

Verbindungen des Sauerstoffs mit andern Elementen.

Wir haben schon gesehen, dass die grosse Mehrzahl der Elemente brennbar ist, d. h. dass die meisten Elemente sich mit dem Sauerstoff des Sauerstoffgases oder der atmosphärischen Luft *direct* verbinden lassen. Wir werden bald sehen, dass auch die übrigen Elemente, welche nicht vermögen, sich *direct* mit dem Sauerstoff des Sauerstoffgases zu verbinden, d. h. welche nicht brennbar sind, dennoch auf Umwegen mit dem Sauerstoff verbunden werden können. Betrachten wir nun die Natur der zusammengesetzten Körper, welche durch eine solche *directe* oder mehr *indirecte* Verbindung des Sauerstoffs mit andern Elementen entstehen, so stellen sich als die zwei wichtigsten Klassen von Verbindungen diejenigen heraus, die man mit dem Namen *Säuren* und *salzfähige Basen* (Salzbasen) bezeichnet.

Diese beiden Klassen von Verbindungen stehen in einem Gegensatz zu einander, der sich auf die Weise kund gibt, dass wenn sich eine Säure mit einer salzfähigen Basis verbindet, die Eigenschaften, der Säure sowohl als der Basis, sich mehr oder weniger vollkommen in der Verbindung aufgehoben zeigen.

Ob durch die Verbindung des Sauerstoffs mit einem andern Element eine Säure oder eine Salzbasis entstehe, hängt hauptsächlich von der eigenthümlichen Natur dieses Elements, zum Theil jedoch auch von der *bestimmten Menge* des Sauerstoffs ab, mit welcher sich dieses Element verbindet. Es ist in dieser Beziehung bemerkenswerth, dass der Sauerstoff mit den nicht-metallischen Elementen nur verschiedene Säuren und keine einzige entschiedene Salzbasis, überhaupt wenige andere, als saure Verbindungen bildet, wäh-

während er mit den metallischen Elementen vorzugsweise Salzbasen und weit weniger Säuren bildet. Mangan, Chrom und einige andere Metalle bilden mit einer gewissen Menge von Sauerstoff Salzbasen, mit einer grösseren Menge Sauerstoff, Säuren.

Die *allgemeinen Charaktere* der Säuren sind folgende: Sie sind im Wasser gewöhnlich mehr oder weniger auflöslich, bestehen bisweilen nur unter Vermittlung des Wassers, zeigen häufig einen sauren Geschmack, und sind oft wirklich ätzend; verändern Pflanzenfarben häufig, namentlich färben sie blaues Lacmus roth, und zwar verändern sie die Pflanzenfarben auf eine den Salzbasen entgegengesetzte Art, so dass das durch eine Säure geröthete Lacmus durch eine Salzbasis wieder blau wird.

Mit allen *nicht - metallischen Elementen*, mit Ausnahme des Wasserstoffs bildet der Sauerstoff Säuren. Eine Verbindung des Sauerstoffs mit Fluor hat man noch gar nicht hervorbringen können.

Die Anzahl der *metallischen Sauerstoffsäuren* ist beschränkter. Beispiele: Arseniksäure, Chromsäure, Mangansäure.

In den meisten Fällen bildet der Sauerstoff, indem er sich in verschiedenen quantitativen Verhältnissen mit einem und demselben Element verbindet, zwei, drei, und noch mehr Säuren; in einigen Fällen, wie schon bemerkt, eine Salzbasis und eine Säure: es ist daher nöthig, diese verschiedenen Säuren durch eine passende Nomenklatur zu unterscheiden. — Wenn ein Element mit Sauerstoff nur eine einzige Säure bildet (sey es nun, dass es mit Sauerstoff nur eine einzige Verbindung überhaupt, oder mehrere bilde, von denen aber nur eine die Natur einer Säure hat), so bezeichnet man diese Säure auf die Weise, dass man hinter den Wortlaut des Elements oder auch des zusammengesetzten Körpers, aus welchem die Säure gewöhnlich dargestellt wird, das Wort: „Säure“ setzt. — Das Bor oder Boron z. B. bildet

mit Sauerstoff nur eine einzige Verbindung, die saurer Natur ist, und daher Borsäure oder Boronsäure, oder auch, weil man sie aus dem Borax (borsauren Natron) gewöhnlich darstellt, Boraxsäure genannt wird.

Bildet ein Element mit Sauerstoff zwei verschiedene Säuren, so bezeichnet man diejenige, welche die grössere Sauerstoffmenge enthält, auf die angegebene Weise, diejenige aber, welche die geringere Sauerstoffmenge enthält, auf die Art, dass man den Wortlaut des Elements oder des zusammengesetzten Körpers, aus welchem die Säure gewöhnlich dargestellt wird, in „ig“ oder auch wohl in „icht“ flectirt, und den so flectirten Wortlaut dem Wort „Säure“ voransetzt. — So bezeichnen Salpetersäure, Arseniksäure die Verbindungen des Stickstoffs und Arsens mit der grösseren, salpetrige oder salpetrichte Säure, *) arsenige oder arsenichte Säure die Verbindungen dieser Elemente mit der geringeren Menge von Sauerstoff.

Bisweilen aber trat der Fall ein, dass diejenige saure Verbindung eines Elements mit Sauerstoff, welche die geringere Sauerstoffmenge enthält, früher entdeckt wurde, als die, welche die grössere Sauerstoffmenge enthält; man hatte die erstere Säure zu einer Zeit, als man die Existenz der zweiten nicht ahnete, nach dem Princip bezeichnet, nach welchem man diejenigen Säuren zu bezeichnen pflegt, welche unter den sauren Verbindungen eines Elements mit Sauerstoff die grösste Sauerstoffmenge enthalten, weil nach demselben Princip auch die *einzige* saure Verbindung eines Elements mit Sauerstoff bezeichnet wird. Ohne eine Verwirrung hervorzubringen, hätte man den schon längst recipirten Namen nicht mehr ändern können und sah sich daher genöthigt, die

*) Die Salpetersäure könnte auch „Stickstoffsäure“ genannt werden; anstatt „salpetrige Säure“ müsste man dann aber „stickstoffige Säure“ sagen, was gegen den Wohlklang anstossen würde.

neu entdeckte Säure mit grösserem Sauerstoffgehalt auf eine andere Weise zu bezeichnen. — Dieses war z. B. bei den sauren Verbindungen des Chlors mit Sauerstoff der Fall; man kannte lange *blos eine* solche Säure, die man daher Chlorsäure nannte; nachdem die Säure entdeckt war, welche das Chlor mit einer grösseren Sauerstoffmenge bildet als die ist, welche die Chlorsäure enthält, hätte man diese letztere Säure Chlorsäure, und die frühere Chlorsäure, chlorige Säure nennen müssen. Um aber Verwirrung zu vermeiden, liess man den Namen Chlorsäure der alten Säure, und schuf für die neue Säure einen Namen, der andeuten sollte, dass sie mehr Sauerstoff, als die Chlorsäure, enthalte; man schlug die Benennungen: oxydirte Chlorsäure, Oxychlorsäure, Ueberchlorsäure vor: die Benennung „Ueberchlorsäure“ dürfte die passendste seyn.

Es ist noch nicht sehr lange her, dass man nicht mehr, als höchstens zwei saure Verbindungen eines Elements mit Sauerstoff kannte und daher mit der angeführten Bezeichnungsweise dieser Säuren ausreichte. Neuere Untersuchungen aber haben bewiesen, dass einige Elemente mit Sauerstoff mehr als zwei, sogar vier saure Verbindungen zu bilden vermögen, und man hat alle die neuen Säuren, welche bis jetzt entdeckt worden sind, durch das Wort „unter,“ welches man den früher bekannten Säuren vorsetzte, bezeichnen können, wie ich dieses an einem Beispiele zeigen will. — Von den sauren Verbindungen des Schwefels mit Sauerstoff hatte man früher nur die Schwefelsäure und die schweflige Säure gekannt; später wurden zwei neue Säuren des Schwefels entdeckt, von denen die eine weniger Sauerstoff als die Schwefelsäure, aber mehr als die schweflige Säure, die andere weniger Sauerstoff als selbst die schweflige Säure enthielt; erstere nannte man daher *Unterschwefelsäure*, letztere *unterschweflige Säure*. Würde noch eine Säure des Schwefels entdeckt werden, welche mehr Sauerstoff als die Schwefelsäure enthielte, so müsste man diese *Ueberschwefelsäure* nennen, und man hätte dann folgende Reihe der Säuren des Schwefels, welche mit derjenigen anfängt, welche die grösste Sauerstoffmenge enthält: Ueberschwefelsäure,

Schwefelsäure, Unterschwefelsäure, schweflige Säure, unterschweiflige Säure. Sollte man aber dereinst zwei Säuren des Schwefels entdecken, welche mehr Sauerstoff als die Schwefelsäure enthielten, und noch eine zweite Säure, ausser der unterschweifligen, welche weniger Sauerstoff als die schweflige Säure enthielte, so würde man allerdings bei der Benennung dieser Säuren in einige Verlegenheit kommen. — Ich werde später zeigen, wie man dadurch, dass durch die Benennung selbst, die Zusammensetzung einer Säure, d. h. das bestimmte Verhältniss der Menge des Sauerstoffs zu der Menge des brennbaren Radicals ausgedrückt würde, alle möglichen sauren Verbindungen eines Radicals mit Sauerstoff, auf eine ganz bestimmte, durchaus unzweideutige Weise bezeichnen könnte: aber solche Benennungen würden theils die saure Natur einer solchen Verbindung nicht ausdrücken, theils würden sie allzu schleppend ausfallen.

