

## Wasserstoff

(Chemisches Zeichen: H. — Atomgewicht: 1)

ist das Element genannt, welches in chemischer Verbindung mit Sauerstoff das Wasser zusammensetzt. Es ist wie letzteres ein farb- und geruchloses Gas ohne Geschmack, durch sehr starken Druck und sehr niedrige Temperatur zu einer Flüssigkeit condensirbar, welche durch rasche Verdunstung erstarrt. Es ist nicht respirabel und noch viel weniger in Wasser löslich, als der Sauerstoff.

Eine seiner hervorragenden physikalischen Eigenschaften ist seine geringe Dichtigkeit, sein niedriges spezifisches Gewicht. Der Sauerstoff ist, wie wir erfahren haben, etwas schwerer als die atmosphärische Luft, der Wasserstoff dagegen so beträchtlich leichter, dass ein Volum Luft schwerer wiegt, als vierzehn gleich grosse Volume Wasserstoff. Sein spezifisches Gewicht beträgt genau 0.0692. Ein Liter Wasserstoff wiegt bei 0° und 0.76 Meter Luftdruck 0.0895 Gramm, während unter den gleichen Bedingungen 1 Liter Luft 1.293 Grm. und 1 Liter Sauerstoff 1.430 Grm. wiegen. Diese Eigenschaft macht den Wasserstoff vor allen anderen Gasen zum Füllen von Luftballons geeignet. — Vom Sauerstoff unterscheidet sich der Wasserstoff in seinem chemischen Verhalten insbesondere dadurch, dass letzterer brennbar ist, und, an der Luft entzündet, mit kaum leuchtender Flamme brennt.

Hinsichtlich des Vorkommens und der Verbreitung des Wasserstoffs in der Natur ist zu bemerken, dass dieses Gas nicht so wie der Sauerstoff in freiem Zustande in unserer Atmosphäre vorhanden ist, dass aber die Atmosphäre anderer Himmelskörper, vor

Allem die Sonne, wie neuere physikalische Untersuchungen dargethan haben, viel Wasserstoff enthält. Der Wasserstoff ist als Bestandtheil des Wassers ausserordentlich verbreitet, und theils als Wasser, theils in anderer Verbindungsweise in fast allen organischen Verbindungen enthalten.

War auch der Wasserstoff schon im 16. Jahrhundert von Paracelsus dargestellt, so ist doch Cavendish derjenige, welcher dieses Element als solches erkannte und welcher im Jahre 1781 zuerst seine Eigenschaften genauer beschrieb. Daher gilt mit Recht Cavendish als der eigentliche Entdecker des Wasserstoffs.

Zur Darstellung des Wasserstoffs dient hauptsächlich das Wasser. Dies kann auf die Weise geschehen, dass man, wie S. 7 u. 8 angegeben ist, das Wasser durch den galvanischen Strom in seine beiden Bestandtheile spaltet und dieselben über den beiden Elektroden gesondert in zuvor mit Wasser gefüllten Glasglocken aufhängt, oder dass man durch chemisch wirkende Körper, welche zum Sauerstoff grössere Affinität besitzen, als der Wasserstoff, jenen bindet, d. h. in andere nicht flüchtige chemische Verbindungen überführt, und so den Wasserstoff als Gas frei macht.

Zu den Elementen, welche die grösste Affinität zum Sauerstoff, aber sehr geringe Fähigkeit haben, sich mit Wasserstoff zu vereinigen, gehören die Metalle: Kalium und Natrium. Wird ein kleines Stück Natrium auf Wasser geworfen, so schwimmt es auf demselben mit zischendem Geräusch und unter sichtlicher Gasentbindung; das Stück wird immer kleiner, bis es zuletzt ganz für das Auge verschwindet. Das Metall macht hierbei aus dem Wasser den Wasserstoff frei und verbindet sich selbst mit dem Sauerstoff desselben; diese Sauerstoffverbindung des Natriums wird vom übrigen Wasser gelöst.

Um das hierbei sich entwickelnde Wasserstoffgas zu sammeln und als solches zu erkennen, füllt man eine kleine, enge Glasglocke mit Quecksilber, kehrt sie in der Wanne um, so dass die Oeffnung unter dem Quecksilber mündet, bringt nun etwas Wasser hinein, welches sich in der Glocke über dem Quecksilber ansammelt, und lässt ein Kügelchen von Natrium unter dem Quecksilber in der Glocke emporsteigen. Im Momente, wo das Natrium das im oberen Theile der Glocke stehende Wasser berührt, beginnt lebhaft Gasentwicklung, die Natriumkugel verkleinert sich und ist

nach wenigen Augenblicken für das Auge verschwunden. Das im oberen Theile der Glocke sich ansammelnde Gas drückt die Quecksilbersäule herab und nimmt dessen Stelle ein. Wird hernach die unten mit dem Daumen zu schliessende Glocke umgedreht und der nun nach oben gekehrten Mündung derselben ein brennender Span genähert, so verbrennt das in Folge seiner Leichtigkeit rasch ausströmende Gas mit kaum leuchtender, bläulicher Flamme.

Diese Methode, Wasserstoff darzustellen, ist sehr einfach und instructiv, sie eignet sich aber nicht wohl zur Gewinnung grösserer Mengen desselben. Wir kennen andere, mit starker Affinität zum Sauerstoff begabte Metalle, welche ebenfalls das Wasser zersetzen, aber diese Fähigkeit nicht, wie das Natrium, schon bei gewöhnlicher Temperatur besitzen, sondern erst in hoher Temperatur bei Glühhitze erlangen. Dahin gehört das Eisen.

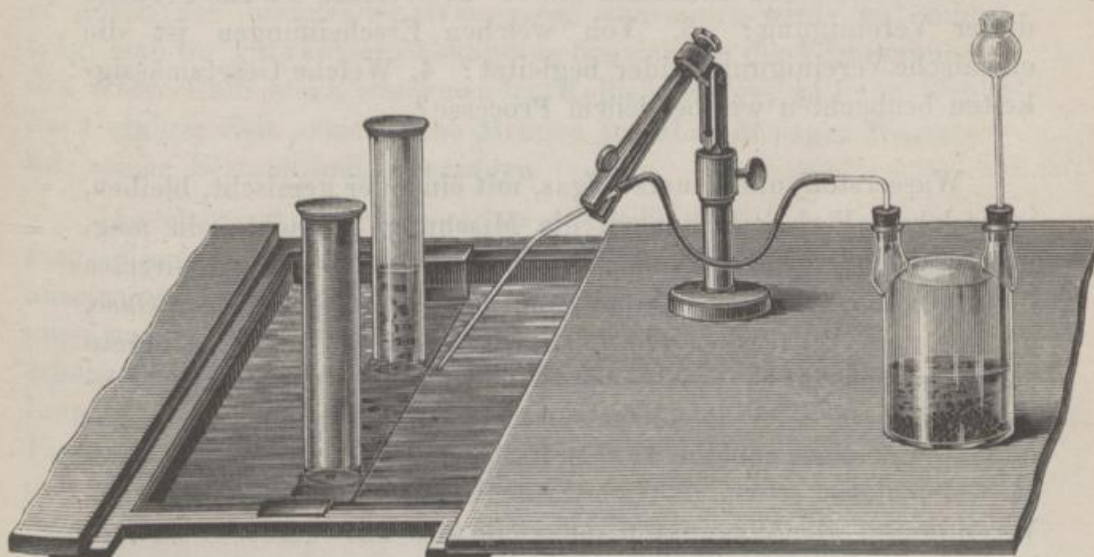
Wird eine eiserne Röhre, ein gewöhnliches Gasleitungsrohr, mit zusammengewundenem Eisendraht gefüllt, darauf in einem geeigneten Ofen, aus dem die beiden offenen Enden weit herausragen, zum Glühen erhitzt, und nun in einer Wasser enthaltenden Retorte, deren Hals in das hintere Ende der eisernen Röhre mit einem Kork luftdicht eingefügt ist, das Wasser in's Sieden gebracht, so dass der Wasserdampf über das glühende Eisen streicht, so vereinigt sich letzteres mit dem Sauerstoff des Wassers zu einer festen Verbindung, welche das Eisen inkrustirt, und der in Freiheit gesetzte Wasserstoff entweicht aus dem vorderen offenen Ende der Röhre. Hat man in diese Oeffnung zuvor (mittelst Kork) eine Gasleitungsröhre eingefügt, und lässt dieselbe unter Wasser münden, so kann man in übergestürzten Glascylindern über Wasser grosse Mengen Wasserstoff auffangen.

Das Eisen gewinnt die Fähigkeit, Wasser zu zersetzen, auch bei gewöhnlicher Temperatur, wenn man dem Wasser eine stärkere Säure, z. B. Schwefelsäure hinzufügt. Da indess das Eisen immer Kohle, meist auch noch andere Stoffe beigemischt enthält, so ist der mittelst dieses Metalls gewonnene Wasserstoff stets mit anderen Substanzen, und immer mit gasigem Kohlenwasserstoff verunreinigt. — Man wählt deshalb besser das leichter rein zu erhaltene Metall Zink, welches sich in jener Beziehung dem Eisen ganz ähnlich verhält.

Als Gasentwickelungsgefäss dient eine doppelt tubulirte sogenannte Woulf'sche Flasche (Fig. 7), welche das Zink in granulirter

Form aufnimmt. In den einen Tubulus taucht, mit einem Kork darin luftdicht befestigt, ein bis auf den Boden der Flasche herabgehendes Trichterrohr, welches zum Eingiessen der wässrigen

Fig. 7.



Säure dient. Der andere Tubulus umschliesst, ebenfalls mit Kork fest eingefügt, das Ende eines gläsernen Gasleitungsrohrs, welches behufs grösserer Beweglichkeit am Besten aus zwei durch einen Gummischlauch mit einander communicirenden Stücken besteht. Wird nun durch die Trichterröhre stark mit Wasser verdünnte Schwefelsäure eingegossen und so mit dem Zink in Berührung gebracht, so erfolgt unter Wärmeentwicklung eine sehr reichliche Entbindung von Wasserstoff, wobei andererseits das unter dem Namen Zinkvitriol bekannte Salz entsteht, welches in der Flüssigkeit gelöst bleibt.

Ehe man das sich entwickelnde Gas in Cylindern oder einem Gasometer auffängt, muss man zu Anfang eine nicht zu kleine Menge davon frei in die Luft austreten lassen, bis man sicher sein kann, dass damit zugleich alle in der Woulf'schen Flasche enthalten gewesene Luft ausgetrieben ist. (Wollte man Wasserstoff, dem noch Luft beigemengt ist, entflammen, so würde die Verbrennung von heftiger Detonation begleitet sein, und die Gefässe würden zertrümmert werden.)

Die chemischen Eigenschaften des Wasserstoffs geben sich am deutlichsten in seinem Verhalten gegen Sauerstoff kund. Wir haben hier hauptsächlich vier Fragen ins Auge zu fassen.

1. Unter welchen Umständen findet chemische Verbindung von Wasserstoff und Sauerstoff statt? 2. Welches ist das Product dieser Vereinigung? 3. Von welchen Erscheinungen ist die chemische Vereinigung beider begleitet? 4. Welche Gesetzmässigkeiten beobachten wir bei jenem Prozesse?

Wasserstoff- und Sauerstoffgas, mit einander gemischt, bleiben, in welchem Verhältnisse auch die Mischung gemacht sein mag, unter gewöhnlichen Umständen chemisch unverändert; auch directes Sonnenlicht wirkt nicht, wie auf ähnliche Gemenge anderer Gase, darauf ein. Wird aber ein solches Gemisch auf eine bestimmte Temperatur erhitzt, wozu das Hindurchschlagen eines elektrischen Funkens oder Berührung mit einem brennenden Span genügt, so erfolgt, und in diesem Falle unter Explosion, die dem Experimentator sehr gefährlich werden kann, momentan chemische Vereinigung. Der Wasserstoff muss, um sich mit Sauerstoff zu verbinden, wie wir sagen, seine Verbrennungstemperatur haben.

Das Product der Vereinigung von Wasserstoff und Sauerstoff ist unter allen Umständen Wasser. Wir können uns davon leicht durch einen einfachen Versuch überzeugen.

So gefährlich es ist, eine Mischung von Wasserstoff und Sauerstoff zu entzünden, so darf man dem Wasserstoffgas, welches aus einer kleinen Oeffnung, z. B. aus einer Glasröhre in die Luft ausströmt, unbedenklich einen flammenden Körper nähern. Das ausströmende Gas entzündet sich und brennt mit kaum leuchtender Flamme. Taucht man eine durch einen Gummischlauch mit dem Wasserstoffentbindungsapparat oder mit einem Wasserstoff enthaltenden Gasometer verbundene, unten aufwärts gebogene Glasröhre mit ausströmendem, entflamtem Wasserstoff in einen trocknen grossen Glaskolben mit aufrecht stehendem Hals, der zuvor mit trockenem Sauerstoff gefüllt war, so sieht man die Wasserstoffflamme sich verkleinern (dabei mit gelber Farbe leuchten), und die Innenwand des Glaskolbens beschlägt mehr und mehr. Je länger der Wasserstoff im Sauerstoffgas brennt, desto trüber wird die Glaswand und desto mehr Wassertropfen sieht man an derselben sich bilden, die nach und nach herabfliessen.

Dieselbe Erscheinung nimmt man wahr, wenn der Kolben bloss mit atmosphärischer Luft gefüllt ist, deren Sauerstoffgehalt dann zur Verbrennung des Wasserstoffs zu Wasser dient.

Leitet man bei jenem Versuche Sauerstoff in dem Maasse, als er durch den brennenden Wasserstoff consumirt wird, zu, und trägt man für gute äussere Abkühlung des sich bei der Verbrennung des Wasserstoffs stark erwärmenden Kolbens Sorge, so kann man nach einiger Zeit erkleckliche Mengen tropfbar flüssigen Wassers aus seinen Bestandtheilen erzeugen.

Die chemische Vereinigung von Wasserstoff und Sauerstoff, mag dieselbe andauernd durch Entzündung des in die Luft ausströmenden Wasserstoffs oder durch momentanes Abbrennen einer zuvor erzeugten Mischung beider Gase unter Explosion geschehen, ist von einer ausserordentlich starken Wärmeentwicklung begleitet. Man pflegt im täglichen Leben die Hitze einer Flamme nach dem Lichtglanz zu beurtheilen, welchen sie verbreitet, und man ist gewohnt, eine Spiritusflamme, weil sie nicht oder kaum leuchtet, für weniger heiss zu halten, als die leuchtende Flamme der Stearinkerze. Der Chemiker weiss, dass jener Maassstab für die Beurtheilung der Hitzgrade verschiedener Flammen irrig ist, und dass die kaum leuchtende Flamme des im Sauerstoff verbrennenden Wasserstoffs eine der höchsten Temperaturen besitzt, welche wir durch Verbrennungsprocesse überhaupt erzielen können. Das schwer schmelzbare Platin, welches bei der stärksten Hitze unserer Kohlen-Glühöfen unverändert bleibt, lässt sich mit Leichtigkeit in der Wasserstoff-Sauerstoffflamme zum Schmelzen bringen.

Die explosiven Wirkungen, welche ein Gemisch von Wasserstoff und Sauerstoff beim plötzlichen Abbrennen hat, und die damit verbundene Gefahr, mahnen zu grösster Vorsicht beim Experimentiren mit solchem Knallgas, wie jene Mischung gewöhnlich genannt wird. Wollte man einen grösseren Glascylinder unter Wasser zu zwei Drittel mit Wasserstoff und zu einem Drittel mit Sauerstoff füllen, ihn nachher mit einer Glasplatte verschlossen aufrecht stellen, und der weiten Mündung im Augenblicke, wo man die Glasplatte abzieht, eine brennende Kerze nähern, so würde das Gemisch nicht bloss mit lautem Knall abbrennen, sondern es würde unfehlbar dabei auch der Glascylinder zertrümmert werden.

Noch gefährlicher für den Experimentirenden und die Umstehenden, ja unverantwortlich leichtsinnig würde es sein, wenn man der aus einem mit Knallgas gefüllten Gasometer von Glas oder auch von Metall durch Oeffnen des oberen Hahns ausströmenden Gasmischung einen brennenden Körper nähern wollte. Da die dem Auge unsichtbaren Wasserstoff- und Sauerstoffpartikelchen in jenem Gasmisch auf's innigste und jedenfalls viel inniger gemengt sind, als wir die Partikelchen zweier fester Körper durch langes Zusammenreiben einander nahe bringen können, so pflanzt sich die Entzündung des an einer Stelle, selbst an jener Ausströmungsöffnung zum Verbrennen gebrachten Knallgases, momentan durch die ganze Masse fort, und eine die Gefässe zerschmetternde furchtbare Explosion ist die Folge davon.

Um diesen Effekt dem Beschauer in gefahrloser Weise zu zeigen, muss das zu entzündende Knallgas in eine äusserst dünnwandige Hülle eingeschlossen werden. Man kann dazu eine kleine Kalbsblase nehmen, aber besser und noch gefahrloser entzündet man mit Knallgas gefüllte Seifenblasen. Man bereitet dieselben auf folgende Weise.

Man lässt in einer oben, mit Messingfassung und Hahn versehenen Glasglocke *c* (Fig. 8) über Wasser nahezu zwei Volume

Fig. 8.



Wasserstoff und ein Volum Sauerstoff sich mischen, und setzt alsdann mit dieser Glocke eine in warmem Wasser aufgeweichte, zusammengedrückte Kalbsblase, die ebenfalls durch einen Messinghahn verschliessbar ist, dadurch in Verbindung, dass man sie um den einen Schenkel des Messinghahns festbindet. Der andere glatte Schenkel läuft etwas conisch zu, und passt in das über dem Hahn an der Glasglocke befindliche cubische Messingstück mit entsprechender Oeffnung. — Werden nun beide Hähne geöffnet, und wird sodann die Glasglocke in die Wasserwanne hinabgedrückt, so steigt das Knallgasgemisch in die Blase, wie nebenstehende Figur darstellt. Ist dieselbe gefüllt, so wird der daran befindliche Hahn geschlossen und das Ganze von der Glocke abgenommen. Man hat nun die an der Blase befestigte conische Messingröhre in, auf

einem Porcellanteller befindliches Seifenwasser zu tauchen, den Hahn zu öffnen und die Blase gelinde zu drücken, um den Teller mit einer Menge von Seifenblasen bedeckt zu erhalten, welche mit Knallgas gefüllt sind. Bei Berührung mit einer brennenden Wachskerze erfolgt Explosion mit starkem Knall, ohne dass der Teller die geringste Beschädigung erleidet. Entzündet man, was ganz ungefährlich ist, in der hohlen Hand Knallgasseifenblasen, so empfindet man nicht die mindeste Erschütterung, man hat nur ein Gefühl von gelinder Wärme.

Wenn man ein mit Knallgas gefülltes und mit einem Kork verschlossenes dünnwandiges Medicinglas mit Tüchern dick umwickelt, so dass die Mündung der Flasche wenig hervorrägt, diese in horizontaler Stellung mit der einen Hand seitwärts gegen die Wand hält und der Oeffnung gleich nach Abnahme des Korks eine brennende Wachskerze nähert, so explodirt das Knallgas unter Zertrümmerung der Glasflasche in tausend kleine Splitter, die in der Umhüllung zurückbleiben.

Eine ähnliche, wenn auch weit schwächere Wirkung wird erzielt durch Entzünden einer Mischung von zwei Volumen Wasserstoff und fünf Volumen atmosphärischer Luft. Geschieht die Entzündung einer solchen Mischung von Wasserstoff und Luft in einem nicht zu dünnwandigen kleinen Metallgefäß, dessen Oeffnung mit einem Kork verschlossen ist, durch den elektrischen Funken oder durch momentanes Eintauchen des offenen engen Zündlochs in eine Gasflamme, so wird mit Knall der Kork herausgeschleudert. — Diese chemische Spielerei ist die „elektrische Pistole“ genannt.

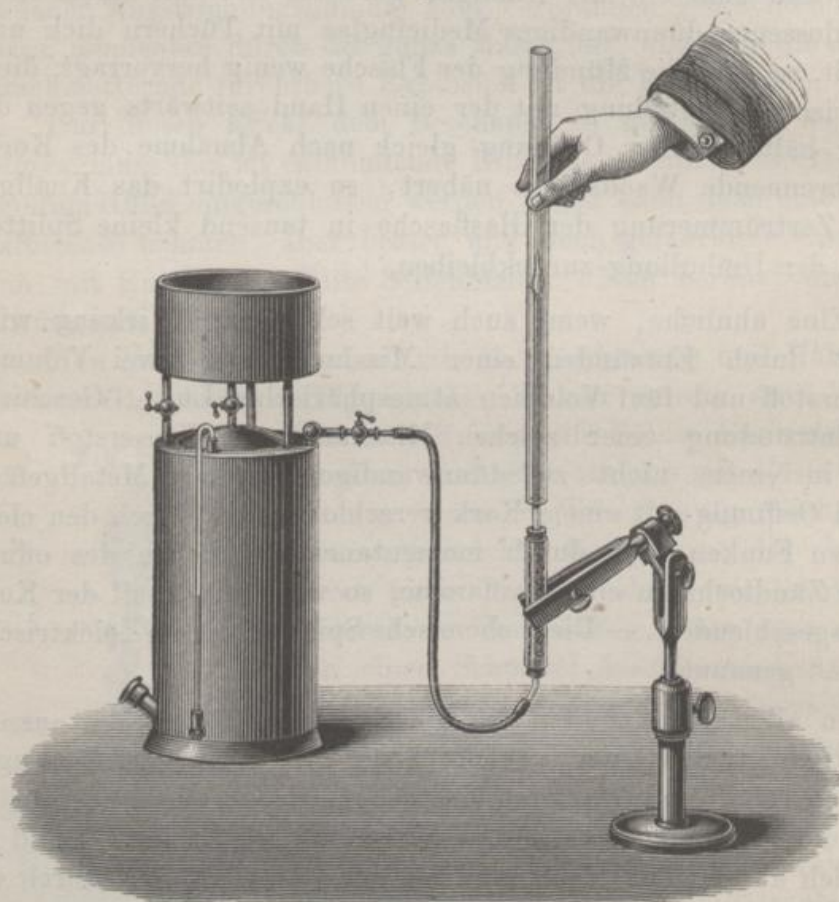
In allen jenen Fällen ist die Explosion Folge der ausserordentlich grossen Hitze, welche beim Verbrennen des Gemenges von Sauerstoff und Wasserstoff erzeugt wird. Der gebildete, in momentanes Glühen versetzte Wasserdampf wird so stark und so plötzlich ausgedehnt, dass dünnwandige Gefässe dem dadurch erzeugten Drucke nicht widerstehen und deshalb zertrümmert werden. Eben so rasch, wie die Ausdehnung, und zwar in Folge sofortiger Abkühlung des heissen Wasserdampfs durch die umgebende kältere atmosphärische Luft, geschieht die Contraction und Verdichtung desselben zu flüssigem Wasser. So entsteht plötzlich ein luftleerer Raum, und durch das Hineinstürzen der



umgebenden Luft in denselben die heftige Erschütterung, welche sich dem Ohre als Knall vernehmlich macht.

Wenn solche Ausdehnungen und Contractionen in kleinerem Maasse rasch und regelmässig abwechseln, und wenn dadurch eine Luftsäule in Schwingungen versetzt wird, so entstehen getragene Töne. Man kann das sehr einfach dadurch erreichen, dass man über eine Wasserstoffflamme ein oben und unten offnes Glasrohr von etwa 1 Meter Länge vertikal herabsenkt, so dass die Flamme in Rohr selbst weiter brennt (s. beistehende Fig. 9). Durch die als

Fig. 9.



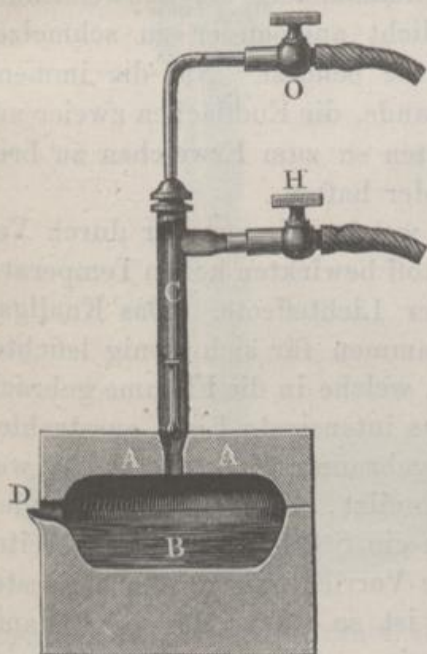
Schornstein fungirende Röhre steigt die kalte Luft im raschen Strom aufwärts, mischt sich mit dem Wasserstoffgase und bewirkt so eine lebhaftere Verbrennung desselben. Dadurch, dass der gebildete glühende Wasserdampf continuirlich von der kalten aufsteigenden Luft abgekühlt wird, und dass so in ununterbrochener

Reihenfolge kleine luftleere Räume entstehen, in welche die aufsteigende kalte Luft eindringt, kommt die ganze Luftsäule in Schwingungen, und werden Töne hörbar, deren Höhe oder Tiefe theils von Weite und Länge der Glasröhre, theils davon abhängt, in welcher Höhe die Flamme darin brennt. In Folge dieser Schwingungen kommt die Flamme selbst in zitternde Bewegung, Fig. 10. etwa wie Fig. 10 zeigt. Die so erzeugten Töne haben Aehnlichkeit mit denen einer Harmonika, weshalb diese kleine Vorrichtung „chemische Harmonika“ genannt ist.



Wir machen von den hohen Hitzgraden, welche beim Verbrennen von Knallgas entstehen, mehrfachen praktischen Gebrauch. Metalle, welche bei den höchsten Temperaturen, die wir in unseren gewöhnlichen Glühöfen erzeugen können, nicht flüssig werden, wie Platin, werden mittelst des Knallgasgebläses leicht zum Schmelzen gebracht. Dieses Gebläse (Fig. 11) ist so eingerichtet, dass Wasserstoff und Sauerstoff erst in dem Augenblicke und an der Stelle sich

Fig. 11.



mischen, wo beide aus dem Gebläse-Apparat austreten. Letzterer besteht aus einer weiteren kupfernen Röhre, die unten in ein Platinrohr ausmündet, und in welche durch den Hahn *H* Wasserstoff eingeführt wird, und aus einer zweiten engeren kupfernen Röhre, gleichfalls mit Platin-Ansatz, welche in der ersteren von oben eingesetzt ist und nach Belieben höher oder tiefer gestellt werden kann. Durch den Hahn *O* wird diesem Rohr aus einem Gasometer Sauerstoff zugeführt.

Zum Schmelzen des Metalls dient ein Block aus gebranntem Kalk. Derselbe wird durchgesägt, so dass man zwei auf einander

passende Stücke hat, welche beide so ausgehöhlt werden, wie Figur 11 zeigt. *B* ist das zur Aufnahme des zu schmelzenden

Metalls dienende, mit einem Ausguss *D* versehene Bett, der darauf liegende Deckel *AA* hat ausser der der Weite jenes Bettes entsprechenden Wölbung oben noch eine runde Oeffnung, in welche der Platinansatz des Gebläseapparates eingesenkt wird.

Die höchste Temperatur wird erzielt, wenn die Hähne *H* und *O* so gestellt werden, dass auf ein Volum Sauerstoff zwei Volume Wasserstoff zur Verbrennung kommen, was man bei einiger Uebung aus der Beschaffenheit der Knallgasflamme leicht ermisst. Das geschmolzene Platin kann durch die Oeffnung *D* ausgegossen werden.

Auch Eisen, Kupfer und andere Metalle lassen sich auf diese Weise leicht zum Schmelzen bringen, doch muss man bei allen den Metallen, welche in höherer Temperatur durch den Sauerstoff leicht oxydirt werden, die Schmelzung mit einem Ueberschuss von Wasserstoffgas bewerkstelligen.

Blei, welches zu den am leichtesten schmelzbaren schweren Metallen gehört, ist in grossen Platten — wegen der starken Wärmeleitung — durch eine kleine Flamme, z. B. die eines Bunsen'schen Brenners, nicht zum Schmelzen zu bringen. Um die mächtigen Bleiplatten, womit die Bleikammern der Schwefelsäurefabriken construiert werden, luftdicht aneinander zu schmelzen, wird mit Erfolg das Knallgasgebläse benutzt. Nur die immense Hitze der Knallgasflamme ist im Stande, die Endflächen zweier aufeinander gelegten, starken Bleiplatten so zum Erweichen zu bringen, dass sie hernach fest aneinander haften.

Eine andere Nutzenanwendung, welche wir von der durch Verbrennen des Wasserstoffs im Sauerstoff bewirkten hohen Temperatur machen, ist die Erzeugung starker Lichteffecte. Das Knallgasgemisch, welches nach dem Entflammen für sich wenig leuchtet, macht feste, unschmelzbare Körper, welche in die Flamme gebracht werden, so glühend, dass diese das intensivste Licht ausstrahlen. Vorzüglich eignet sich hierzu der gebrannte Kalk, Aetzkalk, welcher im Knallgasgebläse nicht schmilzt, überhaupt unverändert bleibt. — Der Lichtglanz, welchen ein Stück Aetzkalk verbreitet, wenn man dasselbe durch passende Vorrichtung in den heissesten Theil der Knallgasflamme bringt, ist so stark, dass sich damit Nachts grosse Plätze erleuchten lassen, und dass dies Licht sich vorzüglich zur Erzeugung von weithin sichtbaren Signalen, z. B. auf Leuchthürmen, eignet. Diese Lichtquelle, auch zur Hervorbrin-

gung von Nebelbildern und zu manchen anderen Zwecken benutzt, ist nach Drummond, welcher sie zuerst in Anwendung brachte, das Drummond'sche Licht genannt.

