

Zweite Abtheilung.
**Chemische, magnetische und electriche
Erscheinungen.**

Fünfter Abschnitt.
Chemische Erscheinungen *).

§. 79. Einfache Stoffe.

Die Chemie theilt alle Körper in einfache und zusammengesetzte. Ein sehr deutliches Beispiel eines zusammengesetzten Körpers ist der Zinnober, welcher aus Schwefel und Quecksilber besteht; Beispiele von einfachen Stoffen sind der Schwefel und die Metalle. Bei weitem die meisten Körper, welche wir in der Natur antreffen, sind zusammengesetzt; selbst das Wasser ist kein einfacher Körper, sondern aus zwei einfachen Stoffen, Wasserstoff und Sauerstoff, zusammengesetzt; sämtliche Mineralien, mit Ausnahme des Diamants, des Schwefels und der regulinischen Metalle, ferner alle thierischen und Pflanzkörper sind zusammengesetzt.

Diejenigen Stoffe, aus denen ein zusammengesetzter Körper besteht, heißen seine Bestandtheile. Um die Bestandtheile eines zusammengesetzten Körpers zu erforschen, kennt man zwei Wege, die Zerlegung (Analyse) und die Zusammensetzung (Synthese). So läßt sich z. B. das Wasser durch die Volta'sche Säule in Wasserstoff und Sauerstoff zerlegen, und umgekehrt läßt sich durch die Vereinigung beider Bestandtheile, z. B. wenn man durch die Mischung derselben einen electricen Funken leitet, wieder Wasser darstellen.

Das Bestreben zweier Körper, sich chemisch zu verbinden, heißt ihre chemische Verwandtschaft. Manche Körper scheinen gar keine chemische Verwandtschaft zu einander zu besitzen, d. h. sie lassen sich gar nicht verbinden, z. B. Gold und Wasser. Andere Körper besitzen dieselbe in sehr verschiedenem Grade. Wenn man z. B. Zinnober mit feinem Eisenpulver, (wie es in Apotheken vorrätzig ist), mischt und das Gemenge erhitzt, so geht der Schwefel des Zinnobers an das Eisen über und verbindet sich mit demselben; das Quecksilber aber wird ausgeschieden. Wir schließen hieraus, daß der Schwefel eine stärkere Verwandtschaft zum Eisen als zum Quecksilber hat.

*) Da die ältere chemische Ansicht zur Zeit noch als die einfachere und mehr durchgebildete erscheint, für die neuere eine entsprechende Nomenclatur noch nicht eingeführt ist, so ist die ältere Ansicht beibehalten worden. Daneben auch noch auf die neuere Ansicht einzugehen, schien in einem vorzugsweise für den Unterricht der Schüler der Gymnasien bestimmten Abschnitte unthunlich, da bei der beschränkten Zeit, welche in der Mehrzahl der deutschen Gymnasien dem physikalischen Unterrichte überhaupt eingeräumt ist, nur eine sehr geringe Stundenzahl dem Vortrage der chemischen Erscheinungen gewidmet werden kann.

Bei vielen zusammengesetzten Körpern unterscheidet man nähere und fernere Bestandtheile. So sind z. B. die näheren Bestandtheile des Kupfervitriols Schwefelsäure und Kupferoxyd. Diese beiden Körper sind jedoch selbst wieder zusammengesetzt; die Schwefelsäure nämlich ist eine Verbindung des Schwefels mit Sauerstoff und das Kupferoxyd eine Verbindung des Kupfers mit Sauerstoff. Die entfernteren Bestandtheile des Kupfervitriols sind also Schwefel, Kupfer und Sauerstoff.

Unter einem einfachen Stoffe versteht man natürlich das Gegentheil eines zusammengesetzten, also einen solchen, welcher sich nicht weiter zerlegen läßt. Da jedoch die Chemie niemals dahin gelangen kann, von einem Stoffe zu erweisen, daß er wirklich einfach, unzerlegbar ist, so nennt man schon diejenigen Stoffe einfach, welche sich nach dem gegenwärtigen Standpunkte unserer chemischen Kenntnisse als unzerlegbar herausgestellt haben. Solcher Stoffe kennt man gegenwärtig einige sechszig; man unterscheidet metallische und nichtmetallische Stoffe. Zu den bekanntesten und verbreitetsten nichtmetallischen Stoffen gehören der Sauerstoff, der Wasserstoff, der Stickstoff, der Phosphor, der Schwefel, der Kohlenstoff u. a. m. Die drei zuerst aufgeführten (Sauerstoff, Wasserstoff und Stickstoff) kennen wir nur im luftförmigen Zustande.

§. 80. Metalle.

Die Metalle zeichnen sich mehrentheils vor den übrigen einfachen Stoffen durch ein beträchtliches spezifisches Gewicht, starken Glanz, Undurchsichtigkeit, Geschmeidigkeit, Schmelzbarkeit und dadurch aus, daß sie die besten Leiter der Wärme und Electricität sind. — Unter den angeführten Eigenschaften befindet sich indeß keine, welche den Metallen ausschließlich zukäme, nicht auch einem oder dem andern nichtmetallischen Stoffe angehörte; auch gelten mehrere dieser Eigenschaften nicht für alle Metalle. Es ist daher auch nicht möglich, zwischen den metallischen und nichtmetallischen Stoffen eine scharfe Grenzlinie zu ziehen; vielmehr findet ein allmählicher Uebergang von den einen zu den anderen statt. /

Einige Metalle, wie z. B. Gold und Platin, werden im reinen, unvermischten Zustande in der Natur angetroffen; andere dagegen finden sich niemals unvermischt, sondern nur in chemischer Verbindung mit anderen Stoffen, besonders mit Sauerstoff. Zu diesen Verbindungen gehören insbesondere die so genannten Alkalien (s. unten §. 83) und die Erden, welche man früher für einfache Stoffe hielt. In neuerer Zeit ist es jedoch gelungen, dieselben in Sauerstoff und einen metallischen Stoff zu zerlegen. So sind z. B. das Kali, Natron, die Kalkerde, die Bittererde (Magnesia), die Thonerde u. s. w. Verbindungen des Sauerstoffs mit Metallen, welchen man die Namen Kalium, Natrium, Calcium, Magnesium, Aluminium u. s. w. gegeben hat. Da diese Metalle mehrentheils ein geringes spezifisches Gewicht besitzen, so nennt man sie auch leichte, zum Unterschiede von den schweren Metallen, welche sämmtlich mehr als fünfmal schwerer als Wasser sind.

Die schweren Metalle theilte man früher in edle und unedle. Die unedlen Metalle, zu denen Zink, Eisen, Blei, Zinn und Kupfer gehören, verlieren, wenn sie an der Luft stark erhitzt werden, an der Oberfläche ihr metallisches Aussehen und gehen in einen erdigen Zustand über, indem sie sich mit dem Sauerstoff der Luft verbinden. Die edlen Metalle dagegen, als Quecksilber, Silber, Gold und Platin, können, wenn sie mit Sauerstoff verbunden sind, durch Erwärmen leicht von demselben befreit werden, und Silber, Gold und Platin verändern auch beim Schmelzen und Glühen ihr metallisches Aussehen nicht, (verbinden sich nicht mit Sauerstoff).

Die natürlichen Verbindungen der schweren Metalle mit einem nichtmetallischen Stoffe, z. B. Sauerstoff oder Schwefel, nennt man gewöhnlich Erze, und die reinen Metalle werden auch regulinische (Metallkönige) genannt.

Die Metalle der Alkalien, Kalium und Natrium, besitzen eine so große Verwandtschaft zum Sauerstoffe, daß sie sich in der Luft sofort oxydiren, mit Wasser in Berührung gebracht, diesem seinen Sauerstoff entreißen und mit Lebhaftigkeit verbrennen; dieselben können daher nur unter Steinöl (Petroleum), welches keinen Sauerstoff enthält, aufbewahrt werden. Das Metall der Magnesia, Magnesium, verbrennt, wenn es entzündet wird, mit äußerst lebhaftem Glanze und wird daher zu Beleuchtungen, welche nur eine kurze Dauer erfordern, insbesondere in der Photographie benutzt. Das Metall der Thonerde, Aluminium, welches dem Silber ähnlich, aber leichter als Glas ist, wird vorzüglich zu Legirungen verwendet.

§. 81. Zusammengesetzte Körper.

Die zusammengesetzten Körper bestehen meistens aus zwei, drei oder vier, selten aus mehr einfachen Stoffen. Mehrentheils verbinden sich die einfachen Stoffe nur wieder mit einfachen Stoffen, die zusammengesetzten mit zusammengesetzten; seltener vereinigt sich ein einfacher Körper mit einem zusammengesetzten. Die Körper, welche aus zwei einfachen Stoffen bestehen, nennt man Verbindungen der ersten Ordnung oder binäre Verbindungen; durch die chemische Vereinigung zweier Körper der ersten Ordnung entstehen die Verbindungen der zweiten Ordnung u. s. w. Am meisten verbreitet sind die Verbindungen der ersten und zweiten Ordnung, schon die Verbindungen der dritten Ordnung sind weit weniger zahlreich.

Zu den zusammengesetzten Körpern der ersten Ordnung gehören die meisten (anorganischen) Säuren und Basen; zu denen der zweiten Ordnung gehören die Salze, welche durch die Vereinigung der Säuren mit den Basen hervorgehen.

§. 82. Säuren.

Den Säuren kommen folgende Eigenschaften zu: 1) Sie bilden mit den Basen Salze. 2) Sie werden aus diesen Verbindungen durch die Volta'sche Säule am positiven Pole ausgeschieden. 3) Die meisten Säuren sind im Wasser löslich und färben blaue Pflanzenfarben, z. B. Lackmuskintur, roth. 4) Sie haben mehrentheils einen sauern Geschmack.

Die meisten Säuren sind Verbindungen eines einfachen, nichtmetallischen Stoffes, welchen man das Radikal nennt, mit Sauerstoff; so sind z. B. die Schwefelsäure, die Phosphorsäure, die Kohlensäure Verbindungen des Schwefels, des Phosphors, des Kohlenstoffs mit Sauerstoff. Andere Säuren, welche sich besonders in den organischen Körpern finden, sind Verbindungen des Sauerstoffs mit einem zusammengesetzten Radikal. So bestehen fast sämmtliche Pflanzensäuren, die Essigsäure, die Citronensäure u. dgl., aus Sauerstoff und einem aus Kohlenstoff und Wasserstoff zusammengesetzten Radikale.

Außer dem Sauerstoff vermag auch der Wasserstoff in Verbindung mit andern Stoffen Säuren zu bilden; so ist z. B. die Salzsäure eine Verbindung von Chlor und Wasserstoff.

§. 83. Basen und Salze.

Die Basen haben nur wenig übereinstimmende Merkmale. 1) Sie sind Verbindungen der Metalle mit Sauerstoff, Metalloxyde (mit Ausnahme derjenigen Salzbasen, welche der organischen Natur angehören, und des Ammoniak, welches aus Stickstoff und Wasserstoff besteht). 2) Sie verbinden sich mit den Säuren zu Salzen. 3) Sie werden aus diesen Verbindungen durch die Volta'sche Säule am negativen Pole ausgeschieden, und 4) sie stellen, wenn sie im Wasser löslich sind, die durch Säuren gerötheten blauen Pflanzenfarben wieder her.

Die (anorganischen) Basen zerfallen in folgende Abtheilungen: Alkalien, Erden und Oxyde der schweren Metalle, Metalloxyde im engerm Sinne.

Die Alkalien (Kali, Natron und Ammoniak) sind die stärksten Salzbasen, d. h. sie haben im allgemeinen zu den Säuren die stärkste Verwandtschaft; sie haben einen eigenthümlichen, laugenartigen Geschmack, greifen organische Substanzen an und zerstören sie mit der Zeit, weshalb man sie ätzend nennt. Kali und Natron, so wie auch ihre Verbindungen mit Kohlensäure (die bekannte Pottasche und Soda), sind im Wasser leicht löslich; Ammoniak ist luftförmig und wird in großer Menge vom Wasser absorbirt (Salmiakgeist).

Die Erden unterscheiden sich von den Alkalien vorzüglich dadurch, daß sie im Wasser weniger löslich sind. So ist z. B. die Kalkerde, der sogenannte gebrannte Kalk, im Wasser nur wenig löslich, die kohlen saure Kalkerde (Kreide, Marmor, Kalkspath) aber ganz unlöslich.

Die Oxyde der schweren Metalle zeichnen sich durch ihr größeres specifisches Gewicht aus.

Die Salze sind, wie schon oben bemerkt, Verbindungen der Säuren mit den Basen. Da mit wenigen Ausnahme jede Säure mit jeder Base ein Salz bilden kann, so ist ihre Zahl außerordentlich groß. In ihren äußeren Merkmalen haben sie wenig Uebereinstimmendes. Viele Salze sind im Wasser löslich, z. B. Salpeter, Soda, Kupfervitriol; andere sind im Wasser unlöslich, z. B. Kalkspath.

Den Gegensatz zwischen Säuren und Basen und die Ausgleichung desselben in den aus ihrer Verbindung hervorgehenden Salzen haben die Untersuchungen verschiedener Chemiker in den Jahren 1600 bis 1660 kennen gelehrt.

Zu den Alkalien wird auch das in der Natur wenig verbreitete, in einigen Mineralien, z. B. im Lithionglimmer vorkommende Lithion gerechnet, welches jedoch im Wasser nur wenig löslich ist.

Die Erden werden wieder eingetheilt in alkalische und eigentliche Erden. Die alkalischen Erden (z. B. Kalkerde, Magnesia und Baryterde) wirken, so wie die Alkalien, ätzend; die eigentlichen Erden (z. B. die Thonerde) wirken nicht ätzend.

Von den sogenannten Haloidsalzen wird weiter unten beim Chlor die Rede sein.

§. 84. Chemische Verwandtschaft.

Das Bestreben zweier Körper, sich chemisch miteinander zu verbinden, nennt man ihre chemische Verwandtschaft. Welches die Ursache dieser gegenseitigen Anziehung ist, ist uns unbekannt. — Verschiedene Stoffe zeigen auch eine sehr verschiedene chemische Verwandtschaft zu einander. So verbindet sich z. B. der Sauerstoff und der Schwefel mit allen anderen einfachen Stoffen, (mit einziger Ausnahme des für sich noch nicht dargestellten Fluors). Eben so gehen die Metalle leicht Verbindungen unter einander ein. Dagegen kennt man nur von wenigen Metallen Verbindungen mit dem Wasserstoff oder Stickstoff.

