte zu  $\frac{1}{2}$  Liter ungefärbten Essigs 40 bis 50 Grm. Bleiglätte (Bleioxyd) und lasse die Mischung in einem Gefässе unter öfterem Umrühren einige Stunden an einem warmen Orte stehen. Dampft man alsdann die durch Stehen abgeklärte Flüssigkeit bis auf ein Drittel ein und lässt sie erkalten, so erzeugen sich säulenförmige Krystalle von essigsaurem Bleioxyd. Man nennt dieses Salz im gewöhnlichen Leben Bleizucker, weil es süßlich schmeckt. Durch das Bleioxyd, oder auch durch andere Basen, wird die Essigsäure so fest gehalten, dass sie beim Abdampfen nicht mehr, oder doch nur in geringer Menge, mit den Wasserdünsten entweicht.

*Versuch b.* Auf ein Stück Kohle wird etwas Bleizucker gelegt und durch das Löthrohr erhitzt: das Salz schmilzt zuerst in seinem Krystallwasser, dann bräunt es sich und verkohlt; die Essigsäure zersetzt sich dabei, wie die Weinsäure beim Erhitzen der weinsauren Salze (253). Ist sie vollständig verbrannt, so hat man auf der Kohle einige Kugelchen von Bleimetall. Das Bleioxyd wird nämlich auch zerlegt; die glühende Kohle entzieht ihm seinen Sauerstoff und bildet damit Kohlenoxydgas, welches entweicht, es muss demnach metallisches Blei übrig bleiben (Reduction oder Desoxydation).

**265. Bereitung der Essigsäure.** *Versuch.* 20 Grm. Schwefelsäure werden vorsichtig mit 20 Grm. Wasser vermischt und nach dem Erkalten in ein Kochfläschchen gebracht, in das man vorher 40 Grm. zerriebenen Bleizucker geschüttet hat. Man verbindet nun eine Glasröhre und Vorlage mit dem Fläschchen (Fig. 107) und destillirt bei gelinder Hitze aus dem Sandbade, bis ungefähr 30 Grm. Flüssigkeit übergegangen sind.

Es findet hierbei eine einfache Wahlverwandtschaft statt: die starke Schwefelsäure tritt an das Bleioxyd und bildet damit eine weisse unlösliche Verbindung, welche zurückbleibt, während die in der Hitze flüchtige Essigsäure in Dampf verwandelt wird, der sich in der kalten Vorlage wieder zu flüssiger Essigsäure verdichtet.

**266. Eigenschaften der Essigsäure.** Die erhaltene Essigsäure ist farblos und schmeckt und riecht sehr sauer. Aus der stärksten Essigsäure kann man durch Abkühlen sogar feste Kristalle erhalten (Eisessig); eine etwas verdünnte Essigsäure heisst concentrirter Essig.

*Versuch a.* Zu starker Essigsäure setze man einige Tropfen Nelkenöl und Zimmtöl: sie werden aufgelöst, wenn die Säure stark genug war. Man nennt diese Mischung Riechessig.

*Versuch b.* Uebergiesst man ein Stückchen mageres Rindfleisch (Muskelfleisch) mit Essigsäure, so wird es nach und nach weich und gallertartig. Auch der gewöhnliche Essig wirkt so, nur schwächer; es ist ja bekannt genug, dass mit Essig durchzogenes Fleisch, gekocht oder gebraten, sehr mürbe und leicht verdaulich (auflösbar) wird.

Auch die Essigsäure kann nicht ohne Wasser bestehen; 7 Thle. der stärksten Säure enthalten noch 1 Thl. chemisch gebundenes Wasser. Essig heisst im Lateinischen Acetum, das Zeichen für Essigsäure ist hiernach  $\overline{A}$  (HO,  $C_4H_3O_3$ ). S. 555. 667.

Um die essigsauren Salze zu erkennen, erwärmt man sie in einem Probingläschen mit etwas concentrirter Schwefelsäure: es entwickeln sich dabei sauer riechende Dämpfe.