Ich habe bemerkt, dass der Sauerstoff mit den nicht metallischen Elementen nur entschiedene Säuren und keine einzige entschiedene Salzbasis, überhaupt wenige andere, als saure Verbindungen bildet. Es entstehen daher, bei dem Verbrennen dieser Elemente in der Luft, wobei sich dieselben mit dem Sauerstoff der Luft verbinden, Säuren. Wenn nun aber ein Element mit Sauerstoff mehrere Säuren zu bilden vermag, so wird es theils von dem mehr oder weniger beschränkten Zutritt der Luft, theils von der mehr oder weniger erhöhten Temperatur, bei welcher die Verbindung des Elements mit dem Sauerstoff der Luft vor sich geht, theils davon, ob eine Säure bei der durch das Brennen hervorgebrachten hohen Temperatur ohne Zersetzung bestehen kann oder nicht, abhängen, welche besondere Art von Säure beim Brennen des brennbaren Elements an der Luft erzeugt wird. — So entsteht bei dem Verbrennen des Kohlenstoffs, des Bors und des nicht geglihten Siliciums in der Luft, Kohlensäure, Borsäure und Kieselsäure (Kieselerde), als die einzigen Säuren, welche

diese Elemente mit dem Sauerstoff zu bilden vermögen; *) bei dem Brennen des Phosphors in der Luft bildet sich, wenn dieses bei gewöhnlicher Temperatur, oder bei erhöhter Temperatur, aber beschränktem Luftzutritt, erfolgt, phosphorige Säure, wenn aber das Brennen bei höherer Temperatur und unbeschränktem Luftzutritt statt findet, Phosphorsäure; bei dem Brennen des Schwefels und Selens an der Luft und in reinem Sauerstoffgas dagegen erzeugen sich, auch bei ganz freiem Zutritt der Luft oder des Sauerstoffgases, schweflige und selenige Säure, weil die Schwefel- und Selen-Säure bei der hohen Temperatur, welche durch das Brennen erzeugt wird, in schweflige und selenige Säure und Sauerstoffgas zersetzt würden. **) Bei dem Brennen des Wasserstoffgases bildet sich das indifferente Wasser, welches, wie wir später sehen werden, bald die Rolle einer Säure, bald die einer Salzbasis spielt.

Von den Säuren, welche gewisse brennbare metallische Elemente mit Sauerstoff bilden, können einige gleichfalls durch das Brennen des Metalls an der Luft erzeugt werden, wenn nemlich die darzustellende Säure bei der Temperatur, welche das Brennen erzeugt, nicht zersetzt wird. — So bildet sich z. B. beim Erhitzen des Tantals, Wolframs, Molybdäns, Arseniks an der Luft: Tantalsäure, Wolframsäure, Molybdänsäure, arsenige Säure; Arseniksäure kann auf diesem Wege

*) Die Oxalsäure ist zwar ebenfalls eine saure Verbindung des Kohlenstoffs mit Sauerstoff, die weniger Sauerstoff als die Kohlensäure enthält; diese Säure kann aber bloß in Verbindung mit Wasser oder andern oxydirten Körpern existiren, mithin bei dem Brennen der Kohle in der Luft nie gebildet werden.

**) Die schweflige Säure (vergl. S. 20.) kann allerdings insofern ein *verbrannter Körper* genannt werden, als der Schwefel durch sein Brennen in der Luft unmittelbar nur zu dieser Säure oxydirt werden kann. Tritt dann aber diese Säure, in Wasser gelöst oder mit Wasserdampf gemengt, mit der Luft bei gewöhnlicher Temperatur in Berührung, so verwandelt sie sich allmählig, indem sie eine weitere Menge von Sauerstoff aus der Luft aufnimmt, in Schwefelsäure.

nicht hervorgebracht werden, weil diese Säure durch höhere Temperatur in arsenige Säure und Sauerstoffgas zersetzt wird; eben so kann die Chromsäure, die einzige saure Verbindung des Chroms mit Sauerstoff, durch Erhitzen des Chroms an der Luft nicht gebildet werden, weil diese Säure in ihrem isolirten Zustand schon bei sehr wenig erhöhter Temperatur in Chromoxydul und Sauerstoffgas zersetzt wird. — Dass die nicht brennbaren Elemente, wie Chlor, Brom, Jod u. s. f. durch Erhitzen an der Luft nicht in Säuren verwandelt werden können, versteht sich von selbst.

Wenn nun aber gleich mehrere der Säuren, welche die nicht-metallischen sowohl als die metallischen brennbaren Elemente mit dem Sauerstoff bilden, durch das Brennen dieser Elemente an der Luft erhalten werden können, so werden doch nur wenige derselben wirklich auf diese Art dargestellt, da man sie in der Regel durch andere Methoden, die wir später kennen lernen werden, weit bequemer erhalten kann. — So werden die Borsäure, die Kieselsäure, die Titansäure und Tantal säure nie durch Verbrennen ihrer brennbaren Elemente in der Luft dargestellt, weil keines dieser Elemente in reinem Zustand in der Natur angetroffen und ihre Darstellung mit grossen Schwierigkeiten verknüpft ist, dagegen alle diese Säuren fertig gebildet, zum Theil sogar ganz rein, (wie die Kieselsäure als Bergkrystall) in der Natur vorkommen. — Die Kohle und der Schwefel kommen theils in nicht verbundenem (freiem) Zustand in der Natur vor, theils lassen sie sich sehr leicht aus gewissen Verbindungen, in denen sie einen Bestandtheil ausmachen, darstellen, und das Selen ist zwar bis jetzt nur in Verbindung mit andern Körpern aufgefunden worden, lässt sich aber leicht von diesen trennen; daher werden auch bisweilen die Kohlensäure, die schweflige und selenige Säure durch Verbrennen der Kohle, des Schwefels und Selens in der Luft dargestellt. Da jedoch die Kohlensäure so häufig fertig gebildet, namentlich in Verbindung mit Kalk (in den Kalksteinen, den Marmorarten, der Kreide) in der Natur vorkommt, so werden diese Körper häufiger, als das Verbrennen der Kohle in der Luft, zur Darstellung der Kohlensäure benützt; selbst die schweflige Säure wird gewöhnlich

auf andere Weise, als durch Verbrennen des Schwefels dargestellt, und wenn sie durch Verbrennen des Schwefels wirklich dargestellt wird, so geschieht es in der Regel nicht um ihrer selbst willen, sondern um den Schwefel mittelbar in eine weit wichtigere Säure des Schwefels, in Schwefelsäure, zu verwandeln. — Auch das Brennen des Phosphors in der Luft wird sehr selten benützt, um entweder phosphorige Säure oder Phosphorsäure darzustellen. Die Phosphorsäure kommt in der Natur fertig gebildet vor, aber an Basen, namentlich an Kalk gebunden in den Knochen; sie lässt sich zwar aus dieser Verbindung durch die stärkere Schwefelsäure, die sich mit dem Kalk verbindet und die Phosphorsäure frei macht, leicht ausscheiden, aber es ist schwierig, sie auf diese Weise ganz rein zu erhalten. Man wendet hierzu den Phosphor selbst an, den man aus einer unreinen Phosphorsäure leicht rein erhält; aber das Brennen des Phosphors in der Luft dürfte nicht in freier Luft statt finden, weil es eigentlich der zuvor in Dampf verwandelte Phosphor ist, der brennt, und die gebildete Phosphorsäure daher, wenn sie gleich ziemlich feuerbeständig ist, in der Luft sich diffundiren würde und nicht wohl aufgesammelt werden könnte. Man wendet daher andere Mittel, die wir später kennen lernen werden, an, um aus Phosphor reine Phosphorsäure darzustellen. Da jedoch die Phosphorsäure, sobald bei ihrer Darstellung Wasser oder ein wasserhaltiger Körper im Spiel war, nicht eine blosse Verbindung von Phosphor und Sauerstoff, sondern vielmehr eine innige Verbindung von wasserfreier Phosphorsäure mit Wasser ist, welche das Wasser in der Glühhitze nicht verliert, so kann, wenn man die Eigenschaften der *wasserfreien* Phosphorsäure studiren will, diese nicht anders als durch Verbrennen des Phosphors in trockener Luft oder in trockenem Sauerstoffgas, bei ungehindertem Zutritt dieser Gase zu dem brennenden Phosphor, erhalten werden. Diese wasserfreie Säure hat übrigens blos ein wissenschaftliches, kein praktisches Interesse. Dasselbe ist bei der phosphorigen Säure der Fall, welche in *wasserfreiem* Zustand nur durch das Verbrennen des Phosphors in trockener Luft, bei beschränktem Zutritt derselben, erhalten werden kann. Die wasserhaltende phosphorige Säure lässt sich durch langsames Verbrennen des Phosphors in feuchter Luft nicht rein darstellen, son-

dern ist dann immer mit Phosphorsäure gemengt, und verwandelt sich bei längerer Berührung mit der Luft zuletzt ganz in Phosphorsäure. Man stellt die phosphorige Säure bisweilen auf die angeführte Weise dar, um den Phosphor mittelbar in reine Phosphorsäure zu verwandeln, weil die phosphorige Säure durch ein anderes Mittel, das wir später kennen lernen werden, nemlich durch Salpetersäure, leichter und schneller als der Phosphor selbst, in Phosphorsäure verwandelt wird. — Die unterphosphorige Säure kann durch Verbrennen des Phosphors in der Luft nicht hervorgebracht werden.

Die Säuren zeigen im Allgemeinen sehr schwache, gewöhnlich kaum bemerkbare Verwandtschaften zu einander selbst, und wenn sie sich auch miteinander verbinden, so werden doch durch die Verbindung ihre sauren Eigenschaften, — saurer Geschmack, Reaction auf Pflanzenfarben — nicht aufgehoben; dagegen äussern sie zu den salzfähigen Basen in der Regel sehr starke Verwandtschaften.

Die *salzfähigen Basen* sind im Allgemeinen durch ihren Gegensatz gegen die Säuren charakterisirt, vermöge dessen sie sich mit den Säuren vorzugsweise verbinden und durch diese Verbindung die Eigenschaften derselben mehr oder weniger vollkommen aufheben. *Alle Salzbasen sind Verbindungen eines metallischen Elements mit Sauerstoff*, mit Ausnahme jedoch des Ammoniaks, welches aus Wasserstoff und Stickstoff besteht, und der aus Sauerstoff, Wasserstoff, Kohlenstoff und meistens auch Stickstoff bestehenden Salzbasen, z. B. Chinin, Strychnin u. s. f., welche die organische Natur allein zu erzeugen vermag. Hier ist zunächst blos von den binär zusammengesetzten Salzbasen die Rede, welche durch die blosse Affinität, ohne Mitwirkung der Lebenskraft, aus ihren Elementen, Metall und Sauerstoff, oder Wasserstoff und Stickstoff, zusammengesetzt werden können.

