

Sauerstoff.

(Chemisches Zeichen: O. — Atomgewicht: 16.)

Man darf sich durch den Namen nicht irre führen, insbesondere nicht zu dem Glauben verleiten lassen, es habe diese Substanz einen sauren Geschmack oder sonst saure Eigenschaften. Die Bezeichnung „Sauerstoff“ rührt daher, dass man frühzeitig die Beobachtung machte, dass dieses Element ein Bestandtheil der meisten Körper ist, welche sauer schmecken und sauer reagiren, kurzweg der Säuren, und weil man früher glaubte, alle Säuren enthielten Sauerstoff. Jener Name bedeutet weiter Nichts, als „Säuren erzeugender“ Stoff.

Der Sauerstoff ist unter normalen Verhältnissen ein Gas; in neuester Zeit ist es gelungen, dasselbe durch sehr starken Druck bei äusserst niedriger Temperatur tropfbar flüssig zu machen. — Das Gas ist durchsichtig farblos, ohne Geruch und Geschmack, und wie die gewöhnliche Luft respirabel. Es ist eben der freie Sauerstoff in der atmosphärischen Luft, welcher den Athmungsprocess unterhält.

Auch in seinem Verhalten gegen Wasser gleicht er der Luft; er wird davon in verhältnissmässig geringer Menge gelöst, und zwar nehmen 100 Volumtheile luftfreies Wasser von $+ 4^{\circ}$ nur 3.7 Volumtheile Sauerstoff auf, oder, auf das Gewicht übertragen, ein Kilogramm Wasser löst 0.0053 Grm. Sauerstoffgas.

Der Sauerstoff ist schwerer als die Luft, sein specifisches Gewicht beträgt 1.1056. Es wiegt daher, da 1 Liter atmosphärische Luft, bei 0° und bei einem Barometerstande von 0.76 Meter gewogen, 1.29 Gramm schwer ist, 1 Liter Sauerstoff unter gleichen Bedingungen 1.43 Gramm.

Der Sauerstoff gehört zu den in der Natur verbreitetsten Elementen. Er ist ein Gemengtheil unserer Atmosphäre — nahezu 23 Gewichtsprocente, resp. 21 Volumprocente derselben, bestehen aus Sauerstoff —, er ist dem Gewicht nach der Hauptbestandtheil des Wassers — dasselbe enthält davon 88·9 Procent —, und Hauptbestandtheil der die feste Erdrinde constituirenden zahlreichen chemischen Verbindungen. In eben so grosser Verbreitung begegnen wir dem Sauerstoff in den organischen Verbindungen, sowohl denen des Thier-, wie denen des Pflanzenreichs, als chemischem Bestandtheil derselben. So enthalten der Zucker, die Cellulose, die Stärke u. a. m. über 50 Procent an Sauerstoff.

Es scheint auf den ersten Blick fast unglaublich, dass ein in der Natur so ausserordentlich verbreiteter Stoff, wie der Sauerstoff, zumal er in der Luft in bloss mechanischer Mischung mit einem anderen Gase, dem Stickstoff, vorkommt, nicht früher, als gegen Ende des vorigen Jahrhunderts entdeckt worden ist.

Die Ehre seiner Entdeckung gebührt zwei Chemikern, welche ihn, von einander unabhängig, im Jahre 1774 beobachteten und beschrieben, nämlich dem Engländer Priestley und dem Deutschen Chemiker Scheele, welcher als Apotheker in Schweden lebte.

Trotz seiner grossen Verbreitung in der Natur und seiner überaus zahlreichen Verbindungen eignen sich doch nur wenige Stoffe zur Reindarstellung des Sauerstoffs.

Wir gewinnen ihn aus dem Wasser durch elektrolytische Zersetzung desselben in der S. 7 u. 8 angegebenen Weise. Diese Darstellungsmethode liefert uns den Sauerstoff zwar sehr rein, aber sie eignet sich nicht wohl zur Bereitung grosser Mengen davon. — Unter den zahlreichen sauerstoffhaltigen Mineralien finden sich sehr wenige, welche unmittelbar zur Darstellung von Sauerstoff verwendbar sind. Von diesen steht obenan der Braunstein, eine sauerstoffreiche Verbindung des dem Eisen nahe stehenden Metalls Mangan, chemisch „Mangansuperoxyd“ genannt. Dieses, in ziemlicher Verbreitung in der Natur vorkommende, grauschwarze Erz hat die Eigenschaft, beim Glühen einen Theil seines Sauerstoffs zu verlieren, und in eine andere sauerstoffärmere Verbindung überzugehen.