Der chemischen Verwandtschaft wirkt die Cohäsion entgegen. In seltenen Fällen verbinden sich zwei feste Körper mit einander, wie z. B. Kochsalz und Eis. In der Regel muß wenigstens einer von beiden Körpern, welche in eine Verbindung eintreten sollen, flüssig (oder in einer Flüssigkeit aufgelöst) oder luftförmig sein.

Häufig wird auch durch chemische Verwandtschaft die Zerlegung eines zusammengesetzten Körpers bewirkt. Wenn nämlich zu der Verbindung AB ein

dritter Stoff C hinzutritt, welcher zu einem der beiden Bestandtheile A größere Verwandtschaft hat, als B, so verbindet sich A mit C und B wird ausgeschieden. Man nennt dieses einfache Wahlverwandtschaft. So z. B. treibt die Salpetersäure (Scheidewasser) aus dem kohlenfauren Kalk die Kohlenäure aus und verbindet sich mit der Kalkerde zu einem im Wasser leicht löslichen Salze. — Aus einer Auflösung von schwefelsaurem Kupferoxyd (Kupfervitriol) wird durch Zusatz von Kali, welches sich mit der Schwefelsäure verbindet, das Kupferoxyd gefällt.

Wenn zu einer Verbindung AB eine andere CD hinzutritt, so kann es geschehen, daß sich A mit C und B mit D verbindet. Man nennt den Grund dieser Erscheinung die doppelte Wahlverwandtschaft. Wenn man z. B. die wässerigen Lösungen von kohlenfaurem Kali und salpetersaurem Kalk mit einander vermischt, so werden kohlenfaurer Kalk, welcher sich niederschlägt, und salpetersaures Kali, Salpeter, welcher aufgelöst bleibt, gebildet.

Die Lehre von der chemischen Wahlverwandtschaft ist durch Geoffroy in Paris 1718 begründet worden.

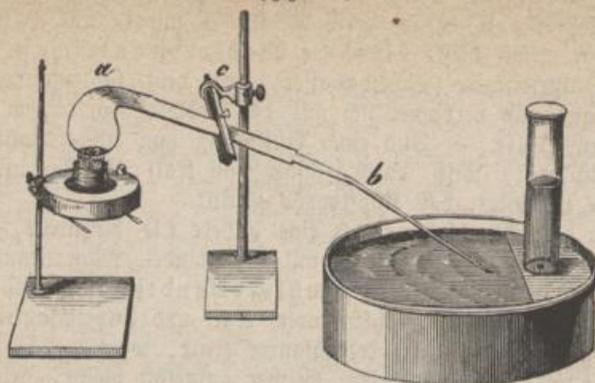
§. 83. Sauerstoff.

Der Sauerstoff (Oxygenium) ist in der Natur außerordentlich verbreitet; er ist ein Bestandtheil der atmosphärischen Luft und bei weitem der meisten organischen und anorganischen Körper; er wird dargestellt, indem man Braunstein, eine Verbindung eines metallischen Körpers, Mangan, mit Sauerstoff (Mangansuperoxyd) bis zum starken Glühen erhitzt, wobei der Braunstein einen Theil seines Sauerstoffs abgibt, welcher in Gasform entweicht.

Der Sauerstoff ist ein farbloses Gas, geschmacklos und geruchlos und etwas schwerer als atmosphärische Luft. Er ist sowohl zum Athmen als zum Verbrennen der Körper erforderlich. Im reinen Sauerstoffgase verbrennen angezündete Körper unter weit stärkerer Licht- und Wärmeentwicklung als in der atmosphärischen Luft, welche nur ungefähr ein Fünftel Sauerstoff enthält, indem die übrigen vier Fünftel aus Stickstoff bestehen; selbst solche Körper, welche in der atmosphärischen Luft nicht brennbar sind, können im Sauerstoffgase verbrannt werden. Ein feiner Eisendrath oder eine Uhrfeder lassen sich im Sauerstoffgase unter lebhaftem Funkensprühen verbrennen; Phosphor und Magnesium verbrennen im Sauerstoffgase mit einem Lichte, welches dem Sonnenlichte an Glanz gleich kommt; glimmende Kohle verbrennt mit einem glänzenden Lichte, Schwefel mit einer schönen, blauen Flamme u. dgl. m.

Der Sauerstoff ist zuerst 1774 von Priestley und 1775 von Scheele dargestellt worden. Am bequemsten erhält man denselben aus chlorsaurem Kali; wird dieses bis zum Glühen erhitzt, so gibt sowohl die Chlorsäure als auch das Kali (Kaliumoxyd) seinen Sauerstoff ab, welcher entweicht, und das zurückbleibende Chlor und Kalium verbinden sich zu Chlorkalium, einem dem Kochsalze ähnlichen Körper. Man erhitzt das chlorsaure Kali in einer gläsernen Retorte a (Fig. 111), welche von dem Retortenhalter c getragen wird, durch die Flamme einer Spirituslampe. Mit der Retorte ist ein ebenfalls gläsernes Rohr b, Entbindungsröhr, luftdicht verbunden, welches in ein Gefäß mit Wasser, pneumatische Wanne, taucht. Das Entbindungsröhr reicht mit seiner Mündung unter eine Oeffnung einer in der pneumatischen Wanne angebrachten Brücke, welche über der Oeffnung eine mit Wasser ganz angefüllte, umgekehrt gestellte Flasche trägt. Das aus dem chlorsauren Kali bei der Erhitzung sich entwickelnde Gas gelangt durch die Entbindungsröhre unter die Mündung der umgekehrt gestellten Flasche, während das Wasser derselben in die Wanne abfließt. Das Gas, welches zuerst entweicht, ist jedoch kein reines Sauerstoffgas, sondern mit atmosphärischer Luft vermischt. Man läßt daher

(Fig. 111.)



erst einige Gasblasen entweichen, ehe man das Gas in Flaschen auffängt. Eine Unze chlorfaures Kali liefert ohngefähr 450 Kubitzoll Sauerstoffgas.

Die Gasentwicklung findet um vieles rascher und bei geringerer Hitze statt, wenn man das chlorfaure Kali mit dem gleichen Gewichte Braunstein (Mangansuperoxyd) oder englisch Roth (Eisenoxyd) (mit den Fingern) vermengt. Man muß dann ein weites Entbindungsröhr anwenden und die Wärme nur allmählich steigern, weil sonst durch die rasche Gasentwicklung die Retorte leicht zersprengt werden kann. Der Braunstein oder das englisch Roth bleiben hierbei unzerlegt; man kennt den Grund noch nicht sicher, warum durch die Beimengung derselben die Zersetzung des chlorfauren Kalis beschleunigt wird. — Uebrigens erfordert dieses bei seiner Behandlung insofern einige Vorsicht, als es bei dem Zusammenreiben mit Schwefel, Kohle und andern brennbaren Körpern, so wie auch in der Berührung mit Schwefelsäure, leicht explodirt.

Da die gläserne Retorte, wenn dieselbe nicht aus sehr dünnem Glase besteht, in Folge der ungleichen Erwärmung, wenn dieselbe unmittelbar über der Spiritusflamme angebracht wird, leicht zerspringt, so kann man unter derselben ein Schälchen von dünnem Eisenblech, in welches man etwas Sand (Sandbad) oder noch besser Eisenfeilspäne geschüttet hat, und unter dem Schälchen das Feuer anbringen.

Am wohlfeilsten ist die Darstellung des Sauerstoffs aus Braunstein, welchen man in einer eisernen Retorte (oder in Ermangelung derselben in einem Flintenlaufe) über Kohlenfeuer bis zum starken Rothglühen erhitzt.

Als eine besondere (allotropische) Modification des Sauerstoffs wird das (1839) von Schönbein in Basel entdeckte Ozon angesehen, welches sich von gewöhnlichem Sauerstoffe durch einen eigentümlichen Geruch und durch eine größere Neigung, sich mit andern Körpern zu verbinden, unterscheidet.

§. 86. Die Verbrennung.

Indem die Körper in der atmosphärischen Luft oder im Sauerstoffgase verbrennen, verbinden sie sich mit diesem und nehmen hierbei an Gewicht zu. So ist z. B. der beim Verbrennen des Eisens im Sauerstoffgase entstandene schwarze und leicht zerreibliche Körper oder auch der beim Glühen des Eisens in der Luft auf demselben entstehende Glühspan oder Hammerschlag eine Verbindung des Eisens mit Sauerstoff. Das Eisen nimmt hierbei genau so viel an Gewicht zu, als der verzehrte Sauerstoff wiegt.

Daß die Asche, welche Holz oder Kohlen nach dem Verbrennen zurücklassen, weit weniger wiegt, als diese Körper vor dem Verbrennen, kommt daher, daß die Producte dieser Verbrennung größtentheils gasförmig sind und entweichen.

Brennbar können natürlich nur solche Körper sein, welche wenig oder gar keinen Sauerstoff enthalten und daher noch Sauerstoff aufzunehmen vermögen. Schwefel, Phosphor, Eisen können verbrannt werden, weil sie gar

keinen Sauerstoff enthalten; Holz ist brennbar, weil es verhältnißmäßig wenig Sauerstoff, aber viel Kohlenstoff und Wasserstoff enthält. Kieselsteine, Kalksteine u. s. w. können nicht verbrannt werden; denn die in ihnen enthaltenen einfachen Stoffe (vergl. oben S. 83) sind schon mit Sauerstoff gesättigt, sie sind schon verbrannt.

Damit die Körper, welche noch Sauerstoff aufzunehmen vermögen, wirklich verbrennen, ist jedoch die bloße Anwesenheit des Sauerstoffs nicht ausreichend, sondern auch eine bestimmte Temperatur, bei den meisten Körpern Weißglühhitze, erforderlich. Einige Körper, wie z. B. Phosphor, Schwefel, entzünden sich jedoch schon bei viel geringeren Wärmegraden. Die meisten Körper brennen, wenn sie einmal entzündet sind, fort, indem nämlich die verbrennenden Theile den benachbarten die zur Entzündung erforderliche Hitze mittheilen. Manche brennbare Körper, wie z. B. Graphit, Diamant, entwickeln bei ihrem Verbrennen nicht Wärme genug, um fortzubrennen; sie löschen wieder aus, wenn ihnen nicht die zum Verbrennen erforderliche Wärme anderweitig, z. B. durch einen andern brennenden Körper, zugeführt wird. Eisen brennt angezündet im Sauerstoffgase fort, aber nicht in atmosphärischer Luft, weil es in jenem mit größerer Lebhaftigkeit und Wärmeentwicklung brennt.

Brennende Körper können wieder ausgelöscht werden durch Entziehung des Sauerstoffs und durch Abkühlung. So löschen wir gewöhnlich das Feuer durch Wasser aus, welches die brennenden Körper abkühlt und, indem es die Oberfläche derselben bedeckt, den Zutritt der Luft abhält*).

Ein Feuer in einem gänzlich abgesperrten Raume brennt allmählich immer schwächer, indem der Sauerstoffgehalt der Luft sich vermindert, und wenn diese Verminderung einen gewissen Grad erreicht hat, löscht der brennende Körper ganz aus. Umgekehrt wird das Verbrennen durch beständiges Erneuern der Luft befördert. Dies ist der Zweck der Gebläse und der Schornsteine, welche den Luftzug begünstigen.

Die Körper können sich jedoch auch ohne die Erscheinung von Feuer, d. h. ohne bedeutende Licht- und Wärmeentwicklung, mit Sauerstoff verbinden. So besteht das Rosten des Eisens, das Anlaufen des Bleies und Zinks in einer langsamen Vereinigung dieser Metalle mit Sauerstoff, bei welcher wir weder Licht noch Wärme wahrzunehmen vermögen. Es ist nämlich die den Verbrennungsproceß begleitende Entwicklung von Licht und Wärme im allgemeinen um so größer oder kleiner, je mehr oder weniger Sauerstoff hierbei verzehrt wird, und je rascher oder langsamer dieses geschieht.

Auch das Athmen der Menschen und Thiere kann als ein Verbrennungsproceß angesehen werden. Der Sauerstoff der eingeathmeten Luft verbindet sich nämlich mit dem Kohlenstoffe des Blutes zu Kohlensäure, welche ausgeathmet wird, und mit dem Wasserstoff zu Wasser. Die thierische Wärme rührt hauptsächlich von dieser Verbrennung her.

Fragen wir nach dem Grunde, auf welchem die Erscheinung von Wärme und Licht beruht, wenn die Körper sich mit Sauerstoff verbinden, so können

*) Brennendes Del läßt sich durch Wasser darum nicht auslöschen, weil dieses schwerer ist, als Del und daher in demselben zu Boden sinkt, also die Oberfläche desselben nicht bedeckt. Ueberdies besitzt das brennende Del eine solche Hitze, daß das Wasser in Dämpfe von einer hohen Elasticität verwandelt wird, welche das brennende Del umherschleudern.

wir hierauf wenigstens die Antwort geben, daß es ein allgemeines Naturgesetz ist, daß nicht bloß bei der Verbindung der Körper mit Sauerstoff, sondern daß überhaupt, wenn zwei Körper, welche eine starke Verwandtschaft zu einander haben, sich chemisch verbinden, in der Regel Wärme und bei lebhaftem Verlaufe des Processes auch Licht entwickelt wird, (wie wir auch noch weiter unten an einigen Beispielen zeigen werden).

Die richtige Erklärung des Verbrennungsprocesses ist zuerst von Lavoisier 1783 gegeben worden. (Er starb 1794, mit chemischen Untersuchungen beschäftigt, unter dem Fallbeile der Schreckensmänner.)

Wenn man ein Stückchen Phosphor in einem Gefäße mit heißem Wasser übergießt und dann vorsichtig durch ein langes, bis zu dem Phosphor auf dem Boden des Gefäßes reichendes Röhrchen Luft einbläst, so entzündet sich der Phosphor. Dieser Versuch zeigt sehr deutlich, daß zum Verbrennen zweierlei erforderlich ist, erstens die Anwesenheit von Sauerstoff, mit welchem sich der zu verbrennende Körper verbinden kann, und zweitens ein gewisser Wärmegrad.