Man hat die grosse Klasse der salzfähigen Basen in drei Abtheilungen gebracht: 1) *Alkalien*, 2) *Erden*, 3) *eigentliche Metalloxyde* (*schwere Metalloxyde*).

1) Die *Alkalien* (ehemals *Laugensalze* genannt) sind

vorzüglich durch ihre *Auflöslichkeit im Wasser*, so wie durch ihren laugenhaften urinösen Geschmack charakterisirt. Sie wirken mehr oder weniger ätzend auf thierische Theile. Den Alkalien kommt wegen ihrer Auflöslichkeit im Wasser, fast ausschliessend unter den Salzbasen die Eigenschaft zu, verschiedene Pflanzenfarben auf eine den Säuren entgegengesetzte Weise zu verändern, namentlich blauen Veilchensaft grün, gelbes Curcuma bräunlichgelb, durch eine Säure geröthetes Lacmus blau zu färben. Die Alkalien haben zu den Säuren unter allen Salzbasen die grösste Verwandtschaft, sie haben die Eigenschaften derselben am vollständigsten auf; ihre Verbindungen mit Säuren werden durch Hitze entweder gar nicht oder doch schwieriger zersetzt, als die Verbindungen der übrigen Salzbasen mit denselben Säuren.

In den Alkalien ist der Sauerstoff mit dem Metall durch eine bedeutende Affinität verbunden, und erst im Jahre 1807 gelang es Davy, sie in Metall und Sauerstoff zu zerlegen. Bis dahin hatte man sie zum Theil als Elemente betrachtet, wenn gleich die Analogien, welche sie mit den eigentlichen Metalloxyden zeigen, häufig Vermuthungen über ihre zusammengesetzte Natur veranlasst hatten. — Die grosse Affinität zwischen Metall und Sauerstoff ist jedoch nicht die einzige Ursache, warum die Metalle der Alkalien so lange unentdeckt blieben, denn einige von ihnen lassen sich durch Glühen des Alkalis mit Kohle, d. h. auf dieselbe Weise, wie die gewöhnlichen Metalle aus ihren Oxyden darstellen. Aber gerade diese Alkali-Metalle sind flüchtig und zugleich höchst brennbar und konnten daher, so lange die Alkalien mit Kohle in einem nicht verschlossenen Apparat, (z. B. in einem Tiegel) oder auch in einem Destillationsapparat, aber bei nicht vollkommen abgehaltenem Zutritt der Luft geglüht wurden, unmöglich erhalten werden.

Einige Chemiker bringen die Abtheilung der Alkalien in zwei Unterabtheilungen: a) *eigentliche Alkalien*, b) *alkalische Erden*. Die schon angeführten allgemeinen Charaktere kommen beiden Abtheilungen gemeinschaftlich zu; die alka-

lischen Erden bilden mit Kohlensäure im Wasser unauflösliche Verbindungen, die erst durch einen Ueberschuss dieser Säure auflöslich werden, mit fetten Substanzen im Wasser unauflösliche Seifen: beides im Gegensatz zu den eigentlichen Alkalien, die mit Kohlensäure so wie mit fetten Substanzen blos im Wasser auflösliche Verbindungen bilden.

Die Metalle, welche in Verbindung mit Sauerstoff die eigentlichen Alkalien bilden, sind: *Kalium*, *Natrium*, *Lithium*. Zu diesen eigentlichen Alkalien wird noch das aus Wasserstoff und Stickstoff bestehende *Ammoniak* gezählt. Die Metalle, welche in Verbindung mit Sauerstoff die alkalischen Erden bilden, sind: *Baryum*, *Strontium*, *Calcium*, *Magnesium*.

2) *Erden* nennt man diejenigen Salzbasen, welche im Wasser unauflöslich sind, keinen Geschmack und Geruch besitzen, sehr schwer schmelzbar, sehr feuerbeständig (nicht verdampfbar) sind, auf Pflanzenfarben keine Wirkung zeigen. Ihr specif. Gewicht ist immer kleiner als 5 (das Gewicht des Wassers = 1 gesetzt). — Eine Ausnahme bildet jedoch die Thorerde, deren specif. Gewicht grösser als 9 ist. — Die Erden haben zu den Säuren eine viel geringere Verwandtschaft als die Alkalien, sie heben die Eigenschaften der Säuren durch ihre Verbindung mit denselben weniger vollständig auf, als die Alkalien; ihre Verbindungen mit Säuren werden, wenn die Säure nicht selbst feuerbeständig ist, durch Glühhitze zersetzt.

Die Verbindung des Sauerstoffs mit dem Metall ist in den Erden eine sehr innige, daher die Darstellung der Erdmetalle im Allgemeinen selbst mit noch grösseren Schwierigkeiten verbunden ist, als die der Alkalimetalle.

Die Metalle, welche in Verbindung mit Sauerstoff die Erden bilden, sind: *Aluminium*, *Glycium*, *Yttrium*, *Cerium* (?), *Zirconium*, *Thorium*.

3) Die eigentlichen Metalloxyde, auch schwere Metall-

oxyde genannt, im Gegensatz zu den *leichten Metalloxyden* (Alkalien und Erden), sind häufig gefärbt, ihr spec. Gew. ist oft grösser als 5, sie sind meistens feuerbeständig, zum Theil jedoch verflüchtigbar, selten zeigen sie Geruch, zuweilen einen metallischen Geschmack, die meisten sind im Wasser unauflöslich, sie reagiren selten auf Pflanzenfarben, doch scheint in vielen Fällen dieser Mangel an Reaction blos von ihrer Unauflöslichkeit im Wasser herzurühren, da z. B. eine gewisse lösliche Verbindung von Bleioxyd, Zinnoxid mit Säuren, welche einen Ueberschuss von Oxyd enthält, wie ein Alkali reagirt. Einige werden durch blosse erhöhte Temperatur in Metall und Sauerstoffgas zerlegt. Auch sie zeigen, wie die Erden, zu den Säuren eine geringere Verwandtschaft als die Alkalien, und heben die Eigenschaften derselben weniger vollständig auf. — Die Verwandtschaft des Metalls zum Sauerstoff ist bei den eigentlichen Metalloxyden im Allgemeinen viel geringer als bei den Alkalien und Erden. — Alle Metalle, welche sich mit Sauerstoff weder zu Alkalien noch zu Erden verbinden, bilden mit demselben die eigentlichen Metalloxyde.

Die Verschiedenheiten, worauf sich die Abtheilung der Salzbasen, welche, mit Ausnahme des Ammoniaks und der organischen Salzbasen, sämmtlich aus einer Verbindung eines Metalls mit Sauerstoff bestehen, gründet, sind nicht so gross, dass nicht Uebergänge von der einen in die andere Abtheilung stattfinden. Alkalien und Erden sind durch Farblosigkeit ausgezeichnet; ihre Verbindungen mit ungefärbten Säuren sind daher auch farblos, während die eigentlichen Metalloxyde sehr häufig gefärbt sind und daher auch mit Säuren gewöhnlich gefärbte Verbindungen bilden; doch gibt es auch ungefärbte eigentliche Metalloxyde (Zinkoxyd), die mit Säuren ungefärbte Salze bilden; es gibt sogar viele gefärbte Metalloxyde, welche demungeachtet mit Säuren farblose Salze bilden (Quecksilberoxyde, Bleioxyd).

Die Alkalien sind durch ihre Auflöslichkeit im Wasser, durch ihren laugenhaften Geschmack, starke Reaction auf Pflanzenfarben, gegenüber den Erden und eigentlichen Metalloxyden hinreichend charakterisirt; von den Erden unterscheiden sie sich noch dadurch, dass sich das Metall aus ihnen leichter in isolirtem Zustand darstellen lässt. Die Bittererde macht den Uebergang von den Alkalien zu den Erden: sie löst sich im Wasser noch auf, jedoch in sehr geringer Menge, die Auflösung reagirt alkalisch, aber sehr schwach; ihre Verwandtschaft zu den Säuren ist zwar nicht so gross wie die der Alkalien, aber doch bedeutender als die der Erden; ihr Metall ist aber, wie die Metalle der Erden, sehr schwierig in isolirtem Zustand darstellbar.

Die Verschiedenheiten zwischen Erden und eigentlichen Metalloxyden sind noch geringer, als die zwischen Alkalien einerseits, und Erden und eigentlichen Metalloxyden anderseits. Das Wesentliche, worauf die Unterscheidung beider beruht, ist *die verschieden grosse Verwandtschaft der metallischen Radicale zu dem Sauerstoff*. Aus den *eigentlichen Metalloxyden* lässt sich durch die gewöhnlichen Mittel, namentlich durch *Glühen mit Kohle*, welche mit dem Sauerstoff des Oxyds eine gasförmige Verbindung eingeht, das Metall isolirt erhalten, während bei den Erden, auf welche die Kohle allein, auch bei der höchsten Temperatur keine Einwirkung zeigt, dieses nicht der Fall ist. Ein farbloses, im Wasser unauf lösliches Metalloxyd, wenn es durch Glühen mit Kohle ein Metall gibt, wird man daher ein eigentliches Metalloxyd, im entgegengesetzten Fall aber eine Erde nennen.

So wie wir gesehen haben, dass ein und dasselbe Element, wenn es sich mit verschiedenen Mengen von Sauerstoff verbindet, verschiedene Säuren bildet, so kann auch ein und dasselbe Element mit verschiedenen Mengen von Sauerstoff verschiedene Salzbasen bilden. Dieser Fall kommt jedoch nur allein bei den Metallen der eigentlichen (schwe-

ren) Metalloxyde und zwar bei weitem nicht bei allen vor; die Metalle der Erden bilden, so viel bis jetzt bekannt ist, überhaupt nur eine einzige Verbindung mit Sauerstoff, die zugleich Salzbasis (Erde) ist; von den Metallen der Alkalien ist es zwar bekannt, dass sie sich mit dem Sauerstoff in der Regel in mehr als Einem Verhältniss verbinden können, aber nur eine einzige dieser Verbindungen ist Salzbasis, d. h. fähig, sich mit Säuren zu verbinden. Bei den Metallen der eigentlichen Metalloxyde kommt der Fall nicht selten vor (Eisen, Quecksilber), dass das Metall mit verschiedenen Mengen Sauerstoff verbunden, verschiedene Salzbasen liefert, häufig aber auch ist nur eine einzige von den mehreren Verbindungen Salzbasis (Blei), und bisweilen sind eine oder einige dieser Verbindungen Salzbasen, eine oder einige andere eine Säure (Chrom, Mangan).