Um daraus Sauerstoff zu gewinnen, füllt man ein am hinteren Ende geschlossenes langes eisernes Rohr von den Dimensionen eines gewöhnlichen Flintenlaufs mit in kleine Stücke zerschlage-

dem Braunstein, fügt in die vordere Oeffnung mittelst Kork ein Gasleitungsrohr, und erhitzt das eiserne Rohr in einem Kohlenofen oder Bunsen'schen Verbrennungsofen. — Sobald dasselbe anfängt zu glühen, entweicht aus dem in Wasser eingetauchten Gasleitungsrohr reichlich Gas. Das zuerst ausströmende Gas, welches die im Apparat vorhanden gewesene atmosphärische Luft enthält, lässt man frei austreten, und sammelt den später sich reichlich entwickelnden Sauerstoff über Wasser je nach Bedarf in Glaszylindern, oder in einem sogenannten Gasometer, worin sich das Gas lange aufbewahren lässt.

Dieses Verfahren liefert schnell und leicht grosse Mengen von Sauerstoff, aber nicht von völliger Reinheit. Die dabei entstehende sauerstoffärmere Verbindung des Mangans (Manganoxyd-oxydul) bleibt in dem eisernen Rohre zurück, und giebt auch bei sehr starkem Glühen nicht weiter Sauerstoff ab.

Eine reichlichere Ausbeute an Sauerstoff erhält man aus dem Braunstein durch Erhitzen mit Schwefelsäure, doch ist dies Verfahren aus anderen Gründen weniger empfehlenswerth.

Um Sauerstoff aus der atmosphärischen Luft darzustellen, müsste man den, ihm darin mechanisch beigemengten Stickstoff entfernen, in eine nicht flüchtige chemische Verbindung überführen. Das gelingt aber deshalb nicht, weil die Kraft, welche die chemische Vereinigung der Körper bewirkt, die wir die chemische Affinität nennen, beim Sauerstoff sehr stark und umgekehrt beim Stickstoff sehr schwach ist, und weil in Folge dessen bei fast allen Versuchen, den Stickstoff der Luft in chemische Verbindung überzuführen, nicht dieser, sondern der Sauerstoff gebunden wird und der Stickstoff zurückbleibt.

Wir kommen aber auf einem Umwege zum Ziele, nämlich dadurch, dass wir den Sauerstoff der Luft zunächst an einen andern Körper fesseln, und zwar an einen solchen, dessen Sauerstoffverbindung, ähnlich wie der Braunstein, unter günstigen Umständen den Sauerstoff leicht wieder verliert. — Das gelingt auf folgende Weise.

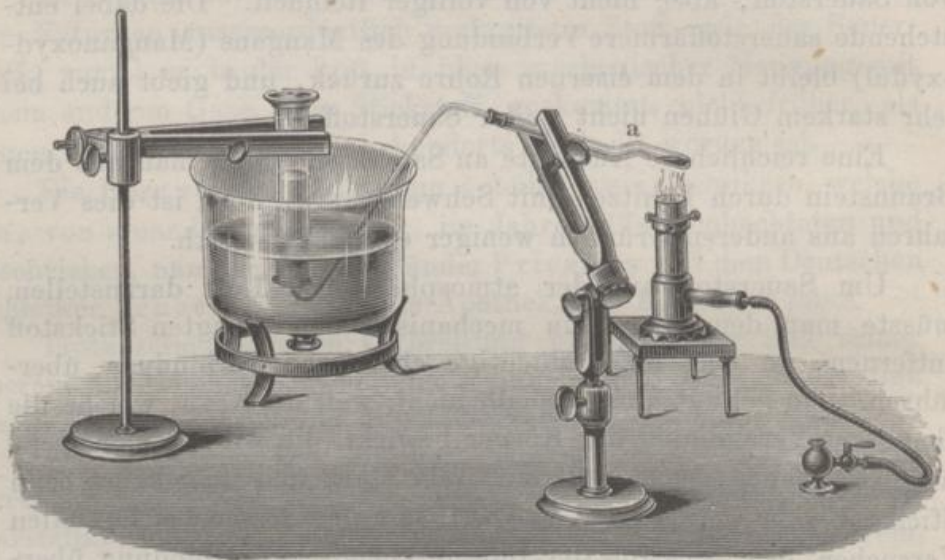
Das Metall Quecksilber hat die Eigenschaft, beim Erhitzen an der Luft auf eine bestimmte Temperatur, die nicht wesentlich überschritten werden darf (320°), sich mit dem Sauerstoff derselben chemisch zu verbinden, wobei es sein metallisches

Ansehen verliert und sich in ein rothes Pulver verwandelt, rothes Quecksilberoxyd genannt.