Es bleibt noch die vierte der S. 24 angeregten Fragen zu beantworten: Welche Gesetzmässigkeiten beobachten wir bei der chemischen Vereinigung von Wasserstoff und Sauerstoff zu Wasser?

Wir haben S. 7 und 8 gelernt, dass bei der Elektrolyse des Wassers, wenn Platinbleche als Elektroden dienen, genau zwei Volume Wasserstoff auf ein Volum Sauerstoff entbunden werden. Diese Wahrnehmung berechtigt zu der Schlussfolgerung, dass auch bei der Synthese des Wassers Wasserstoff und Sauerstoff sich in jenen Volumverhältnissen mit einander verbinden. Das Experiment hat in der That bestätigt, dass ein Volum Sauerstoff zur chemischen Vereinigung mit Wasserstoff von diesem

Fig. 12.



genau zwei Volume erfordert, und dass, wenn man von dem einen oder anderen der beiden Gase mehr anwendet, als jenes Volumverhältniss verlangt, dieses Plus unverändert zurückbleibt. Diese Gesetzmässigkeit wird durch folgenden Versuch zur Anschauung gebracht.

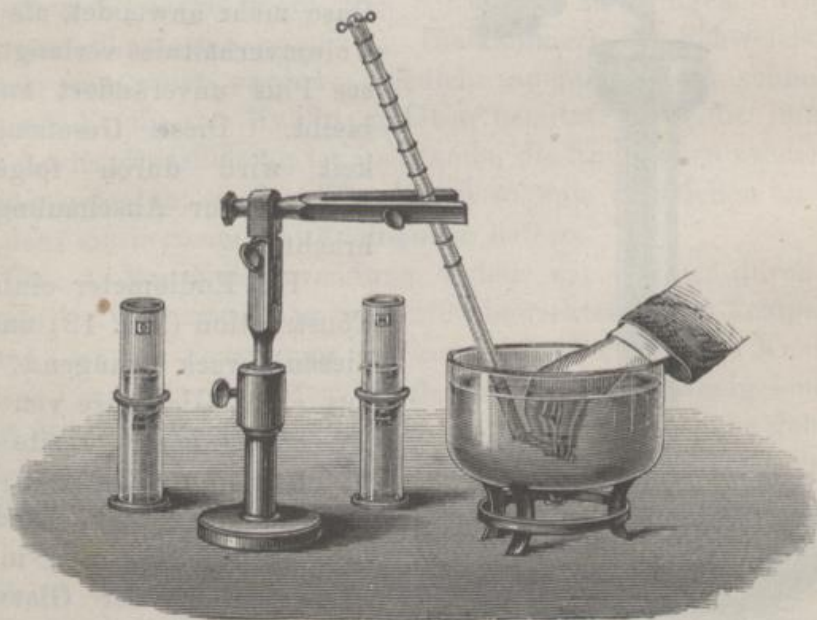
Ein Eudiometer einfacher Construction (Fig. 12) und für diesen Zweck genügend, wird aus einer Glasröhre von etwa 1.5 cm innerer Weite und 50 cm Länge, die oben rund zugeschmolzen ist, dadurch hergestellt, dass man in den oberen Theil der Glaswand, nahe unter der Kuppe, zwei

ziemlich starke Platindrähte einschmilzt, deren innere Enden, einander gegenüber gestellt, mindestens 5 mm weit von einander abstehen und unter sich durch einen schwachen Platindraht verbunden sind. Um diese Röhre so zu calibriren, dass eine Anzahl

gleich grosser Gasvolumen äusserlich markirt ist, füllt man sie mit Wasser und lässt aus einem kleinen gläsernen Maassröhrchen von etwa 5 mm innerer Weite und 6 cm Länge die eingeschlossene Luft unter Wasser darin emporsteigen. Man senkt sie darauf in den oben ausgebauchten Cylinder (Fig. 12, S. 31) in das Wasser so tief ein, dass die äussere und innere Wassersäule gleich hoch sind, und schiebt einen kleinen Gummiring, deren zuvor mehrere über die Röhre gezogen waren, genau auf die Stelle, wo die innere Wassersäule mit der äusseren sich im Niveau befindet. Nach sechs- bis achtmaligem Wiederholen derselben Procedur hat man eben so viele Raumtheile des Röhreninhalts durch Gummiringe markirt, welche bei sorgfältiger Behandlung des Apparates nicht leicht verschoben werden.

Mit Hülfe dieses Eudiometers lässt sich leicht erkennen, dass, wenn z. B. gleiche Volume Wasserstoff und Sauerstoff in dasselbe eingebracht und darin auf die Verbindungstemperatur erhitzt

Fig. 13.

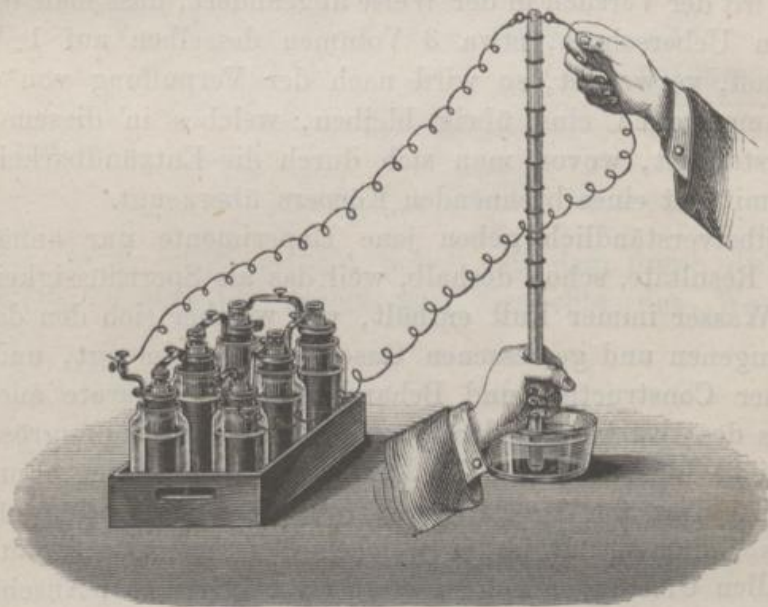


werden, von den beiden Sauerstoff-Volumen die Hälfte unverändert zurückbleibt, nachdem die andere Hälfte sich mit allem vorhandenen Wasserstoff zu Wasser verbunden hat.

Man lässt zwei Maassröhrchen voll Sauerstoff, wovon man einen Vorrath in einer mit Kork zu verschliessenden kleinen Medicinflasche über Wasser bewahrt, und den man daraus unter Wasser in die Maassröhre überträgt, in das Eudiometer aufsteigen, und auf gleiche Weise zwei Maassröhrchen voll Wasserstoff nachfolgen, Fig. 13. Man vergewissert sich zunächst durch Eintauchen des Eudiometers in den Cylinder mit Wasser, dass nach Gleichstellung der Niveaus in- und ausserhalb der Röhre das Gasvolum genau bis an die vierte Marke (Gummiring) reicht (siehe Fig. 12).

Das Eudiometer wird nun, wie bei jeder Translocirung unten mit dem Finger geschlossen, in eine Wanne mit Wasser, wozu eine gewöhnliche Porcellan- oder Glasreischale benutzt werden kann, übertragen und durch Aufdrücken mit der Hand auf eine starke Gummischeibe unten geschlossen, um zu verhindern, dass durch die beim Entzünden des eingeschlossenen Knallgasgemisches erzeugte Wärme das Gas herausgeschleudert werde, Fig. 14. Die Entzündung wird auf die Weise bewerkstelligt, dass man die beiden aus

Fig. 14.



dem Kopfe des Eudiometers hervorragenden Platindrähte mit den Polen einer kräftigen Bunsen'schen Batterie von 4 bis 6 Ele-

menten verbindet. Der galvanische Strom macht den die beiden starken Drähte im Inneren des Eudiometers verbindenden feineren Draht glühend, so dass dadurch das ihn umgebende Gasgemisch bis zur Verbrennungstemperatur erhitzt wird. — Die Verpuffung giebt sich durch eine schwache Lichterscheinung und geringe Erschütterung der Röhre zu erkennen.

Dass in Folge der Vereinigung beider Gase zu flüssigem Wasser eine Condensation, also Volumverminderung eingetreten ist, wird erst dann sichtbar, wenn man das unten durch die Gummiplatte noch geschlossene Eudiometer schwach neigt und den Verschluss lockert. Das Wasser steigt dann im Eudiometer in die Höhe, und wird, nach dem Eintauchen desselben in den Cylinder mit Wasser, genau bis zur ersten Marke hinaufreichen.

Von den vier Gasvolumen sind also drei scheinbar verschwunden. Dass der kleine Gasrest aus Sauerstoff besteht, erkennt man leicht, wenn man das unten mit dem Daumen verschlossene Eudiometer umkehrt, und in das kleine Gasvolumen im Augenblicke der Wegnahme des schliessenden Fingers einen glimmenden Span einbringt. Derselbe wird sofort entflammen.

Wird der Versuch in der Weise abgeändert, dass man Wasserstoff im Ueberschuss, etwa 3 Volumen desselben auf 1 Volum Sauerstoff, verwendet, so wird nach der Verpuffung von diesen 4 Volumen auch eins übrig bleiben, welches in diesem Falle Wasserstoff ist, wovon man sich durch die Entzündbarkeit desselben mittelst eines brennenden Körpers überzeugt.

Selbstverständlich geben jene Experimente nur annähernd genaue Resultate, schon deshalb, weil das als Sperrflüssigkeit dienende Wasser immer Luft enthält, von welcher sich den darüber aufgefangenen und gemessenen Gasen etwas beimengt, und weil bei jener Construction und Behandlung der Apparate auch der Einfluss des Drucks und der Temperatur auf die Volumgrösse der Gase nicht hinreichend in Rechnung gebracht werden kann. Sie genügen indess, um das zu leisten, was sie leisten sollen, nämlich um das Volumverhältniss, in welchem Wasserstoff und Sauerstoff unter allen Umständen sich zu Wasser vereinigen, zur Anschauung zu bringen.

Eine weitere Frage, welche hier erörtert werden muss, ist die: welchen Raum erfüllt das Wassergas, welches durch Vereinigung von 2 Vol. Wasserstoff und 1 Vol. Sauerstoff entsteht, und

in welchem Verhältniss steht das Volum des gebildeten Wassergases zu dem seiner Componenten?

Da das Wasser unter gewöhnlichem Luftdruck erst bei  $100^{\circ}$  in den Gaszustand übergeht, so muss natürlich das Volum des Wassergases bei einer  $100^{\circ}$  übersteigenden Temperatur gemessen werden. Die Erfahrung hat nun gelehrt, dass aus 2 Vol. Wasserstoff und 1 Vol. Sauerstoff beide, bei etwa  $150^{\circ}$  gemessen, nicht, wie man erwarten könnte, das gleiche Volum, also nicht 3 Volume Wassergas von ebenfalls  $150^{\circ}$ , sondern nur 2 Volume entstehen, dass mithin bei der Vereinigung von Wasserstoff mit Sauerstoff zu Wassergas eine Verdichtung, eine Verminderung des Volums von 3 auf 2 stattfindet.

Da wir die specifischen Gewichte von Wasserstoff und Sauerstoff kennen, und wissen, in welchem Maasse beide sich verdichten, wenn sie Wassergas bilden, so ergiebt sich daraus durch einfache Berechnung das specifische Gewicht des Wassergases. — Das Gewicht von 1 Vol. Wasserstoff, verglichen mit dem Gewicht des gleichen Volums Luft, ist gleich 0.0691, also wiegen 2 Vol. Wasserstoff  $2 \times 0.0691 = 0.1382$ . Das specifische Gewicht von Sauerstoff ist 1.1056. Es wiegen also:

$$2 \text{ Vol. Wasserstoff} = 2 \times 0.0691 = 0.1382$$

$$1 \text{ Vol. Sauerstoff} = \quad \quad \quad 1.1056$$

---


$$2 \text{ Vol. Wassergas} = 1.2438$$

Demnach wiegt 1 Vol. Wassergas  $\frac{1.2438}{2} = 0.622$ .

Die Zahl 0.622 stimmt genau mit dem durch directe Bestimmung gefundenen specifischen Gewichte des Wassergases überein.



## Verbrennungsprocess.

Wir haben gelernt, dass eine Reihe von Körpern: Schwefel, Kohle, Phosphor, Eisen, Wasserstoff, auf ihre Verbrennungstemperatur gebracht, im Sauerstoff verbrennen, und dass die Producte jedesmal chemische Verbindungen der verbrannten Körper mit Sauerstoff sind.

Man darf hier fragen: Ist Sauerstoff das einzige Gas, worin brennbare Stoffe verbrennen können, oder besitzen diese Eigenschaft auch noch andere Körper? Das Experiment hat diese Frage längst beantwortet.

Wir kennen u. a. in dem Element Chlor ein grünlich gelbes Gas, welches mit dem Metall Natrium das Kochsalz zusammensetzt und aus diesem leicht frei gemacht werden kann. Wird aus der feinen Oeffnung einer Glasröhre ausströmender Wasserstoff an der Luft entzündet und dann in ein mit Chlorgas gefülltes Gefäss eingesetzt, so sehen wir denselben darin fortbrennen und die gelbe Farbe des Chlors allmählig verschwinden. Die Flamme des im Chlorgas verbrennenden Wasserstoffs erscheint nicht wie bei der Verbrennung im Sauerstoff gelblich, sondern weisslich fahl, und das Product ist nicht Wasser, sondern die Verbindung des Wasserstoffs mit Chlor, Chlorwasserstoff, eine mit stark sauren Eigenschaften begabte Säure, gewöhnlich Salzsäure genannt.

Dieses eine Experiment beweist, was zudem durch hundert andere bestätigt ist, dass auch andere Stoffe, ebenso wie der Sauerstoff, die Verbrennung zu unterhalten vermögen.

Man hat den Process der Verbrennung im Sauerstoff, welcher bei Weitem der häufigere ist, von den Verbrennungen in anderen Gasen durch einen besonderen Namen unterschieden und ihn

„Oxydation“ (von Oxygenium, der lateinischen Bezeichnung des Sauerstoffs) genannt. Man sagt, der Schwefel oxydirt sich, erfährt eine Oxydation, wenn er im Sauerstoff verbrennt, überhaupt sich mit Sauerstoff chemisch verbindet.

Die Verbrennung, speciell die von Holz, gehört zu den Naturerscheinungen, welche am frühesten wahrgenommen sind. Die Wahrnehmung dieses Processes ist kaum jünger, als die, dass die Himmelskörper sich bewegen. Der Mensch hat Jahrtausende diese Bewegungen beobachtet und sie zu erforschen gesucht, ohne zu erkennen, dass die Erde sich um die Sonne bewegt.

Noch länger ist der Verbrennungsprocess den Forschern ein Geheimniss geblieben. Anderthalb Jahrhundert nach Galiläi's Worten „und sie bewegt sich doch“ gelang es Lavoisier, den Schleier zu heben und jenen Process richtig zu erklären. Die nothwendige Vorbedingung dazu war die Entdeckung des Sauerstoffs, welcher denn auch Lavoisier's Lehre von der Verbrennung auf dem Fusse folgte.

Wenn irgend etwas geeignet ist darzuthun, dass das Philosophiren über Naturerscheinungen, ohne experimentelle Grundlage und ohne die Controle des Versuchs, ein eitles Unternehmen und unnütz vergeudete Kraft ist, so lehrt uns das die Geschichte der Lehren vom Verbrennungsprocesse.

Den unklaren und einander widersprechenden Ideen früherer Jahrhunderte über die Verbrennung machte gegen Ausgang des siebzehnten Jahrhunderts der berühmte deutsche Chemiker Stahl ein Ende durch Aufstellung seiner Phlogistontheorie. Die bekannte Wahrnehmung, dass im Kamin verbrennendes Holz allmählig verschwindet, dass daraus mit der Flamme sichtlich etwas fortgeht, und dass schliesslich nur Asche zurückbleibt, leitete Stahl zu der Hypothese, im Holz und in allen brennbaren Körpern sei ein flüchtiger Stoff enthalten, welcher bei deren Verbrennung mit Entwicklung von Wärme und Licht, häufig mit Flamme, daraus entweiche. Diesen Stoff nannte er Phlogiston und bezeichnete den Process des Verbrennens mit dem Worte „dephlogistisiren.“ Schwefel, Phosphor oder Kohle, wenn sie verbrennen, werden dephlogistisirt, ihres Phlogistons beraubt, und das feste Verbrennungsproduct des Eisens ist dephlogistisirtes Eisen.

Wird aus diesem dephlogistisirten Eisen durch Glühen mit Kohle, wie das im Grossen in den Eisenhohöfen geschieht, wieder

metallisches Eisen gewonnen, so heisst es, das dephlogistisirte Eisen wird wieder mit Phlogiston versehen, wird phlogistisirt.

Hiernach wäre das Eisen die zusammengesetzte, sein Verbrennungsproduct die einfache Substanz.

Jene Hypothese, Phlogistontheorie genannt, verlieh allen bekannten Verbrennungserscheinungen eine so einfache und befriedigende Erklärung, dass fast ein Jahrhundert lang Niemand an ihrer Richtigkeit zweifelte. Und doch hat Stahl selbst, wie noch andere Zeitgenossen, Beobachtungen gemacht, welche mit der Phlogistontheorie im schärfsten Widerspruch stehen; man hat denselben damals aber keine Beachtung geschenkt, ihre Bedeutung übersehen.

Nicht Lavoisier hat gefunden, sondern schon lange zuvor war von verschiedenen Chemikern beobachtet worden, dass manche Metalle beim Dephlogistisiren, d. h. beim Verbrennen, wo sie ihr Phlogiston verlieren, an Gewicht zunehmen. Dass eben dieser Verlust an Phlogiston nicht eine Gewichtszunahme, sondern Gewichtsverminderung zur Folge haben müsste, liess man unbeachtet.

Erst nach der Entdeckung des Sauerstoffs von Priestley und Scheele stellte Lavoisier durch zahlreiche neue Gewichtsbestimmungen fest, dass die Körper bei ihrer Verbrennung sich einfach mit Sauerstoff verbinden, und dass sie dabei so viel an Gewicht zunehmen, als das Gewicht des consumirten Sauerstoffs beträgt.

Dieser, uns gegenwärtig ganz geläufige Lehrsatz lässt sich durch ein einfaches Experiment leicht beweisen. Man bringt eine, etwas fein gepulvertes Eisen enthaltende gläserne Kugelhöhre auf die Wagschale einer genauen Wage und auf die andere Schale so viel Gewichte, dass beide sich das Gleichgewicht halten. Man leitet nun aus einem Gasometer getrockneten Sauerstoff in langsamem Strome durch jene Röhre und erhitzt die Kugel, worin das Eisen liegt. Plötzlich sieht man das Eisen glimmen und durch die ganze Masse fortglühen in Folge der chemischen Vereinigung desselben mit dem Sauerstoff. Nach dem völligen Erkalten wieder auf die Wagschale gelegt, hat die jetzt die Sauerstoffverbindung des Eisens enthaltende Kugelhöhre so bedeutend an Gewicht zugenommen, dass die Schale sich tief senkt. — Man kann so leicht auch quantitativ bestimmen, wie viel Sauerstoff von einer gewogenen, bekannten Menge Eisen consumirt wird.

Der Laie wird hier vielleicht bemerken, dass wenn auch das Eisen bei seiner Verbrennung im Sauerstoff an Gewicht zunimmt, doch das Holz oder die Wachskerze beim Brennen an Volumen und Gewicht sichtlich abnimmt. Indess der Schein trügt. Der Chemiker hat ermittelt, dass auch die Substanz der Wachskerze beim Abbrennen nicht nur überhaupt an Gewicht zunimmt, sondern dass die Verbrennungsproducte sogar mehr als viermal schwerer wiegen, als das verbrannte Wachs.

Das entzieht sich der gewöhnlichen Wahrnehmung deshalb, weil die Verbrennungsproducte flüchtig sind, sich in der Luft vertheilen und für das Auge verschwinden.

Dass auch die Wachskerze bei ihrer Verbrennung an Gewicht zunimmt, dass die Verbrennungsproducte schwerer wiegen, als das verbrannte Wachs, lässt sich übrigens auch dem Auge deutlich sichtbar machen durch umstehenden leicht zu behandelnden Apparat, Fig. 15.

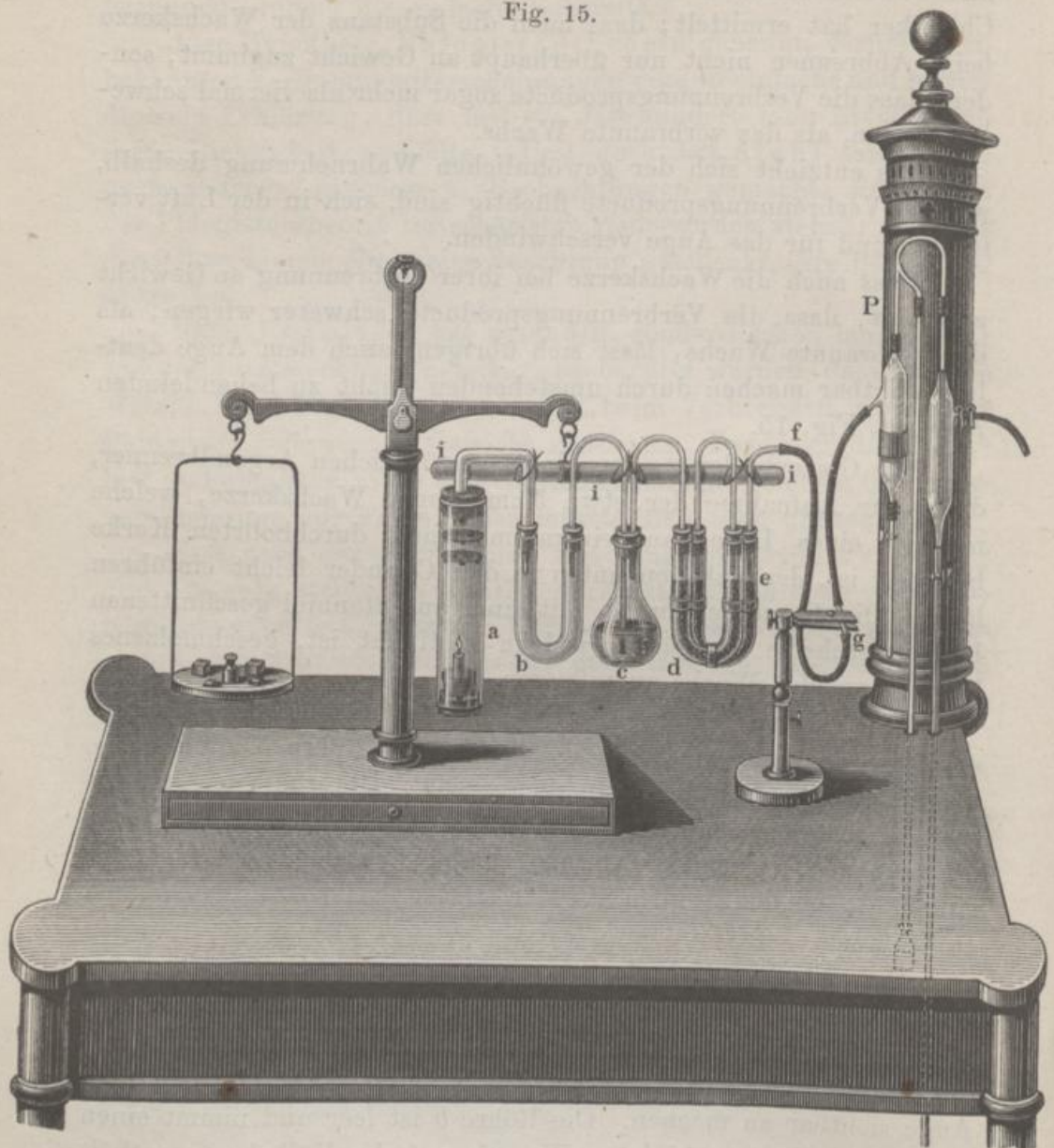
Ein Glascylinder *a*, von einem gewöhnlichen Argandbrenner, dient zur Aufnahme der etwa 5 cm langen Wachskerze, welche mittelst eines Dorns auf einem mehrfach durchbohrten Korke befestigt ist, der sich von unten in den Cylinder leicht einführen lässt. Die Kerze ist zudem mit einer aus Stanniol geschnittenen Lichtmanschette umkränzt, welche bestimmt ist, geschmolzenes herabfließendes Wachs aufzufangen.

In die obere Oeffnung des Cylinders ist mittelst eines Gummistopfens ein gebogenes, weiterhin in die Röhre *b* mündendes, ziemlich weites Glasrohr luftdicht eingesetzt. Unterhalb des Gummistopfens befinden sich zwei Platinbleche mit zwei nicht senkrecht über einander stehenden Durchbohrungen federnd in den Cylinder eingefügt, um den Stopfen vor der strahlenden Hitze der Flamme zu schützen.

Die mit dem Cylinder *a* communicirenden Gefässe *b*, *c*, *d*, *e* sind bestimmt, die Verbrennungsproducte des aus Kohlenstoff, Wasserstoff und wenig Sauerstoff bestehenden Waxes theils aufzunehmen und zurückzuhalten, theils deren Vorhandensein dem Auge sichtbar zu machen. Die Röhre *b* ist leer und nimmt einen grossen Theil des gebildeten Wassers auf, das Kölbchen *c* enthält klares Kalkwasser, welches sich beim Durchstreichen der Kohlensäure milchig trübt vom erzeugten kohlensauren Kalk, die Röhren *d* und *e* sind mit Stücken von Natronkalk gefüllt, mit dem sich

die hindurchstreichende Kohlensäure chemisch verbindet. Ein constanter Luftstrom, welcher das ganze Röhrensystem durchziehen muss, einerseits um die Verbrennung der Wachskerze zu

Fig. 15.



unterhalten, anderseits um die Verbrennungsproducte durch die Gefässe *b, c, d, e* abzuführen, wird durch die an der Säule *P* befestigte Bunsen'sche Wasserluftpumpe erzeugt, welche mit jenen

Gefässen durch einen bei *g* unterstützten Gummischlauch communicirt.

Das Gewicht des ganzen Apparates, dessen Theile an dem horizontalen Glasstabe *ii* befestigt sind, und mit diesem Glasstabe an dem Arme einer ordinären chemischen Wage frei schwebend hängen, wird durch Gewichte auf der am anderen Arme der Wage hängenden Wagschale ins Gleichgewicht gestellt, welches sich nicht ändert, wenn die Luftpumpe durch Oeffnen des Hahns in Thätigkeit kommt. Man zieht nun behutsam den die Wachskerze tragenden Kork mit der Kerze unten aus dem Cylinder heraus, zündet die Kerze an und bringt das Ganze wieder an seinen Platz, worauf das Gleichgewicht sofort sich wieder herstellt.

Nach kurzer Zeit beschlägt die Innenwand der Röhre *b* mit Feuchtigkeit, und gleichzeitig sieht man das Kalkwasser in *c* sich trüben. In dem Maasse, als die Verbrennung fortschreitet, und im Rohr *b* sich Wassertropfen ansammeln, sieht man die Wagschale mit den Gewichten sich heben und den anderen Wagebalken sich senken, bis zuletzt der die Kerze führende Cylinder auf den Fuss der Wage aufstösst.

Lässt man den Process so lange fortgehen, bis die Wachskerze ganz consumirt ist, so wird man eine beträchtliche Menge Gewichte auf die Wagschale legen müssen, um Gleichgewicht wieder herzustellen, Beweis genug, dass die Substanz der Kerze, das Wachs, bei der Verbrennung zu Kohlensäure und Wasser ihr Gewicht vermehrt hat.

Man ist gewohnt, das Verbrennen des Holzes, Oels, Schwefels, Phosphors und anderer brennbarer Körper in freier Atmosphäre sich vollziehen zu sehen, und darum geneigt zu glauben, der verbrennende Körper bedürfe nothwendig der Umgebung einer reichlichen Sauerstoffatmosphäre. Auch diese Vorstellung ist irrig. Wenn wir ein Stück Phosphor in ein Gefäss mit warmem Wasser eintragen, so dass er schmilzt, und ihm nun unter Wasser Sauerstoff in langsamem Strome zuführen, so verbrennt er unter Wasser mit beträchtlichem Lichtglanz und starker Wärmeentwicklung. Das Product ist das nämliche, welches bei Verbrennung des Phosphors in freier Luft entsteht, Phosphorsäure.