Den Process, durch welchen einem mit Sauerstoff verbundenen Element, der Sauerstoff entzogen und das Element in isolirtem Zustand dargestellt wird, nennt man *Reductions-Process*, *Reduction*. Gewöhnlich gebraucht man jedoch diesen Ausdruck blos für die Verbindungen der Metalle mit Sauerstoff, die Metalloxyde, welche dadurch, dass ihnen der Sauerstoff entzogen wird, in den metallischen Zustand, aus welchem sie, z. B. durch Brennen an der Luft, in den oxydirten Zustand übergegangen waren, zurückgeführt (reducirt) werden.

Die Verbindungen der Sauerstoffsäuren mit den Salzbasen werden *Salze* genannt. (Ehemals nannte man, sehr unpassend, die Verbindungen der Alkalien mit Säuren, *Neutralsalze*, die der Erden mit Säuren, *Mittelsalze*, und die der eigentlichen Metalloxyde mit Säuren, *Metallsalze*.)

Es könnte dem Bisherigen nach scheinen, als ob der Begriff von Säure und von salzfähiger Basis ein absoluter wäre, d. h. als ob eine Säure unter allen Umständen immer Säure, eine Basis immer Basis wäre. Dieses ist jedoch nicht der Fall; vielmehr sind diese Begriffe blos correlative Begrif-

fe, d. h. ich kann eine solche Verbindung Säure oder Salzbasis nennen bloß in Beziehung auf eine andere Salzbasis oder Säure. Ausgezeichnete, mit starken Verwandtschaften begabte Säuren sind allerdings immer Säuren, d. h. sie verbinden sich entweder gar nicht mit andern ausgezeichneten Säuren, sondern lassen sich etwa bloß mit denselben mischen, insofern z. B. beide im Wasser aufgelöst und so mit einander vermischt werden können; oder wenn sie auch eine chemische Verbindung mit einander eingehen, so findet dabei keine Aufhebung (Neutralisation) der sauren Eigenschaften statt, sondern eine solche Verbindung verdient viel mehr den Namen einer *Doppelsäure* als den eines Salzes; dasselbe ist bei ausgezeichneten Salzbasen der Fall. Bei schwächeren Säuren tritt aber oft der Fall ein, dass sie sowohl mit entschiedenen Basen als mit entschiedenen Säuren salzartige Verbindungen eingehen; in den ersteren Verbindungen spielen sie die Rolle einer Säure, in den letzteren die einer Basis; dieses ist z. B. der Fall bei dem Telluroxyd und andern. — Der Wasserstoff ist (mit Ausnahme des Fluors) das einzige nicht metallische Element, mit welchem der Sauerstoff keine Säure, sondern eine höchst indifferente Verbindung, das Wasser, bildet. Aber gerade dieser Indifferentismus des Wassers scheint die Ursache zu seyn, warum es ebensowohl mit Säuren als mit Basen zwar innige chemische Verbindungen eingeht, aber die sauren und basischen Eigenschaften durch seine Verbindung nicht nur nicht aufhebt, sondern sie im Gegentheil erst recht in Wirksamkeit treten lässt. — So verbindet sich das Wasser mit der wasserfreien Schwefelsäure, einer der entschiedensten, stärksten Säuren, zu dem sogenannten Vitriolöl, und diese Verbindung zeigt, wie wir später sehen werden, in Absicht auf Zusammensetzung mit den schwefelsauren Salzen eine höchst merkwürdige Analogie; so verbindet sich aber das Wasser auch mit den kräftigsten Salzbasen, z. B. dem Kali, und selbst durch die stärkste Glühhitze wird es aus dieser Verbindung nicht ausgetrieben. Aber weder die Schwefelsäure noch das Kali verlieren

durch diese Verbindung mit Wasser ihre sauren und basischen Eigenschaften, vielmehr treten diese dadurch erst recht ausgezeichnet hervor.

Wir werden später sehen, dass wenn die Verbindung einer entschiedenen Säure mit einer entschiedenen Salzbasis durch die Einwirkung des elektrischen Fluidums zersetzt wird, die Säure an dem Metalldraht sich ansammelt, welcher die positive Elektrizität, die Basis dagegen an demjenigen, welcher die negative Elektrizität zuführt. Da es nun ein allgemeines Gesetz der Elektrizität ist, dass Körper, welche mit entgegengesetzten Elektrizitäten begabt sind, einander anziehen, während mit gleichnamigen Elektrizitäten begabte Körper einander abstossen, so schliesst man, dass die Säure bei diesem Zersetzungs-Versuch negative, die Basis dagegen positive Elektrizität annehme. *In jeder salzartigen Verbindung wird man daher denjenigen Bestandtheil die Säure nennen, welcher in Beziehung auf den andern elektronegativ ist, d. h., welcher, wenn die Verbindung durch die Einwirkung der Elektrizität zersetzt wird, am positiven Pol zum Vorschein kommt; denjenigen Bestandtheil aber die Basis, welcher in Beziehung auf den andern elektropositiv ist, d. h., welcher am negativen Pol sich ansammelt.* Hieraus ergibt sich nun von selbst, dass der Begriff von Säure und Salzbasis kein absoluter seyn kann; denn ein Körper wird aus seiner Verbindung mit einem andern am positiven, aus seiner Verbindung mit einem dritten Körper aber am negativen Pol ausgeschieden werden können, und er wird im ersteren Fall in Beziehung auf den andern Körper eine Säure, im zweiten eine Salzbasis genannt werden müssen.

Wir haben bis jetzt die wichtigsten Formen von Verbindungen betrachtet, welche der Sauerstoff durch seine Verbindung mit andern Elementen bildet, die Säuren und die Salzbasen. Diese Formen von Verbindungen sind besonders

desswegen so wichtig, weil die Individuen einer jeden dieser beiden Abtheilungen selbst noch die grösste Neigung besitzen, sich mit den Individuen der andern zu den sogenannten *Salzen* zu verbinden.

Es gibt nun noch andere Verbindungen des Sauerstoffs mit Elementen, die man weder Säuren noch Salzbasen nennen kann, insofern sie sich nicht mit Salzbasen und auch nicht mit Säuren verbinden, und überhaupt kaum noch eine Neigung zeigen, Verbindungen mit andern Körpern einzugehen. Diese Verbindungen werden *Suboxyde* und *Superoxyde* (Hyperoxyde) genannt. — Eine Verbindung eines Elements mit Sauerstoff wird im Allgemeinen, d. h. wenn die Natur der Verbindung nicht näher bezeichnet werden soll, ein *oxydirter Körper*, ein *Oxyd* genannt, weil Oxygen Sauerstoff bedeutet. Hat die Verbindung die Natur einer Säure, so wird sie Säure genannt, und ich habe bereits gezeigt, auf welche Weise die *verschiedenen Säuren*, welche ein Element durch seine Verbindung mit verschiedenen Mengen von Sauerstoff bilden kann, von einander unterschieden werden. Hat aber die Verbindung eines Elements mit Sauerstoff die Natur einer Salzbasis, so wird sie *Oxyd* genannt. Das Wort Oxyd bezeichnet zwar eine Sauerstoffverbindung überhaupt, wird jedoch nur selten in dieser allgemeinen, sondern gewöhnlich in einer beschränkteren Bedeutung, zur Bezeichnung derjenigen Sauerstoffverbindungen, welche Salzbasen sind, gebraucht. Das Wort Oxyd bezeichnet also in der Regel entweder ein Alkali, oder eine Erde, oder ein eigentliches Metalloxyd. Bildet ein Metall mit Sauerstoff zwei Verbindungen, die beide Salzbasen sind, so bezeichnet man mit dem Namen *Oxydul* diejenige, welche bei gleicher Menge von Metall weniger, mit dem Namen von *Oxyd* diejenige, welche mehr Sauerstoff enthält. Wenn, was jedoch höchst selten ist, ein Metall mit Sauerstoff mehr als zwei Salzbasen bildet, so gebraucht man andere Benennungen, die wir hier übergehen. —

Die

Die Benennung: Oxyd, oder Oxydul und Oxyd, wird gewöhnlich nur bei den basischen Verbindungen der *schweren* Metalle mit Sauerstoff, d. h. bei den *schweren Metalloxyden* gebraucht; die basischen Verbindungen der *leichten* Metalle, d. h. der Alkali- und Erd-Metalle, werden auf eine andere Weise bezeichnet. — So sagt man: Zinkoxyd, Bleioxyd, Eisenoxydul, Eisenoxyd, Quecksilberoxydul, Quecksilberoxyd u. s. f., wenn man die eine oder die zwei basischen Verbindungen eines schweren Metalls mit Sauerstoff bezeichnen will; bei der Bezeichnung der einen basischen Verbindung eines Alkalimetalls mit Sauerstoff aber, wird das Wort Oxyd nicht leicht gebraucht und man sagt gewöhnlich statt Kaliumoxyd: Kali, statt Natriumoxyd: Natron, statt Lithiumoxyd: Lithon, statt Baryumoxyd: Baryt, statt Strontiumoxyd: Strontian, statt Calciumoxyd: Kalk.*) Ebenso gebraucht man zur Bezeichnung der einen basischen Verbindung eines Erdmetalls mit Sauerstoff das Wort „Erde“ statt des Worts „Oxyd,“ und sagt daher gewöhnlich statt Magnesiumoxyd: Bittererde oder Magnesia, statt Aluminiumoxyd: Alaumerde oder Thonerde, statt Berylliumoxyd oder Glyciumoxyd: Beryllerde oder Glycinerde, statt Yttriumoxyd: Yttererde, statt Zirconiumoxyd: Zirconerde, statt Thoriumoxyd: Thorerde.