Dieses Product hat die merkwürdige Eigenschaft, bei einem Hitzgrade, welcher die zu seiner Entstehung nothwendige Temperatur nur wenig übersteigt, nämlich bei 350° , wieder in seine chemischen Bestandtheile, Quecksilber und Sauerstoff, zu zerfallen. Man kann auf diesem Wege den Sauerstoff der Luft indirekt von grosser Reinheit gewinnen.

Nachstehende Abbildung (Fig. 2) zeigt uns einen einfachen Apparat zur Darstellung von Sauerstoff aus jenem Quecksilber-

Fig. 2.



oxyd, welcher Apparat sich nebenbei sehr wohl dazu eignet, die Gewichtsmenge Quecksilber zu bestimmen, welche in der angewandten gewogenen Menge von Quecksilberoxyd enthalten ist. Im hinteren Theile der, wie die Figur zeigt, hinten zugeschmolzenen Röhre aus schwer schmelzbarem Glase ist das zu zersetzende rothe Quecksilberoxyd enthalten. Das Gewicht des letzteren wird auf die Weise ermittelt, dass man die gebogene Röhre erst leer und hernach mit dem eingebrachten Quecksilberoxyd wiegt. Die Gewichts-differenz giebt an, wie viel von letzterem eingebracht ist. Man setzt alsdann in die vordere Oeffnung mittelst eines luftdicht schliessenden Korkes eine gebogene Gasleitungsröhre, deren anderes Ende unter dem mit Wasser gefüllten Glascylinder mündet. Wird nun

das Quecksilberoxyd in dem hinteren Schenkel der Röhre durch eine untergesetzte Gasflamme erhitzt, und damit so lange fortgeföhren, bis das Quecksilberoxyd ganz verschwunden ist, so befindet sich der darin vorhanden gewesene Sauerstoff in dem durch Wasser gesperrten Glascylinder, und das weniger flüchtige Quecksilber hat sich in dem mittleren Theile *a* des Rohrs in glänzenden Metalltropfen abgesetzt. Wird nach völligem Erkalten des Apparates das Rohr mit dem metallischen Quecksilber aufs Neue gewogen, und von dem so gefundenen Gewichte das des leeren Rohres abgezogen, so erhält man als Differenz die Menge des gebildeten Quecksilbers. Zugleich kann man auch das Volum des gewonnenen Sauerstoffgases messen und daraus mit Hülfe des specifischen Gewichtes sein absolutes Gewicht bestimmen.