Zur Umwandlung des Phosphors in Phosphorsäure ist der freie gasige Sauerstoff überhaupt nicht nothwendige Bedin-

gung. Wir kennen in der flüssigen Salpetersäure eine sauerstoffreiche chemische Verbindung des Stickstoffs, welche leicht zersetzbar ist, und welche, wenn wir sie mit Phosphor erwärmen, einen Theil ihres Sauerstoffs, unmittelbar, ohne dass er zuvor Gaszustand annimmt, an den Phosphor abgibt, und denselben schliesslich gänzlich zu Phosphorsäure oxydirt.

Metallisches Zinn, Zinnfolie, welches beim Erhitzen in Sauerstoff oder an der Luft zu einer weissen pulvrigen Substanz, dem Zinnoxid, verbrennt, erleidet durch flüssige Salpetersäure die gleiche Umwandlung.

Auch Kohle wird von Salpetersäure leicht zu Kohlensäure verbrannt; macht man ein Stückchen Holzkohle oder eine Räucherkerze an einem Ende glühend und taucht sie dann in ein Gefäss mit rother rauchender Salpetersäure so weit ein, dass das glimmende Ende die rothe Flüssigkeit eben berührt, so erfolgt lebhaftere Verbrennung unter starker Wärme- und Lichtentwicklung.

Wie das freie Sauerstoffgas und der in der flüssigen Salpetersäure lose gebundene Sauerstoff brennbare Stoffe oxydirt, so lassen sich dazu mit gleichem Erfolg auch feste sauerstoffhaltige Körper benutzen, welche ihren Sauerstoff oder einen Theil desselben lose gebunden enthalten. — Gepulverter Salpeter, d. i. salpetersaures Kali, auf glühende Kohle gestreut, bewirkt lebhaftere Verbrennung derselben zu Kohlensäure. Ebenso wirkt chloresaurer Kali nicht blos auf Kohle, sondern auch auf viele andere brennbare Stoffe. Reibt man, was mit Vorsicht und mit kleinen Mengen von Material geschehen muss, trocknes, gepulvertes, chloresaurer Kali und gepulverten Schwefel in einer Schale mit dem Pistill, so genügt die durch die Reibung erzeugte Wärme, um Detonationen hervorzurufen, herrührend von der Oxydation des Schwefels auf Kosten eines Theils des Sauerstoffs vom chloresauren Kali, wobei zugleich explosive, sauerstoffärmere Verbindungen des Chlors entstehen.

Die gewöhnlichen Verbrennungen im Sauerstoff haben mehr oder weniger intensive Lichterscheinungen im Gefolge, und alle sind von Wärmeentwicklung begleitet. Es giebt aber auch Verbrennungen ohne jegliche Lichterscheinungen. Wir nennen diesen Oxydationsprocess die langsame Verbrennung, gegenüber der, Lichtentwicklung erzeugenden raschen Verbrennung. — Der Phos-

phor, welcher, nach dem Erhitzen auf seine Entzündungstemperatur, in der Luft mit lebhaftem Glanz zu Phosphorsäure rasch verbrennt, oxydirt sich schon bei gewöhnlicher Temperatur der Luft, ohne dass im Hellen irgend eine Lichterscheinung wahrzunehmen ist. Nur im Dunkeln sehen wir eine Phosphorstange an der Luft schwach leuchten. Das Oxydationsproduct ist hier eine sauerstoffärmere Phosphorverbindung, die phosphorige Säure. Ein Stück Phosphor, welches beim Erhitzen an der Luft, also bei rascher Oxydation in wenigen Minuten zu Phosphorsäure verbrennt, braucht zur langsamen Verbrennung und zur vollständigen Umwandlung in die phosphorige Säure eben so viele Monate und noch längere Zeit.

Zu den langsamen Verbrennungen ohne jegliche sichtbare Lichterscheinung gehört die in unserem Körper ununterbrochen sich vollziehende Oxydation durch den eingeathmeten Sauerstoff. Der beim Einathmen in die Lungen gebrachte Sauerstoff gelangt von da in das arterielle Blut, verbindet sich chemisch mit den leicht oxydirbaren Blutbestandtheilen, d. h. verbrennt dieselben zu Kohlensäure und Wasser, und gelangt dann als Kohlensäure durch das venöse Blut in die Lungen, um von ihnen wieder ausgeathmet zu werden. Dass die ausgeathmete Luft reich an Kohlensäure ist, lässt sich leicht darthun, wenn man das expirirte Gas mittelst einer in den Mund genommenen Glasröhre in Kalkwasser einbläst; dieses trübt sich davon milchig weiss, und setzt einen weissen Niederschlag von kohlen-saurem Kalk ab.

Wir nehmen wahr, dass der Wasserstoff, wenn er aus einer Röhre in die Luft ausströmt, beim Annähern eines brennenden Körpers entflammt, aber wir werden vergebens versuchen, unter gleichen Bedingungen den Sauerstoff zu entflammen. — Gesetzt nun, unser Erdball wäre statt mit atmosphärischer Luft mit einer Wasserstoffatmosphäre umgeben, und die Erdbewohner bedürften zu ihrer Existenz des Wasserstoffs so, wie wir des Sauerstoffs bedürftig sind, wie würde sich dann wohl Sauerstoff verhalten, wenn er, in jene Atmosphäre von Wasserstoff einströmend, durch irgend ein Mittel erhitzt wird? Würde derselbe dann in dem Wasserstoff nicht ebenso und auch mit Flamme verbrennen, wie der Wasserstoff im Sauerstoff?

Das Experiment hat im bejahenden Sinne entschieden. Man kann sich davon, dass der Sauerstoff ebenso im Wasserstoff, wie



umgekehrt dieser in jenem zu brennen vermag, leicht überzeugen dadurch, dass man aus einem Gasometer durch ein knieförmig gebogenes, mit der Ausströmungsöffnung nach oben gekehrtes Rohr Sauerstoff langsam entweichen lässt, dann in einem mit Wasserstoff gefüllten Cylinder, die Mündung nach unten gekehrt, den Wasserstoff entflammt, und nun den Cylinder mit dem unten brennenden Wasserstoff über die Röhre, aus welcher Sauerstoff entweicht, herabsenkt. Der Sauerstoff entflammt in Berührung mit dem brennenden Wasserstoff, und fährt fort, in der im Inneren des Cylinders befindlichen Wasserstoffatmosphäre mit gelblicher Flamme zu brennen, bis aller Wasserstoff consumirt ist.

Hieraus erhellt, dass die Unterscheidung zwischen brennbaren und die Verbrennung unterhaltenden Körpern nicht streng wissenschaftlich, und eben so wenig exact ist, als wenn wir vom Aufgang und Niedergang der Sonne reden. Wir haben demnach den Process der Verbrennung im weiteren Sinne des Wortes als den Act der chemischen Vereinigung heterogener Stoffe, und den Process der Verbrennung im engeren Sinne des Wortes, d. h. den Oxydationsprocess als Act der Vereinigung einer Substanz mit Sauerstoff, oder der Vereinigung des Sauerstoffs mit einem anderen Stoff aufzufassen.

Den oxydirten Körpern lässt sich der Sauerstoff mehr oder weniger leicht wieder entziehen. Man braucht das rothe Quecksilberoxyd, das Silberoxyd und die Oxyde anderer edlen Metalle bloss stark zu erhitzen, um daraus den Sauerstoff auszutreiben und das Metall wieder zu gewinnen.

Leiten wir über das Verbrennungsproduct des Kupfers, das schwarze Kupferoxyd, unter Erhitzen einen Strom von Wasserstoffgas, so verbindet sich letzteres mit dem Sauerstoff jenes Oxyds zu Wasser, und metallisches Kupfer hinterbleibt als rothes Pulver. — Die grosse Verwandtschaft, welche der Kohlenstoff bei Glühhitze zum Sauerstoff gewinnt, macht ihn geeignet, den Oxyden vieler Metalle und auch anderer Elemente, welche, wie Eisen und Phosphor, sehr starke Affinitäten zum Sauerstoff besitzen, letzteren zu entziehen. Wir reduciren mittelst der glühenden Kohle die Phosphorsäure zu Phosphor, das Eisenoxyd und verwandte Eisenerze in den Hohöfen zu metallischem Eisen.

Wir bewirken also durch die Reductionsprocesse das Entgegengesetzte von den Effecten der Oxydationen oder richtiger

von den Verbrennungen überhaupt; denn wir verstehen unter „Reduction“ nicht ausschliesslich den Process der Herstellung der Elemente aus ihren Sauerstoffverbindungen, sondern auch ihre Abscheidung aus Verbindungen mit anderen Stoffen. Wir reduciren das Chlorsilber, indem wir das Silber durch passende Mittel vom Chlor befreien, wir reduciren das Quecksilber aus dem Zinnober (Schwefelquecksilber), indem wir ihm den Schwefel entziehen etc.

Auch noch andere Vorgänge werden als Reductionsprozesse bezeichnet, nämlich die Ueberführung von Verbindungen des Sauerstoffs, Schwefels, Chlors u. a. in sauerstoff-, schwefel- und chlorärmere Verbindungen. Wir reduciren Eisenoxydsalze zu den sauerstoffärmeren Eisenoxydulsalzen, Kupferchlorid zu dem chlorärmeren Kupferchlorür, Schwefelsäure zu schwefliger Säure u. a. m.

---

### Ableitung der stöchiometrischen Gesetze.

Wir haben gelernt, dass, wenn Wasserstoff und Sauerstoff sich mit einander zu Wasser verbinden, dies immer in einem constanten Volumverhältniss geschieht. Stets vereinigen sich genau 2 Volume Wasserstoff mit 1 Volum Sauerstoff. Da wir nun die specifischen Gewichte der beiden Gase kennen und wissen, dass ein Volum Sauerstoff (specif. Gewicht 1.106) 16 mal schwerer wiegt, als das gleiche Volum Wasserstoff (specif. Gewicht 0.069), so folgt, dass die Menge Sauerstoff (1 Volum), welche sich mit 2 Volumen Wasserstoff zu Wasser verbindet, 8 mal schwerer ist, als diese 2 Volume Wasserstoff. Hieraus lässt sich die procentische Zusammensetzung des Wassers leicht auch dem Gewicht nach berechnen. Es wiegen

2 Vol. Wasserstoff  $2 \times 0.069 = 0.138$

1 Vol. Sauerstoff . . . . . 1.106

---

zusammen 1.244

Die Gleichungen  $1.244 : 0.138 = 100 : x$

und  $1.244 : 1.106 = 100 : y$

ergeben für  $x$ , d. i. für den Gewichtsprocentgehalt des Wassers an Wasserstoff, die Zahl 11.1, für  $y$ , d. i. für den Gewichtsprocentgehalt an Sauerstoff, die Zahl 88.9.

Demnach bestehen 100 Gewichtstheile Wasser aus

	11.1	Wasserstoff
und	88.9	Sauerstoff
	<hr/>	
	100.0	Wasser

Die so aus den Volumverhältnissen, in denen Wasserstoff und Sauerstoff sich verbinden, und den specifischen Gewichten beider Gase berechnete procentische Zusammensetzung des Wassers stimmt genau mit den Ergebnissen zahlreicher Gewichtsanalysen überein, welche zur Ermittlung der Zusammensetzung des Wassers ausgeführt sind. Es hat sich daraus weiter ergeben, dass das reine Wasser jeglichen Ursprungs, sowohl das natürliche d. h. in der Natur vorkommende Wasser, sei es als Eis, Schnee oder Wassergas, als auch das aus seinen Bestandtheilen künstlich erzeugte Wasser stets die gleiche Zusammensetzung hat.

Eine chemische Verbindung, welche, wie das Wasser, aus Wasserstoff und Sauerstoff zusammengesetzt ist, diese Bestandtheile aber in anderen Gewichtsverhältnissen als den obigen enthält, ist kein Wasser. Wir kennen eine solche in dem später zu beschreibenden Wasserstoffsperoxyd; welches aus 5.9 Procent Wasserstoff und 94.1 Procent Sauerstoff zusammengesetzt ist.

Wie von Wasser, so ist von allen genauer bekannten chemischen Verbindungen durch Analysen die Zusammensetzung bestimmt, und ermittelt worden, nicht nur aus welchen Elementen die Verbindungen bestehen, sondern auch, in welchen Gewichtsverhältnissen sie ihre Bestandtheile enthalten.

Durch diese Ergebnisse der analytischen Chemie sind zwei für unsere Forschungen über die Regelmässigkeit und Gesetzmässigkeit in der Zusammensetzungsweise chemischer Verbindungen höchst wichtige Sätze ermittelt, beziehungsweise bewiesen worden.

Diese Sätze oder Gesetze lauten:

Die Stoffe behalten bei ihrer chemischen Vereinigung ihre ursprünglichen Gewichte bei.

Jede chemische Verbindung enthält die einfachen Stoffe, welche sie zusammensetzen, stets in dem nämlichen Verhältnisse mit einander vereinigt.

Hieraus folgt jedoch nicht zugleich, dass zwei Verbindungen, welche dieselben einfachen Stoffe in dem nämlichen Verhältniss vereinigt enthalten, darum identisch sind. Wir kennen zahlreiche sogenannte isomere Verbindungen, welche bei gleicher elementarer und procentischer Zusammensetzung verschiedene Eigenschaften haben, ganz verschiedene Körper sind.

Mit der Kenntniss der procentischen Zusammensetzung von den Tausenden chemischer Verbindungen, welche uns bekannt sind, wäre doch nur wenig gewonnen, wenn wir uns hiermit allein begnügen müssten, wenn sie uns nicht weiter führte. Sie dient als Grundlage für Ermittlung und Feststellung der Gesetze, nach denen sich sowohl die Elemente unter einander, wie auch deren Verbindungen zu Verbindungen höherer Ordnung, vereinigen.

In den Horizontalcolumnen I A, II A und III A der umstehenden Tabelle sind die procentischen Zusammensetzungen der Verbindungen des Wasserstoffs, Kupfers, Bleis und Thalliums mit Sauerstoff, mit Schwefel und mit Chlor verzeichnet. Der blosser Augenschein zeigt, dass diese Procentzahlen sehr von einander abweichen, sie lassen keinerlei Gesetzmässigkeit erkennen. Die einzige in den drei Columnen wiederkehrende Regelmässigkeit ist die, dass vom Sauerstoff, wie vom Schwefel und Chlor, das Kupfer zur Vereinigung stets weniger bedarf, als der Wasserstoff, das Blei weniger als das Kupfer, und am wenigsten das Thallium. Dies spricht sich noch deutlicher in den Columnen I B, II B und III B aus, wo die aus den procentischen Zusammensetzungen berechneten relativen Mengen Wasserstoff, Kupfer, Blei und Thallium aufgeführt sind, welche mit je 100 Gewichtstheilen Sauerstoff, Schwefel und Chlor in Verbindung treten.

Immerhin stehen die Zahlen der Columne I B: 12·5; 396·25; 1293·7 und 2550·0 nicht in einfachen, durch gerade, ganze Zahlen

	Wasser.	Kupferoxyd.	Bleioxyd.	Thalliumoxyd.
I	A { Sauerst. 88·9 Wasserst. 11·1 100·0	Sauerst. 20·15 Kupfer 79·85 100·00	Sauerst. 7·175 Blei 92·825 100·000	Sauerst. 3·774 Thallium 96·226 100·000
	B { Sauerst. 100·0 Wasserst. 12·5	Sauerst. 100·00 Kupfer 396·25	Sauerst. 100·0 Blei 1293·7	Sauerst. 100·0 Thallium 2550·0
	C { Sauerst. 8 Wasserst. 1	Sauerst. 8 Kupfer 31·7	Sauerst. 8 Blei 103·5	Sauerst. 8 Thallium 204
	Schwefelwasserstoff.	Schwefelkupfer.	Schwefelblei.	Schwefelthallium.
II	A { Schwefel 94·118 Wasserst. 5·882 100·000	Schwefel 33·543 Kupfer 66·457 100·000	Schwefel 13·39 Blei 86·61 100·00	Schwefel 7·27 Thallium 92·73 100·00
	B { Schwefel 100 Wasserst. 6·25	Schwefel 100 Kupfer 198·12	Schwefel 100 Blei 646·8	Schwefel 100 Thallium 1275·3
	C { Schwefel 16 Wasserst. 1	Schwefel 16 Kupfer 31·7	Schwefel 16 Blei 103·5	Schwefel 16 Thallium 204
	Chlorwasserstoff.	Chlorkupfer.	Chlorblei.	Chlorthallium.
III	A { Chlor 97·26 Wasserst. 2·74 100·00	Chlor 52·827 Kupfer 47·173 100·000	Chlor 25·54 Blei 74·46 100·00	Chlor 14·82 Thallium 85·18 100·00
	B { Chlor 100 Wasserst. 2·817	Chlor 100 Kupfer 89·3	Chlor 100 Blei 291·56	Chlor 100 Thallium 574·76
	C { Chlor 35·5 Wasserst. 1	Chlor 35·5 Kupfer 31·7	Chlor 35·5 Blei 103·5	Chlor 35·5 Thallium 204

ausdrückbaren Verhältnissen zu einander. Ihr Verhältniss ist, nach Columne I C, das von 1 : 31·7 : 103·5 : 204.

Berechnen wir aus der procentischen Zusammensetzung der Verbindungen, welche die Elemente: Wasserstoff, Kupfer, Blei und Thallium mit Schwefel eingehen, die Gewichtsmengen derselben, welche mit 100 Gewichtstheilen Schwefel sich vereinigen, so finden wir (Columne II B) die Verhältnisszahlen 6·25; 198·12; 646·8 : 1275·3, und aus diesen, wenn wir sie durch 6·25 dividiren, d. h. wiederum die Wasserstoffmenge = 1 setzen, die Zahlen: 1 : 31·7 : 103·5 : 204.

In denselben relativen Gewichtsmengen vereinigen sich jene vier Elemente auch mit Chlor (Columne III B und C).

Hier erblicken wir handgreifliche Regelmässigkeiten, welche sich, wie folgt, in Worte fassen lassen.

Es verbinden sich immer proportionale Mengen von Wasserstoff, Kupfer, Blei, Thallium mit ein und derselben Gewichtsmenge Sauerstoff, Schwefel, Chlor.

Jene Elemente nehmen aber unter den übrigen keine Ausnahmestellung ein; was hinsichtlich jener Verbindungsverhältnisse von ihnen gilt, findet erfahrungsmässig auf alle anderen Elemente Anwendung. Wir gewinnen damit folgendes Gesetz:

Das Verhältniss, in welchem sich zwei Körper (A und B) mit einem dritten Körper verbinden, ist auch das Verhältniss, in welchem sie sich mit allen anderen Körpern und zugleich dasjenige, in welchem sie sich mit einander vereinigen.

Aus den beiden letzten Columnen (III B und C) berechnet sich, dass die Gewichtsmenge Chlor, welche mit 1 Gewichtstheil Wasserstoff eine chemische Verbindung eingeht, nämlich 35·5, dieselbe ist, womit 31·7 Gewichtstheile Kupfer, 103·5 Theile Blei und 204 Theile Thallium sich verbinden, ebenso aus den Columnen (II B und C, und I B und C), dass die nämlichen Mengen Wasserstoff, Kupfer, Blei und Thallium, welche zur Vereinigung mit Chlor von diesem 35·5 Gewichtstheile erfordern, vom Schwefel je 16 Thle. und vom Sauerstoff nur je 8 Thle. in Anspruch nehmen.

Wir haben so für die genannten Elemente folgende Zahlen gefunden, welche die Gewichtsmengen angeben, in denen sie sich

unter einander, wie dann weiter auch mit anderen Stoffen chemisch vereinigen:

Wasserstoff . . . . .	1·0
Sauerstoff . . . . .	8·0
Schwefel . . . . .	16·0
Chlor . . . . .	35·5
Kupfer . . . . .	31·7
Blei . . . . .	103·5
Thallium . . . . .	204·0

Um zu erfahren, in welchen Gewichtsverhältnissen z. B. Chlor und Sauerstoff sich mit einander verbinden, genügt es zu wissen, in welchen Verhältnissen beide mit einem dritten Körper zusammentreten. Wir lernen aus der Tabelle, S. 48, dass 103·5 Thle. Blei, zur chemischen Vereinigung, vom Sauerstoff 8 Gewichtstheile, vom Chlor 35·5 Thle. erfordern. Das Verhältniss von 8 Thln. Sauerstoff und 35·5 Thln. Chlor ist nun auch dasjenige, in welchem diese beiden Elemente sich mit einander verbinden. Die unterchlorige Säure enthält auf 8 Thle. Sauerstoff genau 35·5 Thle. Chlor.

Man kann so auch für jedes andere Element leicht die Zahl finden, welche die Gewichtsmenge ausdrückt, worin sich dasselbe mit 1 Thl. Wasserstoff, 8 Thln. Sauerstoff, 16 Thln. Schwefel, 35·5 Thln. Chlor etc. vereinigt, wenn man nur die procentische Zusammensetzung einer Verbindung des fraglichen Elementes mit Wasserstoff, Sauerstoff, Chlor etc. kennt.

Gesetzt, man will die Gewichtsmenge ermitteln, in welcher das Metall Natrium mit anderen Elementen zusammentritt, und es ist durch die Analyse die procentische Zusammensetzung der Chlorverbindung des Natriums, des Kochsalzes, wie folgt, festgestellt:

Natrium . . . . .	39·32
Chlor . . . . .	60·68
	<hr/>
	100·00

so braucht man nur zu wissen, dass die Gewichtsmenge, in welcher das Chlor sich mit 1 Wasserstoff, 8 Sauerstoff, 31·7 Kupfer etc. verbindet, 35·5 beträgt, um aus der Gleichung

$$60·68 : 39·32 = 35·5 : x; (x = 23)$$

die Zahl 23 als diejenige abzuleiten, welche die Gewichtsmenge ausdrückt, worin das Natrium sich mit 1 Wasserstoff, 8 Sauerstoff.

16 Schwefel etc., überhaupt mit äquivalenten Mengen aller Elemente vereinigt.

Chemische Aequivalente nennen wir die relativen Gewichtsmengen, in denen die Körper sich unter einander verbinden und in ihren Verbindungen einander vertreten. — 31·7 Gewichtstheile Kupfer und 103·5 Gewichtstheile Blei vereinigen sich constant mit 8 Gewichtstheilen Sauerstoff, mit 16 Gewichtstheilen Schwefel und mit 35·5 Thln. Chlor. Soll in der Verbindung von 35·5 Thln. Chlor und 103·5 Thln. Blei dieses Blei durch ein anderes Element, etwa durch Kupfer oder durch Wasserstoff ersetzt werden, so sind dazu nicht wieder 103·5 Gewichtstheile Kupfer oder eben so viel Wasserstoff erforderlich, sondern vom Kupfer 31·7 Thle. und vom Wasserstoff nur 1 Thl. In diesen Verbindungen übt 1 Thl. Wasserstoff denselben Effect, wie 31·7 Thle. Kupfer und wie 103·5 Thle. Blei, und so vertreten diese Elemente einander auch in allen anderen Verbindungen nicht zu gleichen Gewichten, sondern immer nach ihren Aequivalentgewichten.

Um 35·5 Gewichtstheile Chlor aus seiner Verbindung mit 1 Thl. Wasserstoff oder mit 204 Thln. Thallium auszutreiben und durch Jod zu ersetzen, sind 127 Gewichtstheile von letzterem Elemente erforderlich. Umgekehrt bedarf es vom Wasserstoff nur eines einzigen Gewichtstheiles, um die 204 Thle. Thallium aus seinen Verbindungen zu verdrängen. Um ferner in dem aus 16 Thln. Schwefel und 31·7 Thln. Kupfer bestehenden Schwefelkupfer das Kupfer ganz durch Silber zu substituiren und die 16 Thle. Schwefel ganz an Silber zu binden, sind von diesem 108 Gewichtstheile erforderlich etc.

---

### Gesetz der multipeln Proportionen.

Die Zahl der chemischen Verbindungen würde sehr beschränkt sein, wenn die Elemente sich unter einander nur in einem einzigen Verhältnisse zu verbinden vermöchten. Die Erfahrung hat aber gelehrt, dass die meisten Elemente in mehr als einem, manche



gar in fünf verschiedenen Verhältnissen mit anderen Elementen zusammentreten können, und damit eben so viele, meist sehr heterogene Verbindungen liefern.

In diesem Falle sind aber die Gewichtsmengen des Elements, welches mit dem anderen in mehrfachen Verhältnissen Verbindungen eingeht, stets einfache durch kleine ganze Zahlen ausdrückbare Multipla von der ersten Gewichtsmenge. Als Beispiel mögen die fünf Sauerstoffverbindungen des Stickstoffs, das Stickoxydul, Stickoxyd, salpetrige Säure, Untersalpetersäure und Salpetersäure dienen.

Es sind enthalten im

	Stickstoff.	Sauerstoff.	
Stickoxydul . . . .	28 Thle.	und 16 Thle.	
Stickoxyd . . . .	28	„ „	32 „ = 2 × 16
Salpetrige Säure . .	28	„ „	48 „ = 3 × 16
Untersalpetersäure .	28	„ „	64 „ = 4 × 16
Salpetersäure . . .	28	„ „	80 „ = 5 × 16

Wie man sieht, stehen die Mengen Sauerstoff, welche sich mit ein und derselben Gewichtsmenge Stickstoff verbinden, genau im Verhältnisse der Zahlen 1 : 2 : 3 : 4 : 5.

In gleicher Weise vereinigt sich ein und dieselbe Gewichtsmenge Eisen mit zwei verschiedenen Gewichtsmengen Chlor, welche im Verhältniss von 2 : 3 stehen.

Diese und zahlreiche andere Erfahrungen begründen das Gesetz der multipeln Proportionen, welches lautet:

Die Elemente verbinden sich nach ihren Aequivalentgewichten oder nach einfachen Multipeln derselben.

Wie bei den einfachen Stoffen, erfolgt auch bei den schon zusammengesetzten Körpern, wenn dieselben sich unter einander zu Verbindungen höherer Ordnung vereinigen, die Vereinigung stets nach ihren Aequivalenten in einfachen oder multipeln Verhältnissen.

Wir verdanken die Entdeckung jenes Gesetzes dem englischen Chemiker Dalton. Dieselbe ist kaum 70 Jahr alt. Dalton veröffentlichte seine Ideen darüber ausführlich zuerst im Jahre 1808, zu einer Zeit, wo die exacte chemische Forschung in England, Frankreich und Schweden in hoher Blüthe stand, wo

dagegen in Deutschland die Geister, den Irrwegen der Naturphilosophie ohne reale Basis folgend, in haltlosen Speculationen ihre Kräfte Jahrzehnte lang nutzlos vergeudeteten.

Solider und fruchtbringender als letztere waren die Speculationen Dalton's und die Schlüsse, welche er aus seinem Gesetze der multiplen Proportionen auf die chemische Verbindungsweise überhaupt ableitete.

Die Festigkeit, womit zwei Elemente nach ihrer chemischen Vereinigung mit einander verbunden bleiben, die Unmöglichkeit, in dem Wasser irgend eine Eigenschaft der Componenten wieder zu erkennen, und aus dem Wasser durch mechanische Mittel Wasserstoff und Sauerstoff wieder abzuspalten, hatten zu der Vorstellung geführt, dass bei der chemischen Vereinigung zweier Stoffe eine Durchdringung der Materie und eine ähnliche Verschmelzung der Massen erfolge, wie eine Mischung von Kupfer und Zink beim Glühen zu Messing zusammenschmilzt. Auch in solchen Legirungen lassen sich die Componenten durch mechanische Hilfsmittel nicht erkennen noch trennen. Wir sind nicht im Stande, mit dem schärfsten Mikroskop im Messing das Kupfer oder Zink, im Goldamalgam das Gold wahrzunehmen. Gleichwohl gelten sie uns in der Regel nicht als chemische Verbindungen, und zwar darum nicht, weil die Metalle, welche überhaupt sich zusammenschmelzen lassen und Legirungen liefern, meist in jeglichem Verhältnisse sich vereinigen, während die Vereinigung der Stoffe zu wirklichen chemischen Verbindungen stets in bestimmten Gewichtsverhältnissen erfolgt.

Wenn wir Kupfer und Zink in den Gewichtsverhältnissen, worin sich beide mit Sauerstoff, Chlor, Schwefel etc. vereinigen, d. h. nach ihren Aequivalentgewichten zusammenschmelzen, so resultirt eine Legirung, welche wir allenfalls als eine wirkliche chemische Verbindung beider Metalle ansehen können; aber eine solche Legirung entsteht eben so wohl, wenn wir vom Kupfer oder auch vom Zink etwas mehr oder etwas weniger nehmen, als jenem Mischungsverhältnisse entspricht. In keinem Falle bleibt Kupfer oder Zink unverändert so zurück, dass wir sie neben der eigentlichen Verbindung beider zu erkennen vermöchten.

Anders bei wirklichen chemischen Verbindungen. Wie Metalle meist in jeglichem Verhältnisse zusammenschmelzen, so mischen sich auch Wasserstoff und Sauerstoff innig in jedem Verhältnisse.

Wenn wir aber dieses mechanische Gemenge beider in die chemische Verbindung derselben, in Wasser, überführen, so bleibt, wie wir schon gelernt haben, jegliche, auch die kleinste Menge Wasserstoff oder Sauerstoff, welche mehr in der Mischung enthalten war, als dem Aequivalentgewichtsverhältnisse derselben entspricht, unverbunden und unverändert.