Suboxyd nennt man die Verbindung eines Elements mit Sauerstoff, welche weder mit Säuren noch mit Salzbasen sich verbindet und noch mehr Sauerstoff aufnehmen muss, um entweder Säure oder Salzbasis zu werden. — So nennt man das Kohlenoxydgas ein Suboxyd der Kohle, weil es weder mit Säuren noch mit Salzbasen sich verbindet, aber durch Aufnahme von mehr Sauerstoff zu einer Säure (Kohlensäure) wird.**)

*) Bei der Benennung der sogenannten alkalischen Erden wird bisweilen auch noch das Wort „Erde“ zugesetzt; so sagt man statt Baryt, Strontian, Kalk: *Baryterde, Strontianerde, Kalkerde.*

**) Das Suboxyd der Kohle (Kohlenoxydgas) zeigt sich darinn von den übrigen Suboxyden auf eine merkwürdige Weise verschieden, dass es nicht blos durch Aufnahme von mehr

Wird metallisches Blei an der Luft geschmolzen, so überzieht es sich mit einer grauen Haut und verwandelt sich, wenn die Oberfläche beständig erneuert wird, in ein gelbgraues Pulver. Dieses hat weder die Natur einer Säure noch die einer Salzbasis, insofern es sich als Ganzes weder mit Salzbasen noch mit Säuren verbindet: man nennt es ein Suboxyd des Bleis. Verbindet man aber dieses gelbgraue Pulver mit noch mehr Sauerstoff, indem man es durch schwaches Glühen an der Luft in ein gelbes Pulver verwandelt, so vereinigt es sich als Ganzes mit Säuren, es ist mithin Salzbasis geworden. Bringt man jenes gelbgraue Pulver in Berührung mit Säuren, welche das metallische Blei nicht aufzulösen vermögen, so bildet sich eine Verbindung von Bleioxyd mit Säure, ein Bleioxydsalz, und es scheidet sich metallisches Blei aus. Hier wird also ein Theil des Suboxyds zersetzt in metallisches Blei und in Sauerstoff, der aber nicht gasförmig frei wird, sondern sich auf einen andern Theil Suboxyd wirft und diesen in Bleioxyd verwandelt, welches sich nun mit der Säure verbindet. — Die Existenz der metallischen Suboxyde ist übrigens noch nicht gehörig erwiesen, insofern sie vielleicht als Gemenge von Oxyd und Metall betrachtet werden dürften.

Die Suboxyde verbinden sich nicht nur nicht mit Säuren oder Basen, sondern gehen überhaupt nicht leicht Verbindungen ein. — Das Kohlenstoffsuboxyd (Kohlenoxydgas) je-

Sauerstoff, sondern auch durch *Verlust eines Theils seines Sauerstoffs* zu Säure wird. Die Honigsteinsäure nemlich, eine Säure, die freilich bis jetzt weder aus dem Kohlenoxydgas, noch überhaupt künstlich dargestellt werden konnte, besteht blos aus Kohle und Sauerstoff und enthält weniger Sauerstoff als das Kohlenoxydgas, während das kohlen-säure Gas mehr Sauerstoff als das Kohlenoxydgas enthält. In Beziehung auf die Honigsteinsäure könnte man daher das Kohlenoxydgas ein Superoxyd nennen, und mit dieser Benennung würde der Umstand nicht im Widerspruch stehen, dass es auch durch Aufnahme von mehr Sauerstoff in Säure (Kohlensäure) verwandelt wird, da dieses auch bei andern Superoxyden, z. B. Mangansuperoxyd, der Fall ist.

doch verbindet sich mit dem dem Sauerstoff analogen Chlor zu einem Körper, den man eine Säure nennen könnte, in welcher ein Theil Sauerstoff durch Chlor ersetzt würde. Die Suboxyde solcher Elemente, welche mit Sauerstoff keine Salzbasen, sondern bloß Säuren bilden, also namentlich die Suboxyde der nicht metallischen Elemente, werden gewöhnlich schlechtweg Oxyde genannt, weil dadurch keine Verwechslung entstehen kann, insofern kein einziges nicht metallisches Element mit Sauerstoff eine Salzbasis bildet. Bildet ein solches Element mit Sauerstoff zwei verschiedene Suboxyde, so unterscheidet man sie ebenfalls durch die Benennung: „Oxydul oder Oxyd.“ So sagt man statt Kohlensuboxyd, Stickstoffsuboxydul oder Stickstoffsuboxyd u. s. f. gewöhnlich: Kohlenoxyd, Stickstoffoxydul, Stickstoffoxyd, wobei das Wort Oxydul diejenige Verbindung bezeichnet, welche die geringere Sauerstoffmenge enthält.

Superoxyde nennt man diejenigen Verbindungen der Elemente mit Sauerstoff, die weder Säuren noch Salzbasen sind, und die Sauerstoff verlieren müssen, um Salzbasen zu werden. Einige, wie z. B. das Mangansuperoxyd, werden durch Aufnahme von noch mehr Sauerstoff zu Säuren. Alle werden durch höhere Temperatur in Oxyd und Sauerstoffgas zersetzt. Bringt man ein solches Superoxyd mit einer *Sauerstoffsäure* in Berührung, so tritt der überschüssige Sauerstoff entweder mit dem Wasser der Säure in Verbindung und es entsteht Wasserstoffsuperoxyd (Baryumsuperoxyd), oder dieser Sauerstoff wird — und das ist bei weitem der häufigste Fall — als Sauerstoffgas frei (Mangansuperoxyd). Das gebildete Oxyd verbindet sich in beiden Fällen mit der Säure zu einem Salz. — Ist die Säure eine *Wasserstoffsäure* (von welchen Säuren später die Rede seyn wird), so wird der überschüssige Sauerstoff des Superoxyds nicht als Gas frei, sondern verbindet sich entweder ebenfalls mit dem Wasser zu einem Superoxyd (Baryumsuperoxyd), oder, was der gewöhnlichste Fall ist, mit dem Wasserstoff der Wasserstoffsäure zu Wasser (Mangansuperoxyd), wodurch das Radical der Wasserstoffsäure in Freiheit gesetzt wird.

Bildet ein Metall mit Sauerstoff zwei Superoxyde, so kann man sie durch die Benennung: *Superoxydul* und *Superoxyd* oder auch durch die Farbe unterscheiden. — Das rothe Bleisuperoxyd z. B. enthält weniger Sauerstoff als das braune; ersteres kann daher Superoxydul, letzteres Superoxyd des Bleis genannt werden.

Die Superoxyde gehen nicht nur mit Säuren und Salzbasen keine Verbindungen ein, sondern sie zeigen überhaupt keine Neigung, sich mit andern Körpern zu verbinden. Nur mit dem indifferenten Wasser bilden sie zum Theil eine Verbindung (Mangansuperoxyd).

Wir haben (S. 52 - 54.) gesehen, wie durch das Brennen der brennbaren nicht-metallischen, so wie einiger von den brennbaren metallischen Elementen an der Luft, Säuren hervorgebracht werden, wie sogar in einem Falle (beim Phosphor) unter veränderten Umständen zwei verschiedene Säuren auf diese Weise entstehen können. — Auf gleiche Weise nun lassen sich durch das Erhitzen der meisten Metalle an der Luft theils Salzbasen, theils Suboxyde, theils Superoxyde hervorbringen, und es werden wirklich mehrere Salzbasen, so wie einige Superoxyde und metallische Suboxyde, welche letztere jedoch wenig gekannt und jedenfalls von geringem Interesse sind, auf diesem Wege dargestellt. Und so wie wir gesehen haben, dass der Phosphor, je nach dem Grad der Temperatur, bei welcher er sich mit dem Sauerstoff der Luft verbindet, bald phosphorige Säure, bald Phosphorsäure bildet, so kann bisweilen ein und dasselbe Metall, je nachdem die Temperatur mehr oder weniger erhöht ist, je nachdem es längere oder kürzere Zeit an der Luft erhitzt wird, in Oxydul oder Oxyd verwandelt werden; ja es fehlt nicht an Fällen, wo ein Metall zu Suboxyd, Oxyd und Superoxyd auf diese Weise sich oxydiren kann. — So verbrennt das Eisen, an der Luft erhitzt, zwar nicht zu reinem Oxydul, aber doch zu einer Verbindung von Oxydul mit Oxyd (zu sogenanntem Hammerschlag); wird aber metallisches Ei-

sen oder das aus demselben entstandene Oxyd-Oxydul *längere Zeit* an der Luft gegliiht, so verwandelt es sich in Oxyd.*) Das Blei bietet ein Beispiel eines Metalls dar, welches durch Erhitzen an der Luft in Suboxyd, Oxyd und Superoxyd verwandelt werden kann. Die graue Haut, mit welcher sich metallisches Blei überzieht, welches an der Luft *nicht bis zum Schmelzen* erhitzt wird, hält man für ein Suboxyd; sie könnte aber auch ein Gemenge von Metall und Oxyd seyn. Erhitzt man das Blei an der Luft *sehr stark, bis zum Verdampfen*, so verbrennt es mit weissem Licht zu gelbem Bleioxyd, der einzigen Salzbasis des Bleis. Erhitzt man endlich dieses gelbe Bleioxyd länge-

*) Auf das Brennen des Eisens in der Luft gründet sich das Feuerschlagen mit Zunder, Stahl und Stein. — Durch das heftige Anschlagen des Stahls (der Stahl ist nichts anderes, als ein mit wenig Kohle verbundenes Eisen, das durch diesen Gehalt an Kohle die Eigenschaft erhält, eine ausserordentliche Härte anzunehmen, wenn man es in glühendem Zustand rasch, z. B. durch Eintauchen in Wasser, abkühlt) an einen andern gleichfalls sehr harten und zugleich scharfkantigen Körper, z. B. Feuerstein, Quarz, Stücke von ächtem Steingut u. s. f. werden kleine Theilchen vom Stahl abgerieben, welche durch die durch das Reiben erzeugte Wärme so stark erhitzt werden, dass sie an der Luft sich entzündend, lebhaft verbrennen und die durch ihre Verbindung mit dem Sauerstoff der Luft erzeugte Hitze dem Zunder mittheilen, einer Materie von organischem Ursprung, die wegen ihrer grossen Lockerheit zwar leicht Feuer fängt, aber nicht mit Lebhaftigkeit verbrennt und nicht fähig ist, einen schwieriger entzündbaren Körper zu entzünden, wohl aber den leicht entzündbaren Schwefel zu entzünden vermag, dessen Flamme dann dünne Holzsplitter u. s. f. in lebhaftere Entzündung versetzt. — Werden zwei Feuersteine an einander geschlagen, so zeigt sich zwar auch eine Lichtentwicklung, die aber von keiner oder wenigstens von einer geringen Wärmeentwicklung begleitet und jedenfalls nicht mit einem Verbrennungsprocess verbunden ist. Eine solche mit geringer oder gar keiner Wärmeentwicklung verbundene Lichtentwicklung wird *Phosphorescenz* genannt.

re Zeit an der Luft, aber nur bis zum Dunkelrothglühen, so nimmt es noch mehr Sauerstoff auf und verwandelt sich in ein rothes Superoxyd (Bleisuperoxydul, Mennige).