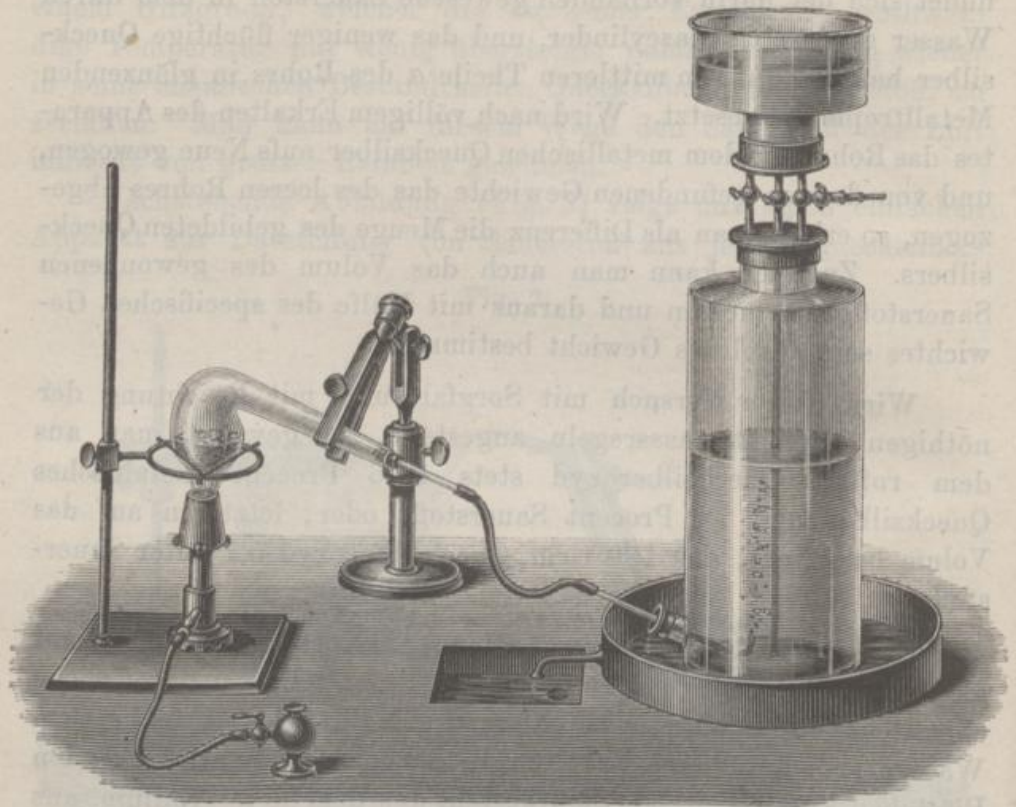
Wird obiger Versuch mit Sorgfalt und mit Beachtung der nöthigen Vorsichtsmaassregeln angestellt, so gewinnt man aus dem rothen Quecksilberoxyd stets 92.6 Procent metallisches Quecksilber und 7.4 Procent Sauerstoff, oder, letzteren auf das Volum berechnet, aus 100 Grm. Quecksilberoxyd 5.1 Liter Sauerstoff.

Zur Darstellung grösserer Mengen reinen Sauerstoffs dient als bestes Material eine künstlich bereitete, sehr sauerstoffreiche chemische Verbindung, das chlorsaure Kali. Dieses, in heissem Wasser lösliche, beim Erkalten in schönen perlmuttglänzenden Blättchen krystallisirende Salz besteht aus dem Metall Kalium, aus Chlor und Sauerstoff. Es hat die Eigenschaft, beim Erhitzen zu schmelzen und unter scheinbarem Sieden und Schäumen allen Sauerstoff als Gas abzugeben, wobei als Endproduct eine Verbindung der beiden anderen Elemente, nämlich von Chlor und Kalium, zurückbleibt. 100 Grm. chlorsaures Kali liefern so 39 Grm. Sauerstoffgas, also mehr als fünfmal so viel, wie man auf gleiche Weise aus 100 Grm. Quecksilberoxyd erhält.

Jene Operation wird am besten in einer Retorte von schwer schmelzbarem Glase vorgenommen, wie Fig. 3 (a. f. S.) zeigt. Das sich entwickelnde Gas wird hier durch eine mit eingeschaltetem Gummischlauch beweglich gemachte Glasröhre in ein Gasometer von Glas geleitet, es verdrängt darin das Wasser, welches in dem Maasse, als Gas einströmt, unten neben der Gasleitungsröhre abfließt.

Um das Ueberschäumen der in der Retorte erhitzten Masse zu vermeiden, mischt man zweckmässig das chlorsaure Kali vor

Fig. 3.

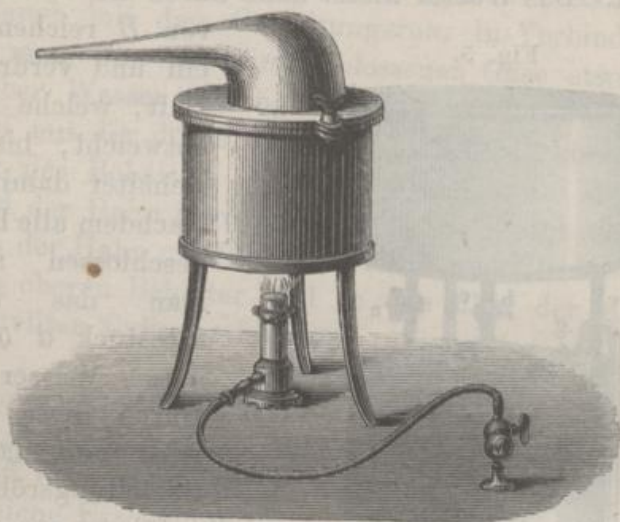


dem Einfüllen mit dem gleichen Gewichte trocknen Braunsteins (oder Kupferoxyd). Ein solches Gemisch kommt beim Erhitzen nicht zum Schmelzen, und da überdies der beigemischte feste Körper die zugeführte Wärme gleichmässig in der ganzen Masse vertheilt, so geschieht die Gasentwicklung, ohne Schäumen, bedeutend rascher, und ist in viel kürzerer Zeit beendet.