Beruhete die chemische Vereinigung zweier Stoffe auf inniger Verschmelzung, auf einer Durchdringung der Materie, so wäre nicht recht zu verstehen, weshalb diese Durchdringung nur in ganz bestimmten Gewichtsverhältnissen stattfindet, noch weniger, dass, wenn sie in verschiedenen Gewichtsverhältnissen erfolgt, dies immer nur sprungweise, in proportional multipeln Verhältnissen geschieht.

Dagegen erhalten jene Erfahrungen eine einfache und befriedigende Erklärung durch Dalton's Atomtheorie.

---

### Atomtheorie und chemische Valenz.

Wir nehmen mit Dalton an, dass die die chemischen Verbindungen zusammensetzenden Stoffe nicht ins Unendliche theilbar sind, sondern aus kleinsten Theilchen bestehen, welche weder durch physikalische Mittel, noch durch chemische Kräfte weiter zerlegbar sind. Diese kleinsten Theilchen heissen deshalb Atome. Wir stellen uns vor, dass die chemischen Vereinigungen zu Stande kommen durch Anziehung und Aneinanderlagerung der Atome. Je fester in diesen Verbindungen die Atome mit einander vereinigt sind, desto stärker muss die Kraft sein, welche dieselben zusammenhält und durch welche chemische Verbindungen überhaupt entstehen. Diese chemische Anziehungskraft ist durchaus verschieden von den physikalischen Anziehungskräften, z. B. von der aus der Ferne wirkenden Kraft, durch welche die Erde von der Sonne, der fallende Stein von der Erde angezogen wird, desgleichen von der Cohäsions- und Adhäsionskraft. Die chemische

Anziehungskraft wirkt nie aus der Ferne wie die Schwerkraft, sondern nur bei unmittelbarer Berührung der Körper, ebenso wie zur Fortleitung des elektrischen Stromes unmittelbare Berührung der leitenden Stoffe nothwendig ist.

Die den Atomen innewohnende chemische Kraft, chemische Affinität oder Verwandtschaftskraft genannt, steht zu der elektrischen Kraft in unverkennbarer Beziehung. Viele chemische Prozesse werden durch Elektrizität eingeleitet, und zwar sowohl Vereinigungen wie Zersetzungen. Bei der Elektrolyse des Wassers werden die Wasserstoffatome vom negativen Pole, die Sauerstoffatome vom positiven Pole angezogen. Da nun die mit entgegengesetzten Elektricitäten geladenen Körper sich anziehen, so liegt der Schluss nahe, dass der zum negativen Pole wandernde Wasserstoff mit positiver Elektricität geladen, elektropositiv, der vom positiven Pole angezogene Sauerstoff elektronegativ sei.

In gleicher Weise sehen wir bei der Elektrolyse der Metallsalze die Metalle am negativen Pole sich absetzen, die Säuren resp. Haloide am positiven Pole frei werden.

Aus diesen Wahrnehmungen hat man schliessen zu dürfen geglaubt, dass die Atome (in verschiedenem Grade) mit positiver resp. negativer Elektricität geladen seien, und dass die Anziehung und Ausgleichung dieser verschiedenen Elektricitäten es sei, was die Vereinigung zweier heterogener Atome zu einer chemischen Verbindung bewirke (Elektrochemische Theorie).

Diese Annahme lässt indessen so viele Erscheinungen unerklärt, und steht mit so vielen chemischen Vorgängen sogar im Widerspruch, dass wir gegenwärtig noch keinen Gebrauch davon machen können, obschon das Vorhandensein naher Beziehungen zwischen den chemischen und den elektrischen Kräften nicht zu verkennen ist. Was besonders jener Annahme zu widersprechen scheint, ist die Erfahrung, dass auch die Atome ein und desselben Elements, von denen vorauszusetzen ist, dass sie mit gleichen Elektricitäten geladen sind, sich anziehen und meist sehr stabile Verbindungen liefern.

Wir begnügen uns vorerst mit der Hypothese, dass den elementaren Atomen eine die chemischen Erscheinungen bewirkende Kraft inne wohnt, und dass die Atome je nach der Natur

der Elemente einen oder mehrere Angriffspunkte den chemischen Kräften anderer Atome darbieten.

Wenn die Atome heterogener Elemente durch die ihnen inwohnende Verwandtschaftskraft einander anziehen und sich zu einer chemischen Verbindung vereinigen, so ist die Zahl der Atome des einen Elementes, welche von einem Atome des anderen Elementes angezogen werden kann, stets beschränkt und, wie wir uns vorstellen, von der Zahl der Anziehungspunkte abhängig, welche die elementaren Atome überhaupt besitzen. Diese Zahl ist bei den Atomen verschiedener Elemente verschieden.

Wir wissen, dass, wenn Wasserstoff und Chlor sich chemisch verbinden, dies immer nur in einem einzigen Verhältnisse geschieht, und wir folgern daraus, dass das Atom Wasserstoff den Verwandtschaftskräften des Chlors, und, wie die Erfahrung weiter gelehrt hat, auch denen der anderen Elemente nur einen einzigen Anziehungspunkt darbietet.

Die Erfahrung, dass der Sauerstoff zur Bildung von Wasser vom Wasserstoff stets die doppelte Menge in Anspruch nimmt, als das Chlor, wenn es sich mit Wasserstoff zu Chlorwasserstoff verbindet, leitet zu der Annahme, dass das Sauerstoffatom zwei Anziehungspunkte besitzt, mit denen es zwei Atome Wasserstoff fesselt.

Wenn Kohlenstoff sich mit Wasserstoff zu Grubengas und wenn er mit Sauerstoff sich zu Kohlensäure vereinigt, so wird nicht die gleiche Anzahl von Wasserstoff- und Sauerstoffatomen von dem Kohlenstoffatom gebunden. Letzteres besitzt, was wir natürlich nicht sehen, aber aus der Zusammensetzung seiner zahlreichen Verbindungen schliessen, vier Anziehungspunkte für die Atome anderer Elemente, und erfordert darum vom Wasserstoff vier Atome, vom Sauerstoff aber nur zwei Atome zur Sättigung, weil das Sauerstoffatom nicht wie das Wasserstoffatom einen, sondern zwei Angriffspunkte für die chemische Verwandtschaft anderer Elemente darbietet.

Zwei Atome Sauerstoff leisten demnach in Verbindung mit einem Atom Kohlenstoff und so auch mit allen anderen Elementen eben so viel, wie vier Atome Wasserstoff, oder, was dasselbe ist, ein Atom Sauerstoff hat in jenem Sinne gleichen Werth, gleiche Valenz, wie zwei Atome Wasserstoff.

Wir nennen diejenigen Elemente, deren Atome wie das des Wasserstoffs nur einen Anziehungspunkt besitzen, einwerthige

(monovalente) Elemente, die mit zwei Anziehungspunkten zweiwerthig, die mit drei Anziehungspunkten dreierwerthig u. s. f. Mehr als sieben oder acht Anziehungspunkte scheint kein elementares Atom zu besitzen, und es ist deshalb, wie schon zuvor bemerkt, die Zahl der Atome eines Elements, welche von einem Atom eines anderen Elements angezogen werden, beschränkt.

Wenn es dennoch unter den organischen chemischen Verbindungen solche giebt, worin mehrere Dutzend der constituirenden Atome mit einander vereinigt sind, so haben wir gelernt, diese scheinbar complicirten Verhältnisse auf einfache normale Verbindungsverhältnisse derselben Art zurückzuführen, welche wir bei den unorganischen Verbindungen antreffen.

Wir nennen die Fähigkeit der Elemente, von den Atomen anderer Elemente eine bestimmte Anzahl zu binden, das Sättigungsvermögen oder die Sättigungscapacität derselben, und sagen, die Sättigungscapacität des Wasserstoffs ist gleich eins, die des Sauerstoffs gleich zwei, die des Kohlenstoffs gleich zwei oder vier. Jedes Element hat eine bestimmte höchste Sättigungscapacität, oder was dasselbe ist, eine bestimmte grösste Anzahl von chemischen Anziehungspunkten seines Atoms; die Atome der mehrwerthigen Elemente treten aber nicht immer mit ihrem vollen Wirkungswerth in Function. Der Schwefel, dessen höchstes Sättigungsvermögen gleich sechs ist, und welcher z. B. in der Schwefelsäure als sechswerthiges Element fungirt, übt in der schwefligen Säure gegen denselben Sauerstoff nur die Kraft eines vierwerthigen, im Schwefelwasserstoff gegen Wasserstoff nur die eines zweiwerthigen Elements.

Wir stellen uns vor, dass da, wo nicht alle Anziehungspunkte eines Atoms zur Geltung kommen, die nicht fungirenden in einem Zustande der Ruhe sich befinden, so zu sagen schlummern, bis sie durch neue chemische Actionen geweckt werden. In solchem Zustande befinden sich zwei Affinitätswerthe des im Chlorammonium fünfwerthigen Stickstoffs gegenüber den drei Affinitätswerthen des im Ammoniak als dreierwerthiges Element fungirenden Stickstoffs. Der Zutritt von Salzsäure oder überhaupt einer Säure zum Ammoniak genügt, um beim Stickstoffatom seine zwei im Ammoniak noch schlummernden Affinitäten zu wecken und aus einer Verbindung des dreierwerthigen Stickstoffs eine solche des fünfwerthigen Stickstoffs zu machen.

In anderen Fällen bedarf es noch der Mitwirkung der Wärme oder des Lichtes oder noch anderer auf die chemische Affinität influirenden Agentien, um die in Ruhe befindlichen Anziehungspunkte der Atome mehrwerthiger Elemente in Wirksamkeit zu bringen. Die vier Affinitäten des Kohlenstoffatoms, von denen bei dessen Vereinigung mit Sauerstoff zu Kohlenoxyd nur zwei agiren, kommen beim Kohlenoxyd in Bezug auf den Sauerstoff erst in höherer Temperatur, gegenüber dem Chlor erst durch das directe Sonnenlicht zu ihrem vollen Wirkungswerth, indem daraus Kohlensäure resp. Chlorkohlenoxyd hervorgehen.

Wir sagen, der Schwefel fungirt als zweiwerthiges Element, oder kürzer er ist zweiwerthig im Schwefelwasserstoff, vierwerthig in der schwefligen Säure, sechswerthig in der Schwefelsäure, und wir sprechen von zweiwerthigem Kohlenstoff im Kohlenoxyd, von dreiwerthigem Stickstoff im Ammoniak, ohne damit die Frage irgend wie zu berühren, welches das absolut höchste Sättigungsvermögen der genannten Elemente ist. Wir tragen damit einfach der Erfahrung (dem Dalton'schen Gesetz) Rechnung, dass die Elemente sich unter einander in multipeln Verhältnissen vereinigen.

Die durch Vereinigung von Atomen resultirenden chemischen Verbindungen sind, wie die Atome selbst, mechanisch nicht theilbar, wohl aber durch chemische Kräfte in ihre Bestandtheile zu zerlegen. Die kleinste Menge einer chemischen Verbindung, welche in freiem Zustande existiren kann, heisst ein Molecül. Wir verstehen demnach unter „ein Molecül Wasser“ die Verbindung von zwei Atomen Wasserstoff und ein Atom Sauerstoff, unter „ein Molecül Kohlensäure“ die Verbindung von ein Atom Kohlenstoff mit zwei Atomen Sauerstoff.

Die Molecüle Wasser, Kohlensäure, Schwefeleisen etc. sind ebenso wenig greifbar oder sichtbar, wie die Atome. Was wir Wasser nennen, ist ein Agglomerat von Wassermolecülen, und ebenso besteht die in einem Gefäss gesammelte gasige oder die feste Kohlensäure aus einem Agglomerat von Kohlensäuremolecülen.

Hier wirft sich von selbst die Frage auf, sind die elementaren Stoffe, sind z. B. das Wasserstoffgas und Schwefel, Agglomerate von Wasserstoff- und von Schwefelatomen? Vor nicht langer Zeit noch war man dieser Meinung, gegenwärtig wissen wir, dass die

Atome der Elemente nicht bloss auf die Atome heterogener, sondern auch auf die Atome gleichnamiger Elemente chemische Anziehungskraft üben und sich mit einander verbinden.

Wenn aus einer chemischen Verbindung frei gemachte Wasserstoffatome zusammentreffen, und wenn sich ihnen in diesem Entstehungsmomente kein anderer Stoff darbietet, zu dessen Atomen sie stärkere chemische Affinität haben, so vereinigen sie sich sofort unter einander zu Wasserstoffmoleculen. Durch chemische Vereinigung von zwei Wasserstoffatomen entsteht so das Molecul Wasserstoff, wie auch das Molecul Sauerstoff aus zwei Atomen dieses Elements, das Molecul Stickstoff aus zwei Atomen Stickstoff besteht etc.<sup>1)</sup> In den durch Vereinigung von Atomen gleichnamiger Elemente entstandenen Moleculen sind die einzelnen Atome mit nicht minderer, oft sogar mit noch grösserer Affinität mit einander verbunden, als in den Verbindungen der Atome heterogener Elemente. So ist z. B. das Molecul Stickstoff eine viel beständigere Verbindung der beiden constituirenden Stickstoffatome, als die Verbindungen des Stickstoffs mit Sauerstoff oder mit Wasserstoff oder gar mit Chlor.

Die Moleculé gleichnamiger Stoffe üben niemals chemische Wirkung auf einander aus. Chemische Verbindungen oder Umsetzungen erfolgen stets nur zwischen den Bestandtheilen der Moleculé heterogener Stoffe. Zwei Moleculé Wasserstoff wirken eben so wenig auf einander ein, wie zwei Moleculé Chlor, mischen wir aber Wasserstoff und Chlor, so erfolgt unter dem Einfluss des Lichtes oder von Wärme eine Zerlegung der Moleculé beider Elemente unter wechselseitigem Umtausch von Chlor und Wasserstoffatomen. Aus einem Molecul Wasserstoff und einem Molecul Chlor

---

<sup>1)</sup> Von den Elementen, deren Atome mehrere Valenzen haben, können möglicherweise verschiedene Moleculé existiren. Es ist denkbar, dass neben dem Molecul Stickstoff, dessen beide dreiwertige Stickstoffatome muthmaasslich mit je drei Anziehungspunkten auf einander wirken, ein zweites Stickstoffmolecul existirt, worin die zwei Stickstoffatome mit je fünf Affinitäten an einander gefesselt sind. Bis jetzt kennen wir freilich nur eine einzige Art Stickstoff, aber der Phosphor, Schwefel, Kohle und andere Elemente existiren in verschiedenen Formen (Modificationen). Möglich, dass der gewöhnliche leicht entzündliche und der mit geringeren chemischen Affinitäten begabte rothe amorphe Phosphor ihre Verschiedenheit solchen Ursachen verdanken.



werden zwei Molecüle Chlorwasserstoff. Während hier wie in allen anderen Fällen die Molecüle auf einander einzuwirken scheinen, sind es in Wirklichkeit die Atome derselben, welche sich mit einander verbinden, und welche im Momente der Reaction aus der einen molecularen Vereinigung in eine andere übertreten.

Die Erfahrung hat gelehrt, dass die Elemente im Augenblicke des Freiwerdens aus einer Verbindung auf andere damit in Berührung kommende Stoffe eine viel stärkere Verwandtschaftskraft üben, als wenn sie im gewöhnlichen (molecularen) Zustande denselben Stoffen dargeboten werden. Wasserstoff und schweflige Säure, trocken oder bei Gegenwart von Wasser gemischt, wirken durchaus nicht auf einander ein; bringen wir aber die schweflige Säure zu einer Mischung von Zink und verdünnter Schwefelsäure, welche Wasserstoff entwickelt, so übt der Wasserstoff, welcher hier im Augenblicke des Freiwerdens (status nascens ist der technische Ausdruck) mit den Molecülen der schwefligen Säure zusammentrifft, auf letztere sofort eine chemische Wirkung aus, indem er, die Bestandtheile der schwefligen Säure trennend, sich mit dem Schwefel derselben zu Schwefelwasserstoff und mit dem Sauerstoff zu Wasser vereinigt.

Wir erklären uns diese wie alle ähnlichen Erscheinungen durch die Annahme, dass im status nascens die Atome der Elemente wirken, nicht die Molecüle, und dass die Atome mit ihren dann in noch ungeschwächter Kraft wirkenden chemischen Angriffspunkten stärkere Affinität äussern, als dieselben Elemente im molecularen Zustande, d. h. nachdem die elementaren Atome bereits mit einander sich vereinigt haben.

---

### Stärke der chemischen Verwandtschaft und quantitative Bestimmung derselben.

Die den Atomen der Elemente innewohnenden chemischen Anziehungskräfte (Affinitäten) sind verschieden stark. So überwiegt die Affinität des Chlors zum Kalium die des Jods in dem

Maasse, dass beim Einleiten von Chlor in eine Lösung von Jodkalium das Chlor sich des Kaliums bemächtigt und alles Jod austreibt. Ebenso übertrifft die Verwandtschaftskraft des Eisens die des Kupfers zum Chlor in dem Grade, dass ein Eisenstab, in eine Lösung von Chlorkupfer gestellt, sich sofort mit metallischem Kupfer bedeckt und zuletzt alles Kupfer aus jener Verbindung metallisch ausscheidet, während von dem Eisen die dem Kupfer äquivalente Menge mit dem Chlor des Chlorkupfers in Verbindung tritt.

Es liegt nahe zu fragen: um wie viel grösser ist die Verwandtschaft des Chlors zum Kalium als die des Jods, oder die des Eisens zum Chlor als die des Kupfers? Man sollte glauben, die experimentelle Beantwortung dieser und ähnlicher Fragen könne nicht schwerer sein, als die Messungen der Schwerkraft, der Stärke des galvanischen Stromes und anderer physikalischer Kräfte. — Die Leistungen der Chemie stehen jedoch in dieser Hinsicht sehr weit hinter denen der Physik zurück, und zwar nicht bloss deshalb, weil die Chemie eine noch junge Wissenschaft ist, sondern hauptsächlich in Folge der Abhängigkeit der chemischen Verwandtschaft von einer Menge oft zusammen wirkender Factoren, wie Wärme, Licht, Elektrizität, Aggregatzustand, Massenwirkung u. A., deren Einfluss auf die Affinitäten so mächtig sein kann, dass dadurch starke Affinitäten herabgemindert, schwache Affinitäten beträchtlich verstärkt werden. — Einige Beispiele lassen am besten erkennen, eine wie schwierige Aufgabe es ist, die Grösse der oft so sehr wechselnden chemischen Verwandtschaftskräfte zu bestimmen.

Abhängigkeit der chemischen Verwandtschaft von der Temperatur. — Quecksilber und Sauerstoff haben bei gewöhnlicher Temperatur, auch bei Siedehitze des Wassers, gar keine Affinität zu einander, erlangen sie aber bei etwa  $300^{\circ}$ . Wird metallisches Quecksilber in Sauerstoffgas oder in der atmosphärischen Luft bis  $300^{\circ}$  erhitzt, so vereinigen sich beide zu rothem Quecksilberoxyd. Aber schon unter  $400^{\circ}$  wird diese Verbindung wieder in ihre Bestandtheile zerlegt. Quecksilber und Sauerstoff haben bei dieser Temperatur eben so wenig Verwandtschaft zu einander, wie bei gewöhnlicher Temperatur. — Das Metall Kalium, im Strom von Kohlensäure mässig erhitzt, entzieht dieser den Sauerstoff unter Bildung von Kaliumoxyd und dann weiter von kohlensaurem

Kaliumoxyd, und unter Abscheidung von Kohle. Wird aber das kohlen-saure Kaliumoxyd mit Kohle stärker, bis zur hellen Rothgluth, erhitzt, so überwiegt die Affinität der Kohle die des Kaliums zum Sauerstoff in dem Grade, dass dieses Metall wieder in Freiheit gesetzt wird. — Die Kohle, welche bei gewöhnlicher Temperatur zum Sauerstoff gar keine Affinität besitzt, gewinnt in Glühhitze die allerstärkste Verwandtschaft zu jenem Elemente.

Abhängigkeit der chemischen Verwandtschaft vom Lichte. — Ein Gemisch nahezu gleicher Volume Wasserstoff und Chlor hält sich bei völligem Abschluss des Lichtes unverändert, woraus wir folgern, dass die Wasserstoff- und Chloratome in ihren Molecülen im Dunkeln keine Affinität zu einander besitzen. Wird das Gemisch dem Lichte ausgesetzt, so erfolgt die chemische Umsetzung zu Salzsäure um so rascher, je intensiver das Licht ist, und zwar sind es die violetten Lichtstrahlen, welche jene chemische Action bewirken, weshalb auch diese vorzugsweise als die chemisch wirkenden Lichtstrahlen bezeichnet werden. — Enthält jenes Gemisch reinen Wasserstoff und reines Chlor genau zu gleichen Volumtheilen, so bewirkt schon zerstreutes Tageslicht momentane Reaction unter Bildung von Chlorwasserstoff. — Das Licht vermag also die in den Wasserstoff- und Chloratomen ihrer Molecüle vorhandenen Affinitäten, welche im Dunkeln schlummern, zu erregen und in Thätigkeit zu versetzen. — Umgekehrt wird die im Dunkeln sehr stabile Verbindung des Chlors oder Jods mit Silber im Lichte zersetzt und in die Bestandtheile aufgelöst. — Wir sehen also das Licht nach entgegengesetzten Richtungen hin chemische Wirkung üben.

*Chlorwasserstoff = H-Cl*

Abhängigkeit der chemischen Verwandtschaft vom Aggregatzustande und von der Masse. — Das Kali hat stärkere chemische Verwandtschaften als der Kalk, die Schwefelsäure stärkere Affinitäten zu den Basen als die Essigsäure; dennoch sehen wir aus einer Lösung von schwefelsaurem Kali beim Vermischen mit essigsaurem Kalk schwefelsauren Kalk sich ausscheiden, worauf die Lösung essigsaures Kali enthält. Es ist hier die Unlöslichkeit resp. Schwerlöslichkeit des schwefelsauren Kalks, welche die stärkere Säure veranlasst, sich von der stärkeren Basis, <sup>Schwefelsäure</sup> <sub>Kali</sub>

dem Kali, zu trennen, und mit dem Kalk in chemische Verbindung zu treten.

In ähnlicher Weise influirt auf das Zustandekommen wie auch auf Zersetzung chemischer Verbindungen die Masse der auf einander wirkenden Stoffe. Die Schwefelsäure hat weitaus stärkere chemische Affinitäten zu Metalloxyden, als Salzsäure, gleichwohl vermag letztere die Schwefelsäure in schwefelsauren Salzlösungen theilweise und in um so reichlicher Menge auszutreiben, je mehr die Menge der Salzsäure die der Schwefelsäure überwiegt. Wird z. B. der blauen wässerigen Lösung von schwefelsaurem Kupferoxyd starke Salzsäure in erheblicher Menge zugefügt, so entsteht neben freier Schwefelsäure Kupferchlorid, leicht erkennbar an der diesem Salze eigenen grünen Farbe, welche die zuvor blaue Lösung mit dem Eintragen der Salzsäure annimmt.

Die angeführten Beispiele genügen, um zu erkennen, dass die chemische Affinität, welche den Atomen der Elemente innewohnt, eine schwer zu messende Kraft ist, weil sie in gar mannigfacher Weise durch Nebenwirkungen beeinflusst und geändert wird. Ehe wir nicht im Stande sind, die Stärke solcher Nebenwirkungen auch da, wo mehrere derselben zugleich thätig sind, genau abzuwägen, werden wir nicht dahin gelangen, was eins der Endziele der chemischen Forschung ist, das Resultat genau vorauszusagen, und mathematisch zu berechnen, was der Erfolg ist, wenn Stoffe, die chemisch auf einander einwirken, unter verschiedenen Bedingungen in Berührung gebracht werden.

So lange wir, wie gegenwärtig, von diesem Ziele noch weit entfernt sind, bleibt die Chemie eine dem mathematischen Calcül wenig zugängige Wissenschaft.

---

## Chemische Nomenclatur.

Man hat längst die Unmöglichkeit erkannt, die vielen Tausende chemischer Verbindungen mit empirischen Namen zu versehen, und sich frühzeitig geeinigt, die Namen nach einem bestimmten Princip so zu bilden, dass Jeder sofort leicht versteht,

welcher Art eine nach solchem Nomenclaturprincip benannte Verbindung ist und welcher Körperklasse sie angehört.

Neben diesen rationellen Namen gelten allerdings immer noch aus älterer Zeit überkommene empirische Bezeichnungen, welche, zumal wenn sie kürzer sind, als jene, vielfach, besonders im täglichen Leben von Laien gebraucht werden, aber die Zahl derselben ist verhältnissmässig gering. Der Chemiker macht nur hie und da von den Bezeichnungen: Soda, Potasche, Glaubersalz, Höllenstein, Scheidewasser etc. Gebrauch. Nur in der organischen Chemie, wo von ganzen Körperklassen, wie Zucker, Stärke, den Glucosiden u. a. bezüglich ihrer chemischen Zusammensetzungsweise noch zu wenige Erfahrungen gesammelt sind, um sie mit rationellen Namen zu belegen, müssen bis auf Weiteres die empirischen Namen aushelfen.

Die Verbindungen, welche die Elemente mit einander eingehen, und diejenigen, welche weiterhin durch Vereinigung dieser Verbindungen unter sich oder mit den Elementen entstehen, sind zumeist Basen, Säuren und Salze; nur eine geringe Zahl derselben gehört keiner dieser drei Körperklassen an. Die Sauerstoffverbindungen, von allen die verbreitetsten, nennen wir Oxyde, in gleichem Sinne die Schwefelverbindungen Sulfide, die Verbindungen der Elemente oder der ihre Rolle spielenden, zusammengesetzten Radicale mit Chlor: Chloride, mit Brom: Bromide etc.

Die Oxyde zerfallen in zwei Hauptclassen: Sauerstoffbasen und Sauerstoffsäuren. Die Oxyde, welche diesen beiden Classen nicht zugehören, sind meist indifferente Verbindungen.

Diejenigen Sauerstoffverbindungen, welche den Charakter von Basen haben, sich mit Säuren zu Salzen vereinigen, werden im engeren Sinne des Wortes Oxyde genannt, und ihr Name wird so gebildet, dass man das Wort „Oxyd“ dem Namen des Elements anhängt, welches mit dem Sauerstoff ein solches basisches Oxyd giebt.

So nennen wir die basische Sauerstoffverbindung des Kupfers Kupferoxyd, und bilden in gleichem Sinne die Namen: Kaliumoxyd, Bleioxyd, Eisenoxyd etc.

In einzelnen Fällen erzeugt ein Element mit Sauerstoff mehr als ein basisches Oxyd. Wir kennen z. B. zwei basische Oxyde des Eisens, Zinns, Quecksilbers und anderer Metalle. Um diese durch eine verständliche, präcise Bezeichnung zu unterscheiden,

ist man übereingekommen, jedesmal den sauerstoffreicheren Basen den Namen: Oxyd zu lassen, die sauerstoffärmeren aber durch Anfügung der Endung „ul“ zu signalisiren. Wir bilden so die Namen: Kupferoxyd und Kupferoxydul, Eisenoxyd und Eisenoxydul, Quecksilberoxyd und Quecksilberoxydul.

Solche basische Oxyde, wie Eisenoxyd, Chromoxyd, welche das Metall und den Sauerstoff in dem Atomverhältniss von 2 : 3 enthalten, pflegt man auch wohl Sesquioxyde zu nennen. Mit Eisenoxyd gleichbedeutend ist daher der Name: Eisensesquioxyd.

Einfache Sauerstoffverbindungen der Metalle, welche weder Basen noch Säuren sind, und welche mehr Sauerstoffatome enthalten als die basischen Oxyde, heissen Superoxyde. Sie geben, z. B. das Mangansuperoxyd, Bleisuperoxyd u. a., beim Behandeln mit starken Säuren den Sauerstoff, durch dessen Mehrgehalt sie sich von den zugehörigen basischen Oxyden unterscheiden, leicht ab.

Suboxyde, deren Zahl sehr gering ist, sind die indifferenten Metalloxyde genannt, welche weniger Sauerstoff enthalten, als die zugehörigen basischen Oxyde, und welche sich mit Säuren in Metall und das sauerstoffreichere basische Oxyd zerlegen. Ein solches Oxyd ist das Bleisuboxyd.

Die Sauerstoffverbindungen von sogenanntem sauren Charakter, welche sich mit Basen zu Sauerstoffsalzen vereinigen, nennen wir Säuren, und bilden ihre Namen durch Anhängen des Wortes „säure“ an den Namen des Elementes, welches mit dem Sauerstoff die Säure bildet. So unterscheiden wir Schwefelsäure, Phosphorsäure, Stickstoffsäure etc. Letzterer Name ist ungebräuchlich, diese Säure führt den hergebrachten empirischen Namen: Salpetersäure.

Da ein und dasselbe Element mehrere Sauerstoffverbindungen geben kann, welche Säuren sind, so müssen auch diese durch passende Benennungen gekennzeichnet werden. Das geschieht in der Weise, wie sich in den beiden Namen: Schwefelsäure und schweflige Säure ausspricht, d. h. man macht aus dem Namen des mit Sauerstoff verbundenen Elementes ein Adjectivum mit der Endsilbe „ig“. Wir unterscheiden Phosphorsäure und phosphorige Säure, Chlorsäure und chlorige Säure etc. und zwar ist es immer die sauerstoffärmere Säure, welcher der Name mit der Adjectivendung „ige“ zugetheilt wird.