#### Rückblick auf die Pflanzensäuren.

1) Die Pflanzensäuren bestehen fast alle aus Kohlenstoff, Wasserstoff und Sauerstoff und sind als Säuren mit zusammengesetztem Radical anzusehen.

2) Sie werden durch den Lebensprocess der Pflanzen erzeugt und finden sich in den Pflanzen entweder frei oder an Basen gebunden.

3) Manche davon kommen fast in allen Pflanzen vor, andere nur in gewissen Pflanzenfamilien oder Pflanzenarten.

4) Wir können dieselben nur in einzelnen Fällen aus ihren Elementen künstlich zusammensetzen, wie die unorganischen.

5) Viele Pflanzensäuren lassen sich zwar auch durch die Kunst nachbilden, in der Regel sind aber immer andere Pflanzenstoffe dazu nötig, durch deren Verwandlung die Säuren entstehen.

6) Durch die Kunst vermag man aus Pflanzenstoffen viele neue Säuren zu erzeugen, welche in den Pflanzen natürlich nicht vorkommen.

7) Die Pflanzensäuren werden in der Hitze verkohlt und endlich vollständig verbrannt (die unorganischen Säuren nicht); ebenso werden dieselben durch starke chemische Körper, durch Fäulniss, Verwesung u. a. sehr leicht zersetzt.

8) Die meisten Pflanzensäuren können nicht ohne Wasser bestehen (Constitutionswasser); dieses Wasser spielt darin die Rolle einer Basis.

9) Gegen Basen verhalten sich die Pflanzensäuren wie die unorganischen Säuren, sie bilden damit Salze.

10) Die pflanzensauren Salze werden ebenfalls durch die Hitze zerlegt: die Säure verkohlt und verbrennt, während die Basis, gewöhnlich mit Kohlensäure verbunden, zurückbleibt.

### Verbindung der Säuren mit Basen und Wasser.

**267. Säuren und Basen.** Dass die Säuren durch Basen neutralisiert oder, wie man gewöhnlich sagt, gesättigt werden, ist schon durch mehre Versuche gezeigt worden, und diese Versuche haben zugleich gelehrt, dass jede Säure bei der Neutralisation immer nur eine festbestimmte Quantität von der Basis aufnimmt. Wie gross diese Quantität für jede Säure sei, das soll jetzt noch erörtert werden.

Durch die sorgfältigsten Untersuchungen hat man ermittelt, dass 100 Grm. Schwefelsäure genau 70 Grm. Kalk, oder 77,5 Grm. Natron oder 90 Grm. Eisenoxydul, oder 278,7 Grm. Bleioxyd brauchen, um neutralisiert zu werden. Weitere Untersuchungen führten zu der überraschenden Entdeckung, dass diese so un-

gleichen Mengen der genannten Basen doch genau dieselben Mengen von Sauerstoff enthalten.

Schwefel- säure.		Sauerstoff.	
100	Grm. neutralisiren	70	Grm. Kalk; diese enthalten 20 Grm.
100	"	77,5	" Natron; " 20 "
100	"	90	" Eisenoxydul; " 20 "
100	"	278,7	" Bleioxyd; " 20 "
			u. a. m.

Es ergab sich als ein Gesetz für die Schwefelsäure: 100 Grm. davon brauchen immer eine Quantität Basis zur Sättigung, in der 20 Grm. Sauerstoff enthalten sind.

Noch deutlicher tritt diese auch für andere Sauerstoffsäuren geltende Gesetzmässigkeit vor Augen, wenn man die vorstehenden Basenmengen statt auf 100 Gewthle. Säure auf die durch die Aequivalentgewichte ausgedrückten Gewichtsmengen der Säuren bezieht und die beiderseitigen Sauerstoffmengen vergleicht. Es verbinden sich dann

mit 40 Grm. (1 Aeq.)  $\text{SO}_3$ , welche 24 Grm. O enthalten:

28	" (1 Aeq.) $\text{CaO}$ ,	8	"	—	"	oder
31	" (1 Aeq.) $\text{NaO}$ ,	8	"	—	"	oder
36	" (1 Aeq.) $\text{FeO}$ ,	8	"	—	"	oder
111,5	" (1 Aeq.) $\text{PbO}$ ,	8	"	—	"	u. s. f.