So wie aber durch das Brennen der säurenbildenden Elemente an der Luft in der Regel nur eine Art von Säure, (Schwefel, Selen, Arsenik) und bisweilen nicht einmal diese (Chrom), gebildet werden kann, schon aus dem Grunde, weil die eine mögliche Säure oder die übrigen Säuren, welche gewisse Elemente mit Sauerstoff zu bilden vermögen, bei der zu dem Brennen erforderlichen Temperatur ohne Zersetzung nicht bestehen können, so können auch mehrere Salzbasen und Superoxyde schon desswegen durch Erhitzen des Metalls an der Luft nicht gebildet werden, weil sie durch die zur Einleitung der Verbrennung erforderliche Temperatur zersetzt würden. — Dieses scheint der Grund zu seyn, warum z. B. Quecksilberoxydul durch Erhitzen an der Luft nie gebildet wird, sondern das Quecksilber sogleich in Oxyd sich verwandelt; warum das, schon durch gelindes Erhitzen in Sauerstoffgas und Mennige zersetzbare, braune Bleisuperoxyd nie auf diesem Wege entstehen kann.

Untersuchen wir nun, wie sich die Individuen der oben aufgestellten Gruppen von Metallen, d. h. der Alkalimetalle, der Erdmetalle und der schweren Metalle zu dem Sauerstoff der Luft verhalten, wenn sie an der Luft mehr oder weniger stark erhitzt werden, so finden wir Folgendes:

1) Sämmtliche Alkali - Metalle verbrennen, wenn sie an der Luft erhitzt werden, zu Salzbasen, den Alkalien. — Einige, wie Kalium, Natrium, Baryum verbrennen, wenn die Temperatur nicht zu sehr erhöht wird, zu Superoxyden, die aber alle durch höhere Temperatur in Sauerstoffgas und Alkali zersetzt werden.

2) Sämmtliche Erdmetalle verbrennen gleichfalls, an der Luft erhitzt, zu Salzbasen, den Erden. So viel man bis

jetzt weiss, bilden überhaupt diese Metalle mit Sauerstoff nur ein einziges Oxyd.

3) Von den schweren Metallen lassen sich einige an der Luft bei keiner Temperatur oxydiren, — die sogenannten edlen Metalle, Silber, Gold, Platin; — andere blos bei einer bestimmten Temperatur, die gebildeten Oxyde werden aber durch höhere Temperatur wieder in Sauerstoffgas und Metall zersetzt — die an die edlen sich anschliessenden Metalle, Quecksilber, Palladium, Rhodium, Iridium; — die übrigen schweren Metalle — die unedlen Metalle — werden, mehr oder weniger stark an der Luft erhitzt, sämmtlich entweder zu Suboxyd, oder zu Oxyd, oder zu Superoxyd, oder zu Säure oxydirt, und die gebildeten Oxyde werden *für sich*, d. h. ohne Zusatz eines andern Körpers, der sich entweder mit dem Sauerstoff (wie verschiedene brennbare Körper, Kohlenstoff, Wasserstoff u. s. f.) oder mit dem Metall (wie namentlich Chlor) verbinden kann, *durch blosse Temperaturerhöhung* nicht in Metall und Sauerstoffgas zersetzt.

Da die Alkali- und Erdmetalle immer in Verbindung mit Sauerstoff, als Alkalien und Erden, zwar, wegen ihrer bedeutenden Verwandtschaft zu den Säuren, nie isolirt, sondern in Verbindung mit verschiedenen Säuren, wie Kieselsäure, Schwefelsäure, Kohlensäure, Phosphorsäure u. s. f., oder auch in Verbindung mit Chlor, wie z. B. Chlornatrium (Kochsalz), in der Natur vorkommen und die Darstellung des Metalls aus dem Oxyd oder der Chlorverbindung mit grossen Schwierigkeiten verknüpft ist, so werden die Oxyde derselben in der Regel nie durch Brennen der Metalle an der Luft dargestellt. — Die meisten Alkalien haben eine so grosse Affinität zum Wasser, dass sie, sobald Wasser bei ihrer Ausscheidung ins Spiel kommt, nur in Verbindung mit Wasser erhalten werden, welches durch höhere Temperatur nicht entfernt werden kann. Da nun bei der Darstellung der meisten

derselben, wenn sie ganz frei von fremden Beimischungen erhalten werden sollen, Wasser nothwendig ins Spiel kommt, so erhält man nicht das ganz isolirte Alkali, sondern seine Verbindung mit Wasser. Will man daher z. B. die Eigenschaften des reinen wasserfreien Kalis kennen lernen, so kann dieses nur auf die Weise erhalten werden, dass das Wasser bei seiner Darstellung gänzlich ausgeschlossen wird, dass man also z. B. das Metall (Kalium) in trockener Luft oder Sauerstoffgas verbrennt. Ein solches wasserfreies Kali wird jedoch nie angewendet, indem ein Wassergehalt bei dem Gebrauch, den man von dem Kali macht, nie hinderlich ist, und die Sache hat also ein bloß wissenschaftliches Interesse. — Auch mehrere von den schweren Metallen kommen theils nicht in metallischem Zustand in der Natur vor, theils sind sie so schwierig in diesem Zustand zu erhalten, dass man ihre Oxyde nie durch Brennen des Metalls in der Luft darstellt, wie namentlich die Oxyde des Titans, Tantals, Chroms, Urans, Ceriums, Mangans. Andere schwere Metalle kommen theils als Metalle in der Natur vor, theils lassen sie sich sehr leicht aus ihren Verbindungen in metallischem Zustand erhalten; die Oxyde solcher Metalle, seyen es nun Suboxyde, Salzbasen, Säuren oder Superoxyde, werden daher auch sehr häufig durch Verbrennen der Metalle an der Luft dargestellt. — So wird namentlich die arsenige Säure aus metallischem Arsenik, das aus seiner Verbindung mit andern Elementen verflüchtigt wird, und sich dabei an der Luft oxydirt; zwei Oxyde des Antimons aus metallischem Antimon; das Oxyd des Wismuths, Zinks, Kadmiums, Zinns, Kupfers, Quecksilbers; das Suboxyd und Oxyd, so wie ein Superoxyd des Bleis u. s. f. durch Erhitzen der Metalle dieser Oxyde an der Luft häufig dargestellt.

Wir sehen aus dem Bisherigen, dass durch das Erhitzen der Elemente an der Luft, durch das sogenannte Verbrennen derselben, eine Menge von binären Sauerstoffverbindungen und zwar von jeder Art, nemlich Suboxyde, Salzbasen, Säuren und Superoxyde dargestellt werden können, und da die

Säuren wieder mit den Salzbasen sich zu zusammengesetzteren Verbindungen, den Salzen, vereinigen lassen, so erhalten wir durch dieses Verbrennen ein Mittel, eine grosse Menge von einfacheren und zusammengesetzteren Sauerstoffverbindungen darzustellen. Da aber die nicht brennbaren nicht-metallischen und metallischen Elemente durch den Sauerstoff der Luft nicht oxydirt werden können, da man ferner, wie bereits erwähnt wurde, auch mehrere Sauerstoffverbindungen der brennbaren Elemente auf diesem Wege nicht darzustellen vermag, so werden wir später uns noch mit mehreren andern Methoden bekannt machen müssen, durch welche die Elemente mit Sauerstoff verbunden werden können.

Da, wie wir oben (Seit. 43.) gesehen haben, Metalle, als solche, mit keiner Sauerstoffsäure sich verbinden können, so können sie sich auch in keiner Säure auflösen, ohne während dieser Auflösung durch Verbindung mit Sauerstoff in Salzbasis verwandelt zu werden. Wenn sich daher ein Metall in einer Säure auflöst, so tritt entweder ein Theil der Säure, oder ein Theil des mit derselben verbundenen Wassers, Sauerstoff an das Metall ab, verwandelt es in Oxyd, und dieses Oxyd verbindet sich entweder mit der ganzen Säuremenge, wenn das Wasser den Sauerstoff geliefert hatte, oder, wenn die Säure den Sauerstoff hergegeben hatte, mit der *nicht zersetzten Säuremenge*, wobei dann entweder das ganz isolirte Radical der zersetzten Säure, oder, was der weit gewöhnlichere Fall ist, dieses Radical mit Sauerstoff zu Suboxyd oder zu einer weniger Sauerstoff enthaltenden Säure verbunden, oder endlich, wenn ein Theil Wasser den Sauerstoff hergegeben hatte, der Wasserstoff desselben als Wasserstoffgas, entweicht. — Wenn z. B. Eisen mit wässriger Schwefelsäure in Berührung kommt, so wird es blos durch den Sauerstoff des Wassers oxydirt, das gebildete Oxyd verbindet sich mit der ganzen Menge der Schwefelsäure, von der kein Theil zersetzt wird, und der Wasserstoff des zer-

setzten Wassers entweicht als Wasserstoffgas; wirkt die Schwefelsäure auf Kupfer ein, so wird kein Wasser zersetzt, ein Theil Schwefelsäure oxydirt das Kupfer, das gebildete Oxyd verbindet sich mit nicht zersetzter Säure; aber die Säure, welche das Kupfer oxydirt, tritt nicht allen Sauerstoff an dieses Metall ab, sondern nur so viel, bis sie in schwellige Säure verwandelt ist, welche als Gas entweicht. Wirkt Salpetersäure (Verbindung von Stickstoff und Sauerstoff) auf Metalle ein, so wird dem Theil der Säure, welcher Sauerstoff an das Metall abtritt, entweder aller Sauerstoff entzogen und das Radical der Säure entweicht gasförmig als Stickgas, oder nur ein Theil, wo dann das Radical mit Sauerstoff zu einem Suboxyd (Stickstoffoxydul oder Stickstoffoxyd) verbunden entweicht.