Daß das Schießpulver, welches ein Gemenge von ohngefähr 6 Theilen Salpeter, 1 Theil Kohle und 1 Theil Schwefel ist, auch ohne Zutritt der Luft verbrennt, beruht darauf, daß der Salpeter, in welchem, wie wir weiter unten (§. 92) sehen werden, ein großer Vorrath von Sauerstoff enthalten ist, den größten Theil dieses Sauerstoffs abgibt, welcher zur Verbrennung der Kohle und des Schwefels verwandt wird.

*§. 87. Verbindungen des Sauerstoffs.

Der Sauerstoff verbindet sich mit allen bekannten einfachen Stoffen*). Diese Verbindungen heißen Oxyde im weiteren Sinne. Der Prozeß, bei welchem sich ein Körper mit Sauerstoff verbindet, wird Oxydation, das Gegentheil Desoxydation, bei den Metallen gewöhnlich Reduction genannt.

Bei den edlen Metallen reicht die bloße Erhitzung hin, um sie vom Sauerstoff zu befreien; bei den unedlen ist jedoch zugleich die Vermischung mit einem Körper erforderlich, welcher eine stärkere Verwandtschaft zum Sauerstoff hat. Ein solcher Körper ist z. B. die Kohle, welche man insbesondere in den Schmelzhütten und Hochöfen mit den oxydirten Erzen vermischt und anzündet, wobei sich der Sauerstoff der Erze mit der Kohle verbindet und das geschmolzene Metall reducirt wird.

Die Verbindungen des Sauerstoffs mit den einfachen Stoffen gehören zum Theil zu den Säuren, zum Theil zu den Basen; zu den ersteren gehören hauptsächlich die Verbindungen der nichtmetallischen Stoffe, zu den letzteren die der metallischen Stoffe mit Sauerstoff. Solche Verbindungen, welche weder den Charakter einer Säure noch einer Base haben, werden neutral genannt. So ist z. B. das Wasser eine neutrale Verbindung des Wasserstoffs mit dem Sauerstoff.

Mit vielen einfachen Stoffen verbindet sich der Sauerstoff in mehrfachen Verhältnissen. So werden wir später vom Schwefel zwei Verbindungen mit Sauerstoff kennen lernen, welche beide den Charakter einer Säure haben. Um diese von einander bequem unterscheiden zu können, nennt man die mit der größeren Menge Sauerstoff: Schwefelsäure und die mit der kleineren Menge Sauerstoff: schwefelige Säure**). In ähnlicher Art unterscheidet man Phosphorsäure und phosphorige Säure, Salpetersäure und salpeterige

*) Die einzige Ausnahme scheint das bis jetzt für sich noch nicht dargestellte Fluor zu machen, welches man nur in der Verbindung mit anderen Stoffen, z. B. mit Wasserstoff, in der Flußsäure kennt.

**) Außerdem kennt man noch mehrere andere Verbindungen des Schwefels mit Sauerstoff, welche jedoch weniger wichtig sind.

Säure. (Die Salpetersäure ist jedoch nicht eine Verbindung des Salpeters, sondern des Stickstoffs mit Sauerstoff. Sie hat den Namen Salpetersäure davon erhalten, daß sie gewöhnlich aus dem Salpeter genommen wird.)

Wenn zwei Verbindungen eines metallischen Stoffes mit dem Sauerstoffe Basen sind, d. h. mit den Säuren sich zu Salzen verbinden, so nennt man die mit der größeren Menge Sauerstoff: Oxyd, die mit der kleineren Menge Sauerstoff: Oxydul. So unterscheidet man z. B. Eisenoxyd und Eisenoxydul, Manganoxyd und Manganoxydul *). — Wenn eine neutrale Verbindung eines Metalles mit Sauerstoff mehr oder weniger Sauerstoff enthält, als das Oxyd, so wird sie im ersteren Falle Superoxyd, im letzteren Suboxyd genannt. So ist z. B. der oben bei der Darstellung des Sauerstoffs angeführte Braunstein Mangansuperoxyd.

Da die Verbindungen der nicht metallischen Stoffe mit Sauerstoff nicht als Basen angesehen werden, sondern entweder neutral oder Säuren sind, so verbindet man hier mit der Benennung Oxyd oder Oxydul niemals den Begriff einer Base. So sind z. B. unter Stickstoffoxydul und Stickstoffoxyd neutrale Verbindungen des Stickstoffs mit Sauerstoff zu verstehen.

Daß durch den Verbrennungsprozeß Basen und Säuren gebildet werden können, haben vorzüglich Becher in Mainz und Stahl in Halle (später in Berlin), 1680—1730, nachgewiesen. Sie erklärten jedoch das Verbrennen eines Körpers nicht als ein Verbundenwerden desselben mit einem andern Stoffe, (dem Sauerstoffe), sondern sie nahmen vielmehr irrthümlich an, daß ein in dem brennbaren Körper vorher enthaltener eigenthümlicher Stoff, welchen sie Phlogiston nannten, beim Verbrennen von demselben getrennt werde.

§. 88. Wasserstoff.

Der Wasserstoff (Hydrogenium) findet sich zwar nirgends für sich in der Natur; er ist jedoch in derselben sehr verbreitet, da er mit dem Sauerstoff das Wasser zusammensetzt und einen Hauptbestandtheil aller organischen Körper ausmacht.

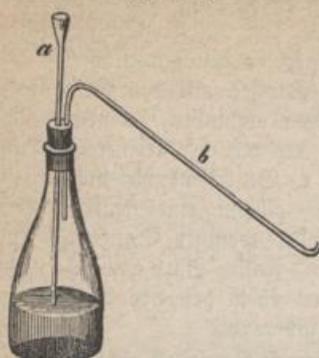
Der Wasserstoff ist ein farbloses Gas und hat, rein dargestellt, weder Geschmack, noch Geruch. Er ist der leichteste aller bekantnen Körper, im reinen Zustande beinahe fünfzehnmal leichter als atmosphärische Luft, weshalb er sich auch vorzüglich zur Füllung der Luftballons (vgl. oben §. 75) eignet. Er ist zum Athmen untauglich, aber nicht direct schädlich. Eben so vermag er das Verbrennen der Körper nicht zu unterhalten, ist aber selbst brennbar. Er verbrennt mit einer nur schwach leuchtenden, jedoch große Hitze entwickelnden Flamme. Das Product dieser Verbrennung ist Wasser.

Den Wasserstoff lehrte zuerst Cavendish im Jahre 1766 darstellen.

Es wird am reinsten erhalten, wenn man Wasser durch die Volta'sche Säule in seine Bestandtheile, Wasserstoff und Sauerstoff, zerlegt. Um ihn in größeren Mengen darzustellen, übergießt man gewöhnlich Zink mit verdünnter Schwefelsäure, d. h. mit einer Mischung aus Schwefelsäure und Wasser, woraus folgender chemischer Prozeß eintritt: Ein Theil des Wassers wird in seine Bestandtheile, Sauerstoff und Wasserstoff, zerlegt; der Sauerstoff verbindet sich mit dem Zink und der Wasserstoff wird frei. Das oxydirte Zink vereinigt sich mit der Schwefelsäure zu schwefelsaurem Zinkoxyd oder Zinkvitriol, welches im Wasser aufgelöst bleibt. (Obchon das Zink, als unedles Metall, eine große Verwandtschaft zum Sauerstoff hat, so vermag es doch für sich allein nicht das Wasser zu zersetzen. Die Anziehung des Zinks zum Sauerstoff wird durch den Zutritt der Schwefelsäure, welche ihrerseits eine große Verwandtschaft zum Zink hat, sich aber niemals mit dem reinen, sondern nur mit dem oxydirten Metalle verbinden kann, bedeutend gesteigert, so daß nun der Sauerstoff des Wassers sich vom Wasserstoffe,

*) Das Oxydul bildet sowohl beim Eisen als beim Mangan die meisten und am häufigsten vorkommenden Salze.

(Fig. 112.)



welcher frei wird, trennt und an das Zink übergeht, welches oxydirt wird und sich mit der Schwefelsäure verbindet.)

Zur Darstellung des Wasserstoffgases bedient man sich am bequemsten einer Flasche mit einem weiten Halse (Fig. 112), welche durch einen an zwei Stellen durchbohrten Kork verschlossen wird. Durch die eine Bohrung geht eine gläserne Röhre a, welche oben sich trichterförmig erweitert und unten bis nahe an den Boden der Flasche reicht. Durch die andere Bohrung geht das Entbindungsrohr b. Man schüttet nun zuerst fein zertheiltes Zink mit etwas Wasser in die Flasche, verschließt dieselbe hierauf durch den Kork und gießt dann allmählich Schwefelsäure durch den Trichter nach.

Früher benutzte man auch das Wasserstoffgas in den electrischen und Platin-Feuerzeugen.

§. 89. Wasser.

Das Wasser besteht dem Volumen nach aus zwei Theilen Wasserstoff und einem Theile Sauerstoff oder dem Gewichte nach, da der Sauerstoff ohngefähr 16mal schwerer als Wasserstoff ist, aus 1 Gewichtstheil Wasserstoff und 8 Gewichtstheilen Sauerstoff.

Bald nach der Entdeckung des Sauerstoffs (1774) wurde auch die Zusammensetzung des Wassers, welches bis dahin für einen einfachen Körper gegolten hatte, erkannt.

Ein Gemisch von 1 Volumen Sauerstoff und 2 Volumen Wasserstoff heißt Knallgas. Es kann schon durch den electrischen Funken entzündet werden und verbrennt mit einer heftigen Explosion, wobei Wasser gebildet wird. Das gebildete Wasser erscheint nämlich in der Gestalt von Dämpfen, welche wegen der beim Verbrennen entwickelten Hitze eine außerordentliche Elasticität haben und einen bedeutend größeren Raum einnehmen, als vorher das Gemenge der beiden Gase.

Man benutzt das Knallgas, um die stärksten Hitzegrade hervorzubringen, indem man es durch eine feine Spitze ausströmen läßt und dann entzündet. So groß die Hitze ist, welche diese Flamme entwickelt, so schwach ist das Licht derselben. Bringt man aber in dieselbe einen kleinen Cylinder von Kalk (Kreide), so wird derselbe glühend und leuchtet mit einem dem Sonnenlichte gleichen Glanze (Drummond's Kalklicht). — In der Flamme des Knallgasgebläses können die am schwersten schmelzbaren Körper, wie Platin, Kalterde u. a. m., geschmolzen werden.

Das Wasser der Quellen und Flüsse ist nicht chemisch reines Wasser, sondern enthält verschiedene Salze aufgelöst. Man verschafft sich aus diesem reines Wasser durch Destillation. Demnächst ist das reinste Wasser das Regenwasser.

Das Wasser geht mit vielen Körpern chemische Verbindungen ein, welche man im allgemeinen Hydrate nennt. So ist der natürliche Brauneisenstein ein Hydrat des Eisenoxyds. — Viele Körper, welche im Wasser löslich sind, nehmen beim Krystallisiren Wasser auf, welches Krystallwasser genannt wird und durch Erhitzen wieder ausgetrieben werden kann.

So zerfallen z. B. durchsichtige Glaubersalzkryalle in trockener Wärme, indem sie ihr Krystallwasser einbüßen, binnen kurzer Zeit zu einem weißen undurchsichtigen Pulver und verlieren ungefähr die Hälfte ihres Gewichtes.

Um das Knallgas gefahrlos verbrennen zu können, wendet man zwei Gasometer an, von denen der eine nur Sauerstoff, der andere nur Wasserstoff enthält. Aus diesen

werden die Gase durch Röhren, welche sich zu einem engen in eine feine Spitze auslaufenden Röhren vereinigen, zusammengeleitet, so daß immer nur geringe Mengen beider Gase sich mit einander vermischen. Man benützt das Knallgasgebläse unter andern zum Zusammenschmelzen der Ränder von Metallplatten.

Das Meerwasser ist besonders reich an Kochsalz. Ein Pfund Meerwasser enthält ohngefähr $1\frac{1}{4}$ Pfund mineralische Bestandtheile, wovon etwa drei Viertel Kochsalz. — Das Wasser der Quellen und Brunnen ist gewöhnlich reich an kohlensaurer Kalkerde und schwefelsaurer Kalkerde (Gyps). Auch bei benachbarten Brunnen ist jedoch der Gehalt an mineralischen Bestandtheilen oft sehr verschieden. In geringerer Menge, als im Quellwasser, sind dieselben, aus Gründen, welche wir weiter unten (§. 96) kennen lernen werden, im Flußwasser enthalten. Beim Verdampfen des Fluß- oder Brunnenwassers in den Dampfkesseln bleiben die mineralischen Bestandtheile zurück und bilden den sogenannten Pfannenstein.

§. 90. Stickstoff.

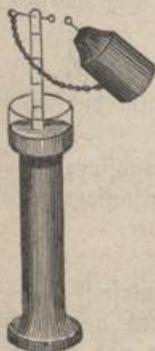
Der Stickstoff (Azotum, Nitrogenium) findet sich vorzüglich in der atmosphärischen Luft; auch ist derselbe in vielen organischen, besonders thierischen Körpern enthalten. Er wird aus der atmosphärischen Luft erhalten, wenn man denselben durch Verbrennen eines leicht oxydirbaren Körpers, z. B. des Wasserstoffs oder des Phosphors, ihren Sauerstoff entzieht.

Der Stickstoff besitzt fast nur negative Eigenschaften; er ist ein farbloses Gas, ohne Geruch und Geschmack, ein wenig leichter als atmosphärische Luft; er ist zum Athmen nicht tauglich, aber unschädlich und ist weder selbst brennbar, noch vermag er das Verbrennen zu unterhalten.

§. 91. Atmosphärische Luft.

Die atmosphärische Luft ist ein Gemenge von 79 Theilen Stickstoff und 21 Theilen Sauerstoff dem Volumen nach (oder da der Sauerstoff schwerer als der Stickstoff ist, von 77 Gewichtstheilen Stickstoff und 23 Gewichtstheilen Sauerstoff). Außerdem enthält die atmosphärische Luft noch in verschiedenen Verhältnissen jederzeit Wasserdämpfe (s. unten §. 244), etwas Kohlensäure und ein wenig Ammoniak (ohngefähr $\frac{1}{100}$ Procent Kohlensäure und $\frac{1}{1000}$ Procent Ammoniak).