Manche Elemente vereinigen sich mit Sauerstoff in noch mehr, z. B. Chlor in fünf verschiedenen Verhältnissen. Letzteres

erzeugt damit eben so viele Verbindungen von saurem Charakter. Auch für diese ist eine passende Nomenclatur geschaffen durch Vorsetzen der Worte „über“ und „unter“ vor die Namen jener Molecül enthält als die Chlorsäure, heisst Ueberchlorsäure, die, welche weniger Sauerstoff, aber mehr als die chlorige Säure besitzt, wird Unterchlorsäure genannt, und endlich führt die sauerstoffärmste den Namen „unterchlorige Säure“. Diese Art der Nomenclatur würde gestatten, noch eine sechste Säure als überchlorige Säure zu unterscheiden, wenn eine solche zwischen der Unterchlorsäure und der chlorigen Säure in der Mitte liegende Säure existirte.

Die Namen der Sauerstoffsalze werden durch Zusammenstellung der Namen der Säure und Base in der Weise gebildet, dass man den Namen der Säure zum Adjectivum macht, und dieses dem der Base voranstellt. Das Salz, welches durch Vereinigung von Salpetersäure und Kupferoxyd entsteht, heisst demnach salpetersaures Kupferoxyd. Wir sagen ferner schwefelsaures Bleioxyd, unterphosphorigsaures Eisenoxydul etc. Da, wo ein Metall nur ein basisches Oxyd giebt, wo also kein Zweifel sein kann, welches Salz gemeint ist, wird die Endung „oxyd“ von dem Namen der Basis meist weggelassen, und wir sagen deshalb kürzer, aber eben so verständlich: salpetersaures Silber statt salpetersaures Silberoxyd, ferner schwefelsaures Blei, <sup>Blei-Sulfat</sup> unterschwefelsaures Zink etc.

Dagegen haben wir <sup>Blei-Sulfat</sup> nothwendig die Endungen „oxyd oder oxydul“ dem Namen des Metalls da anzufügen, wo von letzterem zwei verschiedene Sauerstoffverbindungen mit basischem Charakter existiren. Wir unterscheiden deshalb schwefelsaures Eisenoxyd und schwefelsaures Eisenoxydul, salpetersaures Quecksilberoxyd und salpetersaures Quecksilberoxydul etc. Die Bezeichnung: „salpetersaures Quecksilber“ würde zweifelhaft lassen, welches von den beiden Salzen gemeint ist.

Eisensulfat  
Eisensulfid

Die sauren und die basischen Salze benennen wir nach Art der folgenden Beispiele: saures schwefelsaures Kali, saures (doppelt) kohlen-saures Natron, ferner: basisch salpetersaures Kupferoxyd, zweifach basisch salpetersaures Kupferoxyd.

Mit dem Namen Hydrate belegen wir zwei verschiedene Classen von Körpern: Säurehydrate und basische Hydrate. Die Säurehydrate, z. B. Schwefelsäurehydrat, enthalten eben so viele Wasser-

stoffatome, als die neutralen Salze der Säuren einwerthige Metallatome führen. Diejenigen Sauerstoffsäuren, welche keinen durch Metalle vertretbaren Wasserstoff enthalten, heissen Säureanhydride oder auch wasserfreie Säuren. Wir nennen z. B. das Product der Verbrennung des Phosphors an trockener Luft Phosphorsäureanhydrid (auch wohl wasserfreie Phosphorsäure). Einige Säuren, wie die schweflige Säure und die Kohlensäure, sind nur als Anhydride bekannt.

Basische Hydrate sind die Sauerstoffverbindungen der Metalle, worin ein Theil des Metalls durch Wasserstoff vertreten ist, z. B. Kaliumoxydhydrat, Bleioxydhydrat. Ihrer Zusammensetzung nach könnte man sie, wie früher geschah, als Verbindungen der Metalloxyde mit Wasser ansehen.

Die chemische Nomenclatur der Säuren, Basen und Salze, welche statt Sauerstoff Schwefel enthalten, ist weniger gut ausgebildet, wohl deshalb, weil diese Verbindungen, zumal die Sulfosalze, weniger gut gekannt sind. Wir heissen sie Sulfosäuren, Sulfobasen und Sulfosalze. Die Sulfosäuren werden auch Sulfide genannt, so der Schwefelkohlenstoff und das Schwefelarsen: Kohlen-sulfid und Arsensulfid, gegenüber den Sulfobasen, welche als Sulfurete unterschieden werden. Durch Vereinigung beider entstehen die Sulfosalze. Für letztere hat man verschiedene Bezeichnungen, wie aus folgenden Beispielen erhellt. Das Salz, welches durch Vereinigung von Schwefelkohlenstoff mit Schwefelnatrium entsteht, kann man Kohlensulfid-Schwefelnatrium oder kürzer Kohlensulfid-Natrium nennen; die Verbindungen der beiden Schwefelarsene mit Schwefelkalium werden durch die Namen unterschieden: dreifach Schwefelarsen-Schwefelkalium und fünffach Schwefelarsen-Schwefelkalium. In gleicher Weise werden die Namen der Sulfosalze überhaupt gebildet.

Die Salze, welche durch Vereinigung der Haloide: Chlor, Brom, Jod und Fluor mit den Metallen entstehen, und welche keinen Sauerstoff noch Schwefel enthalten, nennen wir, im Gegensatz zu den Sauerstoff- und Sulfosalzen, Haloidsalze und die mit sauren Eigenschaften begabten Verbindungen dieser Haloide mit Wasserstoff: Wasserstoffsäuren.

Chlorwasserstoffsäure, die Verbindung von Chlor mit Wasserstoff, ist nicht zu verwechseln mit Chlorsäure, welche ausser jenen beiden elementaren Bestandtheilen noch Sauerstoff enthält.



Die Metalle verbinden sich mit den Haloiden zumeist in denselben Verhältnissen wie mit Sauerstoff; man ist übereingekommen, die an Chlor reichere Verbindung eines Metalls Metallchlorid, die an Chlor ärmere Verbindung desselben Metalls Metallchlorür zu benennen. Dem Eisenoxyd correspondirt das Eisenchlorid, dem Eisenoxydul das Eisenchlorür, ferner dem Quecksilberoxyd das Quecksilberbromid, dem Quecksilberoxydul das Quecksilberbromür.

Es ist oft Bedürfniss, für die Sauerstoffsalze und die correspondirenden Haloidsalze desselben Metalls eine gemeinsame, kurze Bezeichnung zu haben. In diesem Lehrbuche sind deshalb die Bezeichnungen: Eisenid- und Eisenürsalz, Zinnid- und Zinnürsalz, Kupferid- und Kupferürsalz gewählt und in dem Sinne gebraucht, dass die Sauerstoffsalze des Eisenoxyds und das Kupferchlorid-Bromid etc. Eisenidsalze, das schwefelsaure Eisenoxydul und Eisenchlorür, Eisenürsalze heissen, u. s. w.

Wenn Elemente sich in mehr als zwei Verhältnissen mit den Haloiden vereinigen, oder wenn die resultirenden Verbindungen, z. B. die des Phosphors, nicht eigentlich zu den Haloidsalzen zu zählen sind, so pflegt man die Zahl der Chlor-, Brom- etc. Atome, welche die Verbindung enthält, durch Voranstellung der Worte: einfach, dreifach, fünffach anzugeben. Wir nennen dreifach Chlorphosphor und fünffach Chlorphosphor die beiden Chlorverbindungen des Phosphors, welche drei resp. fünf Atome Chlor mit je ein Atom Phosphor verbunden enthalten. In gleicher Weise benennt man auch die entsprechenden Schwefelverbindungen, z. B. dreifach Schwefelantimon und fünffach Schwefelantimon.

Es giebt Chlor-, Brom etc. -Verbindungen, in denen ein Theil des Haloids durch Sauerstoff ersetzt ist. Wir bezeichnen solche als Oxychloride, Oxybromide etc. Dahin gehört z. B. das bekannte Phosphoroxychlorid. In gleichem Sinne benennen wir die analogen Schwefelhaloidverbindungen, z. B. die Verbindung von Phosphor, Schwefel und Chlor: Phosphorsulfochlorid.

Legirungen heissen die chemischen Verbindungen oder die innigen mechanischen Gemenge, welche durch Zusammenschmelzen von Metallen entstehen. Diejenigen Legirungen, welche Quecksilber enthalten, führen den besonderen Namen „Amalgame“. Nur Metalle können Legirungen und Amalgame erzeugen.

## Chemische Zeichen und Formeln.

Wie wir die Zahlwörter, wenn wir mit Zahlen rechnen, nicht mit Buchstaben schreiben, sondern uns der kürzeren Zahlenzeichen bedienen, so hat man auch in der Chemie frühzeitig das Bedürfniss empfunden, die chemischen Grössen, mit denen wir rechnen, durch Symbole auszudrücken, und durch passende Zusammenstellung dieser Symbole kurz, aber allgemein verständlich chemische Gedanken wieder zu geben.

Man ist übereingekommen, die Elemente, statt ihre Namen zu schreiben oder zu drucken, durch Buchstaben zu bezeichnen, und durch Nebeneinanderstellung dieser Buchstaben die Zusammensetzung einer Verbindung symbolisch auszudrücken. Man hat für das Metall Kalium das Zeichen: K, und für das Element Jod das Zeichen: J gewählt. Um für die durch Vereinigung dieser beiden Elemente entstehende Verbindung einen kurzen symbolischen Ausdruck zu gewinnen, stellt man jene Symbole, ohne sie durch ein + Zeichen weiter zu verbinden, neben einander, und hat so das Symbol KJ für die Verbindung: Jodkalium. In gleicher Weise gewährt das zusammengesetzte Zeichen CaO einen einfachen symbolischen Ausdruck für die Verbindung des Metalles Calcium (Ca) mit Sauerstoff (O), den gewöhnlichen gebrannten Kalk.

Zu den Symbolen für die Elemente sind die Anfangsbuchstaben ihrer Namen und zumeist ihrer lateinischen Namen gewählt; es bedeutet O Sauerstoff (Oxygenium), H Wasserstoff (Hydrogenium), N Stickstoff (Nitrogenium), C Kohlenstoff (Carbo) etc. Haben mehrere Elemente den nämlichen Anfangsbuchstaben, so unterscheidet man sie durch Anhängen eines zweiten kleinen Buchstabens, gewöhnlich des dem Anfangsbuchstaben des Namens zunächst folgenden: z. B. Ba für Barium, Be für Beryllium, Br für Brom, oder des Endbuchstabens der ersten Silbe, oder auch des Anfangsbuchstabens der zweiten oder dritten Silbe, so Mg für

Magnesium, Cd für Cadmium; Ag für Silber (Argentum), Hg für Quecksilber (Hydrargyrum), Pd für Palladium.

Die für die Elemente gewählten chemischen Zeichen haben aber noch eine andere, viel wichtigere Bedeutung. Das Symbol KJ sagt nicht nur das Vorhandensein von Kalium und von Jod im Jodkalium an, sondern drückt zugleich die Gewichtsmengen aus, in welchen das Molecül Jodkalium seine beiden Bestandtheile enthält. Das Zeichen K bedeutet zugleich die Gewichtsmenge Kalium, womit das Atom desselben in seine chemischen Verbindungen eintritt, d. i. 39 (Wasserstoff als Einheit gesetzt), in gleicher Weise bedeutet J 127 Gewichtstheile Jod, und das zusammengesetzte Symbol KJ die Verbindung von Kalium mit Jod, welche auf 39 Theile des Ersteren 127 Theile Jod enthält, und deren Moleculargewicht demnach  $39 + 127 = 166$  ist.

In nebenstehender Tabelle sind die Namen der Elemente, ihre Symbole und Atomgewichte zusammengestellt, und zwar die Namen, nach Voranstellung des Wasserstoffs, alphabetisch geordnet.

Da die Elemente sich nicht bloss in einfachen, sondern auch in multipeln Verhältnissen mit einander verbinden, und da diese Erfahrung durch die chemische Zeichensprache ebenfalls zum Ausdruck gebracht werden muss, so hat man sich geeinigt, die Anzahl der Atome des einen Elementes, welche sich mit denen des anderen zu einem Molecül verbinden, durch Zahlen auszudrücken, und diese rechts an den Fuss der Symbole zu setzen. So bedeutet die Formel:  $\text{SO}_2$  die Verbindung von 1 Atom (32 Thle.) Schwefel mit 2 Atomen ( $2 \times 16 = 32$ ) Sauerstoff, ferner die Formel:  $\text{H}_2\text{O}$  die Verbindung von 2 Atomen (2) Wasserstoff mit 1 Atom (16) Sauerstoff.

Die rechts an den Fuss eines chemischen Zeichens gesetzte Zahl multiplicirt stets nur dieses eine Zeichen, aber eine Zahl, welche an die linke Seite eines Zeichens und in gleicher Höhe mit diesem gestellt wird, multiplicirt nicht nur dieses eine, sondern auch alle weiteren Zeichen bis zu einer Interpunktirung (Komma, Semikolon, Punkt oder Pluszeichen). So bedeutet die Formel  $2\text{KCl} \cdot \text{PtCl}_4$ , dass in der Verbindung zwei Atome Kalium und zwei Atome Chlor, d. h. zwei Molecüle Chlorkalium mit Platinchlorid verbunden enthalten sind. Die Formel  $(\text{SO}_2) \begin{matrix} \text{ONa} \\ \text{ONa} \end{matrix} + 10\text{H}_2\text{O}$  ist in ähnlicher Weise der symbolische Ausdruck für

Name.	Symbol.	Atom- gewicht.	Name.	Symbol.	Atom- gewicht.
Wasserstoff . . . .	H	1	Molybdän . . . .	Mo	96
Aluminium . . . .	Al	27	Natrium . . . .	Na	23
Antimon . . . .	Sb	120	Nickel . . . .	Ni	59
Arsen . . . .	As	75	Niobium . . . .	Nb	94
Barium . . . .	Ba	137	Osmium . . . .	Os	198·5
Beryllium . . . .	Be	9·1	Palladium . . . .	Pd	106
Blei . . . .	Pb	207	Phosphor . . . .	P	31
Bor . . . .	B	11	Platin . . . .	Pt	194·5
Brom . . . .	Br	80	Quecksilber . . . .	Hg	200
Cadmium . . . .	Cd	112	Rhodium . . . .	Rh	104
Cäsium . . . .	Cs	133	Rubidium . . . .	Rb	85·4
Calcium . . . .	Ca	40	Ruthenium . . . .	Ru	104
Cerium . . . .	Ce	138	Sauerstoff . . . .	O	16
Chlor . . . .	Cl	35·5	Schwefel . . . .	S	32
Chrom . . . .	Cr	52·2	Selen . . . .	Se	79
Didym . . . .	Di	147	Silber . . . .	Ag	108
Eisen . . . .	Fe	56	Silicium . . . .	Si	28
Erbium . . . .	Er	166	Stickstoff . . . .	N	14
Fluor . . . .	F	19	Strontium . . . .	Sr	87·8
Gallium . . . .	Ga	69·9	Tantal . . . .	Ta	182
Gold . . . .	Au	196·2	Tellur . . . .	Te	128
Indium . . . .	In	113·4	Thallium . . . .	Tl	204
Jod . . . .	J	127	Thorium . . . .	Th	232
Iridium . . . .	Ir	192·7	Titan . . . .	Ti	48
Kalium . . . .	K	39	Uran . . . .	U	240
Kobalt . . . .	Co	59	Vanadium . . . .	V	51·3
Kohlenstoff . . . .	C	12	Wismuth . . . .	Bi	210
Kupfer . . . .	Cu	63·4	Wolfram . . . .	W	184
Lanthan . . . .	La	139	Yttrium . . . .	Y	89·5
Lithium . . . .	Li	7	Zink . . . .	Zn	65
Magnesium . . . .	Mg	24	Zinn . . . .	Sn	118
Mangan . . . .	Mn	55	Zirconium . . . .	Zr	89·6

eine Verbindung von schwefelsaurem Natron mit zehn Molecülen Wasser, d. i. mit zwanzig Atomen Wasserstoff und zehn Atomen Sauerstoff.

Jede solche Formel birgt eine Fülle chemischer Gedanken. Kürzer als mit jener Formel (des Glaubersalzes) lässt sich die Zusammensetzung der Verbindung durch die Formel  $\text{SNa}_2\text{H}_{20}\text{O}_{14}$  ausdrücken. Letztere sagt aber nur aus, dass die Substanz aus Schwefel, Natrium, Wasserstoff und Sauerstoff besteht, und dass sie davon im Molecül 1 Atom Schwefel, 2 Atome Natrium, 20 Atome Wasserstoff und 14 Atome Sauerstoff enthält. Will man dem Gedanken Ausdruck geben, dass in dem Salze 10 Molecüle Wasser mit schwefelsaurem Natron verbunden sind, so kann das durch die Formel  $\text{SO}_4\text{Na}_2 + 10\text{H}_2\text{O}$  geschehen. Die oben gewählte Formel  $(\text{SO}_2) \begin{matrix} \text{ONa} \\ \text{ONa} \end{matrix} + 10\text{H}_2\text{O}$ , worin die Bestandtheile der Verbindung noch weiter gegliedert sind, spricht aus, dass die vier Sauerstoffatome in dem schwefelsauren Natron verschiedene Functionen haben, dass zwei derselben mit dem Schwefelatom in engerer und anderer Verbindung gedacht werden, als die beiden anderen, dass, nachdem von den sechs Valenzen des in der Verbindung als sechswerthiges Element fungirenden Schwefels, vier durch Vereinigung mit zwei (zweiwerthigen) Sauerstoffatomen abgesättigt sind, eine zweiwerthige Atomgruppe ( $\text{SO}_2$ ), d. i. ein zusammengesetztes Radical resultirt, welches die Rolle eines elementaren Atoms zu übernehmen fähig ist.

In der letzten Formel liegt dann noch weiter ausgesprochen, dass die Vereinigung dieses zweiwerthigen Radicals mit zwei Atomen Natrium durch die zwei übrigen Sauerstoffatome vermittelt wird, die hier als Copula dienen, und also andere Functionen, andere Bedeutung haben, als jene beiden ersten Sauerstoffatome.

Der Gebrauch der chemischen Formeln erleichtert wesentlich das Verständniss der chemischen Zersetzungen und die Ermittlung der Gewichtsmengen der Stoffe, welche nöthig sind, um bei ihrer Einwirkung auf andere Stoffe bestimmte Effecte zu erzielen.

Wir haben S. 13 gelernt, dass das chlorsaure Kali beim Erhitzen in Chlorkalium und Sauerstoff zerfällt. Um zu erfahren, welche Gewichtsmenge von den beiden letzten man bei jener Operation aus 100 Grammen chlorsaurem Kali gewinnt, muss man das Moleculargewicht zunächst des letzteren Salzes kennen und

wissen, wie viel Atome der constituirenden Elemente darin enthalten sind. Wir können das sehr wohl in Worte fassen, und sagen, ein Molecül chlorsaures Kali besteht aus 1 Atom Chlor, 1 Atom Kalium und 3 Atomen Sauerstoff, das Atomgewicht des Chlors ist 35·5, das des Kaliums 39, das des Sauerstoffs 16. Da nun das Molecül chlorsaures Kali drei Atome Sauerstoff besitzt, so sind darin enthalten

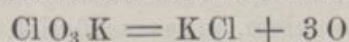
35·5	Gewichtstheile	Chlor
39·0	"	Kalium
48·0	"	Sauerstoff

---

122·5,

also ist das Moleculargewicht des chlorsauren Kalis gleich 122·5; bei seiner Zersetzung werden 48 Gewichtstheile Sauerstoff frei, und 74·5 Gewichtstheile Chlorkalium bleiben im Rückstande.

Alles dieses, mit vielen Worten Ausgesprochene, wird symbolisch durch die einfache chemische Formelgleichung



wiedergegeben. Cl bedeutet 35·5 Gewichtstheile Chlor, O<sub>3</sub> ist das Symbol für 3 × 16 = 48 Gewichtstheile Sauerstoff, und K das für 39 Theile Kalium.

Substituiren wir diese Zahlenwerthe den Symbolen, so haben wir

Cl	35·5	Cl	35·5	O <sub>3</sub>	48
K	39·0	K	39·0		
O <sub>3</sub>	48·0				
ClO <sub>3</sub> K		KCl		O <sub>3</sub>	
	122·5		74·5		48

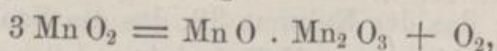
Um zu erfahren, wie viel Chlorkalium, und wie viel Sauerstoff aus 100 Gramm chlorsaurem Kali gewonnen werden, bedarf es nach jener Substitution der Symbole durch ihre Zahlenwerthe und nach Addition derselben nichts weiter, als einfacher arithmetischer Gleichungen, nämlich

$$122·5 : 74·5 = 100 : x; (x = 60·8 \text{ KCl})$$

$$122·5 : 48 = 100 : x; (x = 39·2 \text{ O}).$$

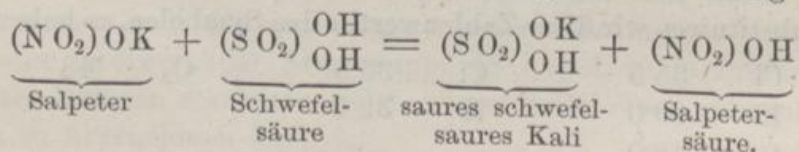
Wir haben S. 10 gelernt, dass durch Erhitzen von Braunstein ebenfalls Sauerstoff frei wird. Der Process verläuft hier etwas weniger einfach, als bei der Zersetzung des chlorsauren Kalis. Durch analytische Untersuchungen ist festgestellt, dass durch Glühen des Braunsteins der Sauerstoff desselben nur zum

Theil frei gemacht wird, und dass eine aus 3 Atomen Mangan und 4 Atomen Sauerstoff bestehende Verbindung zurückbleibt, das Manganoxyd-Oxydul. Wir veranschaulichen das Ergebniss des Processes durch folgende Gleichung:



d. h. drei Molecüle Mangansuperoxyd (Braunstein) liefern ein Molecül Manganoxyd-Oxydul und ein Molecül d. i. 2 Atome Sauerstoff. Setzt man an Stelle jener Zeichen die Zahlenwerthe derselben, so lernt man, dass aus 261 Theilen (d. i. das Gewicht von 3 Molecülen) Braunstein 229 Theile Manganoxyd-Oxydul und 32 Theile Sauerstoff, oder dass aus 100 Kilo Braunstein 12.2 Kilo Sauerstoff gewonnen werden.

Der chemische Fabrikant, welcher 100 Kilo Salpeter auf Salpetersäure verarbeiten und wissen will, wie viel Schwefelsäure er anzuwenden hat, um eine möglichst grosse Ausbeute an Salpetersäure zu erzielen, und um anderseits auch von Schwefelsäure nicht zu viel zu verbrauchen, muss natürlich den Verlauf des Processes, welchen er vollziehen will, kennen, und wissen, dass neben Salpetersäure saures schwefelsaures Kali als zweites Zersetzungsproduct auftritt. Das spricht sich in folgender Gleichung aus:



Die Formeln, in Zahlen übersetzt, geben für die vier Verbindungen folgende Werthe:

N	14	S	32	S	32	N	14
O <sub>3</sub>	48	O <sub>4</sub>	64	O <sub>4</sub>	64	O <sub>3</sub>	48
K	39	H <sub>2</sub>	2	K	39	H	1
101		98		H	1	63	
				136			

Diese einfache Berechnung lehrt den Fabrikanten, dass er auf 101 Kilo Salpeter, 98 Kilo Schwefelsäure zu verwenden hat, um damit 136 Kilo saures schwefelsaures Kali und 63 Kilo Salpetersäure zu gewinnen etc.

Man kann in den chemischen Vorträgen, sowie in den Lehrbüchern, die Elemente und ihre Verbindungen nicht besprechen, ohne vielfach vorzugreifen, d. h. ohne zugleich manche von den Stoffen mit heranzuziehen, welche erst später eingehend behandelt werden. Bei Beschreibung des Sauerstoffs und seiner Darstellungsmethoden ist z. B. das Quecksilberoxyd, der Braunstein und das chlorsaure Kali, bei Besprechung des Wasserstoffs sind Zink und Schwefelsäure nicht zu umgehen. Es empfiehlt sich deshalb, in den Vorträgen frühzeitig an passender Stelle eine kurze Charakteristik der wichtigsten Elemente nebst den wichtigsten Verbindungen derselben zu geben, unter gleichzeitiger Vorweisung der betreffenden Präparate. Dadurch, dass die Zuhörer, welche bis dahin noch gar keine Kenntniss von chemischen Verbindungen und chemischen Vorgängen haben, gleich zu Anfang eine Vorstellung von den Eigenschaften, z. B. des Metalls Kalium, des Kalihydrats, der Kalilauge oder von den wichtigsten Säuren bekommen, wird der Docent der störenden Obliegenheit überhoben, bei Nennung des Namens einer erst später zu behandelnden Substanz jedes Mal eine Erklärung derselben in seinen Vortrag einzuschalten.

---

### Allgemeine Betrachtungen über die chemischen Elemente.

Es ist beachtenswerth, dass die mehr als 60 Stoffe, welche wir als die elementaren Bestandtheile unseres Erdkörpers annehmen,



theils für sich, theils in ihren Verbindungen ausserordentlich verschiedene Verbreitung haben. Einige derselben finden sich fast überall, andere selten und in geringen Mengen, noch andere zwar selten, dann aber oft in grossen Mengen angehäuft. — Zu den verbreitetsten Elementen gehört der Sauerstoff, das Silicium, Aluminium, Eisen und Calcium, zu den seltenern zumeist die edlen Metalle: Gold, Platin. Selten, aber oft in grossen Anhäufungen vorkommende Elemente sind das Quecksilber, auch Zinn. Noch andere Elemente, wie Indium, Cäsium sind so selten, dass wir von ihnen und ihren Verbindungen erst dürftige Kenntnisse haben.

Einige Elemente finden sich als solche unverbunden in der Natur, z. B. Platin, die meisten aber ausschliesslich in chemischen Verbindungen, wieder andere, z. B. Schwefel, Sauerstoff, Stickstoff, Silber, Kupfer u. a. sowohl in elementarem Zustande, wie in Verbindung mit andern Elementen.

Eine oft aufgeworfene Frage, welche experimentell noch nicht hat beantwortet werden können, vielleicht auch nie entschieden werden wird, ist die, ob im Innern unseres Erdballs ausser den uns jetzt bekannten Elementen noch andere unbekanntes vorhanden seien, und ob nach dem Mittelpunkt der Erde zu die Elemente resp. ihre Verbindungen in anderer Verbreitung und Anhäufung vorkommen, als in dem uns zugänglichen Theile des Erdkörpers.

Was wir von unserem Erdball kennen, d. i. die Atmosphäre, die tropfbar flüssige Decke desselben, und die den in glühend flüssigem Zustande befindlichen Kern umschliessende feste Erdkruste, macht einen verschwindend kleinen Theil aus von der ganzen Masse des Erdballs. Die Länge des Erdhalbmessers beträgt etwa 860 geographische Meilen und es ist berechnet worden, dass die feste Erdrinde höchstens 5 Meilen Dicke hat, dass man also, wenn man überhaupt so weit in das Innere der Erde eindringen könnte, schon in der Tiefe von 5 Meilen den feurig flüssigen Kern antreffen würde.

Die feste Erdrinde nebst dem unmittelbar darunter liegenden, noch feurig flüssigen Theile der Erde ist der Schlacke zu vergleichen, welche im Eisenhohofen das unten befindliche, schwere, flüssige Metall bedeckt. Dass unter dieser Schlacke, von deren noch flüssigem Theil die Lavaströme der Vulkane uns ein

Bild geben, nach dem Innern der Erde zu sich schwere Massen befinden, ist mehr als blosser Annahme.

Das durchschnittliche specifische Gewicht der die feste Erdrinde constituirenden, verbreitetsten Gebirgsmassen beträgt etwa 3.0. Wenn unser Erdball bis zum Mittelpunkt aus denselben Verbindungen bestände, woraus die äussere Hülle zusammengesetzt ist, so würde das specifische Gewicht des Erdkörpers nicht viel von dem der Erdrinde abweichen.

Nun haben aber nach verschiedenen Methoden ausgeführte Bestimmungen des specifischen Gewichts der ganzen Erde, d. h. die Feststellung der Zahl, welche angiebt, um wie viel mal schwerer unser Erdball ist, als ein gleich grosses Volumen Wasser, übereinstimmend dargethan, dass das specifische Gewicht der Erde gleich 5.5, also beinahe doppelt so gross ist, wie das ihrer festen Rinde.