Auch die Wasserstoffsäuren können sich, wie wir später sehen werden, blos mit *oxydirten* Metallen, nicht mit Metallen, verbinden. Wenn daher ein Metall, bei Abwesenheit von Wasser, auf eine Wasserstoffsäure einwirkt, so kann, da kein Sauerstoff vorhanden ist, von einer Oxydation des Metalls nicht die Rede seyn, sondern das Metall verbindet sich mit dem Radical der Wasserstoffsäure, und ihr Wasserstoff wird als Wasserstoffgas ausgetrieben. So kann sich z. B. Kalium nicht mit Chlorwasserstoffsäure verbinden, sondern es wird Chlorkalium gebildet und Wasserstoffgas entwickelt.

Salze nennt man, wie schon bemerkt wurde, die Verbindungen von Säuren mit salzfähigen Basen. Wenn man die Säuren und Salzbasen, als Verbindungen zweier Elemente, Verbindungen *erster Ordnung* nennt, so sind die Salze Verbindungen *zweiter Ordnung*.

So wie sich der Sauerstoff mit verschiedenen Mengen eines und desselben Elements zu verschiedenen Säuren und Salzbasen verbinden kann, so kann sich auch in den meisten Fällen eine Säure mit verschiedenen Mengen einer und derselben Salzbasis zu verschiedenen Salzen verbinden, die

durch besondere Namen unterschieden werden müssen. Man wird zuerst diejenige Verbindung aufsuchen müssen, in welcher die Eigenschaften der Säure und der Basis am vollständigsten aufgehoben erscheinen; dieses Salz wird man ein *neutrales* nennen, — Wir werden übrigens später sehen, wie schwierig und unsicher in einzelnen Fällen die Bestimmung seyn kann, welche Verbindung einer Säure mit einer Basis als die neutrale zu betrachten sey. — Ist man aber einmal damit ins Reine gekommen, sey es nun in Folge positiver Thatsachen, oder durch eine Art von Uebereinkunft, so ergibt sich gewissermassen von selbst, wie die anderen Salze, welche dieselbe Säure mit derselben Basis bildet, zu benennen sind. Diejenigen, welche bei gleicher Menge der Basis, mehr Säure enthalten als das neutrale Salz, werden *saure Salze* und die, welche bei gleicher Menge der Säure, mehr Basis enthalten, als das neutrale Salz, werden *basische Salze* genannt werden. Da aber bisweilen eine Säure mit einer Basis verschiedene saure und verschiedene basische Salze bilden kann, so müssen auch diese durch Namen unterschieden werden. Wir werden später sehen, dass in den Salzen die Menge des Sauerstoffs der Säure zu der Menge des Sauerstoffs der Basis in einem einfachen Zahlenverhältniss steht; wenn man daher die Verbindung irgend einer Basis mit einer Säure ein neutrales Salz nennt, so wird man die Verbindung jeder andern Basis mit derselben Säure, in welcher die Menge des Sauerstoffs der Säure zu der Menge des Sauerstoffs der Basis in demselben Zahlenverhältniss steht, wie in jenem neutralen Salz, ebenfalls ein neutrales Salz nennen. — Eine wissenschaftlichere und bestimmtere Benennungsweise der Salze in der genannten Beziehung kann erst später erklärt werden.

Die Salze zeigen häufig noch Affinität zu andern Salzen und bilden mit ihnen Verbindungen, die als Ganze krystalli-

siren in Formen, die von denen der einzelnen Salze oft sehr verschieden sind, die man daher nicht als Gemenge der einzelnen Salze betrachten kann. Man nennt solche Salze *Doppelsalze*; sie sind *Verbindungen dritter Ordnung*. Gewöhnlich ist in den Doppelsalzen die Säure dieselbe, die Basis aber eine verschiedene; — Alaun, eine Verbindung von schwefelsaurer Alaunerde und schwefelsaurem Kali, der, sofern er krystallisirt ist, noch Wasser in chemischer Verbindung enthält.

Weit seltener verbinden sich Salze mit verschiedener Säure und Basis zu Doppelsalzen. Höchst selten kommen noch complicirtere Verbindungen von Salzen vor; denn je zusammengesetzter eine Verbindung ist, desto weniger ist sie geneigt, weitere Verbindungen einzugehen und dadurch ist der Möglichkeit der chemischen Verbindungen ein Ziel gesteckt.

Darstellung des Sauerstoffgases.

Aus dem Bisherigen ergeben sich die meisten der Methoden, durch welche der Sauerstoff isolirt, als Sauerstoffgas, dargestellt werden kann, gleichsam von selbst. Die sauerstoffhaltigen Gemenge oder Verbindungen, welche bei der Darstellung des Sauerstoffgases in Betracht kommen können, sind folgende: atmosphärische Luft; Wasser; Sauerstoffsäuren; Oxyde; Suboxyde; Superoxyde; sauerstoffsaurer Salze.

Die *atmosphärische Luft* ist ein Gemeng von Sauerstoffgas und Stickgas; *unmittelbar* kann sie aber zur Darstellung des reinen Sauerstoffgases nicht gebraucht werden, da der Stickstoff so wenig Neigung hat, mit andern Körpern Verbindungen einzugehen und da es namentlich keinen Körper gibt, der mit dem Stickstoff des Stickgases eine in tropfbar-flüssiger oder fester Form darstellbare Verbindung ein-

geht, ohne sich zugleich mit dem Sauerstoff des Sauerstoffgases zu verbinden.

Aus dem *Wasser* lässt sich das Sauerstoffgas durch die Einwirkung der Elektrizität erhalten. Man schneide den Hals eines gläsernen Trichters ab, verschliesse die Oeffnung mit einem Kork und stecke durch diesen, in geringer Entfernung von einander, zwei Platin-Drähte hindurch, so dass ihre Enden in den Trichter hineinragen. Man überziehe die innere Oberfläche des Korks mit Siegelack, damit Wasser, welches in den Trichter gegossen wird und die Drähte bedeckt, durch den porösen Kork abzulaufen verhindert werde. Die ausserhalb des Trichters befindlichen Enden der Platindrähte bringe man durch Drähte von irgend einem Metall, den einen mit dem positiven (Zink), den andern mit dem negativen (Kupfer) Pol einer voltaschen Säule in Verbindung, so wird sich an dem ersteren Sauerstoffgas, an dem letzteren Wasserstoffgas entwickeln, und diese Gase können in mit Wasser gefüllten, an einem Ende zugeschmolzenen, am andern offenen Glasröhren, welche man mit ihrem offenen Ende über die Platindrähte stellt, aufgesammelt werden. — Würde das in das Wasser hineinragende Ende des mit dem positiven Pol in Verbindung stehenden Drahts ein unedles Metall d. h. ein solches seyn, welches sich direct mit dem Sauerstoff des Sauerstoffgases verbinden lässt, z. B. Eisen, Messing, so würde der Sauerstoff, im Augenblick seines Freiwerdens aus dem Wasser, mit diesem Metall zu einem Oxyd sich verbinden und mithin nicht als Sauerstoffgas zum Vorschein kommen. — Auch durch Chlor wird das Wasser unter Einfluss des Sonnenlichts zersetzt, indem sich das Chlor mit dem Wasserstoff des Wassers zu Salzsäure verbindet, welche mit dem Wasser verbunden bleibt, und der Sauerstoff des Wassers als Gas frei wird. Man erhält daher Sauerstoffgas, wenn man eine mit wässrigem Chlor gefüllte Glasflasche, die mit einer mit Wasser gefüllten, in Wasser oder Quecksilber führenden, Röhre verbunden ist, ins Sonnenlicht

stellt; das sich entwickelnde Sauerstoffgas wird in mit Wasser oder Quecksilber gefüllten Flaschen aufgefangen.

Von *Sauerstoffsäuren* können nur solche zur Darstellung des Sauerstoffgases gebraucht werden, welche die ganze Menge oder doch einen Theil ihres Sauerstoffs in loser Verbindung enthalten. Der Stickstoff, das Chlor, Brom, Jod haben keine grosse Verwandtschaft zu dem Sauerstoff; die Sauerstoffsäuren dieser Elemente werden durch höhere Temperatur vollständig in Radical und Sauerstoffgas zersetzt. Das Brom und Jod, welche bei der Zersetzung der Brom- und Jod-Säure frei werden, trennen sich von selbst von dem dabei zugleich entstandenen Sauerstoffgas, da das Brom bei der gewöhnlichen Temperatur tropfbar-flüssig, das Jod aber fest ist. Das bei der Zersetzung der Sauerstoffsäuren des Chlors frei werdende Chlorgas lässt sich von dem Sauerstoffgas schon durch Schütteln mit Wasser oder besser mit wässrigem Kali, welche das Chlor verschlucken, trennen. Das Stickgas aber, welches bei der Zersetzung der Stickstoffsäure (Salpetersäure) nebst Sauerstoffgas frei wird, lässt sich, wie schon bemerkt wurde, nicht in eine tropfbar-flüssige oder feste Verbindung bringen, und man kann daher reines Sauerstoffgas durch Zersetzung der Salpetersäure mittelst Glühhitze nicht erhalten. Die wässrige Salpetersäure zersetzt sich dagegen im Sonnenlicht in salpetrige Säure und Sauerstoffgas, und da die salpetrige Säure im Wasser gelöst bleibt, so lässt sich auf diese Weise Sauerstoffgas aus Salpetersäure erhalten. — Auch aus der Schwefelsäure, welche sich in der Glühhitze in schwefligsaures Gas und Sauerstoffgas zersetzt, lässt sich Sauerstoffgas erhalten; das beigemengte schwefligsaure Gas kann durch Schütteln mit einer im Wasser gelösten Salzbasis (einem Alkali), welche sich damit verbindet, leicht entfernt werden. — Selbst aus der durch Glühhitze nicht zersetzbaren Kohlensäure lässt sich Sauerstoffgas erhalten, wenn man das kohlen-saure Gas in Wasser

löst, in diese wässrige Lösung frische Pflanzentheile, z. B. Pfeffermünzkraut, legt, und das Sonnenlicht darauf einwirken lässt: die Kohle der Kohlensäure verbindet sich mit der Pflanzensubstanz und der Sauerstoff derselben entwickelt sich gasförmig. — Aus anderen Sauerstoffsäuren, welche durch Glühhitze nicht zersetzt werden, wie schweflige Säure, Phosphorsäure, Borsäure, Kieselsäure u. s. f. würde sich nur auf grossen Umwegen Sauerstoffgas darstellen lassen.