(Fig. 113.)



Um den Sauerstoffgehalt der Luft zu ermitteln, hat man besondere Vorrichtungen erfunden, welche man Eudiometer nennt. Wir beschränken uns hier auf eine ausführliche Beschreibung von Volta's eudiometrischem Verfahren, indem uns dieses zugleich ein leicht verständliches Beispiel einer chemischen Analyse gewährt.

In eine starke, graduirte Röhre (Fig. 113), welche einerseits offen, andererseits verschlossen ist, sind nahe am verschlossenen Ende zwei Drähte luftdicht eingesenkt, so daß ihre Spitzen in der Röhre etwas von einander abstehen. Die Röhre wird ganz mit Wasser gefüllt, und nach der Umkehrung in sein hohes, ebenfalls mit Wasser gefülltes Gefäß getaucht (in ähnlicher Art, wie wir dies früher beim Torricell'schen Versuche beschrieben haben). Hierauf läßt man in die graduirte Röhre eine willkürliche Menge atmosphärischer Luft und dann etwas mehr Wasserstoff aufsteigen, als das Doppelte des wahrscheinlich in der eingelassenen atmosphärischen Luft enthaltenen Sauerstoffs beträgt. Wir wollen z. B. annehmen, daß die atmosphärische Luft allein in der graduirten Röhre 100 Raumtheile, das Wasserstoffgas 50 Theile,

also das Gemenge beider Gase 150 Theile einnehme. Läßt man nun zwischen den Spitzen der beiden Drähte einen electrischen Funken überschlagen (indem man den einen Draht mit der äußeren Belegung einer geladenen electrischen Flasche durch eine metallene Kette verbindet und den andern mit dem Knopfe der Flasche berührt*), so vereinigt sich das in der Mischung vorhandene Sauerstoffgas mit doppelt so viel Wasserstoffgas zu Wasser. Man findet, daß das noch übrig bleibende Gasgemenge jetzt nur noch 87 Raumtheile einnimmt, und daß also 63 Raumtheile sich in Wasser verwandelt haben. Da nun ein Drittel hiervon Sauerstoff ist, so sind folglich in 100 Theilen atmosphärischer Luft 21 Theile Sauerstoff enthalten.

Dieses Verhältniß findet eben so wohl in Thälern wie auf hohen Bergen, im Freien wie in mit Menschen angefüllten Zimmern, überhaupt in allen Räumen statt, zu welchen die Luft freien Zutritt hat. Nur solche Räume, zu denen die Luft nicht frei hinzutreten kann, wie z. B. tiefe Keller oder Gruben, in denen sich Kohlenäure, welche sich bedeutend schwerer ist, als atmosphärische Luft, entwickelt, machen eine Ausnahme.

Wenn in einem Raume, welcher nicht ganz luftdicht verschlossen ist, (was bei unseren Zimmern niemals der Fall ist), die Luft durch das Zusammensein vieler Menschen verdorben wird, so daß das Athmen beschwerlich wird, so rührt dies weniger von einer Verminderung des Sauerstoffgehalts der Luft als vielmehr von der Beimengung schädlicher Stoffe her, welche sich beim Athmen und der Ausdünstung entwickeln und gewöhnlich in so geringer Menge vorhanden sind, daß die feinste chemische Analyse dieselben nicht nachzuweisen vermag, obschon sie vielleicht lebhaft auf den Geruchssinn, welcher alle chemischen Reagentien**) an Empfindlichkeit weit übertrifft, einwirken.

Daß durch das Athmen der Thiere, durch die häufigen Verbrennungsprocesse u. dgl. m. der Sauerstoffgehalt der atmosphärischen Luft im allgemeinen nicht vermindert wird, erklärt sich daraus, daß durch den Lebensproceß der Pflanzen die Kohlenäure der atmosphärischen Luft zerlegt wird, indem die Pflanzen sich den Kohlenstoff aneignen und den Sauerstoff ausscheiden.

Die atmosphärische Luft ist übrigens als keine eigentliche chemische Verbindung des Sauerstoffs und Stickstoffs, sondern als ein bloßes, mechanisches Gemenge beider Gase anzusehen, wie unter anderem daraus hervorgeht, daß ein künstliches Gemenge von 21 Theilen Sauerstoff und 79 Theilen Stickstoff ganz dieselben Eigenschaften wie die atmosphärische Luft besitzt.

§. 92. Verbindungen des Stickstoffs mit Sauerstoff.

Der Stickstoff verbindet sich mit dem Sauerstoff in einem vierfach verschiedenen Verhältnisse. Es geben nämlich

2 Maß	Stickstoff	und	1 Maß	Sauerstoff	(2 Maß)	Stickstoffoxydul,
=	=	=	=	2	=	(4 =) Stickstoffoxyd,
=	=	=	=	3	=	salpeterige Säure,
=	=	=	=	5	=	Salpetersäure.

Von diesen Verbindungen des Stickstoffs mit dem Sauerstoff sind die beiden letzten, wie schon ihr Name sagt, Säuren, die beiden andern aber haben weder den Charakter der Säuren noch den der Basen und sind folglich neutral.

*) Noch zweckmäßiger bewirkt man die Vereinigung beider Gase, indem man statt zweier getrennten Drähte einen zusammenhängenden feinen Platindraht in die graduirte Röhre einkittet und denselben durch Verbindung seiner Enden mit den Polen einer galvanischen Batterie zum Glühen bringt.

**) Ein chemisches Reagens heißt ein Stoff, welcher dazu dient, das Vorhandensein eines andern Stoffes nachzuweisen.

Die Salpetersäure (NO_3^*) ist nur im wasserhaltigen Zustand als concentrirte oder verdünnte Säure bekannt. Sie ist eine der stärksten Säuren, aber leicht zersezbar. Sie zersezet alle organischen Stoffe und färbt die Haut bleibend gelb. Sie löst mit Ausnahme des Goldes und Platins fast alle Metalle auf, welche sich auf Kosten eines Theiles der Säure, welche meist zu Stickstoffoxydgas reducirt wird, oxydiren, während die unzersezte Säure sich mit den gebildeten Oxyden zu Salzen vereinigt. Da die Salpetersäure das Gold nicht angreift, wohl aber das Silber auflöst, so wird sie häufig angewendet, um das Gold aus seinen Legirungen mit Silber abzuscheiden, weshalb die (unreine) Salpetersäure gewöhnlich Scheidewasser genannt wird.

Das wichtigste der salpetersauren Salze ist das salpetersaure Kali, der Salpeter, welcher in der Hitze Sauerstoff liefert, worauf seine Anwendung im Schießpulver beruht.

Die salpetrige Säure (NO_2) bildet bei der gewöhnlichen Lufttemperatur rothgelbe Dämpfe, welche zum Athmen höchst schädlich sind; sie wird von concentrirter Salpetersäure in großer Menge aufgenommen und bildet mit derselben die sogenannte rauchende Salpetersäure, welche an der Luft röthliche Dämpfe ausstößt.

Das Stickstoffoxyd oder Salpetergas (NO_2) ist ein farbloses, zum Athmen äußerst schädliches Gas, welches sich an der Luft in gelbrothe Dämpfe von salpeteriger Säure oxydirt.

Das Stickstoffoxydul (NO) ist ebenfalls ein farbloses Gas und hat einen süßlichen Geschmack. Es läßt sich auf kurze Zeit einathmen, erzeugt Heiterkeit und Trunkenheit, welche aber rasch wieder vorübergehen, bei längerem Einathmen jedoch gefährliche Zufälle. Thiere sterben darin am Schlagfluß.

§. 93. Verbindungen des Stickstoffs mit Wasserstoff.

Unter den Verbindungen des Stickstoffs mit dem Wasserstoff ist das schon oben unter den Alkalien aufgeführte Ammoniak (H_3N) am bekanntesten. 2 Maß Ammoniakgas sind aus 1 Maß Stickstoffgas und 3 Maß Wasserstoffgas zusammengesetzt.

Das Ammoniak hat alle Eigenschaften eines Alkali, stellt die durch Säuren gerötheten blauen Pflanzenfarben wieder her und bildet mit den Säuren Salze. Es entwickelt sich vorzüglich bei der Fäulniß thierischer Körper. Von demselben rührt der stechende Geruch her, welchen man in Viehställen oder in der Nähe von Düngerstätten bemerkt. Das Ammoniakgas ist farblos, nicht athembar und wird vom Wasser sehr begierig verschluckt; ein Volumen Wasser kann (bei 15°) über 700 Volumen Ammoniakgas aufnehmen, wobei sich die Flüssigkeit stark ausdehnt und ihr Gewicht fast um die Hälfte vermehrt. Das Product dieser Vereinigung wird Ammoniakflüssigkeit oder Salmiakgeist genannt.

Das Ammoniak wird gasförmig dargestellt, wenn man Salmiak (salzsaures Ammoniak) und ungelöschten Kalk (Kalkerde) etwa zu gleichen Gewichtstheilen innig mengt, das Gemenge in einem Kölbchen gelinde erwärmt und das sich entbindende Gas über Quecksilber auffängt.

§. 94. Chemische Proportionen.

Wie wir oben (§. 62) gesehen haben, findet in Hinsicht der verschiedenen Verbindungen, welche der Stickstoff mit dem Sauerstoff eingeht, eine höchst merkwürdige Gesetzmäßigkeit statt. Ehe wir jedoch zur Erklärung dieser Erscheinung übergehn, führen wir über chemische Verbindungen überhaupt noch folgende Gesetze an:

1) Wenn zwei (einfache oder zusammengesetzte) Körper sich zu einer bestimmten Verbindung vereinigen, so geschieht dies immer nach demselben unwandelbaren Verhältnisse. — So haben wir z. B.

*) Die Bedeutung der chemischen Zeichen wird weiter unten (§. 94) erklärt werden.

oben (S. 89) gesehen, daß 2 Maß Wasserstoffgas und 1 Maß Sauerstoffgas oder dem Gewichte nach 1 Theil Wasserstoff und 8 Theile Sauerstoff, wenn man das Gemenge dieser Gase entzündet, sich zu Wasser vereinigen. Nimmt man mehr Wasserstoff oder mehr Sauerstoff, als dem angegebenen Verhältnisse entspricht, so bleibt im ersteren Falle unverbundener Wasserstoff, im anderen unverbundener Sauerstoff übrig.

2) Wenn ferner zwei Stoffe mehrere Verbindungen mit einander eingehn, indem eine gleiche Gewichtsmenge des einen sich mit verschiedenen Gewichtsmengen des andern verbindet, so stehen diese verschiedenen Gewichtsmengen allemal in einem höchst einfachen Verhältnisse zu einander, welches durch die Zahlen 1, 2, 3, 4, 5 . . . ausgedrückt werden kann. — So können sich z. B., wie wir oben gesehen haben, 2 Maß Stickstoff mit 1, 2, 3 und 5 Maß Sauerstoff oder dem Gewichte nach 14 Theile Stickstoff mit 8 Theilen Sauerstoff, ferner mit $2 \cdot 8 = 16$, mit $3 \cdot 8 = 24$ und mit $5 \cdot 8 = 40$ Theilen Sauerstoff (zu Stickstoffoxydul, Stickstoffoxyd, salpeteriger Säure und Salpetersäure) verbinden.

Diese und andere Erscheinungen, deren Erörterung uns jedoch hier zu weit führen würde, finden ihre einfache Erklärung in der Hypothese, daß die Materie nicht ohne Ende theilbar ist, sondern daß jeder Körper aus kleinsten Theilen zusammengesetzt ist, welche nicht weiter theilbar sind und daher den Namen Atome führen.

Wenn diese Hypothese richtig ist, so kann die chemische Verbindung zweier Stoffe nur auf die Art geschehen, daß sich entweder je ein Atom des einen Stoffes mit je einem Atome des andern Stoffes verbindet, wie dies z. B. nach der Ansicht der Chemiker beim Wasser der Fall ist, oder daß je ein (oder mehrere) Atome des einen Stoffes sich mit je zwei oder drei oder vier u. s. w. Atomen des andern Stoffes vereinigen. So sind z. B. in dem Stickstoffoxydul je ein Atom Stickstoff mit je einem Atome Sauerstoff verbunden, in dem Stickstoffoxyd aber, in der salpeterigen Säure und in der Salpetersäure je ein Atom Stickstoff mit je 2, je 3 und je 5 Atomen Sauerstoff vereinigt, wonach es sich denn von selbst erklärt, daß bei gleichem Stickstoffgehalt die in diesen Verbindungen befindlichen Sauerstoffmengen sich wie die Zahlen 1, 2, 3 und 5 verhalten.

Da nach der (älteren) Ansicht der Chemiker das Wasser aus gleich vielen Atomen Wasserstoff und Sauerstoff, eben so das Stickstoffoxydul aus gleich vielen Atomen Stickstoff und Sauerstoff zusammengesetzt ist, und da ferner dem Gewichte nach im Wasser auf je 1 Theil Wasserstoff 8 Theile Sauerstoff und im Stickstoffoxydul auf je 14 Theile Stickstoff 8 Theile Sauerstoff kommen, so muß sich folglich das Gewicht eines Atomes Wasserstoff zu dem Gewichte eines Atomes Sauerstoff wie 1 : 8 und das Gewicht eines Atomes Stickstoff zu dem Gewichte eines Atomes Sauerstoff wie 14 : 8 verhalten.

Man sieht aus diesem Beispiele, daß, wenn sich auch die Atome wegen ihrer Kleinheit der unmittelbaren Wahrnehmung durch unsere Sinne entziehen, — auch die aufs stärkste vergrößernden Mikroskope haben bisher die Atome dem Auge nicht sichtbar gemacht — daß, wenn wir auch das absolute Gewicht der Atome nicht anzugeben im Stande sind, wir doch aus der chemischen Verbindung derselben auf das Verhältniß ihrer Gewichte zu schließen vermögen.