Hieraus folgt, dass im Innern der Erde grosse Mengen von Körpern mit hohem specifischen Gewicht angehäuft sein müssen, und es ist nicht unwahrscheinlich, dass Platin, Gold und andere wenig flüchtige Metalle von hohem Eigengewicht den dichteren Erdkern ausmachen. Der einzig jetzt denkbare mögliche Fall, hierüber einmal Aufschluss zu bekommen, wäre der, dass wenn nach Millionen von Jahren die Schlacken, welche jetzt bei vulkanischen Eruptionen als Laven ausfliessen, bis auf den dichteren Kern der Erde erstarrt sind, von diesem Kern selbst Theile bis zur Erdoberfläche hinausgedrückt werden, und, wenn es dann noch Menschen auf der Erde giebt, den Chemikern als Untersuchungsobjekt dienen.

Es ist mehr als wahrscheinlich, dass der Kern der Erde Elemente birgt, die wir bis jetzt nicht kennen, zumal solche, welche, noch dichter als Platin und Iridium, in Folge ihrer Schwere nie an die Aussenseite des Erdkörpers gelangt sind.

Wir sehen, wie schon früher (S. 5) ausgesprochen ist, die heutigen chemischen Elemente deshalb für einfache Stoffe an, weil es nicht gelungen ist, sie weiter zu zerlegen, halten sie damit aber nicht für unzerlegbar. Im Gegentheil wird die Vermuthung, dass manche derselben als zusammengesetzte Stoffe oder als Modificationen eines Elementes werden erkannt werden, durch gewichtige Momente unterstützt.

Zunächst lehrt uns die Geschichte der Chemie, dass schon früher Stoffe für Elemente gehalten sind, welche später nach Vervollkommnung der chemischen Hilfsmittel und Untersuchungsmethoden in einfachere Stoffe zerlegt wurden, von denen es heute wieder fraglich ist, ob nicht auch sie zusammengesetzte Körper sind.

Noch zu Anfang dieses Jahrhunderts galten das aus Kalium, Sauerstoff und Wasserstoff zusammengesetzte Kalihydrat, und der aus Calcium und Sauerstoff bestehende Aetzkalk u. a. m. als Elemente, bis man lernte, dass der galvanische Strom tief gehende chemische Zersetzungen bewirkt, welche auf andere Weise nicht bewerkstelligt werden konnten. Durch die Elektrolyse wurde das bis dahin unbekannte Metall Kalium als Bestandtheil des Kalihydrats erkannt, und wurde aus den Kalkverbindungen das Calcium isolirt. — Diese Erfahrung berechtigt zu der Erwartung, dass aus der Liste der heutigen Elemente noch manche verschwinden, sobald neue Hilfsmittel zu chemischen Zerlegungen entdeckt werden.

Es giebt zusammengesetzte Stoffe, deren Verbindungen mit denen einzelner Elemente so grosse Aehnlichkeit haben, dass sie oft schwer von einander zu unterscheiden sind, und dass man deshalb jene Stoffe unbedenklich für Elemente halten würde, wenn es nicht gelungen wäre, sie aus ihren Bestandtheilen zusammenzusetzen und wieder in diese zu zerlegen. Ein eclatantes Beispiel davon liefert das aus Kohlenstoff und Stickstoff bestehende Cyan. Die Verbindungen desselben mit den Metallen und mit Wasserstoff sind denen des Chlors, Broms und Jods in vielen Punkten so ähnlich, dass man sie leicht verwechselt. Diese Aehnlichkeit macht es gar nicht unwahrscheinlich, dass auch das Chlor, Brom und Jod sich als zusammengesetzte Stoffe erweisen.

Ausser dem Chlor, Brom und Jod giebt es noch andere Elemente, welche unter sich, zumal in ihren Verbindungen, auffallende Aehnlichkeiten besitzen. Das gilt z. B. von den je drei Elementen: Schwefel, Selen und Tellur; Kalium, Natrium und Lithium; Barium, Strontium und Calcium u. a. Sicher sind diese Aehnlichkeiten eben so wenig bloss zufällig, wie der Umstand, dass jene einander ähnlichen Elemente meist gemeinsam in der Natur vorkommen. Noch bemerkenswerther aber sind die Beziehungen, in

denen die Atomgewichte jener Gruppen dreier Elemente zu einander stehen. Man hat diese Gruppen von je drei, einander ähnlichen Elementen „Triaden“ genannt.

Addirt man von den Atomgewichten solcher Triaden das höchste und niedrigste, und dividirt die Summe durch 2, so resultirt fast genau das Atomgewicht von dem dritten mittleren Gliede der Triade. — Eine Triade in jenem Sinne bilden die Metalle: Kalium, Natrium und Lithium mit den Atomgewichten 39, 23 und 7. Die Summe der Atomgewichte von Kalium 39 und Lithium 7, d. i. 46, dividirt durch 2, giebt 23, die Atomgewichtszahl des Natriums.

Zu einer andern Triade gehören das Barium, Strontium und Calcium mit den Atomgewichten: 137, 87, 8, 40. Die Summe von 137 und 40 ist 177. Diese Zahl, durch 2 dividirt, giebt 88·5, welche Zahl dem Atomgewicht des Strontiums (87, 8) sehr nahe kommt. Dieselben Beziehungen zeigen die Atomgewichte der Triade: Chlor, Brom, Jod, nämlich 35·5, 80, 127; es ist  $127 + 35·5 = 162·5$ , und  $\frac{162·5}{2} = 80·7$ ; ferner der Triade Schwefel, Selen, Tellur mit den Atomgewichten: 32, 79, 128; es ist  $32 + 128 = 160$ , und  $\frac{160}{2} = 80$ .

Wie man sieht, ist die Uebereinstimmung nicht immer ganz genau, aber die so berechneten Zahlen kommen den wirklichen Atomzahlen der mittleren Triadenglieder wenigstens sehr nahe.

Dass die Glieder der angeführten und noch anderer Triaden — denn es giebt deren noch mehr — stets zusammen in der Natur vorkommen, dass sie unter sich grosse chemische Aehnlichkeit haben, und dass ihre Atomgewichte in so bemerkenswerthen Beziehungen stehen, ist sicher nicht Zufall. Wir kennen die Ursachen und den Zusammenhang jener Wahrnehmung nicht, wir ahnen und muthmaassen nur, dass hier Wahrheiten verborgen liegen, welche, dereinst gehoben, unsere Wissenschaft erheblich bereichern und fördern werden.

Der Naturforscher muss sich bescheiden, nicht jede Wahrheit, auch wenn sie in handgreiflicher Nähe zu liegen scheint, ergründen zu können, und sich hüten, das Experiment durch Speculation zu ersetzen. Ueber solche Wahrnehmungen, wie die eben besprochenen, lässt sich viel discutiren und philosophiren, und lassen

sich leicht wohlfeile Hypothesen aufstellen, welche, zumal wenn sie geistreich angehaucht sind, blenden, deren Glanz aber erlischt, wenn später das nüchterne Experiment den Schleier hebt und die Wahrheit schauen lässt.

Es ist leicht, mit den Atomgewichtszahlen Triaden zu machen, und es wäre wunderbar, wenn bei der grossen Verschiedenheit der Atomgewichte der Elemente sich nicht noch viele andere Zahlenverhältnisse ähnlicher Art wie obige, herausfinden lassen sollten. Die Atomgewichte des Sauerstoffs, Stickstoffs und Kohlenstoffs liefern dazu einen Beleg. Das arithmetische Mittel der Atomgewichte von Sauerstoff = 16 und von Kohlenstoff = 12, ist 14, genau gleich der Atomgewichtszahl des Stickstoffs (14), und doch wird deshalb Niemand diese drei Elemente als einer Triade zugehörend ansehen wollen, da ihnen das abgeht, was die Glieder der Chlor-, der Schwefel- und der Kalium-Triade auszeichnet, nämlich die Aehnlichkeit ihres chemischen Verhaltens. Die Verbindungen des Sauerstoffs, Stickstoffs und Kohlenstoffs mit anderen Elementen, z. B. mit Wasserstoff, haben mit einander nicht die geringste Aehnlichkeit; sie sind in dem Grade verschieden, wie z. B. die Wasserstoffverbindungen des Chlors, Broms und Jods einander ähnlich sind.

Sauerstoff, Stickstoff und Kohlenstoff sind deshalb nicht natürliche Glieder einer Triade, und jene Beziehungen ihrer Atomgewichte zu einander sind, wie es scheint, rein zufällig.

Noch nach einer anderen Seite hin bieten verschiedene Elemente bemerkenswerthe Erscheinungen dar. Es giebt darunter manche, deren Atomgewichte entweder ganz übereinstimmen oder einander sehr nahe stehen, und welche dabei im Mineralreiche stets zusammen vorkommen. Dahin gehören die Elemente: Platin und Iridium mit nahezu gleichen Atomgewichten 194.5 und 192.7, Ruthenium und Rhodium (Atomgewicht = 104), Kobalt und Nickel mit den übereinstimmenden Atomgewichten 59, Eisen und Mangan mit den Atomgewichten 56 und 55 u. a. m.

Diese Wahrnehmung gewinnt eine erhöhte Bedeutung dadurch, dass jene in der Natur gemeinsam vorkommenden Elemente mit nahezu gleichem Atomgewicht auch in ihren chemischen Eigenschaften mannigfache Uebereinstimmung zeigen. Seit wir wissen, dass Elemente existiren, welche, obwohl chemisch identisch, doch in den physikalischen, sogar auch in manchen chemischen

Eigenschaften sehr von einander abweichen, dass z. B. Graphit und Diamant, deren Eigenschaften kaum heterogener gedacht werden können, beide Kohlenstoff sind, dass ferner der gewöhnliche und der rothe, amorphe Phosphor isomere Modificationen ein und desselben Elements sind, ist die Vermuthung nahe gelegt, dass es später einmal gelingen möge, die Identität von Kobalt und Nickel, sowie von Eisen und Mangan nachzuweisen, vielleicht das eine Metall in das andere überzuführen.

Von welcher Seite her die Frage erwogen werden mag, ob wir Grund haben, unsere heutigen chemischen Elemente für wirklich einfache Körper zu halten — alle Erwägungen, wenn sie auch keine entscheidende Antwort gewähren, unterstützen die Vermuthung, dass es später gelingen werde, die Elemente, wenigstens zum grossen Theile, weiter zu zerlegen, dass somit die Zahl derselben sich verringern wird.

---

## Physikalische und chemische Eigenschaften der Körper.

Es ist in den meisten Fällen nicht schwer zu erkennen, ob zwei Körper bei ihrer Einwirkung auf einander chemische Veränderungen erlitten haben oder nicht; aber nicht selten, zumal in der organischen Chemie, sind doch sorgfältige, vergleichende Beobachtungen und Versuche nothwendig, um die Identität oder Verschiedenheit zweier Produkte festzustellen. Dieses geschieht durch genaue Bestimmung der physikalischen und der chemischen Eigenschaften der Körper, in deren Aufzählung die eigentliche Beschreibung derselben besteht.

Zu den physikalischen, kennzeichnenden Merkmalen gehört in erster Linie

der Aggregatzustand; es muss angegeben werden, ob der zu beschreibende Körper unter normalen Verhältnissen fest, tropfbar flüssig oder gasig ist, ob und unter welchen Umständen er seinen Aggregatzustand ändert. Es bedarf demnach bei flüssigen, flüchtigen Stoffen der Ermittlung der Siedetemperatur unter

Reduction derselben auf normalen mittleren Luftdruck; ferner der Temperatur, bei welcher die Substanz, wenn sie überhaupt dazu fähig ist, in den festen Zustand übergeht, also des Erstarrungspunktes; bei Gasen der Angabe der Temperatur resp. des Drucks, unter welchem sie in den tropfbar flüssigen Zustand übergehen; bei festen Körpern der Bestimmung der Schmelztemperatur, des Schmelzpunktes;

Die Farbe der Substanz, welche mit den verschiedenen Aggregatzuständen nicht selten wechselt. Schwefel z. B. ist im festen Zustande hellgelb, im geschmolzenen dunkelgelb bis braun, im gasigen Zustande braunroth; ferner Jod, bei gewöhnlicher Temperatur fest, metallglänzend grauschwarz, geschmolzen tief braunroth, im gasigen Zustande prachtvoll veilchenblau.

Der Geruch und Geschmack. — Die Bestimmungen des Geruchs und Geschmacks, insbesondere die des letzteren, erheischen Vorsicht wegen der Giftigkeit mancher Stoffe, auch wegen der corrodirenden Wirkungen, z. B. der Schwefelsäure oder Kalilauge, auf die Epidermis der Zunge. — Eine Menge flüchtiger Körper, wie Chlor, Jod, schweflige Säure, Chloroform, Schwefelkohlenstoff, Kampfer lassen sich leicht und ziemlich sicher allein durch ihren Geruch erkennen. — Wir unterscheiden sauren, alkalischen (laugenartigen), herben, zusammenziehenden, süssen, bitteren, faden Geschmack etc.; ferner sauren, fauligen, süsslichen, stechenden Geruch u. s. w. und bezeichnen manche Gerüche durch Vergleichung mit dem Geruche bekannter Körper; wir sagen, eine Substanz hat ätherischen, balsamischen, Zimmt-Geruch oder riecht nach Bittermandelöl, nach Buttersäure, Kampfer etc.

Der Glanz, der Bruch, die Härte. — Wir unterscheiden verschiedene Arten von Glanz, die nach bekannten Stoffen mit charakteristischem Glanze benannt werden, z. B. Metallganz, Glasganz, Demantganz, Seidenganz, Wachsganz, Harzganz, Perlmutterganz.

Ebenso verschieden wie der Glanz, ist das Aussehen der Bruchflächen fester Körper. Einige zeigen krystallinischen, andere muschligen, andere splittrigen Bruch. Der krystallinische Bruch kann sein: blättrig (gross-, kleinblättrig oder schuppig), oder körnig (grob- oder feinkörnig), oder auch faserig-krystallinisch.

Zur Bestimmung der Härte fester Körper dienen dieselben Mineralien, aus denen der Mineralog seine Härtescala zusammen-

setzt. — Bei Flüssigkeiten unterscheiden wir noch dick- und dünnflüssige Substanzen. Häufig sind dickflüssige Stoffe, z. B. concentrirte Schwefelsäure, specifisch schwer, leichtflüssige oder leicht bewegliche specifisch leicht, doch ist die grössere oder geringere Consistenz einer Flüssigkeit nicht nothwendig abhängig vom specifischen Gewichte. Das schwere Chloroform ist leicht beweglich, die specifisch leichten fetten Oele sind oft dickflüssig.

Das specifische Gewicht, Eigengewicht, d. h. die Verhältnisszahl, welche angiebt, wie viel mal leichter oder schwerer eine Substanz ist, als eine bekannte andere Substanz von gleichem Volum. Für die Bestimmung der specifischen Gewichte fester und flüssiger Stoffe dient das Wasser als Maasseinheit, für Gase die atmosphärische Luft.

Ein Stück Eisen, in der Luft gewogen, wiegt beträchtlich schwerer, als wenn es, an einem Faden hängend, in Wasser getaucht und so nochmals gewogen wird. Es erscheint jetzt genau um so viel leichter, als die Wassermenge wiegt, die von dem Eisen verdrängt wird. Das absolute Gewicht des Eisens, durch das Gewicht des von ihm verdrängten Wassers dividirt, giebt das specifische Gewicht oder das Eigengewicht des Eisens = 7·8. Das Eigengewicht des Platins, auf dieselbe Weise bestimmt, er giebt sich fast dreimal so gross, nämlich zu 21·5.

Füllen wir ein kleines Gefäss von ermitteltem Gewicht mit engem Hals bis zu einer markirten Höhe erst mit Quecksilber, sodann mit Wasser, wiegen wir das Gefäss mit Quecksilber und darnach mit Wasser, und ziehen wir von beiden Gewichten das des leeren Gefässes ab, so erhalten wir die Gewichte gleicher Raumtheile Quecksilber und Wasser. Wenn wir nun die erste Zahl, welche das Gewicht des Quecksilbers angiebt, durch die zweite Zahl, das Gewicht des gleich grossen Volums Wasser, dividiren, so erhalten wir die Zahl 13·6, d. i. das Eigengewicht des Quecksilbers.

Auf ähnliche Weise werden die specifischen Gewichte der Gase oder Dämpfe bestimmt, wenn wir letzteren Ausdruck für die Gase der Körper gebrauchen wollen, welche bei gewöhnlicher Temperatur flüssig oder fest sind.

Die Methoden, nach denen wir die Bestimmung der specifischen Gewichte überhaupt, und speciell der von Gasen und Dämpfen ausführen, werden in der Physik gelehrt; um mit ihnen vertraut



zu werden, muss man sie in chemischen und physikalischen Laboratorien selbst handhaben lernen.

Jede Substanz hat ihr besonderes Eigengewicht, welches unter gleichen Bedingungen, namentlich bei gleichem Druck und gleicher Temperatur, immer dasselbe ist, gleichviel wo die Substanz vorkommt oder wie sie gewonnen ist. Ein Körper, den wir seinen sonstigen Eigenschaften nach für Eisen halten möchten, der aber ein anderes Eigengewicht hat, vielleicht 9 statt 7·8, ist kein Eisen. — Unter den organischen Verbindungen existiren zahlreiche, welche bei ganz gleicher procentischer Zusammensetzung auch in ihrem chemischen Verhalten einander so ähnlich sind, dass man sie leicht verwechseln kann, bei denen aber die specifischen Gewichte ihrer Gase viel, oft um das Drei- und Mehrfache von einander abstehen, und welche deshalb nicht identisch, sondern nur isomer sind.

Krystallform. — Wenn ein Körper aus dem gasigen oder flüssigen Zustande in den festen übergeht, so ordnen sich in der Regel die Molecüle so, dass regelmässige, symmetrisch begränzte Gestalten, Krystalle, entstehen. Diese Gestalten sind für ein und dieselbe Substanz immer dieselben, wenn die Krystallisation unter denselben Bedingungen verläuft und in der Regel auch dann, wenn die Verhältnisse, unter denen die Krystallisation erfolgt, verschieden sind. Das Kochsalz und der Salmiak, wie auch der Alaun krystallisiren unter allen Umständen in regulärem Systeme, Schwefel in zwei, aber nur in zwei verschiedenen Formen, je nachdem wir ihn aus einem Lösungsmittel sich absetzen oder aus dem geschmolzenen Zustande in den festen übergehen lassen.

Wir nennen die Körper, welche verschiedene, d. h. verschiedenen Krystallsystemen angehörende, Gestalten anzunehmen vermögen, dimorph, und heterogene Körper, wenn sie in den gleichen Formen krystallisiren, isomorph. — Dimorph sind ausser dem Schwefel, der kohlen saure Kalk als Kalkspath und Arragonit, die arsenige Säure u. a., isomorph der Diamant, Flussspath, Bleiglanz, Alaun einerseits, anderseits der Kalkspath, Magnesitpath, Spatheisenstein etc. Die Zahl der isomorphen Körper ist ausserordentlich gross, die der dimorphen Substanzen gering.

Es giebt zahlreiche Mittel, um gasige, flüssige und amorphe feste Stoffe zum Krystallisiren zu bringen. Manche der beiden

ersteren werden fest und krystallisiren durch Abkühlung. Das violette Gas von Jod setzt beim Erkalten metallglänzende Krystalle von festem Jod ab. Wasser krystallisirt, d. h. wird zu Eis, bei  $0^{\circ}$ , flüssige Kohlensäure bei  $-78^{\circ}$ .

Feste Körper zu krystallisiren, gelingt in den meisten Fällen, wo dieselben unzersetzt flüchtig sind, durch Sublimation, d. h. durch Erhitzen, bis sie Gaszustand annehmen und durch langsames Erkalten der Gase. Auf diese Weise sind der Schwefel, arsenige Säure, Chlorquecksilber u. a. leicht krystallisirt zu erhalten. Die meisten Stoffe schmelzen, ehe sie sublimiren, andere gehen unmittelbar aus dem festen Zustande in den Gaszustand über.

Feste Stoffe, welche schmelzen, sind dadurch zum Krystallisiren zu bringen, dass man einen Theil der geschmolzenen Substanz, wenn sie zu erstarren beginnt, aus dem Gefäss ausfliessen lässt. Was zurückbleibt, gewinnt dadurch Raum zur Ausbildung regelmässiger Krystalle. So kann man Schwefel, Wismuth u. a. leicht in schönen Krystallen darstellen.

Die gewöhnlichste Art, Substanzen zu krystallisiren, ist die, dass man sie in einer flüchtigen Flüssigkeit löst und das Lösungsmittel langsam verdunsten lässt: Kochsalz krystallisirt aus einer gesättigten wässrigen Lösung beim Verdunsten des Wassers in Würfeln aus; oder dass man eine heiss gesättigte Lösung langsam erkalten lässt, da in der Regel die Lösungsmittel in der Wärme mehr zu lösen vermögen, als in der Kälte. Was von der gelösten Substanz durch das heisse Lösungsmittel mehr aufgenommen wird, als durch das kalte, setzt sich gewöhnlich in Krystallen ab, welche desto schöner und grösser werden, je langsamer die Abkühlung vor sich geht. Auf diese Weise erhalten wir Salpeter, Glaubersalz und viele andere Salze aus heissem Wasser, Schwefel aus heissem Schwefelkohlenstoff, Chlorquecksilber aus Alkohol, Graphit aus geschmolzenem Eisen in Krystallen.

Metalle, z. B. Kupfer, Silber, setzen sich aus der wässrigen Lösung ihrer Salze in Folge elektrolytischer Zersetzung am negativen Pole krystallinisch ab, wenn durch die Lösungen ein galvanischer Strom geleitet wird. — Unter welchen Umständen die vielen, schön krystallisirten Verbindungen des Mineralreichs, zumal diejenigen, welche von den bekannten Lösungsmitteln nicht aufgenommen werden, z. B. Bergkrystall, Korund, Schwerspath und

zahlreiche andere, in der Natur sich gebildet haben, ist noch nicht erforscht.

**Löslichkeitsverhältnisse.** — Wir kennen nur wenige feste Stoffe, welche sich nicht in der einen oder andern Flüssigkeit lösen. Aber die Art und der Verlauf der Lösung sind verschieden. Von vielen Flüssigkeiten werden die Körper gelöst, ohne dass diese eine weitere chemische Aenderung erleiden, so Kochsalz, Glaubersalz, Borsäure u. a. m. von Wasser. Die gelösten Substanzen scheiden sich nach Entfernung der Lösungsmittel unverändert wieder aus. Man kann dies die mechanische Lösung nennen.

Andere Mittel lösen die Stoffe, indem sie sich chemisch damit vereinigen, wie Wasser die wasserfreie Schwefelsäure, die Phosphorsäure, das Bariumoxyd; noch andere bewirken die Lösung unter gleichzeitiger chemischer Veränderung und Zersetzung, so die Salpetersäure, wenn sie Bleioxyd oder metallisches Kupfer löst. Diese Lösungsmittel, deren Wirkungen auf chemischen Processen beruhen, kann man als chemische bezeichnen.

Von den mechanischen Lösungsmitteln ist das Wasser weitaus das wichtigste. Dazu gehören ferner Alkohol, Aether, Schwefelkohlenstoff, Chloroform, Benzol u. a.

In der Regel wächst die Löslichkeit der Stoffe mit der Temperatur der Lösungsmittel, so dass die Flüssigkeiten bei Siedhitze meist bedeutendere Mengen der zu lösenden Substanz aufnehmen, als bei gewöhnlicher Temperatur. Nur wenige Körper lösen sich in der Kälte ebenso reichlich, wie in der Wärme, so Kochsalz in Wasser; wenige lösen sich bei gewöhnlicher Temperatur in grösserer Menge, als bei Siedhitze, z. B. Kalkhydrat im Wasser; daher die Erscheinung, dass die kalt gesättigte wässrige Lösung von Kalkhydrat (Kalkwasser) sich beim Erhitzen trübt durch krystallinisch ausgeschiedenes Kalkhydrat, und beim Erkalten wieder klärt.

Viele Stoffe, welche sich in Wasser lösen, sind in Alkohol, Aether u. a. unlöslich, und umgekehrt. In Wasser löslich, aber in Alkohol und in Aether unlöslich ist z. B. Chlorbarium, Glaubersalz; in Alkohol und Aether löslich, aber in Wasser unlöslich sind viele organische Stoffe, z. B. Stearinsäure.

Von grossem Belang für Feststellung der Identität oder Verschiedenheit der Körper ist die Bestimmung der Gewichtsmengen, welche bei verschiedenen Temperaturen von den Lösungsmitteln aufgenommen werden. Diese Bestimmungen beziehen sich auf die Siedetemperatur des Lösungsmittels, oder auf  $0^{\circ}$ , oder auch auf die mittlere Lufttemperatur.

Chemische Eigenschaften der Körper. — Wir zählen hierzu das Verhalten derselben zu verschiedenen Lösungsmitteln, durch welche sie beim Auflösen eine chemische Veränderung erfahren, daran erkennbar, dass nach Entfernung der Lösungsmittel nicht wieder die gelösten Stoffe selbst, sondern chemische Verbindungen derselben zurückbleiben. Wenige Metalle werden von Wasser oder Alkohol gelöst, die meisten Metalle lösen sich aber in Säuren, wie Salpetersäure, Salzsäure, Schwefelsäure, Königswasser u. a. m. Quecksilber, Kupfer, Blei u. a. werden leicht von Salpetersäure in salpetersaure Metallsalze verwandelt; Zinn wird davon nur in Oxyd verwandelt, nicht gelöst, aber von Salzsäure in Lösung versetzt; Gold und Platin lösen sich in keiner der beiden Säuren, wohl aber in dem Gemisch derselben, dem sogenannten Königswasser.

Wie die Metalle, sind auch die meisten Metalloxyde in Wasser unlöslich, gehen aber mit der Mehrzahl der Säuren lösliche Verbindungen ein. — Charakteristisch für viele Stoffe ist wiederum deren Unauflöslichkeit oder Schwerlöslichkeit. So wird schwefelsaurer Baryt (Schwerspath) weder von Wasser, noch von Säuren in Lösung versetzt.

Besonders wichtig für Beurtheilung der Identität oder Verschiedenheit chemischer Stoffe ist die Feststellung ihres chemischen Charakters, ob die Stoffe saure oder basische Eigenschaften haben, ob sie zu den Salzen zählen, oder sonst indifferente Körper sind. — Die Stoffe mit sauren Eigenschaften, welche löslich sind, geben sich häufig durch ihren sauren Geschmack, noch deutlicher und sicherer durch ihr Verhalten gegen gewisse Pflanzenfarben zu erkennen, sie färben den blauen, in Wasser löslichen Farbstoff des Lackmus, wie auch den blauen Veilchensyrup roth. Mit Lackmusfarbstoff getränktes Papier, das sogenannte Lackmuspapier, welches nach dem Trocknen blau erscheint, wird durch

einen Tropfen einer Säurelösung an der Berührungsstelle roth. — Die löslichen Stoffe mit alkalischen (basischen) Eigenschaften färben dagegen durch Säuren schwach geröthete Lackmuslösung oder rothes Lackmuspapier blau, den blauen Veilchenextract grün. Wir reden in diesem Sinne von saurer und alkalischer Reaction.

Neben den löslichen Stoffen mit saurer oder alkalischer Reaction giebt es eine überwiegend grosse Menge unlöslicher Säuren und Basen, welche sich weder durch den Geschmack, noch durch jene Reactionen als solche kund geben. Den Charakter dieser Stoffe als Säuren erkennt man an der Eigenschaft derselben, mit starken Basen chemische Verbindungen einzugehen, aus welchen sie durch stärkere Säuren wieder ausgeschieden werden. So löst sich die in Wasser und Säuren ganz unlösliche Kieselsäure, welche weder sauren Geschmack noch saure Reaction zeigt, leicht in Kalihydrat und wird aus dieser Verbindung, dem sogenannten Wasserglas, durch Salzsäure wieder frei gemacht. — Ebenso löst sich das schwarze Kupferoxyd mit Leichtigkeit in fast allen Säuren, und wird nachher durch stärkere Basen, z. B. Natronlauge, unlöslich wieder gefällt.

Salze, gleichviel ob sie löslich oder unlöslich in Wasser oder in Säuren sind, nennen wir die Produkte der Vereinigung von Säuren mit Basen. Bei diesem Process gehen die Eigenschaften der beiden Componenten scheinbar verloren. Die Salze haben zumeist weder den sauren Geschmack und die saure Reaction der Säure, noch den alkalischen Geschmack und Reaction der Basis. Die Mehrzahl der löslichen Salze hat einen besondern, sogenannten salzigen Geschmack und reagirt neutral, d. h. ändert weder die Farbe des blauen, noch die des rothen Lackmus: — Durch den Process der Vereinigung von Säure und Basis zu einem Salz werden beide, wie wir sagen, neutralisirt.

