$$BaCl_2 = \begin{matrix} Cl \\ Cl \\ Ba \end{matrix}\Big| \begin{matrix} H \\ H \\ O_2 \end{matrix} = H_2O_2,$$

wobei sich Baryumchlorid und Wasserstoffdioxid bilden. Die so erhaltene wässerige Lösung des Wasserstoffdioxid kann man durch vorsichtiges Verdampfen des Wassers (unter der Glocke der Luftpumpe) concentriren, aber nicht vollständig vom Wasser befreien, und erhält so eine dicke, farblose Flüssigkeit, welche sich schon bei 20° langsam in Sauerstoff und Wasser zersetzt; bei stärkerem Erhitzen entweicht der Sauerstoff unter stürmischem Aufbrausen; die wässerige Lösung ist um so beständiger, je verdünnter sie ist. Da diese Verbindung so leicht Sauerstoff abgiebt, so wirkt sie stark oxidirend, zerstört die Haut und bleicht organische Farbstoffe. Eine sehr merkwürdige Zersetzung findet statt, wenn Wasserstoffdioxid mit Ozon zusammengebracht wird; es bildet sich nämlich Wasser und gewöhnlicher Sauerstoff. Silberoxid wird von dieser Verbindung zu metallischem Silber reducirt unter Bildung von Wasser und Freiwerden von Sauerstoff. Die Erklärung für diese eigenthümlichen Reactionen wird später gegeben werden.

Stickstoff oder Nitrogen.

Atomgewicht 14 = N. Dichte = 14.

Farbloses Gas, ohne Geruch und Geschmack, welches das specifische Gewicht 0,972 hat und bis jetzt noch nicht zu einer Flüssigkeit verdichtet werden konnte. Stickstoff ist im freien Zustande in der Luft enthalten, von der er beinahe $^4/_5$ dem Raume nach bildet. In Verbindung findet sich Stickstoff in Thier- und Pflanzenstoffen und in Mineralien, wie Salpeter (Nitrum), woher das Gas den Namen Nitrogen oder Salpetererzeuger erhalten hat. Um reinen Stickstoff darzustellen, entzieht man der Luft den Sauerstoff; z. B. man verbrennt Phosphor unter einer mit Luft gefüllten Glasglocke, welche mit Wasser abgesperrt ist; die Luft erfüllt sich mit weissen Dämpfen von Phosphorpentoxid, welche sich bald in Wasser lösen; das Wasser steigt dabei in der Glocke und nimmt von dem ursprünglich mit Luft gefüllten Raume $^1/_5$ ein, welches aus Sauerstoff bestand. Leitet man Luft über metallisches Kupfer, welches

man in einer Porzellanröhre zum Glühen erhitzt hat, so bildet sich Kupferoxid und reiner Stickstoff. Man kann Stickstoff ferner durch Zersetzung einiger seiner Verbindungen erhalten; so zerfällt Ammonium-Nitrit, NH_4NO_2, beim Erhitzen in Wasser und Stickstoff:

$$NH_4NO_2 = N_2 + 2H_2O.$$

Der freie Stickstoff verbindet sich nur schwierig mit anderen Elementen; derselbe ist nicht brennbar, und eine brennende Kerze erlischt darin; für sich eingeathmet wirkt er erstickend, nicht weil er giftig ist, sondern einfach durch Ausschluss des Sauerstoffs; Lavoisier nannte ihn deshalb Azote (von *α privativum*, und *ζωτικός*, das Leben erhaltend), was im Deutschen mit Stickstoff wiedergegeben wurde. Das träge Verhalten des freien Stickstoffs in chemischer Beziehung findet sich in den meisten seiner Verbindungen nicht wieder; dieselben zeichnen sich im Gegentheil durch sehr hervortretende Eigenschaften aus.

Die Atmosphäre.

Die Atmosphäre, eine Schicht von gasförmigen Körpern, welche unsere Erdkugel umgiebt, bildet das Luftmeer, auf dessen Boden wir leben. Ihr Dasein giebt sich unseren Sinnen hauptsächlich durch das Gefühl kund; durch den Widerstand, welchen sie uns entgegensetzt, wenn wir uns rasch bewegen, oder wenn dieselbe in Bewegung uns als Wind fühlbar wird. Der Druck, welchen dieselbe auf die Erdoberfläche ausübt, wird durch das Barometer gemessen, und derselbe ist an dem Meeresspiegel im Durchschnitt gleich einer Quecksilbersäule von 760 Millimeter Höhe. Das Gewicht eines Cubikcentimeters Quecksilber ist 13,596 Gramme, folglich ist der Druck der Luft auf 1 Quadratcentimeter $= 13{,}596 \times 76 = 1033{,}3$ Gramme oder 1,0333 Kilogramme; der menschliche Körper hat demnach von der Atmosphäre einen Druck von vielen Centnern auszuhalten; da derselbe aber gleich stark in jeder Richtung wirkt, so wird derselbe nicht fühlbar; er kann aber wahrgenommen werden, wenn man die Hand auf die Oeffnung der Luftpumpe hält und die Luft darunter wegpumpt. Die Luft ist elastisch und hat Gewicht; hieraus folgt, dass die tieferen Luftschichten dichter sein müssen als die höheren; je höher man sich von der Erdoberfläche entfernt, um so verdünnter wird die Luft, und um so geringer der Druck, und in einer Höhe von 10 Meilen muss dieselbe