Der atomistischen Hypothese, deren Grundzüge wir hier vorgetragen haben, steht die dynamische Ansicht gegenüber, nach welcher die Materie ein Continuum bildet und ohne Ende theilbar ist. Während in der ersteren die Gesetzmäßigkeit der chemischen Verbindungen, wie wir gesehen haben, ihre sehr einfache Erklärung findet, bleibt dieselbe nach der andern gänzlich unerklärt.

Nachdem in Deutschland schon Wenzel (1777) und Richter (1792) auf die bestimmten Verhältnisse in chemischen Verbindungen hingewiesen hatten, stellte Dalton in England (1804) die atomistische Theorie auf, und Berzelius in Schweden begründete (1824) durch seine Untersuchungen die Lehre von den chemischen Proportionen.

Zu den oben angeführten Gesetzen fügen wir noch das folgende hinzu:

Wenn man die Verhältniszahlen kennt, nach denen sich zwei Stoffe mit der gleichen Gewichtsmenge irgend eines dritten Stoffes verbinden, so geben die nämlichen Zahlen (entweder unmittelbar, oder nachdem man sie mit einer der Zahlen 2, 3, 4, 5 . . . multiplicirt hat), das Verhältniß an, nach welchem sich diese Stoffe mit einander selbst vereinigen. — So ist z. B. im Wasser 1 Gewichtstheil Wasserstoff mit 8 Theilen Sauerstoff, in dem schwereren Kohlenwasserstoffgase, welches wir weiter unten (§. 97) kennen lernen werden, 1 Theil Wasserstoff mit 6 Theilen Kohlenstoff verbunden; und höchst merkwürdiger Weise geben die Zahlen 8 und 6 zugleich das Verhältniß an, nach welchem sich Sauerstoff und Kohlenstoff mit einander selbst (zu Kohlenoxydgas) verbinden. Diese auffallende Erscheinung erklärt sich jedoch nach der atomistischen Ansicht ganz einfach durch die Annahme, daß das Wasser aus 1 Atom Wasserstoff und 1 Atom Sauerstoff und eben so das Kohlenwasserstoffgas aus 1 Atom Wasserstoff und 1 Atom Kohlenstoff zusammengesetzt ist. Da sich nun hiernach das Gewicht von 1 Atom Wasserstoff zu dem Gewicht von 1 Atom Sauerstoff wie 1 : 8 und das Gewicht von 1 Atom Wasserstoff zu dem Gewichte von 1 Atom Kohlenstoff wie 1 : 6 verhält, so müssen sich die Gewichte von 1 Atom Sauerstoff und 1 Atom Kohlenstoff offenbar wie die Zahlen 8 und 6 verhalten, und wenn man dann weiter annimmt, daß das Kohlenoxydgas aus 1 Atom Sauerstoff und 1 Atom Kohlenstoff zusammengesetzt ist, so müssen in demselben offenbar auf 8 Gewichtstheile Sauerstoff 6 Theile Kohlenstoff kommen.

Um die Zusammensetzung eines Körpers kurz anzeigen zu können, hat man eine eigene chemische Zeichensprache eingeführt, indem man zunächst die einfachen Stoffe mit dem Anfangsbuchstaben ihres Namens bezeichnet. So bedeutet z. B. O (Oxygenium) Sauerstoff, H (Hydrogenium) Wasserstoff, P (Phosphor) u. s. w. Wo aber zwei Elemente denselben Anfangsbuchstaben führen, hat man dem einen noch einen Buchstaben beigefügt; so bezeichnet man z. B. das Eisen mit Fe, um es vom Fluor (F), das Chlor mit Cl, um es vom Kohlenstoff (C) zu unterscheiden.

Die folgende Tabelle enthält die wichtigeren einfachen Stoffe nebst ihren chemischen Zeichen und den Atomgewichten, wie dieselben nach den Untersuchungen der Chemiker sich (nach der älteren Ansicht) als die wahrscheinlichsten ergeben, indem das Atomgewicht des Wasserstoffs, welches das kleinste von allen ist, als Einheit angenommen ist.

N a m e.	Zeichen.	Atomgewicht.	N a m e.	Zeichen.	Atomgewicht.
Wasserstoff	H	1,0	Silicium	Si	21,3
Sauerstoff	O	8,0	Mangan	Mn	27,7
Stickstoff	N	14,0	Arsen	As	75,0
Kohlenstoff	C	6,0	Antimon	Sb	129,0
Phosphor	P	31,0	Bismuth	Bi	208,0
Schwefel	S	16,0	Zink	Zn	32,6
Jod	J	127,1	Zinn	Sn	58,0
Brom	Br	80,0	Blei	Pb	103,7
Chlor	Cl	35,4	Eisen	Fe	28,0
Fluor	F	19,0	Kobalt	Co	29,5
Kalium	K	39,1	Nickel	Ni	29,5
Natrium	Na	23,0	Kupfer	Cu	31,8
Barium	Ba	68,5	Quecksilber	Hg	100,0
Calcium	Ca	20,0	Silber	Ag	108,0
Magnesium	Mg	12,0	Gold	Au	197,0
Aluminium	Al	13,7	Platin	Pt	98,6

In Betreff der zusammengesetzten Körper nimmt man nach der atomistischen Hypothese an, daß die Atome derselben aus den Atomen der verbundenen einfachen Stoffe bestehen, und daß daher das Gewicht des Atomes eines zusammengesetzten Körpers gleich ist der Summe der Gewichte der Atome, welche sich in der chemischen Verbindung zu einem Atome vereinigt haben; so setzt man z. B. das Atomgewicht des Wassers, welches aus 1 Atom Wasserstoff (= 1,0) und 1 Atom Sauerstoff (= 8,0) besteht, = 9,0.

Man drückt die zusammengesetzten Körper in der Art aus, daß man die Zeichen ihrer Bestandtheile unmittelbar hinter einander schreibt oder durch das Zeichen (+) verbindet. So bezeichnet man z. B. das Stickstoffoxydul, welches aus 1 Atom Stickstoff und 1 Atom Sauerstoff besteht, durch $N + O$ oder NO . Enthält eine Verbindung mehrere Atome desselben Stoffes, so schreibt man die Zahl dieser Atome dem chemischen Zeichen des Stoffes bei; so wird z. B. die Salpetersäure, welche aus 1 Atom Stickstoff und 5 Atomen Sauerstoff zusammengesetzt ist, durch NO_5 ausgedrückt.

Da man die Lehre von der chemischen Zusammensetzung der Körper *Stöchiometrie* (von *στοιχειον* Grundstoff) nennt, so sagt man statt Atomgewicht auch *stöchiometrische Zahl*, ferner auch *chemisches Äquivalent*, *Mischungsgewicht* u. dgl.

Ueber die atomistische Ansicht führen wir noch weiter Folgendes aus: Nach derselben wird die Materie zunächst aus kleinsten Theilchen bestehend gedacht, welche sich nicht berühren, sondern durch Zwischenräume von einander getrennt sind und sich anziehen oder abstoßen können, worauf die verschiedenen Aggregatzustände: fest, flüssig und luftförmig beruhen. Diese kleinsten Theile, welche sich mechanisch nicht weiter theilen lassen, werden *Moleküle* genannt. Dieselben können jedoch stofflich eben so wohl einfach als zusammengesetzt sein, aus zwei oder mehreren stofflich verschiedenen Elementen bestehen. Diese in den Molekülen enthaltenen kleinsten Mengen einfacher Stoffe führen den schon oben angeführten Namen: *Atome*. So besteht z. B. ein Molekül Wasser, wie schon oben angegeben, aus 1 Atom Wasserstoff und 1 Atom Sauerstoff. Werden diese von einander getrennt, so hört das Wasser auf, als solches zu existiren, und zerfällt in Wasserstoff und Sauerstoff.

§. 93. Kohlenstoff.

Der Kohlenstoff (*Carbonium*) ist nicht bloß ein Hauptbestandtheil aller organischen Körper, sondern auch in der anorganischen Natur sehr verbreitet, besonders in Verbindung mit Sauerstoff, als Kohlenäure. Er findet sich jedoch rein nur im Diamanten, fast rein im Kienruß, demnächst im Graphit (Reißblei), welchem aber immer etwas Eisenoxyd und Kieselsäure beigemischt sind. In der Steinkohle und im Holze ist der Kohlenstoff mit Sauerstoff und Wasserstoff, in den meisten thierischen und vielen Pflanzkörpern, (so wie auch in der Steinkohle), außerdem noch mit Stickstoff verbunden. Auch enthalten diese Körper in geringen Mengen noch verschiedene andere, besonders erdige Stoffe, welche beim Verbrennen derselben als Asche zurückbleiben; (100 Pfund Holz geben ohngefähr 1 Pfund Asche).

Der Kohlenstoff besitzt die merkwürdige Eigenschaft, daß er sich uns in drei verschiedenen Zuständen darstellen kann. Im Diamanten zeigt sich uns derselbe durchsichtig und in regelmäßiger Krystallform; im Graphit kommt der Kohlenstoff undurchsichtig, metallisch glänzend und schuppig krystallisirt vor; in den verschiedenen Kohlenarten ist derselbe schwarz, undurchsichtig und amorph, (ohne bestimmte Gestalt). Man nennt diese Eigenschaft, welche auch noch andere einfache und zusammengesetzte Körper besitzen, daß sie in verschiedenen Zuständen ein verschiedenes Verhalten zeigen, *Allotropie**).

Wenn man Holz oder Steinkohlen in verschlossenen Räumen erhitzt, so entweichen die gasförmigen Bestandtheile, Sauerstoff und Wasserstoff, und es bleibt eine ziemlich reine Kohle zurück. — Die ausgeglühten Steinkohlen führen den Namen *Kohls*.

*) Man erklärt dieselbe nach der atomistischen Ansicht durch eine verschiedene Lagerung der Moleküle.

Die Kohle besitzt eine ausgezeichnete Verwandtschaft zum Sauerstoff und übertrifft hierin, besonders bei erhöhter Temperatur, alle anderen Körper. Man wendet daher dieselbe häufig an, um andere Körper aus ihren Verbindungen mit Sauerstoff rein darzustellen, z. B. zur Reduction der Metalle, zur Darstellung des Kaliums, des Phosphors u. s. w.

Die dichteren Kohlen lassen sich jedoch nur schwer verbrennen, z. B. die Kohls nur bei starkem Luftzuge. Der Diamant brennt im Sauerstoffgase fort, in atmosphärischer Luft nur dann, wenn ihm anderweitig eine große Hitze zugeführt wird. So verbrannte man zuerst im Jahre 1694 Diamanten zu Florenz mit Hilfe großer Brennspiegel. — Die poröse Kohle dagegen, welche man aus Pflanzenkörpern darstellt, entzündet sich äußerst leicht, wie dies der früher übliche Gebrauch derselben als Zunder in den Feuerzeugen deutlich zeigt. Eben so beruht auf dieser Eigenschaft der Kohle die leichte Entzündlichkeit des Schießpulvers.

Die aus Pflanzen oder thierischen Stoffen frisch bereitete Kohle besitzt die Eigenschaft, in ihren Poren Gase zu absorbiren und zu verdichten, wie wir dies bereits oben in §. 77 gesehen haben. Dieselbe besitzt ferner die ausgezeichnete Eigenschaft, aus Flüssigkeiten Farbstoffe, brenzliches Del, riechende Stoffe und andere Substanzen einzufangen. Diese Eigenschaft kommt der thierischen Kohle in noch höherem Grade zu, als der Pflanzkohle. Man benützt daher vorzüglich die aus Knochen oder Blut bereitete Kohle zur Reinigung und Entfärbung des Zuckers, zur Reinigung des Essigs, des Branntweins u. dgl. m. Da die Kohle gegen Fäulniß schützt, so pflegt man die Pfähle, welche man in die Erde schlägt, vorher zu verkohlen. Eben so werden die Fässer, in welchen man das Wasser auf Seereisen mitnimmt, inwendig verkohlt. Faulles Wasser wird gereinigt, indem man es durch fein pulverisirte Kohle filtrirt; man wendet dieselbe ferner sehr zweckmäßig zum Reinigen der Bühne an u. dgl. m.

Der Kohlenstoff macht den Hauptbestandtheil unserer Brennmaterialien, des Holzes, Torfes, der Braun- und Steinkohlen aus. Je größer der Gehalt derselben an Kohlenstoff ist, um so größer ist auch die von denselben beim Verbrennen entwickelte Hitze. Das Holz besteht, auch wenn es trocken ist, nur zur kleineren Hälfte aus Kohlenstoff, zur größeren Hälfte aus Wasserstoff und Sauerstoff, welche ohngesähr in demselben gegenseitigen Verhältnisse wie im Wasser vorhanden sind. Außerdem enthält dasselbe noch einen geringen Theil mineralischer Stoffe. Da die durch das Verbrennen entwickelte Wärme eine Folge der Vereinigung der sauerstofffreien Theile eines Körpers mit Sauerstoff ist, so ist klar, daß die bereits bis zu Sättigung mit Sauerstoff verbundenen Theile hierzu nichts beitragen können, und daß folglich ein Körper beim Verbrennen im allgemeinen um so weniger Wärme liefern wird, je größer sein Gehalt an Sauerstoff ist. Steinkohlen liefern daher eine größere Hitze als Holz, weil sie verhältnißmäßig mehr Kohlenstoff und weniger Sauerstoff enthalten. Eben so beruht der Nutzen der Verkohlung des Holzes auf der Austreibung des Sauerstoffs. Eine bestimmte Menge Holz muß theils deshalb weniger Wärme liefern, als eine gleiche Menge Holzkohlen, weil das Holz nur zur kleineren Hälfte aus Kohlenstoff besteht, theils deshalb, weil ein großer Theil der beim Verbrennen des Holzes entwickelten Wärme zur Verdampfung des bereits vorhandenen oder sich bildenden Wassers verwandt wird. — Aus gleichen Gründen geben geglühte Steinkohlen, Kohls, eine größere Hitze als gewöhnliche Steinkohlen.

§. 96. Verbindungen des Kohlenstoffs mit Sauerstoff.

Der Kohlenstoff verbindet sich in mehrfachen Verhältnissen mit dem Sauerstoff; die wichtigste dieser Verbindungen ist die Kohlensäure, welche wir für gewöhnlich in gasförmigen Zustande kennen.