Aus den *Oxyden* der zweiten und dritten Abtheilung der Metalle (vergl. S. 35.), nemlich der edlen und der an diese sich anschliessenden Metalle, lässt sich Sauerstoffgas darstellen, indem diese Oxyde sämmtlich durch höhere Temperatur in Metall und Sauerstoffgas zersetzt werden; und da die Metalle der zweiten Abtheilung, wie Quecksilber, bei einer bestimmten Temperatur mit dem Sauerstoff der Luft zu Oxyd sich verbinden, denselben aber bei höherer wieder fahren lassen, so lässt sich durch diese Metalle Sauerstoffgas aus der atmosphärischen Luft *mittelbar* erhalten, indem man das Metall durch Erhitzen an der Luft sich mit dem Sauerstoff verbinden lässt, und das gebildete Oxyd durch stärkeres Erhitzen wieder in Metall und Sauerstoffgas zersetzt. — Selbst aus mehreren Oxyden der ersten Abtheilung der Metalle lässt sich Sauerstoffgas erhalten, wenn man in der Hitze Körper auf sie einwirken lässt, die, wie das Chlor, Brom, Jod, eine grössere Verwandtschaft zum Metall haben, als der Sauerstoff. — So werden namentlich alle Alkalien (aber keine Erde), und noch einige andere Oxyde dieser Abtheilung in der Glühhitze durch Chlor, Brom, Jod, in Chlor-Brom-Jod-Metall und Sauerstoffgas zersetzt. — Dasselbe ist bei einigen Oxyden der zweiten und dritten Abtheilung z. B. dem Silberoxyd der Fall, welches durch Chlor schon bei der gewöhnlichen Temperatur in Chlorsilber und Sauerstoffgas zersetzt wird; da jedoch diese letzteren Oxyde schon durch blosses Erhitzen Sauerstoffgas liefern, so würde man zur Darstellung des Sauerstoffgases des genannten Umweges nicht bedürfen. — Einige Oxyde sind

zwar Salzbasen, aber schwache Salzbasen und daher geneigt, wenn Säuren bei etwas erhöhter Temperatur auf sie einwirken, unter Entwicklung von Sauerstoffgas in eine stärkere Salzbasis (Oxydul) sich zu verwandeln, welche mit der Säure sich verbindet. — So erhält man aus Manganoxyd durch Erhitzen mit Schwefelsäure Sauerstoffgas, indem schwefelsaures Manganoxydul gebildet wird. — Solche Oxyde verhalten sich daher den Superoxyden ähnlich.

Die *Suboxyde* lassen sich in der Regel zur Darstellung des Sauerstoffgases nicht benützen; nur die Suboxyde solcher Elemente, welche zu dem Sauerstoff eine sehr schwache Affinität haben, könnten dazu gebraucht werden; so werden namentlich die Suboxyde des Chlors bei geringer Temperaturerhöhung in Chlorgas und Sauerstoffgas zersetzt.

Die *Superoxyde* sind zur Darstellung des Sauerstoffgases ganz vorzüglich geeignet. Einige Superoxyde finden sich in der Natur, namentlich kommt das Mangansuperoxyd (Braunstein) zum Theil sehr rein und in grösseren Mengen in der Natur vor und wird daher am häufigsten zur Darstellung des Sauerstoffgases benützt. Man glüht in einer Retorte von Guss-eisen, die mit einer kupfernen Röhre verbunden wird, Mangansuperoxyd und fängt das sich entwickelnde Sauerstoffgas über Wasser auf. Durch Glühhitze wird das Mangansuperoxyd nur zu Oxyd reducirt, welches letztere, mit Schwefelsäure gekocht, noch mehr Sauerstoffgas liefert, indem schwefelsaures Manganoxydul gebildet wird. Man würde daher durch Kochen des Braunsteins mit Schwefelsäure mehr Sauerstoffgas erhalten, zieht aber dennoch das Glühen, als bequemere Methode, vor. Andere Superoxyde lassen sich künstlich darstellen, namentlich verwandelt sich das Blei durch längeres Erhitzen an der Luft in Superoxyd (Mennige), welches durch starkes Erhitzen, so wie durch Behandlung mit stärkeren Sauerstoffsäuren zu Oxyd reducirt wird; man könnte sich daher auch des Bleis bedienen, um aus atmosphärischer Luft wenigstens einen Theil des Sauerstoffgases isolirt darzustellen.

Von *sauerstoffsäuren Salzen* können blos solche, deren Säuren durch höhere Temperatur zersetzt werden, zur Darstellung des Sauerstoffgases benützt werden. Ist die Affinität des Radicals der Säure zu dem Sauerstoff eine sehr geringe, dagegen die Affinität dieses Radicals zu dem Metall der Basis eine sehr grosse, so entwickelt sich nicht blos der Sauerstoff der Säure, sondern auch der der Basis als Sauerstoffgas, während das Radical der Säure mit dem Metall der Basis in Verbindung tritt. Aber nicht alle Säuren, welche in höherer Temperatur sich zersetzen, werden auch in ihrer Verbindung mit Basen durch Glühhitze zersetzt. — Die neutralen schwefelsäuren Alkalien z. B. werden durch die stärkste Glühhitze nicht zersetzt, ungeachtet die isolirte Schwefelsäure selbst, in der Glühhitze in schwefeligsäures- und Sauerstoff-Gas zerfällt. Die Verbindungen der Schwefelsäure mit solchen Basen, zu welchen diese Säure eine schwächere Affinität hat, werden durch höhere Temperatur in Säure und Basis zersetzt; wird dann zur Austreibung der Säure eine sehr hohe Temperatur erfordert, so zersetzt sich auch die ausgetriebene Schwefelsäure dem grössten Theil nach in schwefeligsäures- und Sauerstoff-Gas, wie dieses z. B. bei dem schwefelsäuren Kupferoxyd der Fall ist. Weit besser, als die schwefelsäuren, lassen sich die salpetersäuren Salze zur Darstellung des Sauerstoffgases benützen, weil diese in der Glühhitze sämmtlich zersetzt werden; man erhält dabei aus einigen anfangs ziemlich reines Sauerstoffgas, indem sich untersalpetersäures Salz bildet; später wird auch dieses zersetzt und man erhält dann ein Gemeng von Sauerstoffgas und Stickgas (salpetersäures Kali). Andere salpetersäure Salze zersetzen sich in salpetrige Säure und in Sauerstoffgas (salpetersäures Bleioxyd); in noch anderen, wie in der salpetersäuren Alaunerde, befindet sich die Säure in so loser Verbindung, dass sie beim Erhitzen des Salzes unzersetzt überdestillirt. Ehmals hat man sich des salpetersäuren Kalis häufig zur Darstellung des Sauerstoffgases bedient. — Noch weit mehr, als die salpetersäuren Salze, sind die Verbindungen der Sauerstoffsäuren des Chlors, Broms, Jods mit Salzbasen zur Darstellung des Sauerstoffgases anwendbar, weil, wenn auch eines der genannten Radicale nebst

dem Sauerstoffgas in Freiheit gesetzt wird, die Entfernung desselben, wie wir schon gesehen haben, keine Schwierigkeit hat. Hat eines dieser Radicale zu dem Metall der Basis eine grosse Affinität, so erhält man bei der Zersetzung solcher Salze durch Glühhitze, wie schon angeführt wurde, nicht blos den Sauerstoff der Säure, sondern auch den der Basis als Sauerstoffgas, indem sich das Radical mit dem Metall der Basis verbindet. Dieses findet bei den Verbindungen der genannten Säuren mit den Alkalien statt.

Unter den genannten Salzen bedient man sich gewöhnlich des chloresauren Kalis zur Darstellung des Sauerstoffgases, indem man dieses Salz in einer kleinen gläsernen Retorte bis zur Zersetzung erhitzt, wobei sich Sauerstoffgas entwickelt und Chlorkalium zurückbleibt; man fängt das Gas erst dann auf, wenn man überzeugt ist, dass die atmosphärische Luft der Retorte gänzlich ausgetrieben ist. Dieser Methode bedient man sich immer da, wo völlige Reinheit des Sauerstoffgases erfordert wird, denn das aus Braunstein erhaltene Gas ist häufig mit kohlenurem Gas verunreinigt, weil der Braunstein oft etwas kohlenurem Kalk beigemischt enthält; kommt es auf absolute Reinheit des Sauerstoffgases nicht an, so stellt man dasselbe durch Glühen von Braunstein, bisweilen auch durch Erhitzen von Quecksilberoxyd dar. Die übrigen Methoden werden nicht leicht in Anwendung gebracht.

Der sauerstoffhaltigen organischen, aus Sauerstoff, Wasserstoff und Kohle, oder aus Sauerstoff, Wasserstoff, Kohle und Stickstoff bestehenden Verbindungen kann man sich zur Darstellung des Sauerstoffgases unmittelbar nicht bedienen, weil bei allen Zersetzungen, die man mit denselben vornimmt, der Sauerstoff immer in Verbindung mit Kohle (als kohlenures Gas oder Kohlenoxydgas), oder in Verbindung mit Wasserstoff (als Wasser), oder zum Theil in Verbindung mit Stickstoff, (als Salpetersäure) ausgeschieden wird.