Tragen wir in ein Becherglas, welches ziemlich starke Kalilauge enthält, unter Umrühren starke Salpetersäure ein, so erhitzt sich die Flüssigkeit zum Sieden, und schliesslich kommt bei vorsichtigem Eintröpfeln der Säure ein Punkt, wo die bis dahin alkalisch reagirende Lösung rothes Lackmuspapier nicht mehr bläut, und wo auch blaues Lackmuspapier nicht geröthet wird. Die Flüssigkeit ist neutral, hat nun auch weder alkalischen noch sauren, sondern rein salzigen Geschmack. Sie enthält jetzt ein

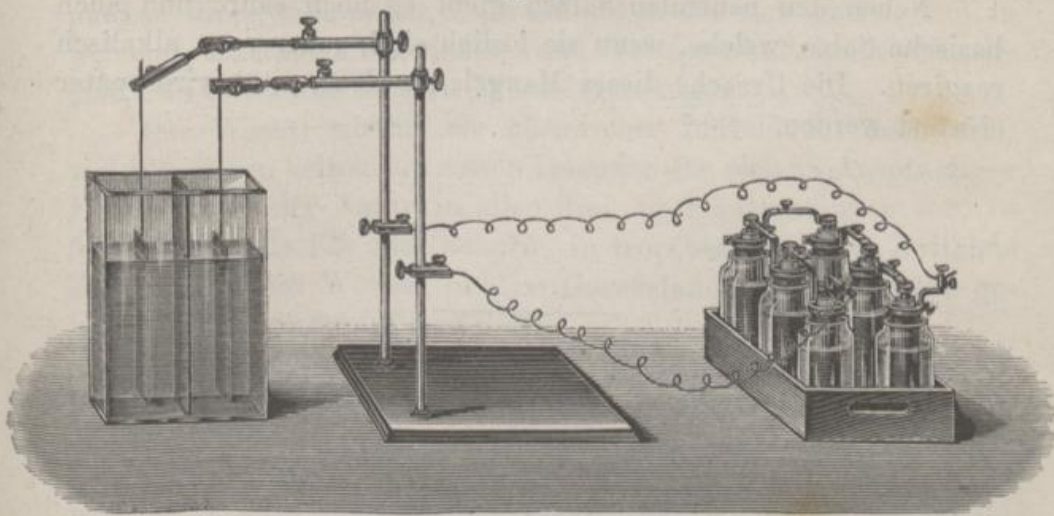
Salz, den Salpeter, welches beim Erkalten der Lösung in grossen gerieften Prismen krystallisirt.

Auf gleiche Weise gewinnt man aus Natronlauge durch Neutralisiren mit Schwefelsäure, unter den nämlichen Erscheinungen Glaubersalz, welches beim Abkühlen ebenfalls krystallisirt.

Sind, darf man fragen, durch jenen Process des Neutralisirens und der Salzbildung die Schwefelsäure und das Natron vernichtet, untergegangen, oder können wir beide aus dem Glaubersalz, die Salpetersäure und die Kalilauge aus dem Salpeter wieder herstellen?

Diese Frage ist durch das Experiment beantwortet. Die Wiederherstellung der Säure und der Basis aus jenen Salzen lässt sich auf mancherlei Weise bewerkstelligen, am einfachsten aber dadurch sichtbar machen, dass wir durch eine wässrige, mit Veilchensyrup blau gefärbte Lösung des Glaubersalzes, mittelst zweier Platinplatten als Elektroden, einen galvanischen Strom leiten. Das Salz erfährt dann elektrolytische Zersetzung in der Weise, dass am negativen Pol sich der positive Bestandtheil des

Fig. 15.



Salzes, das Natron, am positiven Pol der negative Bestandtheil, die Säure, ansammelt, daran erkennbar, dass der blaue Veilchensyrup um den negativen Pol sich grün färbt, und um den positiven Pol sich röthet.

Um das recht deutlich sichtbar zu machen, wählt man zu jenem elektrolytischen Process ein längliches, schmales Glasgefäss (Fig. 15), füllt dasselbe zu zwei Dritttheilen mit der durch Veilchen-

syrup blau gefärbten Salzlösung und theilt die Flüssigkeit durch eine eingesetzte Scheibe von starker Pappe in zwei Hälften. In jede dieser Hälften taucht eine Platinelektrode ein. Es genügt, den Strom ein paar Minuten lang durch die Flüssigkeit hindurchgehen zu lassen, um deutlich wahrzunehmen, dass die eine Hälfte derselben grün, die andere roth gefärbt ist.

Diese Vorrichtung lässt ferner erkennen, dass die Menge der durch den Strom aus dem Salze frei gemachten Säure genau der Menge der gleichfalls frei gemachten Basis entspricht, womit erstere in dem neutralen Salze verbunden war, dass also durch den Strom weder von der einen noch von der anderen mehr frei gemacht ist, als jenem Verhältniss entspricht. Denn wenn man nach unterbrochener Elektrolyse die Scheidewand von Pappe herausnimmt, und nun die verschieden gefärbten Hälften der Flüssigkeit durcheinander rührt, so vereinigen sich wieder Säure und Basis, Neutralität wird hergestellt; in Folge dessen verschwindet sowohl die grüne wie die rothe Farbe, und die Flüssigkeit gewinnt wieder die anfängliche blaue Farbe.

Neben den neutralen Salzen giebt es noch saure und auch basische Salze, welche, wenn sie löslich sind, sauer resp. alkalisch reagiren. Die Ursache dieses Mangels an Neutralität wird später erörtert werden.

## Wasser.

Wir haben gelernt, dass das Wasser nicht, wie man früher annahm, ein einfacher, unzerlegbarer Körper ist, sondern dass es aus Wasserstoff und Sauerstoff besteht, ferner dass und wie es aus diesen Bestandtheilen zusammengesetzt wird, und wie es sich in dieselben wieder zerlegen lässt, sodann unter welchen Erscheinungen diese chemischen Umwandlungen vor sich gehen, und in welchen constanten Gewichts- und Volumverhältnissen Wasserstoff und Sauerstoff sich zu Wasser vereinigen.

Das Wasser nimmt als chemisches Individuum noch nach vielen anderen Seiten hin unser Interesse für sich in Anspruch. — Es kommt in der Natur in allen drei Aggregatzuständen vor, in fester Form als Eis oder Schnee, in tropfbar flüssigem Zustande als gewöhnliches Wasser, und im Gaszustande als Wassergas, gewöhnlich Wasserdampf genannt.

Das flüssige Wasser ist eine geruch- und geschmacklose Flüssigkeit, gilt auch für farblos, aber mit Unrecht. Es hat vielmehr eine tief blaue Farbe, wovon man sich leicht überzeugt, wenn man eine  $1\frac{1}{2}$  Meter hohe Glasröhre, welche inwendig so stark mit Russ geschwärzt ist, dass kein Licht hindurchgeht, und die unten dicht über dem verschliessenden Kork an einer kleinen Stelle dem Licht Eintritt gewährt, in aufrechter Stellung mit chemisch reinem Wasser füllt, den unteren Theil in eine ebenfalls mit Wasser gefüllte weisse Porcellanschale stellt, und nun von oben hineinblickt. Ein vorher eingebrachtes weisses Porcellanstück, welches der Stelle unten gegenüber liegt, wo Licht eindringt, erscheint dann prächtig blau gefärbt. — Die blaue Farbe des Wassers ist es, welche in



der viel genannten blauen Grotte bei Neapel die Wände derselben und alle darin befindlichen Gegenstände blau erscheinen lässt. Diese Grotte mit engem, zum grossen Theil durch Wasser verschlossenem Eingange, empfängt ihr Licht fast ausschliesslich durch das dort meist klare Wasser der See.

Auch das Eis ist nicht farblos, sondern blaugrün. Die das Licht hindurchlassenden Wände der Eisgrotten, welche hier und da in Gletscher eingehauen werden, erscheinen schön blaugrün gefärbt.

Das Wasser wird bei  $0^{\circ}$  fest und krystallisirt im hexagonalen System, was man an den regelmässig gruppirten Krystallen der Schneeflocken oder auch der Eisblumen der gefrorenen Fenster erkennt. — Beim Uebergange des Wassers aus dem flüssigen in den festen Zustand nimmt sein Volum nicht ab, sondern zu. Das erstarrende Wasser dehnt sich aus, das Eis hat deshalb ein geringeres specifisches Gewicht (0.94), als das flüssige Wasser von  $0^{\circ}$ . Es schwimmt auf dem Wasser.

Das Wasser macht in dieser Beziehung eine Ausnahme von der Regel, dass die Körper mit Abnahme der Temperatur sich zusammenziehen, an Volum abnehmen; es theilt jene Eigenthümlichkeit nur noch mit wenigen anderen Körpern, unter den Metallen mit dem Wismuth.

Diese scheinbar geringfügige Eigenschaft des Wassers ist von weittragendster Bedeutung für die Beschaffenheit der ganzen Erdoberfläche und für den gesammten Haushalt der Natur.

Wäre das Eis specifisch schwerer, als das flüssige Wasser, so würde es die Flüsse und Seen, nachdem die Lufttemperatur unter  $0^{\circ}$  gesunken ist, nicht als feste, das darunter befindliche Wasser vor Berührung mit der kälteren Luft schützende Decke überziehen, sondern es würde darin zu Boden sinken, eine sofort neu gebildete Eiskruste würde der ersteren folgen, und so würden bei Winterkälte Seen, Flüsse und Meere bald in feste Eismassen verwandelt sein, zu deren Schmelzung die Sonnenwärme des Sommers nicht hinreichen dürfte; Vegetation und animales Leben wäre unmöglich.

Das Wasser hat seine grösste Dichte bei  $+ 4^{\circ}$ ; durch Erwärmen über, und durch Erkälten unter diese Temperatur dehnt es sich aus. — Die, wenn auch geringe Ausdehnung des erstarrenden Wassers ist Ursache grosser Wirkungen. Die Gesteine, in

deren Fugen, Risse und Spalten Wasser dringt, werden, wenn das eingedrungene Wasser im Winter gefriert, durch die damit verbundene Volumvergrößerung desselben gesprengt und zertrümmert. Dadurch wird der Verwitterungsprocess eingeleitet, welcher aus dem festen, harten Gestein die lockere, fruchtbare Ackerkrume hervorbringt. — Ist doch das gefrierende Wasser im Stande, die stärksten damit gefüllten eisernen Hohlkugeln zu sprengen.

Das Wasser ist ein flüchtiger Körper und verdunstet schon bei gewöhnlicher Temperatur der Luft; selbst das Eis ist flüchtig und verwandelt sich unter  $0^{\circ}$ , ohne zu schmelzen, beim Stehen an der Luft langsam in Wassergas. Bei  $100^{\circ}$  nimmt das Wasser unter Sieden Gaszustand an und erzeugt den in Berührung mit der kälteren Luft sichtbaren Wasserdampf. Die Siedetemperatur des Wassers ist aber abhängig von dem auf ihm ruhenden Druck. Sie liegt bei  $100^{\circ}$ , wenn das Wasser unter dem normalen Luftdruck von 760 mm steht, sie steigt auf  $120^{\circ}$ , wenn man es unter einen Druck von zwei Atmosphären bringt, und noch höher, wenn man den Druck weiter verstärkt, was sich durch Erhitzen von Wasser in geschlossenen Räumen, z. B. den Dampfkesseln, bewirken lässt, die so vorgerichtet sind, dass der gebildete Wasserdampf durch Hebung eines Ventils erst dann austreten kann, nachdem er mit wachsender Temperatur eine bestimmte Spannung erhalten hat.

Unter geringerem Drucke, als dem gewöhnlichen Luftdrucke, z. B. auf hohen Bergen oder unter einer Glocke, in welcher durch die Luftpumpe ein luftverdünnter Raum erzeugt ist, geräth das Wasser schon bei niederen, unter  $100^{\circ}$  liegenden Temperaturen ins Sieden.

Das in der Natur vorkommende flüssige Wasser ist niemals chemisch rein, es enthält bald mehr, bald weniger mineralische, zum Theil auch organische Stoffe aufgelöst oder suspendirt. Je nach dem Auftreten und nach der Beschaffenheit des Wassers wird es verschieden benannt: Regenwasser, Brunnen- oder Quellwasser, Fluss-, Mineral-, Meerwasser etc. Von diesen enthält das Meer- und das Mineralwasser die verhältnissmässig grösste Menge mineralischer Stoffe gelöst, ersteres hauptsächlich Kochsalz, und in solcher Menge, dass es nicht geniessbar ist. — In den sogenannten Mineralwässern, deren viele, getrunken oder zum Baden benutzt, heilkräftige Wirkungen haben, sind die verschiedensten chemischen Mineralstoffe

gelöst enthalten. Wir unterscheiden hiernach Salzwasser, welche als Hauptbestandtheil Kochsalz enthalten, Bitterwasser mit Bittersalz als vorwiegendem festen Bestandtheil, Glaubersalzwasser, Eisen- oder Stahlwasser, welche kohlen-saures Eisenoxydul gelöst führen, Schwefelwasser, Schwefelwasserstoff und suspendirten Schwefel enthaltend, Lithionwasser mit kleinen Mengen Lithion, Kohlensäurewasser etc.

Das gewöhnliche Quellwasser, welches unsere Brunnen speist, enthält weniger mineralische Bestandtheile, als die eigentlichen Mineralwässer, die sonst auch zu den Quellwässern gehören. Die häufigsten Bestandtheile unserer Brunnen-Quellwässer sind Kochsalz, doppelt kohlen-saurer Kalk, Gyps, freie Kohlensäure. Es entnimmt diese Stoffe dem Boden, dem es entquillt — *tales sunt aquae, qualis terra, per quam fluunt* —. Nicht selten enthalten die Brunnenwässer, zumal in Städten oder in der Nähe von Stallungen und Düngerhaufen Salpeter und organische Stoffe gelöst, herrührend von den in solcher Nachbarschaft den Boden durchdringenden, in Fäulniss und Verwesung befindlichen animalischen Sekreten. Der Genuss solchen Brunnenwassers, auch wenn es guten Geschmack hat, kann der Gesundheit sehr nachtheilig sein. Manche Typhus- und andere Epidemien werden auf den täglichen Gebrauch von organische Fäulnissprodukte enthaltendem Wasser zurückgeführt.

Je mehr man den Einfluss des Trinkwassers auf den Gesundheitszustand der Städte zu würdigen gelernt hat, desto mehr Gewicht wird in der Neuzeit auf die Herstellung von Wasserleitungen gelegt, welche die Städte mit reichlichen Mengen gesunden Wassers oft aus weiter Ferne versorgen.

Chemisch reines Wasser findet sich in der Natur nicht. Um solches zu bereiten, verwandelt man das gewöhnliche Wasser durch Erhitzen in Wassergas, und condensirt dieses in geeigneten Vorrichtungen wieder zu flüssigem Wasser. Dieser Process heisst Destillation, und das Produkt „destillirtes Wasser“.

Der einfachste, diesen Zweck erfüllende Destillationsapparat ist eine gewöhnliche gläserne Retorte mit abgekühlter Vorlage von Glas. Zur Gewinnung grösserer Mengen destillirten Wassers benutzt man den Dampf der Dampfkessel, welcher, aus dem Kessel aufwärts geleitet, hernach in Zinnröhren abwärts geführt und

unterwegs durch kaltes Wasser condensirt wird. — Der Process der langsamen Destillation des Wassers, die Verdunstung, vollzieht sich im grossen Maassstabe in der Natur. Die Regenwolken bilden sich aus dem Wassergas, welches sich durch Verdunsten des Wassers der Flüsse und Meere in die Luft erhebt. Der herabfallende Regen entsteht durch Abkühlung und Condensation des Wassergases in der Luft. Demnach ist auch das Regenwasser oder das, was durch Schmelzen des Schnees erhalten wird, destillirtes Wasser. Dasselbe würde das destillirte Wasser vollkommen ersetzen können, wenn nicht der Regen und Schnee beim Niederfallen, in der Luft vertheilte, sogenannte Staubpartikelchen, Substanzen organischen und unorganischen Ursprungs, auch Salpetersäure mit sich führte, die es verunreinigen.

Um sich zu überzeugen, ob ein Wasser rein oder wenigstens frei von mineralischen Substanzen ist, verkocht man dasselbe in einer blanken Platin- oder Silberschaale. Das reine destillirte Wasser hinterlässt keine Spur eines sichtbaren festen Rückstandes. Bleibt bei Untersuchung irgend eines Wassers ein Rückstand, welcher sich hernach bei stärkerem Erhitzen schwärzt, so darf man daraus auf eine Beimischung von organischen Substanzen schliessen.

Man unterscheidet im täglichen Leben hartes und weiches Wasser. In ersterem kocht sich manches Gemüse nicht weich, und lässt sich die Wäsche schwieriger und nur mit grösserem Aufwand von Seife reinigen. Das rührt daher, dass das harte Wasser Kalksalze, hauptsächlich doppelt kohlen sauren Kalk, gelöst enthält. Diese Bestandtheile fehlen oder sind in geringer Menge enthalten in dem weichen Wasser, wozu, ausser vielem Brunnen- und Quellwasser in kalkarmen Gegenden, hauptsächlich das Regen- und das meiste Flusswasser gehört.

Das Wasser ist das gewöhnlichste Auflösungsmittel für eine Menge fester Körper, für Säuren, Basen und Salze. Wir nennen eine solche Lösung gesättigt, wenn sie von der bereits gelösten Substanz nichts mehr aufzunehmen vermag. Der Grad der Sättigung ist wesentlich abhängig von der Temperatur. In der Regel lösen sich die Körper in heissem Wasser in reichlicherer Menge als in kaltem. Wir unterscheiden deshalb zwischen heiss und kalt gesättigten Lösungen.

Die heiss gesättigte wässrige Lösung einer Substanz, welche von dieser in der Wärme mehr aufnimmt, als bei gewöhnlicher

Temperatur, setzt in der Regel den Theil, welchen sie in der Wärme mehr gelöst enthält, beim Abkühlen in fester Form und gewöhnlich in Krystallen ab.

Die heiss gesättigten Lösungen mancher Körper zeigen ein eigenthümliches Verhalten insofern, als sie beim ruhigen Stehen während des Erkaltens Nichts absetzen. Erst wenn die erkaltete Lösung mit einem festen Körper berührt wird, oder wenn ein Staubpartikelchen aus der Luft hineinfällt, beginnt plötzliche Krystallisation und bei manchen Salzlösungen, z. B. der von Glaubersalz, eine so reichliche Abscheidung des Salzes, dass das Ganze davon zu einer festen Masse gesteht. — Man nennt solche Flüssigkeiten übersättigte Lösungen. Das Wasser selbst besitzt eine ähnliche Eigenschaft. Es kann in ganz reinen, fettfreien Gefässen bei ruhigem Stehen mehrere Grade unter  $0^{\circ}$  erkaltet werden, ohne zu gefrieren. Die geringste Erschütterung aber reicht nachher hin, um es plötzlich durch und durch in Eis zu verwandeln.

Das Wasser ist auch ein Lösungsmittel für viele Flüssigkeiten, z. B. Schwefelsäure, Alkohol, Glycerin. Da in diesen Fällen die Lösung gegenseitig ist, das Wasser sich eben so wohl in Schwefelsäure wie die Schwefelsäure in Wasser löst, so pflegt man zu sagen, Schwefelsäure und Wasser, oder Alkohol und Wasser mischen sich mit einander. Häufig geschehen solche Mischungen, z. B. bei den genannten Stoffen, in jeglichem Verhältniss, bei manchen anderen Stoffen nur im beschränkten Verhältniss. Wasser und Aether lösen einander gegenseitig auf, sie mischen sich, aber nur bis zu einer gewissen Grenze. Eine diese Grenze überschreitende Menge von Aether bleibt auf dem Gemisch schwimmen.

Das Wasser ist endlich ein Auflösungsmittel für Gase. Manche derselben, wie Salzsäure und Ammoniak, werden davon in grösster Menge (bis zum 800fachen Volum und darüber) und dann stets unter erheblicher Wärmeentwicklung gelöst in Folge der Aenderung des Aggregatzustandes, andere lösen sich in geringerem Maasse, wie die Kohlensäure und der Sauerstoff, noch andere, wie Wasserstoff und Stickstoff, nur sehr wenig. In allen Fällen, wo bei Aufnahme von Gasen durch Wasser keine beständige chemische Verbindung erzeugt ist, lassen sich die gelösten Gase durch Kochen wieder austreiben, so die Kohlensäure und das

Ammoniak, nur unvollständig aber die Salzsäure, da diese mit dem Wasser sich bis zu einer gewissen Grenze der Sättigung chemisch verbindet.

Viele Substanzen, besonders die Salze, welche aus wässriger Lösung krystallinisch sich ausscheiden, behalten Wasser in meist loser chemischer Verbindung. Wir nennen dieses Wasser Krystallwasser. Die krystallisirte Soda und das Glaubersalz enthalten davon über 50 Procent. (In einem Centner krystallisirter Soda sind nur 37 Pfund kohlen-saures Natron enthalten, die übrigen 63 Pfund sind Wasser.) Je nach der Temperatur, bei welcher die Krystallisation stattfindet, sind häufig die Mengen Krystallwasser, welche eine Verbindung aufnimmt, verschieden, aber immer stehen die Gewichtsmengen desselben zu dem Gewicht der dieses Wasser bindenden Substanz in einem bestimmten Molecularverhältnisse. So sind in der krystallisirten Soda mit 1 Molecül kohlen-saurem Natron 10 Molecüle Wasser verbunden; der Alaun enthält auf 1 Molecül schwefelsaurer Thonerde-Kali sogar 12 Molecüle Krystallwasser.

Viele Verbindungen enthalten ihr Krystallwasser so lose gebunden, dass dasselbe, oder dass ein Theil desselben schon beim Stehen an der Luft daraus abdunstet. Die Krystalle verlieren dabei ihren Glanz und ihre Form; sie werden matt, undurchsichtig, und zerfallen oft ganz zu einem lockeren amorphen Pulver, wir sagen, sie verwittern, z. B. die Soda.

Nicht alle Salze verbinden sich mit Wasser beim Krystallisiren aus wässriger Lösung; das Kochsalz, der Salpeter, das chlor-saure Kali krystallisiren ohne Wasser. — Die Ursache dieses verschiedenen Verhaltens kennen wir nicht.

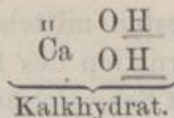
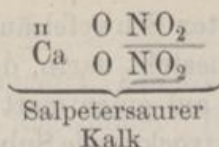
Die Verbindungen, welche Krystallwasser nicht schon bei gewöhnlicher Temperatur verlieren, geben dasselbe bei 100° oder bei wenig höherer Temperatur aus. Manche Salze erhalten indessen von den Wassermolecülen, die sie beim Auskrystallisiren aus wässriger Lösung aufgenommen haben, einen Theil, gewöhnlich ein Molecül fester gebunden. Der blaue Kupfervitriol, welcher mit fünf Molecülen Wasser krystallisirt, und vier derselben bei 100 bis 120° leicht fahren lässt, kann bis gegen 180° erhitzt werden, ohne dass das letzte Wassermolecül daraus fortgeht. Erst zwischen 180 bis 200° fängt dasselbe an zu entweichen. Eben so hartnäckig hält der Eisenvitriol und halten die andern Vitriole,

welche mit 7 Molecülen Wasser krystallisiren, ihr siebentes Wassermolecül fest, nachdem die sechs anderen längst ausgetrieben sind.

Dieses letzte Molecül Wasser ist nicht eigentlich Krystallwasser. Man hat es, als zur Constitution der betreffenden Salze gehörend, Constitutionswasser genannt, auch als Halhydratwasser unterschieden, deshalb, weil es durch Salze vertreten werden kann. Der Zinkvitriol krystallisirt mit 7 Mol. Wasser =  $(\text{SO}_2) \text{O}_2 \text{Zn} + 7 \text{H}_2 \text{O}$ . Das Doppelsalz von schwefelsaurem Zink und schwefelsaurem Kali, welches aus einer wässrigen Lösung des Gemenges jener Salze auskrystallisirt, enthält nicht mehr sieben, sondern nur sechs Molecüle Wasser (wirkliches Krystallwasser):  $(\text{SO}_2) \text{O}_2 \text{Zn} + (\text{SO}_2) \text{O}_2 \text{K}_2 + 6 \text{H}_2 \text{O}$ . Das siebente Wassermolecül im Zinkvitriol, das Halhydratwasser, ist hier durch schwefelsaures Kali substituirt.

Wenn wir wasserfreie Schwefelsäure oder Calciumoxyd mit Wasser zusammenbringen, so vereinigen sie sich damit unter starker Wärmeentwicklung zu Verbindungen, aus denen sich das Wasser durch Erhitzen entweder gar nicht oder schwierig wieder entfernen lässt. Wird das Produkt der Vereinigung von wasserfreier Schwefelsäure mit Wasser, welches die Zusammensetzung:  $\text{SO}_3 + \text{H}_2 \text{O}$  hat, bis auf  $340^\circ$ , also weit über die Siedetemperatur des Wassers, erhitzt, so geht daraus nicht Wasser fort, sondern die ganze Verbindung destillirt über. Leicht können wir aber, schon bei gewöhnlicher Temperatur, Wasser daraus wieder gewinnen, wenn wir ihr ein Metalloxyd hinzufügen. Ebenso wird aus der Verbindung des Calciumoxyds mit Wasser letzteres in Freiheit gesetzt, wenn wir ihr eine Säure zuführen. Wir nennen solche Verbindungen Hydrate (auch Hydroxyde), und das betreffende Wasser Hydratwasser.

In Wirklichkeit enthalten diese Hydrate nicht Wasser als solches. Der durch Vereinigung von Calciumoxyd und Wasser entstandene, sogenannte gelöschte Kalk ist nicht als Verbindung von Calciumoxyd mit Wasser, und deshalb nicht nach der Formel  
 $\text{CaO} \cdot \text{H}_2 \text{O}$  zusammengesetzt zu betrachten, sondern als ein Calciumsalz, welches, etwa dem salpetersauren Kalk vergleichbar, da, wo letzterer zwei Atome des Salpetersäureradikals  $\text{NO}_2$  führt, zwei Atome Wasserstoff enthält:



In gleichem Sinne sind die Säurehydrate, z. B. Schwefelsäurehydrat, Salpetersäurehydrat nicht wirklich Wasserverbindungen, sondern solche Salze, welche anstatt der Metallatome Wasserstoff-

atome enthalten:  $\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O} = (\text{SO}_2) \begin{array}{c} \text{O} \text{H} \\ \text{O} \text{H} \end{array}$  Man kann sie Wasserstoffsalze nennen, und hat dann zwei Arten derselben zu unterscheiden, nämlich solche, worin der Wasserstoff wie oben in den Säurehydraten für ein Metall fungirt, und solche, welche Wasserstoff an Stelle von Säureradikalen enthalten, wie im Kalkhydrat, Kalihydrat:  $\text{KOH}$  etc.

Manche solcher Wasserstoffsalze sind wenig, einige, wie das Kupferoxydhydrat, sogar so wenig beständig, dass sie schon unter  $100^\circ$  sich in Anhydride und Wasser umsetzen. Noch andere haben so geringe Stabilität, dass sie bei gewöhnlicher Lufttemperatur, überhaupt unter normalen Verhältnissen, nicht bestehen können.

So wird aus den wässrigen Lösungen der Quecksilberoxydsalze durch starke Basen nicht Quecksilberoxydhydrat, sondern Quecksilberoxyd gefällt, und aus der wässrigen Lösung kohlen-saurer Salze machen stärkere Säuren nicht Kohlensäurehydrat, sondern das Anhydrid frei.

Die Krystalle mancher Salze, welche beim Ausscheiden aus wässriger Lösung kein Krystallwasser aufnehmen, schliessen oft mechanisch kleine Mengen Wasser ein, welches beim Erhitzen unter Zertrümmerung der Krystalle, unter Dekrepitation, entweicht. Wir nennen dieses Wasser „Dekrepitationswasser“.

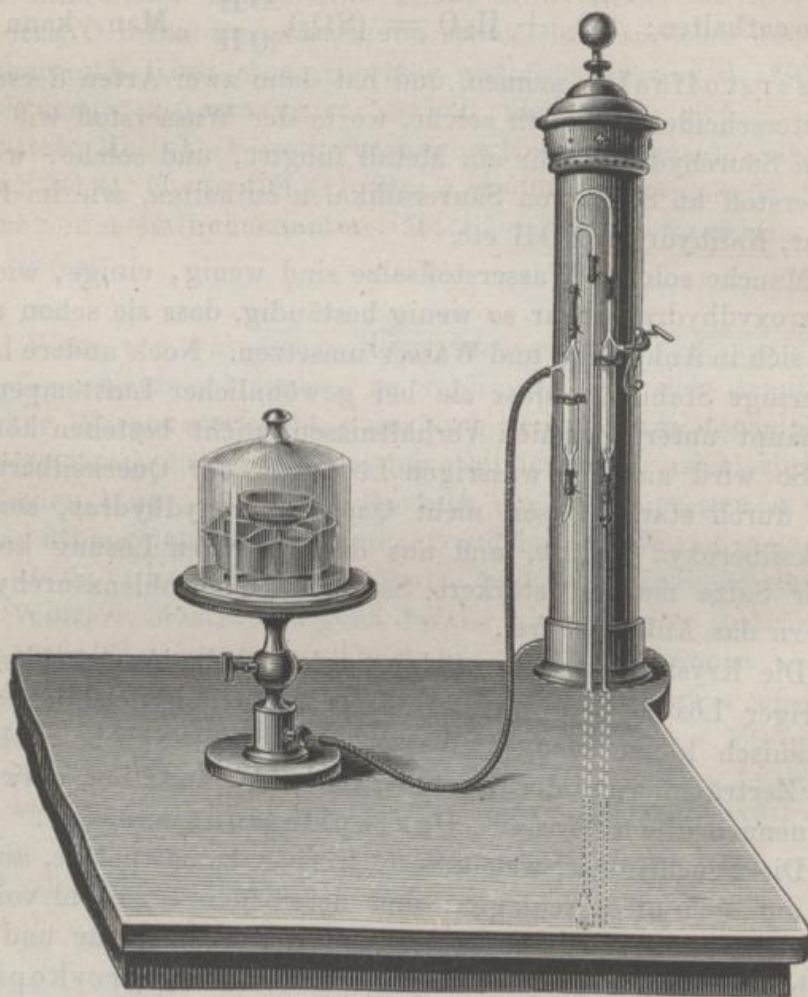
Die Feuchtigkeit, welche feste Körper, zumal poröse, aus der Luft auf sich niederschlagen, und deren Menge sowohl von der Natur der Stoffe, wie besonders von der Temperatur und dem Feuchtigkeitsgrade der Luft abhängt, heisst die hygroskopische Feuchtigkeit.