Die Kohlensäure (CO_2) ist in der Natur sehr verbreitet; sie ist nächst dem Sauerstoff und Stickstoff das in der Natur am meisten verbreitete Gas; sie findet sich jederzeit, jedoch in geringerer Menge (vergl. oben §. 91), in der atmosphärischen Luft. An einigen Stellen, z. B. in der Dunsöhle bei

Pyrmont, am Laacher See, in der Hundsgrotte bei Neapel und an vielen anderen Orten, besonders in vulkanischen Gegenden, strömt dieselbe beständig aus der Erde hervor; sie findet sich ferner im Wasser der Quellen; diejenigen, welche dieselbe in großer Menge enthalten, wie z. B. das Selterser Wasser, führen den Namen Sauerbrunnen.

Endlich findet sich auch die Kohlensäure häufig in der Natur an Basen, insbesondere an Kalkerde gebunden; der Kalkspath, der Marmor, die Kreide, der gemeine Kalkstein bestehen aus kohlensaurer Kalkerde. Das kohlensaure Kali und Natron machen den Hauptbestandtheil der Pottasche und der Soda aus u. dgl. m. Aus der Verbindung mit Kalkerde läßt sich die Kohlensäure durch Erhitzen austreiben, wie dies z. B. beim Brennen der Kalksteine in den Kalköfen geschieht. (Der gebrannte Kalk ist von Kohlensäure befreite, jedoch meist durch fremdartige Beimischungen, namentlich Kieselsäure und Thonerde, verunreinigte Kalkerde, welche beim längern Liegen an der Luft aus dieser wieder Kohlensäure aufnimmt, zu der sie eine große Verwandtschaft hat.)

Die Kohlensäure entwickelt sich ferner beim Verbrennen kohlenstoffhaltiger Körper, des Diamants, des Graphits, der Steinkohle, des Holzes u. s. w., beim Athmungsprozeß der Thiere, bei der Fäulniß organischer Körper, beim Gährungsprozeß des Weines, des Bieres u. dgl. m.

Da die Kohlensäure nur eine schwache Säure ist und daher durch andere Säuren aus ihren Verbindungen mit den Basen leicht vertrieben werden kann, so stellt man dieselbe am leichtesten dar, indem man pulverisirte Kreide mit einer stärkeren Säure, z. B. mit verdünnter Salpetersäure übergießt*).

Das kohlensaure Gas ist farblos, riecht säuerlich, röthet angefeuchtetes Lackmuspapier, ist $1\frac{1}{2}$ mal so schwer als atmosphärische Luft, vermag das Verbrennen der Körper nicht zu unterhalten und ist selbst nicht brennbar. Da die Kohlensäure schwerer ist, als atmosphärische Luft, so kann man dieselbe aus einem Glase in ein anderes schütten; eben so kann man ein Licht auslöschen, wenn man ein Glas mit Kohlensäure darüber ausschüttet. Die Kohlensäure ist zum Athmen schädlich, erregt Schwindel und Betäubung und wirkt rein eingeathmet tödtlich, daher die häufigen Erstickungen von Menschen in Kellern, in denen Bier, Wein oder Branntwein gährt, so wie in Gruben oder Brunnen, in denen sich Kohlensäure angesammelt hat. Selbst wenn der Luft nur 1 bis 2 Prozent Kohlensäure beigemischt sind, können durch mehrstündiges Einathmen bedenkliche Zufälle hervorgerufen werden.

Da die Kalkerde im Wasser in geringer Menge löslich ist, während die kohlensaure Kalkerde im (bloßen) Wasser ganz unlöslich ist, so bietet Kalkwasser (Wasser, welches Kalkerde aufgelöst enthält), ein sehr geeignetes Mittel dar, um das kohlensaure Gas von andern Gasen zu unterscheiden. Leitet man nämlich dasselbe in Kalkwasser, so entsteht in diesem eine Trübung, weil sich die Kohlensäure mit der Kalkerde verbindet und der entstandene kohlensaure Kalk im Wasser unlöslich ist. — Man kann sich auf diese Art leicht überzeugen, daß durch den Athmungsproceß Kohlensäure gebildet wird; wenn man nämlich durch ein Röhrchen in Kalkwasser athmet (Fig. 114), so entsteht in demselben eine milchige Trübung, zum Beweise, daß der ausgeathmeten Luft Kohlensäure beigemengt ist.

*) Man bedient sich hierbei sehr bequem des in Fig. 112, S. 140, abgebildeten Apparates.

(Fig. 114.)



Das kohlenjaure Gas wird bei einem Drucke von 40 Atmosphären flüssig und kann sogar bei einem hohen Grade künstlicher Kälte (-57° C.) als ein fester Körper dargestellt werden.

Vom Wasser wird die Kohlenensäure in dem Verhältnisse absorbiert, daß ein Maß Wasser (bei 15°) ein Maß Kohlenensäure aufnimmt. Das Kohlenensäure haltige Wasser hat einen säuerlichen Geschmack, röthet Lackmuspapier und besitzt die Eigenschaft, mehrere im reinen Wasser unlösliche Salze, namentlich kohlenfauren Kalk, aufzulösen.

Indem das Regenwasser durch die obersten Erdschichten hindurchsickert, nimmt es Kohlenensäure auf, welche sich bei der Verwesung der in diesen Schichten enthaltenen organischen Stoffe entwickelt. Es enthält daher fast alles Brunnen- und Quellwasser

etwas Kohlenensäure und verschiedene Salze, besonders kohlenfauren Kalk, welcher sich in den meisten Gebirgsschichten findet, aufgelöst. Beim Kochen dieses Wassers entweicht jedoch die Kohlenensäure, und der kohlenfaure Kalk (und andere im reinen Wasser unlösliche Salze) schlagen sich in Folge hiervon nieder, wodurch der sogenannte Pfannenstein entsteht. Im Flußwasser finden sich nur geringe Mengen von Kohlenensäure und kohlenfaurem Kalle, indem die Kohlenensäure während des Fließens des Wassers sich verflüchtigt und der kohlenfaure Kalk ausgeschieden wird. Manche Quellen, welche aus Kalkgebirgen kommen, setzen da, wo sie zu Tage ausfließen, Kalktheile in großer Menge ab, wodurch die sogenannten Tuffsteine entstehen. — Man nennt das Flußwasser und das Regenwasser weiches Wasser, weil sich die Seife in demselben ohne Trübung auflöst; im Brunnenwasser dagegen wird die Seife durch den kohlenfauren Kalk zerlegt, und es bilden sich weiße Flocken; man nennt dieses Wasser hartes.

Eine zweite Verbindung des Kohlenstoffs mit dem Sauerstoffe ist das Kohlenoxydgas (CO), welches nur halb so viel Sauerstoff als die Kohlenensäure enthält. Es ist farb- und geruchlos, vermag das Verbrennen der Körper nicht zu unterhalten, es ist aber selbst brennbar; es verbrennt mit einer blauen Flamme, indem es sich zu Kohlenensäure oxydirt, und entwickelt sich häufig beim Verbrennen der Kohlen, besonders bei unvollkommenem Luftzuge; die bläulichen Flammen über den Kohlen rühren von demselben her. Es ist zum Athmen sehr schädlich, erzeugt Schwindel und Betäubung, und wirkt, längere Zeit eingeathmet, tödlich. In Folge zu frühen Schließens der Dfenklappen werden häufig Menschen durch dieses giftige Gas getödtet. /

§. 97. Verbindungen des Kohlenstoffs mit Wasserstoff.

Der Kohlenstoff geht mit dem Wasserstoff sehr zahlreiche Verbindungen ein, von denen die meisten der organischen Natur angehören. Wir führen hier nur die beiden folgenden an.

Das leichte Kohlenwasserstoffgas oder Grubengas, Kohlenwasserstoff mit der geringeren Menge Kohlenstoff (H_2C), erzeugt sich häufig in Kohlenbergwerken, in Bässern, in denen organische Substanzen faulen, in Morästen und Sümpfen und strömt an einigen Orten, wo sich Steinkohlenlager finden, in großer Menge aus der Erde hervor. Es ist ohngefähr halb so schwer als atmosphärische Luft, zum Athmen untauglich und verbrennt mit einer gelblichen, schwach leuchtenden Flamme. Mit atmosphärischer Luft und besonders mit Sauerstoff vermischt und entzündet, verbrennt es mit heftiger Explosion. Auf diese Art entstehen die sogenannten schlagenden Wetter

(Fig. 115.)



in Steinkohlengruben, welche, durch die Lampen der Arbeiter entzündet, häufige und schreckliche Unglücksfälle veranlassen. Zum Schutze dient die Davy'sche Sicherheitslampe (Fig. 115), bei welcher sich die Flamme innerhalb eines länglichen Cylinders befindet, der aus einem feinen, aber engen Drahtgewebe besteht. Dieses verhindert, daß sich das außerhalb des Drahtcylinders befindliche Grubengas durch die Flamme der Lampe entzündet.

Das schwere Kohlenwasserstoffgas (HC), welches doppelt so viel Kohlenstoff, als das Grubengas enthält, ist wenig leichter als atmosphärische Luft, hat einen unangenehmen Geruch und verbrennt mit einer hell leuchtenden Flamme.

Wenn man Steinkohlen oder Holz in einem Kölbchen erhitzt, so entweichen die gasförmigen Bestandtheile Wasserstoff und Sauerstoff (in Verbindung mit etwas Kohlenstoff) in Form von Dämpfen und Gasen, welche letztere sich auf bekannte Weise auffangen lassen. Man enthält so ein Gemenge von mehreren Gasen, (von Kohlenäure, Kohlenoxydgas, Wasserstoff und leichtem und schwerem Kohlenwasserstoff u. a. m.,) welches sich entzünden läßt und mit einer um so heller leuchtenden Flamme verbrennt, je mehr von schwerem Kohlenwasserstoffgase darin enthalten ist, während die zurückgebliebene Holz- oder Steinkohle, (wenn sie stark ausgeglüht ist), nun ohne Flamme verbrennt.

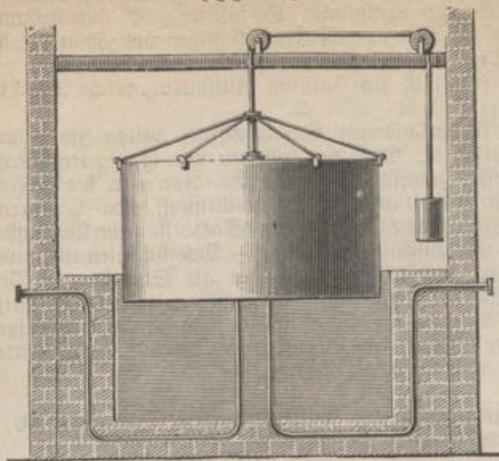
Was wir hier im Kleinen ausgeführt haben, findet im wesentlichen im Großen bei der Gasbeleuchtung statt. Der größere oder geringere Gehalt an schwerem Kohlenwasserstoff ist es vorzüglich, welcher die Leuchtkraft der Gasflamme bedingt.

Auch unsere Talg- oder Wachskerzen und Dellampen sind Gasbeleuchtungsapparate. So wie das in den Dochten aufsteigende Del, der geschmolzene Talg oder das Wachs in den inneren Raum der Flamme kommt, wird dasselbe durch die hier stattfindende Glühhitze zersezt und gasförmige Verbindungen von Kohlenstoff und Wasserstoff werden gebildet, welche den inneren Raum der Flamme erfüllen und an ihrer äußeren Oberfläche, da, wo sie sich mit der atmosphärischen Luft vermischen, verbrennen. Nur bei den Lampen mit doppeltem Luftzuge findet auch ein Verbrennen innerhalb der Flamme statt.

Man bereitet das zur Beleuchtung bestimmte Gas, indem man Steinkohlen (oder Holz) in gußeisernen Retorten erhitzt oder Del oder geschmolzenes Harz in glühende gußeiserne Cylinder tropfen läßt, in welchen das Del oder Harz zersezt wird. Man erhält hierdurch ein Gemenge mehrerer Gase, besonders von schwerem und leichtem Kohlenwasserstoff, Kohlenäure, Kohlenoxydgase u. a. m., überdies mit verschiedenen dampfförmigen Producten vermischt. Man leitet diese gas- und dampfartigen Producte zunächst in Kühlgefäße, in welchen sich die durch die Hitze verflüchtigten, bei der gewöhnlichen Temperatur aber flüssigen Substanzen, insbesondere Wasser und Theer absetzen, dann in Gefäße mit Kalkbrei, welcher das kohlenäure Gas aufnimmt, und hierauf das gereinigte Gas in einen großen Gasbehälter, den Gasometer, aus welchem dasselbe durch besondere Röhren in die zu erleuchtenden Räume fortgeführt wird. Die Leuchtkraft der Gasflamme ist um so größer, je mehr schweres Kohlenwasserstoffgas dieselbe enthält.

Der Gasometer (Fig. 116), wie er bei der Gasbeleuchtung angewendet wird, besteht aus einem großen, oben verschlossenen, unten offenen Cylinder von Blech, welcher mit seinem unteren Rande in einen Behälter mit Wasser taucht. In denselben münden zwei durch Hähne verschließbare Röhren. Die eine dieser Röhren dient zur Zuleitung des bereiteten Gases, die andere zur Fortleitung desselben nach den Räumen, welche

(Fig. 116.)



erleuchtet werden sollen. Bei dem Einströmen des Gases ist die erstere Röhre geöffnet, die andere geschlossen; bei der Fortleitung findet das Umgekehrte statt. Durch ein Gewicht wird der Druck, welchen das Gas in dem Gasometer durch die Schwere desselben erleidet, regulirt.

Das schwere Kohlenwasserstoffgas wird rein dargestellt, wenn man 1 Vol. Spiritus mit 3 Vol. concentrirter Schwefelsäure (vorsichtig) mischt und die Mischung, nachdem man derselben, um das Aufschäumen zu verhüten, Sand zugefetzt hat, in einem Kölbchen mäßig erwärmt. Die Schwefelsäure, welche eine große Anziehung zum Wasser hat, entzieht hierbei dem

Spiritus, welcher aus 3 Atomen Wasserstoff, 2 Atomen Kohlenstoff und 1 Atom Sauerstoff besteht, 1 Atom Wasserstoff und 1 Atom Sauerstoff, welche, zu Wasser verbunden, sich mit der Schwefelsäure vereinigen; die übrigen 2 Atome Wasserstoff und 2 Atome Kohlenstoff aber vereinigen sich mit einander zu schwerem Kohlenwasserstoffgase, welches entweicht und sich in der bekannten Weise auffangen läßt. Angezündet verbrennt dasselbe mit einer Flamme, deren Lichtstärke die der gewöhnlichen Gasflammen weit übertrifft.