Will man grosse Mengen Sauerstoff darstellen und gleich ein Pfund mit Braunstein gemengtes chlorsaures Kali, und darüber, auf einmal in Arbeit nehmen, so bedient man sich dazu vortheilhaft eines auf einen Dreifuss gestellten gusseisernen Topfes (Fig. 4), mit breitem, abgedrehtem Rande, auf welchen ein gut schliessender Deckel mit Helm und Gasleitungsrohr passt, welcher mit eisernen Schrauben auf den Topf festgeschraubt wird, nachdem zwischen

die zusammenzupressenden Flächen ein Brei von mit Wasser angerührtem, fein geschlämmtem sandfreiem Thon gestrichen ist. — Ein untergesetzter grosser Gasbrenner genügt, um die Zersetzung des chlorsauren Kalis zu bewirken.

Fig. 4.



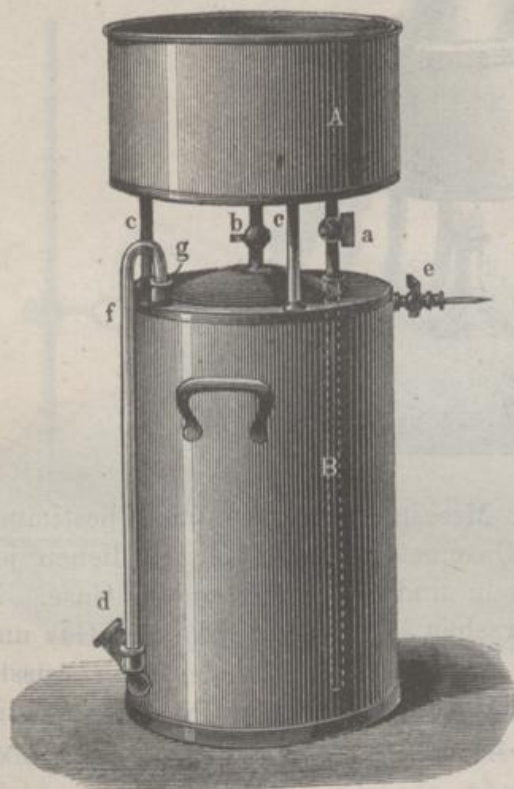
Die ursprünglich zum Messen von Gasvolumen bestimmten Apparate, welche deshalb Gasometer genannt sind, dienen jetzt hauptsächlich zum Ansammeln und Aufbewahren der Gase. Mit einfachen Vorrichtungen versehen, das eingeschlossene Gas unter Wasserdruck und dadurch nach Belieben wieder zum Ausströmen zu bringen, machen die Gasometer es dem Chemiker möglich, das darin gesammelte Gas zu seinen Zwecken jederzeit zu verwenden.

Die Construction des Gasometers ist einfach, und aus umstehender Figur (Fig. 5) wie aus Figur 3 (vorige Seite) leicht zu verstehen. Es besteht aus zwei Behältern von Kupfer (oder Zink), wovon der untere *B* nach allen Seiten geschlossen, der obere kleinere *A* oben offen ist. Beide communiciren durch zwei mit Hähnen verschliessbare Röhren *a* und *b*, welche zugleich, wie auch die massiven kleinen Säulen *c* und *c*, dem oberen Behälter als Stützen dienen. — Die Röhre *b* reicht nicht weiter, als bis in den Boden von *A* und bis in die Wölbung des unteren Behälters, die Röhre *a* dagegen geht durch den Deckel

des unteren Gefäßes bis nahe auf den Boden desselben hinab, und ist unten offen. Das seitlich angesetzte Röhrenstück mit dem Hahn *e* dient zum Ausströmenlassen des in *B* eingeschlossenen Gases.