Um solches hygroskopisches, wie überhaupt lose gebundenes Wasser aus Stoffen zu entfernen, welche Erhitzen nicht vertragen, stellt man sie unter einen Exsiccator, d. h. in einen geschlossenen Raum, worin die Luft beständig trocken erhalten und das darin abdunstende Wassergas sofort chemisch gebunden wird. Dies ge-



schiebt am besten mittelst concentrirter Schwefelsäure. Die einfachste Construction des Exsiccaters besteht darin, dass man über ein Gefäss mit Schwefelsäure, welches auf einer matt geschliffenen Glassplatte steht, nachdem man die zu trocknende Substanz in einer Schaaale daneben oder darüber gestellt hat, eine gut schliessende Glasglocke stürzt. Durch die Schwefelsäure wird die von der

Fig. 16.

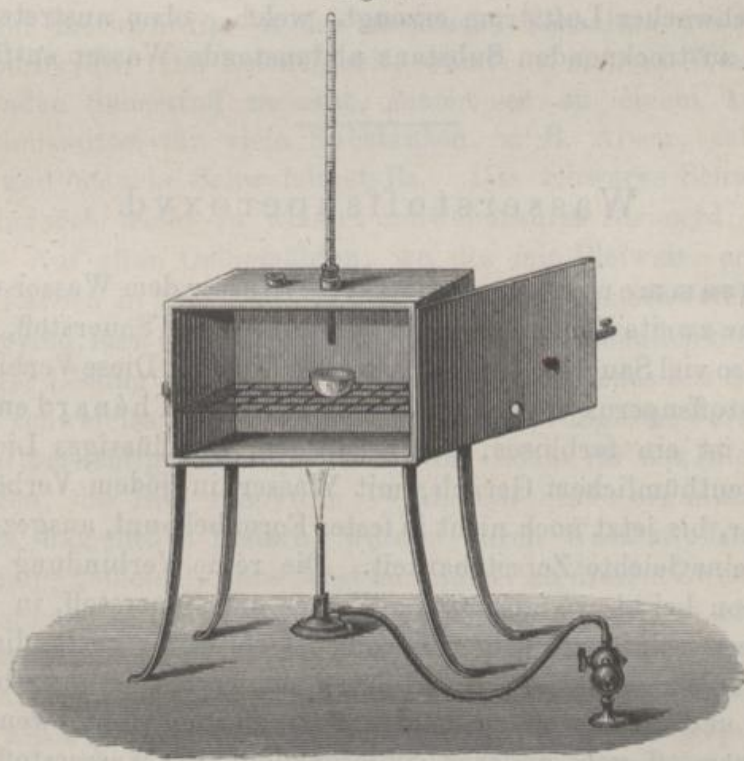


Glocke eingeschlossene Luft schnell getrocknet, und dann auch die Feuchtigkeit aufgenommen, welche von der, Wasser enthaltenden Substanz in dem trockenen Raume abdunstet.

Der Process des Trocknens wird wesentlich beschleunigt dadurch, dass man die im Exsiccator befindliche Luft verdünnt, oder

den Raum evacuirt. Ein solcher zu evacuirender Exsiccator findet sich Fig. 16 abgebildet. Die Glasplatte desselben ist auf einem eisernen Teller festgekittet, welcher, von einer Messingsäule getragen, auf eisernem Fusse steht. Glasplatte, Teller und Messingsäule sind in der Mitte vertical durchbohrt. Letztere hat unten seitlich eine conische Oeffnung, die mit der verticalen Durchbohrung und so mit dem Raume des Exsiccators communicirt. Die Säule führt oberhalb dieser conischen Oeffnung einen Hahn, mittelst dessen diese Communication abgeschlossen und hergestellt werden kann. In die conische Oeffnung passt luftdicht ein durchbohrter Conus von Messing, der durch einen starken Gummischlauch mit einer Wasserluftpumpe in Verbindung gesetzt werden kann.

Fig. 17.



Wird letztere nach Oeffnen jenes Hahnes in Thätigkeit gebracht, so ist nach kurzer Zeit der Raum unter der Glasglocke evacuirt, und kann nach Schliessung des Hahnes tagelang evacuirt erhalten werden.

Um Stoffe, welche sich erhitzen lassen, ohne Zersetzung zu erleiden, von hygroskopischem oder Krystallwasser zu befreien, bedient man sich des Luftbades. Ein solcher Apparat, sehr ein-

facher Construction, welcher in Fig. 17 (a. v. S.) abgebildet ist, besteht aus einem sechsseitigen kupfernen Kasten, dessen Theile hart gelöthet sind, und dessen vordere Wand als Thür dient. Die zu trocknende Substanz steht in diesem Kasten auf einem circa 6 Centimeter über dem Boden ausgespannten Drahtgeflecht. Der Kasten wird nach Verschluss der Thür durch eine darunter gestellte Gasflamme erhitzt, und die Temperatur durch Stellen des Gashahnes nach dem Stande des von oben eingesenkten Thermometers regulirt. Um den abdunstenden Wasserdampf zu entfernen, befindet sich oben im Kasten neben der Oeffnung, worin das Thermometer mit Kork befestigt ist, eine zweite Oeffnung und ausserdem eine eben solche in einer der Seitenwände dicht über dem Boden. Auf diese Weise wird in dem warmen oder heissen Luftbade ein continuirlicher schwacher Luftstrom erzeugt, welcher oben austretend das aus der zu trocknenden Substanz abdunstende Wasser entführt.

### Wasserstoffsperoxyd.

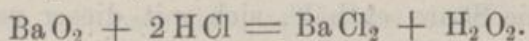
Zusammensetzung:  $H_2O_2$ . — Ausser dem Wasser existirt noch eine zweite Verbindung von Wasserstoff und Sauerstoff, welche doppelt so viel Sauerstoff enthält, wie das Wasser. Diese Verbindung, Wasserstoffsperoxyd genannt, wurde 1818 von Thénard entdeckt.

Es ist ein farbloses, durchsichtiges, dickflüssiges Liquidum von eigenthümlichem Geruch, mit Wasser in jedem Verhältnisse mischbar, bis jetzt noch nicht in fester Form bekannt, ausgezeichnet durch seine leichte Zersetzbarkeit. Die reine Verbindung zerlegt sich schon bei  $+ 15$  bis  $20^0$  in Wasser und Sauerstoff, in wässriger, zumal salzsäurehaltiger Lösung ist sie etwas beständiger.

Das Wasserstoffsperoxyd lässt sich nicht unmittelbar aus Wasser und Sauerstoff zusammensetzen; es entsteht, wenn man den Sauerstoff von anderen Superoxyden auf Wasserstoff überträgt. Aber nicht alle Superoxyde sind dazu geeignet, z. B. nicht Mangan- oder Bleisperoxyd. Am besten bedient man sich dazu des Bariumsperoxyds, welches durch Erhitzen von Bariumoxyd im Sauerstoffstrom gewonnen wird.

Das Bariumsperoxyd, fein gepulvert mit verdünnter Salzsäure übergossen, zersetzt sich damit nicht wie das Mangansperoxyd

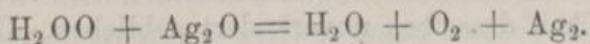
oxyd, in Chlorbarium, Wasser und Chlor, sondern in Bariumchlorid und Wasserstoffsperoxyd:



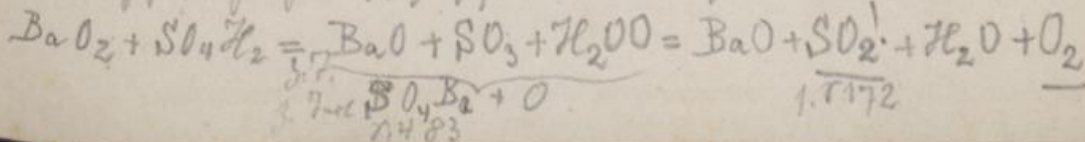
Zur Reindarstellung des letzteren dient das reine Hydrat des Bariumsperoxyds,  $\text{Ba O}_2 + 6 \text{H}_2 \text{O}$ , welches man gewinnt, wie später angegeben ist. Dieses Hydrat giebt, in feuchtem Zustande in verdünnte Schwefelsäure eingetragen, ebenfalls Wasserstoffsperoxyd, daneben unlöslichen schwefelsauren Baryt, und wenn man Sorge trägt, dass weder Baryt noch Schwefelsäure im Ueberschuss angewandt wird, so hält die filtrirte Lösung nur Wasserstoffsperoxyd. Die Lösung lässt sich bei niederer Temperatur im Vacuum concentriren, zersetzt sich aber um so leichter, je mehr die Concentration zunimmt.

Sehr merkwürdig ist das chemische Verhalten des Wasserstoffsperoxyds. Die Leichtigkeit, womit es sich in Wasser und nascirenden Sauerstoff zersetzt, macht es zu einem kräftigen Oxydationsmittel für viele Substanzen, z. B. Arsen, schweflige Säure und manche Schwefelmetalle. Das schwarze Schwefelblei wird dadurch leicht in weisses schwefelsaures Bleioxyd verwandelt. — Auf alten Oelgemälden, wo die mit Bleiweiss erzeugten hellen Farben in Folge allmählicher Bildung von Schwefelblei gedunkelt sind, lässt sich durch Bestreichen der betreffenden Stellen mit wässriger Lösung von Wasserstoffsperoxyd, welches das Schwefelblei zu schwefelsaurem Blei oxydirt, die ursprüngliche Farbe leicht und bei umsichtiger Manipulation ohne Gefahr für das Bild wieder herstellen, das Bild renoviren. — Manche Stoffe organischen Ursprungs, namentlich Federn, werden durch Wasserstoffsperoxyd vollständig gebleicht, ohne sonst zu leiden; zu diesem Zwecke stellt man dasselbe in etwa dreiprocentiger Lösung fabrikmässig dar.

Das Wasserstoffsperoxyd wirkt auf manche sauerstoffhaltige Stoffe auch im umgekehrten Sinne, d. h. reducirend. Versetzt man seine wässrige Lösung mit Silberoxyd (oder fein gepulvertem Mangansperoxyd), so entweicht unter Aufschäumen reichlich Sauerstoff. Das Sauerstoffatom, welches das Wasserstoffsperoxyd mehr enthält, als Wasser, verbindet sich hierbei mit dem Sauerstoff des Silberoxyds zu einem Molecül Sauerstoff, und das Silberoxyd wird dadurch zu metallischem Silber reducirt:



*Manusk. Erfahrungen, Erfahrungen 22. Jahrgang, Aufsatz 1. 2 (Borinträger, Hannover)*



In ähnlicher Weise erfährt das Mangansuperoxyd eine Reduction zu Manganoxydul, welches, wenn die Lösung des Mangansuperoxyds freie Säure enthält, sich mit dieser verbindet. Dieselbe Reduction erleidet Uebermangansäure bei Gegenwart von Schwefelsäure, eine Reaction, mit welcher man den Gehalt einer Lösung an Wasserstoffsuperoxyd quantitativ bestimmen kann.

Zur Nachweisung sehr geringer Mengen von Wasserstoffsuperoxyd in saurer wässriger Lösung mischt man dieselbe mit Aether und lässt einen Tropfen dichromsaurer Kali zufließen. Ist Wasserstoffsuperoxyd vorhanden, so erscheint nach dem Durchschütteln die obere Aetherschicht schön blau gefärbt durch ein darin gelöstes Reductions- (oder Oxydations-?) Product der Chromsäure von noch unbekannter Natur.

---

### Oz o n.

Es ist lange bekannt, dass durch Reiben der Glasscheibe einer Elektrisirmaschine sich ein eigenthümlicher Geruch verbreitet, sehr ähnlich demjenigen, welcher sich bei der langsamen Oxydation des Phosphors an feuchter Luft erzeugt. Sorgfältige Untersuchungen über die Ursachen dieses Geruchs haben ergeben, dass derselbe einer chemischen Verbindung eigen ist, welche sich bei jenem wie noch bei anderen Vorgängen aus dem Sauerstoff der Luft erzeugt. Man hat derselben den Namen „Ozon“ gegeben.

Das Ozon ist nichts anderes, als eine allotropische Modification des Sauerstoffs und steht zu diesem etwa in ähnlicher Relation, wie der gewöhnliche Phosphor zu dem rothen amorphen Phosphor. Wie der gewöhnliche Phosphor hinsichtlich der Stärke seiner Affinität zu Sauerstoff, Schwefel und andern Elementen den rothen amorphen Phosphor sehr übertrifft, so sind auch die Affinitäten des Ozons ausserordentlich viel stärker, als die des normalen Sauerstoffs, und wie der gewöhnliche Phosphor durch Erhitzen in jene andere Modification übergeht, so verwandelt sich auch das Ozon durch Erhitzen in gewöhnlichen Sauerstoff.

Das Ozon ist noch nicht chemisch rein, und namentlich nicht frei von gewöhnlichem Sauerstoff, dargestellt. Bei allen Versuchen, diesen in Ozon zu verwandeln, ist noch immer ein beträchtlicher, ja der grösste Theil desselben unverändert geblieben. Unsere Erfah-

rungen von den Eigenschaften des Ozons beziehen sich deshalb auf Gemenge desselben mit Sauerstoff.

Es ist ein farbloses Gas, wie schon erwähnt, von intensivem Geruch, löslich in Wasser, welches davon den Geruch annimmt, reizt, eingeathmet, zum Husten und greift wie Chlor die Respirationswerkzeuge an. Dasselbe wird durch Druck leichter zu einer Flüssigkeit verdichtet, als der Sauerstoff. Es erscheint, wenn man durch eine etwa 1 m dicke Schicht hindurchsieht, himmelblau, bei gleichzeitigem Druck von mehreren Atmosphären, indigblau.

Das Ozon findet sich in der atmosphärischen Luft, obwohl in sehr geringen Mengen. Es bildet sich aus dem Sauerstoff der Luft da, wo Wasser rasch verdunstet, besonders in der Nähe des Meeres, auch in den Gradirwerken. Ferner haben verschiedene organische Verbindungen, wie Terpentinöl und Bittermandelöl, die Fähigkeit, unter Mitwirkung des Lichtes den Sauerstoff der Luft zu ozonisiren, d. h. in Ozon zu verwandeln, dieses aufzunehmen, ohne sich sogleich chemisch damit zu verbinden, und hernach auf andere oxydirbare Körper zu übertragen.

Die partielle Umwandlung des Sauerstoffs in Ozon kann dadurch bewerkstelligt werden, dass man durch jenes Gas elektrische Funken schlagen oder dass man Phosphor, in einem geräumigen Gefässe mit Wasser halb bedeckt, sich zu phosphoriger Säure langsam oxydiren lässt. Im letzten Falle tritt das in dem Gefässe sich ansammelnde Ozon bald mit der phosphorigen Säure in chemische Verbindung.

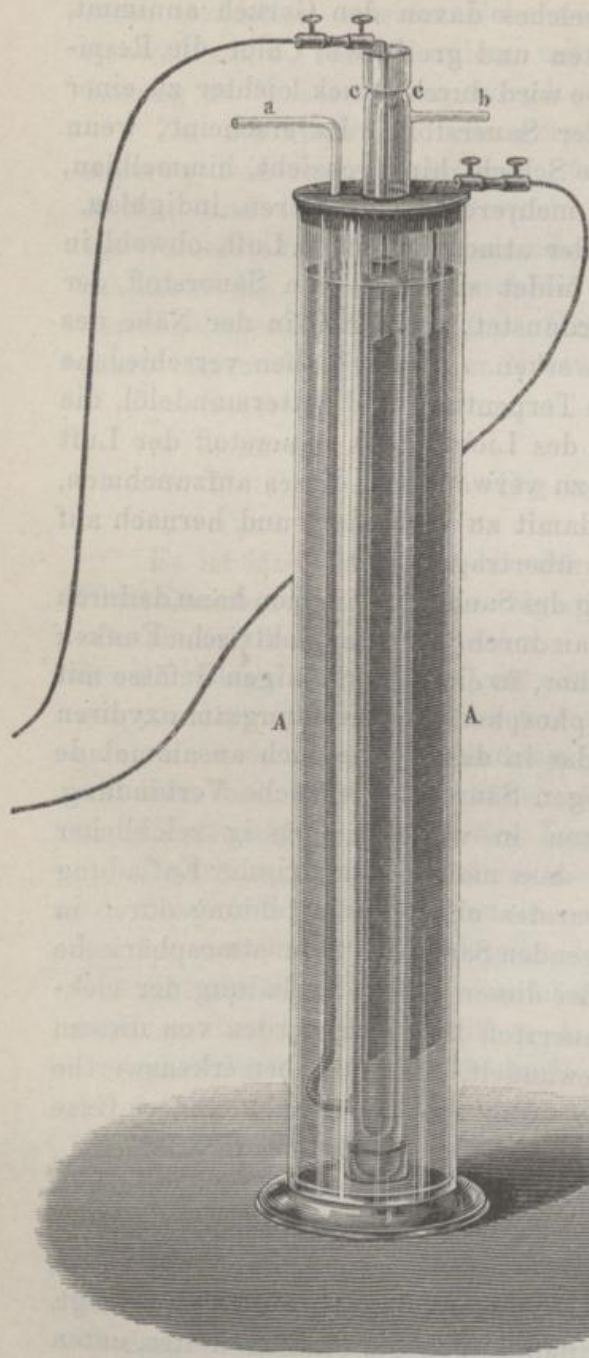
Die beste Methode, Ozon in verhältnissmässig reichlicher Menge zu gewinnen, ist die, dass man die elektrische Entladung eines kräftigen Inductionsapparates ohne Funkenbildung durch in langsamem Strome sich bewegenden Sauerstoff oder atmosphärische Luft hindurchgehen lässt. Bei dieser stillen Entladung der elektrischen Ströme durch den Sauerstoff hindurch werden von diesem mehrere Procente in Ozon umgewandelt, — eine sehr bemerkenswerthe Erfahrung, welche die Frage anregt, ob nicht auch andere Gase unter gleichen Bedingungen eine analoge Veränderung erleiden.

Umstehende Abbildung (Fig. 18) zeigt einen solchen, von einem geschickten Glasbläser leicht anzufertigenden Apparat, welcher sehr reichliche Mengen Ozon liefert. In dem Glascylinder AA, welcher oben einen aus zwei Stücken bestehenden Holzdeckel trägt, steht, mitten durch letzteren hindurchgehend, ein 4 cm weites, unten geschlossenes Glasrohr, an welches unten seitlich eine gewöhnliche

*Vorgeschrieben von  
C. L. K. S. 1845.*

Gasleitungsröhre angeschmolzen ist, die oben rechtwinklig gebogen, ebenfalls aus dem Glasdeckel hervorragt. Durch eben

Fig. 18.



diese Röhre tritt der Sauerstoff ein, um ozonisirt aus *b* weiter geführt zu werden. Zum Zweck des Ozonisirens befindet sich in dem weiten Rohr ein zweites, etwas engeres, freischwebend, unten zugeschmolzen, oben offen und bei *cc* luftdicht mit dem andern so verschmolzen, dass das durch *a* einströmende Gas, den schmalen Raum zwischen den beiden Röhren durchstreichend, nur den Ausweg aus dem Röhrechen *b* hat.

Die innere Röhre wie der weite Cylinder sind (nahezu bis zu gleicher Höhe) mit Schwefelsäure (1 Vol. mit 1 Vol. Wasser verdünnt) gefüllt. In jedes von beiden taucht ein an starkem Platindraht angeschmolzenes Platinblech. Beide

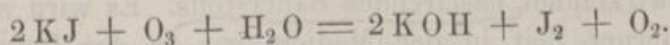
Drähte werden mit einem kräftigen Inductionsapparat in leitende Verbindung gesetzt, während durch die Röhre *a* trockner Sauerstoff einströmt.

Die elektrischen Spannungen übertragen sich von den Platinblechen auf die dieselben umgebende Schwefelsäure, und gleichen sich durch die sogenannte stille Entladung ohne Funkenbildung, den schmalen Luftraum zwischen der engeren und weiteren Röhre durchsetzend, aus. Hierdurch wird der diesen Luftraum durchströmende Sauerstoff ozonisirt.

Das Ozon ist eins der kräftigsten Oxydationsmittel und übertrifft den normalen Sauerstoff darin, dass es schon bei gewöhnlicher Temperatur auf solche Körper oxydirend wirkt, zu welchen der Sauerstoff meist erst in höherer Temperatur Affinitäten gewinnt. Das Quecksilber, welches sich an der Luft jahrelang unverändert erhält, bedeckt sich in Berührung mit ozonisirtem Sauerstoff sofort mit einer matten Haut von Quecksilberoxydul. — Auch Silber wird davon angegriffen und zu Silbersuperoxyd oxydirt. Schwefelwasserstoff und schweflige Säure führt es rasch in Schwefelsäure, schwarzes Schwefelblei, welches im normalen Sauerstoff sich gar nicht verändert, sofort in weisses schwefelsaures Blei über.

Gleich dem Chlor treibt das Ozon mit Leichtigkeit Jod aus den meisten seiner Verbindungen aus. Das Jod hat die Eigenschaft, im freien, aber nicht im gebundenen Zustande, selbst in grosser Verdünnung, die bekannte Stärke bei Gegenwart von Wasser intensiv blau zu färben, während Jodkalium in Berührung mit Stärke keinerlei Veränderung bewirkt. Wird nun verdünnter Stärkekleister mit Jodkaliumlösung vermischt, und ein mit diesem Gemisch bestrichener weisser Papierstreifen in ozonisirte Luft gebracht, so erscheint derselbe sofort mehr oder weniger stark blau gefärbt, je nachdem die Luft viel oder wenig Ozon beigemischt enthält.

Durch diese äusserst empfindliche Reaction lässt sich auch nachweisen, ob atmosphärische Luft ozonhaltig ist. — Der Process verläuft im Sinne folgender Gleichung:



Seine stark oxydirenden Wirkungen machen das Ozon zu einem kräftigen Bleichmittel, und wenn es später gelingt, dasselbe eben so leicht und in eben so reichlicher Menge zu bereiten, wie das jetzt zum Bleichen benutzte Chlor, so wird es sicher zu



solchem Zwecke die allgemeinste Verwendung finden. Die Erfolge der sogenannten Rasenbleiche rühren wahrscheinlich von der Wirkung des Ozons her, welches sich beim raschen Verdunsten des Wassers auf der von der Sonne beschienenen Leinwand in kleinen Mengen erzeugt.

Selbst das sonst so sehr beständige Indigblau vermag der Wirkung des Ozons nicht zu widerstehen; es wird dadurch schnell entfärbt, d. h. in eine neue ungefärbte chemische Verbindung umgewandelt.

Die Frage, ob und wie das Ozon in seiner Zusammensetzung von dem Sauerstoff sich unterscheidet, ist experimentell geprüft und beantwortet. Man hat gefunden, dass der Sauerstoff, wenn elektrische Funken hindurchgehen oder besser, wenn er dem Einfluss sich ohne Funken entladender Inductionsströme ausgesetzt wird, sein Volumen vermindert. Das erzeugte Ozon ist demnach dichter, als der Sauerstoff. Genaue Versuche haben ergeben, dass bei jenem Vorgange 3 Volume Sauerstoff sich zu 2 Volumen Ozon verdichten, dass also das Ozon eine 1 $\frac{1}{2}$ mal grössere Dichtigkeit hat, als der Sauerstoff. Weiter ist beobachtet worden, dass wenn der ozonisirte Sauerstoff durch Erhitzen wieder in den gewöhnlichen Sauerstoff zurückverwandelt wird, sich das ursprüngliche Volum wieder herstellt.

Aus diesen Beobachtungen hat man gefolgert, dass das Molecül Ozon aus drei Atomen Sauerstoff besteht, während das gewöhnliche Sauerstoffmolecül deren zwei enthält. Ist diese Vorstellung richtig, so erklären sich die stark oxydirenden Eigenschaften des Ozons, überhaupt seine hervorragenden chemischen Affinitäten dadurch, dass es sich leicht in ein Molecül und in ein Atom Sauerstoff spaltet:  $O_3 = O_2 + O$ , welches letztere dann ebenso kräftige Wirkungen äussert, wie der Sauerstoff im status nascens, z. B. der elektrolytisch entbundene Sauerstoff.

Das Ozon ist demnach gleich dem Wasserstoffsperoxyd für den Chemiker eine werthvolle und leicht zu handhabende Quelle energisch wirkenden, nascirenden Sauerstoffs. Es wird zuverlässig in nicht ferner Zeit in der Medicin wie in der Industrie eine hervorragende Bedeutung gewinnen.

## Haloide, Halogene, Salzbilder.

Diese gleichbedeutenden Namen führen die vier Elemente Chlor, Brom, Jod und Fluor, weil sie durch unmittelbare Vereinigung mit den Metallen Salze bilden. Wir nennen solche Salze Haloidsalze, zum Unterschiede von den Sauerstoff- und Sulfosalzen. Die Haloidsalze bestehen aus zwei Elementen, dem Haloid und dem Metall, so das Chlornatrium:  $\text{NaCl}$ ; die Sauerstoff- resp. Sulfosalze enthalten mindestens drei Elemente, ein Metall und ein einfaches oder zusammengesetztes Radical, welche durch Sauerstoff oder Schwefel als Copula zusammengefügt sind, z. B. salpetersaures Kali:  $(\text{NO}_2)\text{OK}$ .

Man meinte früher, jede Säure und jedes Salz müsse Sauerstoff enthalten, vermuthete denselben deshalb auch in den Haloidsalzen, und hielt daher eine Zeit lang das Chlor, Brom etc. selbst für Sauerstoffverbindungen. Da es aber auf keine Weise gelang, Sauerstoff in den Haloiden nachzuweisen, und da später wirklich nicht bloss sauerstoffhaltige, sondern sogar sauerstoffreiche Salze entdeckt wurden, welche Haloide enthalten, z. B. chloresaurer Kali:  $(\text{ClO}_2)\text{OK}$ , so gelten jetzt die Haloide für Elemente, wenigstens so lange, bis es vielleicht einmal gelingt, sie doch noch zu zerlegen.

Die chemischen Verbindungen der Haloide, besonders des Chlors, Broms und Jods haben unter sich so grosse Aehnlichkeit, dass sie äusserlich meist schwer zu unterscheiden sind; um so auffallender ist es, dass die genannten drei Haloide im freien Zustande

sehr abweichende physikalische Eigenschaften besitzen. Das Chlor ist ein grünlich gelbes Gas, das Brom eine tief rothbraune Flüssigkeit, das Jod ein schwarzgrauer, fester, krystallisirender Körper mit starkem Metallglanz.

### Chlor.

(Chemisches Zeichen: Cl. — Atomgewicht: 35.5.)

Dieses Element kommt im freien Zustande nicht in der Natur vor, sondern nur in chemischer Verbindung, hauptsächlich mit dem Metall Natrium als Chlornatrium (Kochsalz), ist also sehr verbreitet. Trotz dieser grossen Verbreitung hat man das Chlor bis vor fast 100 Jahren nicht gekannt. Es wurde 1774 von Scheele, dem Entdecker des Sauerstoffs, isolirt und als Element erkannt.

Das Chlor ist ein grünlich gelbes Gas von starkem, eigenthümlichem Geruch, und verdankt der Farbe (*χλωρός* grünlich gelb) seinen Namen. Es hat 2.45 specif. Gewicht. Bei  $-40^{\circ}$  oder bei gewöhnlicher Temperatur durch einen Druck von gegen 4 Atmosphären lässt es sich zu einer dunkelgelben Flüssigkeit von 1.3 specif. Gewicht verdichten. Es wird von Wasser in grösserer Menge als Sauerstoff gelöst. Ein Volum Wasser absorbirt davon bei gewöhnlicher Temperatur ungefähr das 2.5fache seines Volums, aber bei  $0^{\circ}$  eine viel beträchtlichere Menge. Bei letzterer Temperatur geht es mit Wasser eine feste krystallisirende Verbindung ein, das Chlorhydrat:  $\text{Cl}_2 + 10\text{H}_2\text{O}$ .

Eingeathmet afficirt das Chlor schon in kleinen Mengen die Respirationsorgane, bewirkt Entzündung der Schleimbäute, und dadurch anhaltend Husten. In grösseren Mengen eingeathmet, kann es Entzündung der Lungen mit tödtlichem Ausgange zur Folge haben. Der Chemiker muss daher beim Experimentiren mit Chlor Vorsicht anwenden, und thunlichst vermeiden, davon einzuathmen. Wir zählen das Chlor zu den giftigen Stoffen.