(Fig. 117.)



Man unterscheidet an der Flamme unserer gewöhnlichen Lampen oder Kerzen drei Theile; erstens den innersten Theil a (Fig. 117), welcher aus den dampf- und gasförmigen Zerlegungsproducten des Leuchtmaterials besteht; dieser wird von dem hell leuchtenden Theile b eingehüllt, in welchem wegen unvollkommenen Zutritts des Sauerstoffs der Luft vorzüglich nur der Wasserstoff verbrennt und der ausgeschiedene, sehr fein zerkleinerte Kohlenstoff sich in einem glühenden Zustande befindet; endlich bemerkt man noch als äußerste Hülle der Flamme den schwach leuchtenden Theil c, in welchem der ausgeschiedene Kohlenstoff mit dem Sauerstoffe der Luft in unmittelbare Berührung tritt und zu Kohlenensäure verbrennt. Das Leuchtvermögen der Flamme beruht also hauptsächlich auf dem Erglühen des festen Kohlenstoffes, indem der gasförmige Wasserstoff bei seinem Verbrennen nur ein sehr schwaches Licht entwickelt.

Der Rauch, welcher sich beim Verbrennen des Oeles in den gewöhnlichen Lampen, beim Verbrennen des Holzes und der Steinkohlen u. s. w. erzeugt, entsteht dadurch, daß nicht alle Kohle vollständig verbrennt und die unverbrannte Kohle in einem fein zerkleinerten Zustande von der emporsteigenden heißen Luft mechanisch mit fortgeführt wird. Je weniger die Luft freien Zutritt hat, um so unvollständiger wird die Kohle verbrannt und um so stärker ist der Rauch, welcher dagegen bei verstärktem Luftzuge sich vermindert. Indem die unverbrannte Kohle an den Wänden

festen Körper, z. B. der Schornsteine, sich ablagert, entsteht der Ruß. Wir blasen ein brennendes Licht aus, indem wir die Flamme von dem Dochte, aus welchem dieselbe ihre Nahrung erhält, durch einen Luftstrom entfernen. Der noch fortglühende Docht entwickelt in der Regel nicht Wärme genug, um die sich noch weiter aus dem geschmolzenen Talg oder Wachs entbindenden Gase oder Dämpfe zu entzünden. — Wir vermögen häufig durch rasches Anblasen des glühenden Dochtes die Flamme wieder herzustellen, indem der verstärkte Luftzug ein lebhafteres Verbrennen des Dochtes und die in Folge hiervon gesteigerte Hitze eine Entzündung der entbundenen Gase oder Dämpfe herbeiführt.

Von den Verbindungen des Kohlenstoffes mit den übrigen einfachen Stoffen führen wir nur noch die mit dem Stickstoff, dem Schwefel und dem Eisen an.

Mit dem Stickstoff bildet der Kohlenstoff eine äußerst merkwürdige gasförmige Verbindung, das Cyan (C_2N oder Cy), welches, obgleich ein zusammengesetzter Körper,

in seinem chemischen Verhalten große Aehnlichkeit mit dem Chlor (S. unten S. 102) hat und sehr geneigt ist, sich mit Metallen zu verbinden. So besteht z. B. das bekannte Berlinerblau aus Cyan und Eisen. — Mit dem Wasserstoff bildet das Cyan die bekannte, so äußerst giftige Blausäure.

Der Schwefelkohlenstoff (CS_2) ist eine farblose Flüssigkeit, welche das Licht sehr stark bricht.

Der Kohlenstoff verbindet sich in verschiedenen Verhältnissen, welche jedoch noch nicht genau ermittelt sind, mit dem Eisen. Nach der größeren oder geringeren Menge des im Eisen enthaltenen Kohlenstoffes unterscheidet man Gußeisen oder Roheisen, Stahl und Stabeisen. Das letzte enthält am wenigsten Kohlenstoff, etwa $\frac{1}{2}$ Procent, und das Gußeisen die größte Menge, 3 bis 5 Procent; im Stahl ist mehr Kohlenstoff als im Stabeisen, aber weniger als im Gußeisen enthalten. — Das Gußeisen ist spröde, nicht schmiedbar und nicht schweißbar, aber leichter schmelzbar als Stabeisen. — Das Stabeisen wird in der Rothglühhitze weich und läßt sich schmieden und in der Weißglühhitze zusammenschweißen. — Der Stahl läßt sich ebenfalls schmieden und schweißen, schmilzt leichter als Stabeisen, aber schwerer als Gußeisen und erlangt, wenn er nach dem Glühen rasch abgekühlt wird, eine bedeutende Härte. /

§. 98. Organische Verbindungen des Kohlenstoffes, Sauerstoffes, Wasserstoffes und Stickstoffes.

Aus diesen wenigen Elementen ist die unzählige Menge der organischen Körper zusammengesetzt. Die unendliche Mannigfaltigkeit derselben wird hauptsächlich durch die verschiedenen Verhältnisse, in denen die angeführten vier Stoffe mit einander verbunden sind, hervorgebracht. Zwar findet man in den Thier- und Pflanzenkörpern noch Phosphor, Schwefel, Kali, Kalkerde, Kieselsäure und andere mineralische Substanzen, welche die beim Verbrennen der Pflanzen zurückbleibende Asche zusammensetzen, jedoch im Vergleich mit den vier Hauptbestandtheilen Kohlenstoff, Sauerstoff, Wasserstoff und Stickstoff meist nur in sehr geringen Mengen.

Die organischen Verbindungen, aus denen die thierischen und Pflanzenkörper bestehen, werden auf eine uns unbegreifliche Weise durch den Lebensprozeß hervorgebracht und können (bis auf wenige Ausnahmen) nicht durch künstliche Zusammensetzung aus den Elementen hergestellt werden.

Alle organischen Körper enthalten als wesentlichen Bestandtheil Kohlenstoff; in einigen organischen Verbindungen ist derselbe nur mit Wasserstoff verbunden, so z. B. im Terpentinöl, Steinöl, Citronenöl, dem Kautschuk u. a. m.; die meisten organischen Körper sind aus Kohlenstoff, Wasserstoff und Sauerstoff zusammengesetzt, zu denen häufig, besonders in solchen Körpern, welche aus dem Thierreiche abstammen, der Stickstoff hinzutritt.

Man theilt die organischen Verbindungen in Säuren, Basen und indifferenten Stoffe. Zu den ersteren gehören die Pflanzen Säuren, z. B. die Essigsäure, Aepfelsäure, Weinsäure, Citronensäure, Gerbsäure u. a. m.; zu den Basen gehören das Morphin, welches aus dem Opium, das Chinin, welches aus der Chinarinde dargestellt wird u. a. m. Zu den indifferenten Stoffen rechnet man die Stärke, das Gummi, den Zucker, den Alkohol, den Aether, die verschiedenen Oele und Harze, die eiweißartigen Stoffe u. a. m.

Die Essigsäure, welche mit Wasser vermischt den Hauptbestandtheil des gewöhnlichen Essigs ausmacht, crystallisirt im concentrirten Zustande unter 15° in wasserhellen Nadeln, wird über 15° flüchtig, läßt sich in jedem Verhältnisse mit Wasser vermischen und bildet mit Basen im Wasser lösliche Salze, von denen die bekanntesten die Verbindungen der Essigsäure mit Bleioxyd (Bleizucker) und mit Kupferoxyd (Grünspan) sind. Der gewöhnliche Essig enthält auf ein Pfund Wasser nur ein bis zwei Lot Essigsäure.

Die Gerbsäure, welche sich in größter Menge in den Galläpfeln findet, bildet mit Eisenoxyd eine schwarzblaue Verbindung, welche den Hauptbestandtheil unserer gewöhnlichen Dinte ausmacht. Da dieselbe im Wasser wenig löslich ist, so wird sie durch einen Zusatz von Gummi als feines Pulver im Wasser schwebend erhalten.

*** §. 99. Schwefel.**

Der Schwefel hat eine hellgelbe Farbe, findet sich häufig in der Natur krystallisirt und kann auch künstlich durch Schmelzen leicht zum Krystallisiren gebracht werden. (Vergl. oben §. 16.) Die auf diese Art enthaltenen undurchsichtigen Krystalle haben jedoch andere Formen als die natürlichen Krystalle, welche durchsichtig sind. Der Schwefel hat die merkwürdige Eigenschaft, daß er nach dem Schmelzen (ohngefähr bei 110° C.) zuerst eine dünne, gelbe Flüssigkeit bildet, bei weiterer Erwärmung dickflüssig und braun und endlich (bei 200°) zäh und steif wird. Gießt man ihn jetzt unter Wasser aus, so bleibt er noch einige Zeit steif und wird erst nach einigen Tagen fest. Man benutzt ihn wegen dieser Eigenschaft zu Abdrücken von Münzen, Rameen u. dgl. Wenn man aber fortfährt, den Schwefel zu erhitzen, so wird er (über 250°) wieder dünnflüssig und kommt endlich (bei 440°) ins Sieden. Er bildet hierbei ein gelbes Gas, aus welchem bei der Vermischung mit kalter Luft sich die sogenannten Schwefelblumen niederschlagen. — Bringt man in das heiße Schwefelgas ein dünn gewalztes Eisen-, Kupfer- oder Silberblech, so verbindet sich das Metall unter Feuererscheinung mit dem Schwefel. — Der Schwefel entzündet sich leicht und verbrennt an der Luft mit einer blaßblauen Flamme; er verwandelt sich hierbei in schwefeligsaures Gas, welches beim Einathmen zum Husten reizt.

Der Schwefel geht mit den übrigen einfachen Stoffen viele und wichtige Verbindungen ein. Unter den verschiedenen Verbindungen, welche der Schwefel mit dem Sauerstoffe eingeht, sind die Schwefelsäure (SO_2) und die schwefelige Säure (SO) die bekanntesten. Die Schwefelsäure bildet wasserfrei einen schneeweißen, zähen, festen Körper, mit mehr oder weniger Wasser verbunden die verdünnte oder concentrirte Schwefelsäure und ist eine der stärksten Säuren. Die schwefelige Säure ist gasförmig, erzeugt sich beim Verbrennen des Schwefels in der Luft, ist zum Athmen schädlich und erregt Husten. — Mit dem Wasserstoff bildet der Schwefel ebenfalls eine Säure, die Schwefelwasserstoffsäure (HS), welche sich in der Natur in den sogenannten Schwefelwässern findet und sich bei der Fäulniß Schwefel enthaltender organischer Stoffe, z. B. der Eier erzeugt. — Die Verbindungen des Schwefels mit den Metallen sind in der Natur sehr verbreitet und gehören zu den gewöhnlichsten und wichtigsten Erzen.

*** §. 100. Phosphor.**

Der Phosphor wurde zuerst (1669) von Brand im Urin entdeckt und wird gewöhnlich aus geglähten Knochen, welche größtentheils aus phosphorsaurem Kalk bestehen, dargestellt. Indem man dieselben zunächst mit Schwefelsäure übergießt, wird die Phosphorsäure ausgetrieben, welche man dann, mit pulverisirter Kohle vermischt, in verschlossenen Gefäßen stark glüht, wobei der Phosphor reducirt und Kohlensäure gebildet wird. — Außerdem findet sich auch der Phosphor in der anorganischen Natur in einigen Mineralien.

Der Phosphor hat eine blaßgelbe Farbe, wird vom Lichte geröthet, schmilzt schon bei 34° C., entzündet sich ungefähr bei 60° C. und verbrennt mit einer sehr hellen weißen Flamme, wobei Phosphorsäure gebildet wird. Eben so entzündet sich derselbe beim Reiben an rauhen Flächen, worauf seine Anwendung zu den Zündhölzchen beruht. — Bei der gewöhnlichen Temperatur an der Luft liegend, stößt er weiße, im Finstern leuchtende Dämpfe aus, indem er sich langsam zu phosphoriger Säure oxydirt, weshalb

man den Phosphor beständig unter Wasser aufbewahren muß. — Er gehört zu den stärksten Giften und wird schon in geringen Dosen tödtlich.

Der Phosphor verbindet sich mit dem Sauerstoff in vier verschiedenen Verhältnissen zu unterphosphoriger (PO), zu phosphoriger (PO_2) und zu Phosphorsäure (PO_3).

Auch mit dem Wasserstoff geht der Phosphor mehrere Verbindungen ein, von denen die eine, Phosphorwasserstoffgas (H_3P), ein leicht entzündliches Gas bildet.

*§. 101. Kiesel.

Der Kiesel (Silicium), welcher zuerst (1824) von Berzelius dargestellt wurde, bildet den am meisten verbreiteten festen Bestandtheil der uns bekannten Erdrinde. Er findet sich jedoch nirgends rein in der Natur, sondern immer mit Sauerstoff verbunden, als Kieselsäure. — Der reine Kiesel kann (nach Wöhler) aus dieser in Form metallisch glänzender, dem Graphit ähnlicher Blätter dargestellt werden.

Die Kieselsäure (SiO_2), welche man früher zu den Erden rechnete und daher Kieselerde nannte, findet sich fast rein im Bergkry stall und gemeinen Quarz, mit verschiedenen Stoffen vermischt im Amethyst, Chalcedon, Hornstein, Feuerstein, Kieselstiefel, Jaspis u. s. w. Außerdem geht sie mit den Alcalien und Erden eine große Menge Verbindungen ein, welche man Silicate nennt, und von denen wir nur den Feldspath (kieselsaure Kalithonerde) anführen. Ferner bildet sie mit Thonerde den Hauptbestandtheil der gewöhnlichen Thonarten^{*)}. Da nun auch der Sand größtentheils aus Quarzkörnern besteht, so sieht man hieraus, daß beinahe die ganze Oberfläche der Erde aus Kieselsäure und kieselsauren Verbindungen zusammengesetzt ist. — Fast alle Pflanzen nehmen Kieselsäure aus dem Boden auf; besonders reich an Kieselsäure sind die Stengel der Gräser, Getreidearten und Schachtelhalme, welche dieselbe unter der Oberhaut ablagern und dieser hierdurch Rauigkeit und Härte ertheilen.