Die Füllung des Behälters *B*, zunächst mit Wasser, geschieht auf die Weise, dass man dasselbe in *A* eingießt und die Hähne *a*, *b*, *e* öffnet. Das Wasser fließt dann durch die, bis auf den Boden

Fig. 5.



von *B* reichende Röhre *a* ein und verdrängt so die Luft, welche aus *b* und *e* entweicht, bis der ganze Behälter damit gefüllt ist. Nachdem alle Hähne wieder geschlossen sind, kann man das untere Ansatzstück *d* öffnen, ohne dass Wasser ausfließt. Durch dieses Ansatzstück wird nun das Ende der Gasleitungsröhre in *B* eingeführt, aus welchem das zu sammelnde Gas einströmt. In dem Maasse, als Gas in den Behälter eintritt und sich darin über dem Wasser ansammelt, wird Wasser verdrängt. Dasselbe fließt neben der Gasleitungsröhre aus *d* aus, wie Fig. 3 veranschaulicht.

Wie weit das Gasometer mit Gas gefüllt ist, erkennt man an dem Stande der Wassersäule in dem Glasrohre *gf*, welches oben und unten mit dem Innern des Behälters *B* communicirt, und worin daher das Wasser stets ebenso hoch steht, wie im Gasometer selbst.

Ist das Gasometer nach Bedürfniss gefüllt, so zieht man die Gasleitungsröhre aus *d* heraus, verschliesst dieses Ansatzrohr und öffnet den Hahn *a*. Das in *B* eingeschlossene Gas gelangt dadurch unter den Druck der Wassersäule, welche vom Niveau des in *A* stehenden Wassers bis zur Oberfläche des Wassers in *B* reicht.

Wenn die Hähne und die Fugen des Gasometers luftdicht schliessen, so lässt sich darin das Gas sehr lange aufbewahren. Will man dasselbe in gleichmässigem Strome aus dem Gasometer weiter leiten, so geschieht das durch Oeffnen des Hahnes *e*, nachdem man den vorderen Theil dieses Röhrenstücks durch einen Gummischlauch mit dem Gasleitungsrohr in Verbindung gesetzt hat. Will man von dem eingeschlossenen Gase etwas in einem Cylinder über Wasser auffangen, so wird letzterer mit Wasser gefüllt, und mit der durch eine Glasplatte gedeckten Oeffnung in das Wasser des Behälters *A* eingetaucht, darauf die Glasplatte entfernt und der Hahn *b* geöffnet. Das Gas steigt dann, vorausgesetzt dass der Hahn *a* offen steht, unter dem Druck der Wassersäule in den oberen Behälter und in den über der Mündung der Röhre *b* gestellten Cylinder hinein.

Die chemischen Eigenschaften einer Substanz geben sich kund durch ihr Verhalten zu anderen Körpern. Sehen wir, wie der Sauerstoff sich gegen einige der uns bekannteren Stoffe verhält, und welche Erscheinungen wir dabei wahrnehmen.

Die tägliche Erfahrung lehrt uns, dass ein schwach glimmender Holzspan an der Luft bald verlöscht. Wird derselbe aber in ein Gefäss mit Sauerstoff getaucht, so fährt er nicht bloss fort zu glimmen, sondern er entflammt und verbrennt mit lebhaftem Lichtglanz und unter beträchtlicher Wärmeentwicklung.

Eine schwach glimmende Holzkohle, welche aus einer Flamme in die kalte Luft gebracht, sehr bald zu glimmen aufhört, verbrennt im Sauerstoffgas ebenfalls mit erheblicher Licht- und Wärmeentwicklung.

Die blaue Flamme des an der Luft verbrennenden Schwefels gewinnt, wenn wir den entzündeten Schwefel in einem eisernen Löffel mittelst eines daran befestigten langen eisernen Stiels in ein Gefäss mit Sauerstoff hinabsenken, nicht nur sehr bedeutend an Umfang und Glanz, sondern der Schwefel wird auch viel rascher verbrannt, als an der Luft, wovon man sich leicht überzeugen kann, wenn man zwei gleich grosse, in eisernen Löffeln entflammte Stücke Schwefel, das eine in der Luft, das andere im Sauerstoff verbrennen lässt.