1 Aeq. Salpetersäure ( $\text{NO}_3$ ) = 54 Grm., enthält 40 Grm. Sauerstoff und wird ebenfalls durch 28 Grm.  $\text{CaO}$ , 31 Grm.  $\text{NaO}$ , 36 Grm.  $\text{FeO}$  und 111,5 Grm.  $\text{PbO}$  neutralisiert.

1 Aeq. Kohlensäure ( $\text{CO}_2$ ) = 22 Grm., enthält 16 Grm. Sauerstoff und wird durch dieselben je 8 Grm. Sauerstoff enthaltenden Basenmengen, also 28 Grm.  $\text{CaO}$  etc., gesättigt.

Hieraus ergibt sich für die Verbindungen der Sauerstoffsäuren mit den Basen, d. i. für die (neutralen) Salze folgendes einfache Verhältniss zwischen dem Sauerstoff der Säure und dem der Basis:

in den schwefelsauren Salzen wie 24 : 8 oder wie 3 : 1

" " salpetersauren " 40 : 8 " 5 : 1

" " kohlensauren " 16 : 8 " 2 : 1.

Weiter erhellt aus dem Vorhergehenden, dass die angegebenen Basenmengen nicht nur einer bestimmten Säure gegenüber,

sondern allen (einbasischen) Säuren gegenüber gleichwerthig sind, d. h. dass 1 Aequivalent einer Säure sich immer mit 1 Aeq. Basis zu einem neutralen Salze vereinigt.

Um hiermit auch solche Säuren in Uebereinstimmung zu bringen, deren einfache Formel nur  $\frac{1}{2}$  Aeq. ausdrücken würde, verdoppelt man diese letztere. So schreibt man die unterschweiflige Säure (S. 201) nicht  $\text{SO} = 24$ , denn 24 Grm. derselben neutralisiren nur 14 Grm.  $\text{CaO}$ , 15,5 Grm.  $\text{NaO}$  etc., sondern man schreibt sie  $\text{S}_2\text{O}_2 = 48$ , welchem Aequivalentgewichte nun 28  $\text{CaO}$ , 31  $\text{NaO}$  etc., also die Aequivalentgewichte der oben angeführten basischen Oxyde, entsprechen.

**268. Säuren und Wasser.** Auch das Wasser verhält sich den starken Säuren gegenüber wie eine Basis. In dem Schwefelsäurehydrat ( $\text{HO, SO}_3$ ) ist der Sauerstoff der Säure zu dem des Wassers wie 3 : 1, in dem Salpetersäurehydrat ( $\text{HO, NO}_5$ ) wie 5 : 1, gerade so wie bei den neutralen schwefelsauren und salpetersauren Salzen. Man könnte diese Hydrate als Salze bezeichnen, deren Basis Wasser ist. Ebenso könnte man sich den Vorgang bei der Neutralisation einer Sauerstoffsäure mit einem Metalloxyd ( $\text{RO}$ ) so vorstellen, dass das letztere das Wasser verdrängt und sich an dessen Stelle mit der Säure vereinigt. Bei den Salzen der zwei- und dreibasischen Säuren wird es sich später zeigen, dass das Wasser in der That Basen zu substituiren oder zu vertreten vermag. Verbinden Säuren sich in mehreren Verhältnissen mit Wasser, so werden die einzelnen Wasseräquivalente mit verschiedener Kraft von ihnen festgehalten. (Vergl. Schwefelsäurehydrate und Phosphorsäurehydrate 211. 226.)