Die Kieselsäure, wie sie rein im Bergkry stall vorkommt, ist durchsichtig hart, nur im Sauerstoffgebläse schmelzbar, im Wasser und in allen Säuren, mit Ausnahme der Flußsäure, durchaus unlöslich. Wenn aber die Kieselsäure aus ihren Verbindungen auf nassem Wege ausgeschieden wird, so stellt sie sich, frisch bereitet, als eine durchscheinende Gallerte dar, welche im Wasser, vorzüglich im kohlenstoffhaltigen, ziemlich leicht auflöslich ist, woraus sich ihr Vorkommen im Wasser der Quellen und Brunnen und in den Pflanzen erklärt. Besonders findet sich dieselbe in großer Menge in den heißen Quellen auf Island, aus denen sie sich beim Erkalten, als Kieselstinter, abscheidet.

Zu den künstlichen Verbindungen der Kieselsäure gehört das Glas, welches aus kieselsaurem Kali oder Natron und aus kieselsaurer Kalkerde besteht und durch Zusammenschmelzen von Quarz (Sand), Pottasche oder Soda und Kalk bereitet wird. Die verschiedenen Sorten entstehen theils durch die verschiedenen Verhältnisse, in denen die angeführten Substanzen gemischt werden, theils durch Zusatz verschiedener Metalloxyde.

So rührt z. B. die grüne Farbe des gewöhnlichen Fenster- und Flaschengases von Eisenoxydul her, indem man zur Bereitung desselben gewöhnlichen, durch Eisenoxydhydrat gelb gefärbten Quarzsand anwendet. — Das Milchglas wird durch Zusatz von gebrannten Knochen erhalten. Eine Art Kry stallglas, das Flintglas, besteht aus Kieselsäure, Kali oder Natron und Bleioxyd, während Kieselsäure, Natron oder Kali und Kalkerde die Bestandtheile des gewöhnlichen böhmischen oder Kronglases sind.

^{*)} Da die verschiedenen Thonarten nicht ursprüngliche Bildungen unseres Erdkörpers, sondern durch Zerstörung früher gebildeter Felsen entstanden sind, so zeigen sie auch nach der verschiedenen Beschaffenheit der Gesteine, welchen sie ihre Entstehung verdanken, eine sehr verschiedene Zusammensetzung. Sie sind nicht als eigentliche Mineralien oder chemische Verbindungen, sondern als ein Gemenge verschiedener feinertheilter Mineralsubstanzen anzusehen.

Das sogenannte Wasserglas, welches im Wasser löslich ist, ist eine Verbindung von vielem Kali mit wenig Kieselsäure und wird als ein Ueberzug für Holz, Mauersteine und andere Gegenstände benutzt, um dieselben gegen den Einfluß der Atmosphäre, gegen Feuergefähr u. dgl. zu schützen.

***§. 102. Chlor.**

Das Chlor findet sich vorzüglich in Verbindung mit Natrium als Kochsalz.

Das Chlor ist ein grünlich gelbes Gas von eigenthümlichem, erstickendem Geruche, zum Athmen sehr schädlich, ohngefähr $2\frac{1}{2}$ mal so schwer als atmosphärische Luft und wird vom Wasser ziemlich begierig verschluckt; (ein Maß Wasser nimmt ungefähr 2 Maß Chlor auf). Bei starkem Drucke wird es flüchtig. — Das Chlor ist selbst nicht brennbar, aber Phosphor und mehrere Metalle (Antimon, Wisnuth), wenn sie in fein pulverisirtem Zustande in Chlorgas geschüttet werden, entzünden sich in demselben bei der gewöhnlichen Lufttemperatur. Eben so kommt unächtes Blattgold (Messing) ins Glühen, und wenn es an einem dünnen Draht von Messing, Kupfer oder Eisen befestigt ist, so entzündet es denselben. Hierbei werden natürlich nicht Oxyde, sondern Verbindungen mit Chlor gebildet. — Das Chlor hat die Eigenschaft, die meisten Thier- und Pflanzenstoffe in ihrer Zusammensetzung zu verändern; es zerstört die Pflanzenfarben, die riechenden Materien, welche sich von faulenden organischen Stoffen entwickeln, und die Ansteckungsstoffe, welche bei gewissen Krankheiten sich erzeugen. Man wendet daher das Chlor, besonders den sogenannten Chlorkalk zum Bleichen und zur Zerstörung von Miasmen an. Die Wirkung des Chlors als Bleichmittel beruht darauf, daß es den Pflanzenfarben, welche aus Kohlenstoff, Wasserstoff und Sauerstoff bestehen, ihren Wasserstoff entzieht und sich mit demselben verbindet.

Das Chlor geht fast mit allen bekannten einfachen Stoffen Verbindungen ein und hat vorzüglich zum Wasserstoff eine sehr starke Verwandtschaft. Wenn man ein Maß Chlor und ein Maß Wasserstoff im Dunkeln in einem Glase mischt und die Mischung hierauf der Wirkung der Sonnenstrahlen aussetzt, so vereinigen sich beide Gase unter einer heftigen Explosion. Das Produkt dieser Vereinigung ist Salzsäure. Ein Maß Chlor und ein Maß Wasserstoff geben zwei Maß gasförmige Salzsäure.

Das Chlorgas wird dargestellt, wenn man Braunstein, Mangansuperoxyd (MnO_2) mit Salzsäure (HCl) übergießt und in einem Kölbchen mäßig erwärmt, wobei man sich des in Fig. 111 abgebildeten Apparates bedienen kann. Die 2 Atome Sauerstoff des Braunsteins verbinden sich hierbei mit 2 Atomen Wasserstoff der Salzsäure zu Wasser, wodurch 2 Atome Chlor frei werden, von denen das eine sich mit dem einen Atom Mangan des Braunsteins zu einem im Wasser löslichen Salze (Manganchlorür) verbindet, das andere aber in Gasform entweicht.

Die Salzsäure (HCl) ist ein farbloses Gas, welches vom Wasser sehr begierig verschluckt wird. Ein Maß Wasser kann (bei 15°) 448 Maß gasförmige Salzsäure aufnehmen. Diese Verbindung wird flüssige Salzsäure genannt. Die gasförmige Salzsäure hat einen sauern, stechenden Geruch, ist schädlich einzuathmen, selbst nicht brennbar und vermag auch das Verbrennen nicht zu unterhalten.

In der sogenannten flüssigen Salzsäure lassen sich mehrere Metalle, wie z. B. Zink, Zinn, Eisen auflösen. Die Metalle verbinden sich hierbei mit dem Chlor, und Wasserstoffgas wird entbunden. Da viele dieser Verbindungen alle Eigenschaften der eigentlichen Salze (Verbindungen von Säuren und Basen) haben, so nennt man sie Haloidsalze*). Das bekannteste dieser Salze ist das Chlornatrium oder Kochsalz. Dasselbe findet sich als Steinsalz in der Erde und ist reichlich im Meerwasser

*) Aehnliches gilt von den Verbindungen des Jod, Brom, Fluor und Cyan mit den Metallen.

und in den sogenannten Salzfoolen, in geringer Menge fast in allen Quellen enthalten. Es ist in nahezu gleicher Menge heißen und kalten Wassers löslich, während fast alle anderen Salze in beträchtlich größerer Menge von heißem Wasser aufgelöst werden. Ein Lot Kochsalz erfordert zu seiner Auflösung ohngefähr $\frac{2}{3}$ Lot Wasser. Beim Verdampfen des Wassers krystallisirt dasselbe in würfelförmigen Krystallen.

Ferner gehört hierher das Chlorcalcium, welches Feuchtigkeit aus der Luft begierig einsaugt und daher in der Physik häufig zum Trocknen der Gase angewendet wird, und das Chlorsilber, welches sich bei Fällung eines aufgelösten Silber-salzes durch Salzsäure als ein weißer Niederschlag bildet, der sich am Lichte schnell violett und zuletzt schwarz färbt. Man nennt das geschmolzene Chlorsilber gewöhnlich Hornsilber.

Große Aehnlichkeit mit dem Chlor haben in ihrem chemischen Verhalten das Brom, Jod und Fluor. Die beiden ersten finden sich vorzüglich im Meerwasser, in Soolquellen, im Steinsalz u. s. w., das Fluor, welches für sich noch nicht dargestellt worden ist, vorzüglich im Flußspath, in welchem es mit Calcium verbunden ist.

Das Brom ist bei der gewöhnlichen Temperatur eine dunkle, in dünnen Schichten hyacinthrothe Flüssigkeit, welche sich leicht verflüchtigt und ein rothgelbes Gas liefert.

Das Jod erscheint gewöhnlich in metallisch glänzenden Schuppen, welche eine ähnliche schwarzgraue Farbe, wie der Graphit, haben; es schmilzt und verflüchtigt sich leicht und bildet ein violettes Gas. Der Stärke gibt es eine blaue Farbe. — Das Fluor bildet mit Wasserstoff die Flußsäure, welche das Glas angreift und daher zum Ätzen in dasselbe benutzt wird.

*§. 103. Historische Uebersicht.

- 450 v. Chr. Die alten Griechen lehrten, daß alle Körper aus vier Elementen, Erde, Wasser, Luft und Feuer zusammengesetzt seien.
- 800—1600 n. Chr. Die Versuche verschiedener Aerzte und Alchemisten*) führten auf die Begriffe der chemischen Analysis und Synthesis.
- 1600—1660. Die Untersuchungen verschiedener Chemiker lehren den Gegensatz zwischen Säuren und Alkalien und die Ausgleichung desselben in den aus ihrer Verbindung hervorgehenden Salzen kennen.
1669. Brandt in Hamburg entdeckt, mit alchemistischen Versuchen beschäftigt, den Phosphor.
1700. Stahl in Halle, (später in Berlin,) zeigt mit Benutzung der von Becher in Mainz angestellten Untersuchungen, daß durch den Verbrennungsprozeß Basen und Säuren gebildet werden; er nimmt jedoch irrthümlich an, daß beim Verbrennen ein ursprünglich mit den brennbaren Körpern verbundener Stoff, welchen er Phlogiston nannte, von demselben getrennt werde.
1718. Geoffroy in Paris begründet die Lehre von der chemischen Verwandtschaft.
1766. Cavendish in England lehrt den Wasserstoff darstellen.
1774. Scheele in Schweden entdeckt das Chlor.
1774. Priestley in England und 1775 Scheele entdecken den Sauerstoff.
1783. Lavoisier in Paris gibt die richtige Erklärung des Verbrennungsprozesses und der Oxydation überhaupt.

*) Die Alchemie bezweckte, ein Präparat aufzufinden, durch welches alle Metalle in Gold verwandelt werden könnten; dasselbe Mittel, welches der Stein der Weisen genannt wurde, sollte auch die Eigenschaft haben, allen Krankheitsstoff aus dem menschlichen Körper zu entfernen und das Leben zu erhalten. Die Alchemie stammt ursprünglich aus Aegypten; von da gelangte sie nach der Eroberung dieses Landes zu den Römern und im siebenten Jahrhundert zu den Arabern, durch welche sie nach Spanien gebracht und allmählich über ganz Europa verbreitet wurde.

1804. Dalton in England stellt, nachdem in Deutschland schon Wenzel (1777) und Richter (1792) auf die bestimmten Verhältnisse in chemischen Verbindungen hingewiesen hatten, die atomistische Theorie auf.
1807. Davy in England stellt die Metalle der Alkalien und verschiedener Erden dar.
1824. Berzelius in Schweden lehrt den Kiesel darstellen und stellt durch seine Untersuchungen die Lehre von den chemischen Proportionen fest.
1839. Schönbein in Basel entdeckt das Ozon.
1840. Liebig in Gießen gibt wichtige Aufschlüsse über den Ernährungsprozess der Pflanzen und Thiere.
1860. Bunsen und Kirchhoff erfinden die Spectralanalyse (s. unten S. 202).

Sechster Abschnitt. Vom Magnetismus.

§. 104. Magnet.

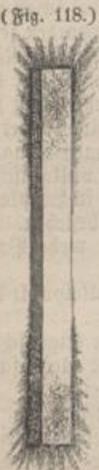
Der Magnet hat die Eigenschaft, Eisen anzuziehen, und wenn er sich frei bewegen kann, eine bestimmte Lage anzunehmen.

Diese Erscheinungen nennen wir magnetische und die uns unbekannte Ursache derselben Magnetismus.

Man unterscheidet natürliche und künstliche Magnete. Die natürlichen werden als Eisenerze an verschiedenen Stellen der Erde gefunden und sind nicht reines Eisen, sondern Eisen, welches mit Sauerstoff verbunden ist*). Die künstlichen Magnete werden gewöhnlich aus Stahl bereitet.

An jedem Magnet finden sich zwei Stellen, an denen sich die anziehende Kraft am stärksten äußert; man nennt diese Stellen die Pole, und die Linie welche dieselben verbindet, die Aze des Magneten.

(Fig. 118.) Zwischen den beiden Polen gibt es eine Stelle, an welcher der Magnet gar keine Anziehung äußert; diese Stelle wird Indifferenzpunkt genannt. An einem länglichen Magnetstabe liegt die indifferente Stelle ohngefähr in der Mitte; von da nimmt die magnetische Kraft gegen beide Enden hin rasch zu. Man kann sich von diesen Verhältnissen auf eine sehr anschauliche Weise überzeugen, wenn man einen Magnetstab in Eisenfeilicht legt. Fig. 118 stellt einen solchen nebst dem ihn bekleidenden Eisenfeilicht dar.



Man kann dasselbe auch mit Hilfe einer kleinen, an einem feinen Faden aufgehängten, eisernen Kugel zeigen, welcher man in immer gleichem Abstände verschiedene Stellen des Magneten gegenüber hält. Je stärker oder schwächer die anziehende Kraft dieser verschiedenen Stellen ist, um so mehr werden sie auch das Pendel von der lotrechten Linie ablenken.

Wenn der Magnet sich frei bewegen kann, so wendet sich der eine Pol gegen Norden, der andere gegen Süden; man nennt daher den erstern Pol den Nordpol, den letztern den Südpol.

*) Eisenoxydhydrat.