Der so ausserordentlich leicht entzündliche Phosphor, welcher schon an der Luft mit starkem Lichtglanz abbrennt, erzeugt, wenn wir ihn, in einem eisernen Löffel erhitzt, in eine grosse Glasflasche

voll Sauerstoff eintauchen, einen so intensiven Lichtglanz, dass das Auge denselben kaum zu ertragen vermag, und so starke Hitze, dass die Flasche gewöhnlich zerspringt.

Eisen, welches schwer schmilzt und schwer verbrennt, entzündet sich, wenn zuvor hinreichend erhitzt, im Sauerstoff, und brennt darin mit starkem Lichtglanz und prächtigem Funken-sprühen unter Bildung einer geschmolzenen, bald fest werdenden neuen Substanz, einer chemischen Verbindung von Eisen und Sauerstoff. — Zur Ausführung dieses schönen Versuchs im Kleinen bedient man sich zweckmässig einer dünnen Uhrfeder von Stahl. Dieselbe wird, gerade gebogen oder spiralförmig gewunden, mit dem oberen Ende in einen Kork befestigt und am unteren Ende in ein kleines Stück Zunder gesteckt. Nachdem man letzteren entzündet hat, taucht man das Ganze in eine mit Sauerstoff gefüllte Glasflasche. Zuerst brennt der Zunder mit lebhafter Flamme, derselbe theilt sodann dem damit in Berührung befindlichen Theil der Uhrfeder seine

Fig. 6.



Verbrennungstemperatur mit, welche hoch genug ist, um auch das Eisen zum lebhaften Verbrennen unter starkem Funken-sprühen zu bringen (Fig. 6). Diese Erscheinung dauert so lange fort, als noch unverbrannter Sauerstoff in dem Gefäss vorhanden, oder bis alles Eisen consumirt ist. Die herabtropfenden geschmolzenen Kugeln von der gebildeten Eisensauerstoff-Verbindung (Eisenoxyd) sind so heiss, dass sie in den Boden der Glasflasche fest einschmelzen, was häufig das Zerspringen des Gefässes zur Folge hat.

Wie die genannten Stoffe, so vereinigen sich alle Substanzen, welche in der atmosphärischen Luft verbrennen, mit Sauerstoffgas, und dabei durchweg mit viel stärkerer Licht- und Wärmeentwicklung, als wir bei ihrer Verbrennung an der Luft zu sehen gewohnt sind.

In allen Fällen sind die Producte der Verbrennung chemische Verbindungen der verbrannten Körper mit Sauerstoff. Von der Kohle und dem Schwefel sind die Verbrennungsproducte nicht

so handgreiflich, wie beim Eisen, denn sie sind farblose, durchsichtige Gase. Aber ihre Gegenwart lässt sich doch dem Auge sichtbar machen. Das gasige Verbrennungsproduct der Kohle, die Kohlensäure, hat die Eigenschaft, eine klare, wasserhelle, wässrige Lösung von gebranntem Kalk, sogenanntes Kalkwasser, zu trüben unter Bildung einer neuen chemischen Verbindung von Kohlensäure und Kalk, welche in Wasser unlöslich ist. Giessen wir daher solches klares Kalkwasser in die Flasche, worin die Kohle gebrannt hat, und bringen wir es durch Schütteln mit der gebildeten Kohlensäure in innige Berührung, so sehen wir die Flüssigkeit zuerst sich milchig trüben und später einen weissen Niederschlag absetzen.

Das bei der Verbrennung des Schwefels entstandene gasige Product, die schweflige Säure, giebt sich durch ihren stechend sauren Geruch, sowie durch die starke Röthung zu erkennen, welche die blaue wässrige Lösung des Lackmusfarbstoffs sofort annimmt, wenn wir letztere in das Gefäss eingiessen, worin Schwefel gebrannt hatte.

Das Verbrennungsproduct des Phosphors, die Phosphorsäure, ist zwar ein fester Körper, ein schneeweisses Pulver, löst sich aber so überaus leicht in Wasser, dass wenn die Flasche, worin der Phosphor verbrannte, etwas Feuchtigkeit enthielt, letztere die Phosphorsäure sofort zu einer klaren Flüssigkeit auflöst. Von der Anwesenheit dieses Körpers oder davon, dass sich beim Verbrennen des Phosphors überhaupt eine Verbindung von stark sauren Eigenschaften gebildet hat, giebt ebenfalls die intensiv rothe Färbung Zeugniß, welche damit in Berührung gebrachte blaue Lackmuslösung augenblicklich annimmt.