so sehr verdünnt sein, dass man hier die Grenze der Atmosphäre annehmen kann. Wäre die Luft von durchaus gleicher Dichte, so würde die Höhe der Atmosphäre gegen 8000 Meter betragen. 1 Liter trockne Luft wiegt bei 0^0 und 760 Mm. Barometerstand 1,2932 Gramme.

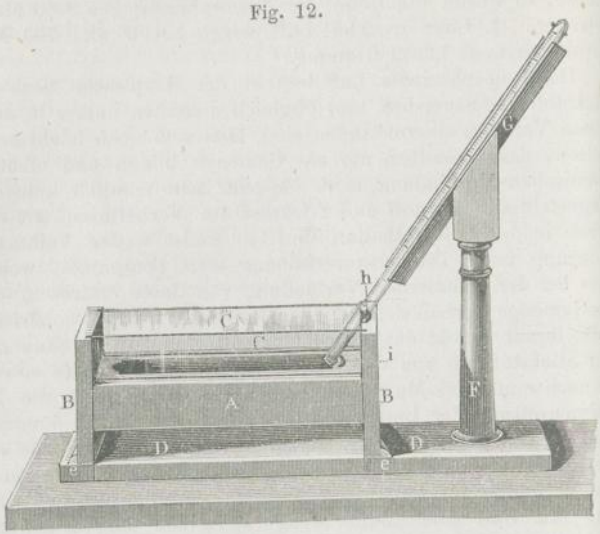
Die atmosphärische Luft besteht der Hauptsache nach aus Stickstoff und Sauerstoff, und obgleich dieselben immer in demselben Verhältnisse vorhanden sind, lässt sich doch leicht nachweisen, dass dieselben nur ein Gemenge bilden und nicht in chemischer Verbindung sind. Mischt man nämlich künstlich dargestellten Sauerstoff und Stickstoff im Verhältniss, wie dieselben in der Luft enthalten sind, so findet weder Volumveränderung noch Temperaturerhöhung statt (Vorgänge, welche stets bei der chemischen Verbindung von Gasen eintreten), und das Gemenge verhält sich in jeder Beziehung wie atmosphärische Luft; ferner weicht das Gewichtsverhältniss zwischen Sauerstoff und Stickstoff ab von dem ihrer Verbindungsgewichte sowohl als auch einfachen Multiplen derselben, und obgleich die Zusammensetzung der Luft fast überall constant ist, so kommen doch nicht selten Fälle vor, wo das Verhältniss abweichend von dem gewöhnlichen ist. Der überzeugendste Beweis indessen ist das Verhalten der Luft gegen Wasser; dasselbe löst in Berührung mit Luft eine kleine Menge derselben auf, namentlich wenn man Luft und Wasser in einer Flasche zusammen schüttelt; die aufgelöste Luft lässt sich durch Kochen des Wassers wieder austreiben; sammelt man dieselbe auf und bestimmt die Mengen von Sauerstoff und Stickstoff, welche darin enthalten sind, so findet man, dass dieselbe auf 1 Raumtheil Sauerstoff 1,87 Raumtheile Stickstoff enthält, während in der atmosphärischen Luft auf 1 Raumtheil Sauerstoff 4 Raumtheile Stickstoff enthalten sind. Wäre dieselbe eine chemische Verbindung, so würde die im Wasser gelöste Luft gleiche Zusammensetzung mit der gewöhnlichen haben, statt dessen hat das Wasser im Verhältniss mehr Sauerstoff als Stickstoff aufgenommen, indem das erstere Gas löslicher in Wasser ist als das letztere.

Man hat verschiedene Methoden, um die Menge von Sauerstoff und Stickstoff in der Luft zu bestimmen; die genaueste beruht auf Anwendung des Eudiometers*), mit Hülfe dessen man das Raumverhältniss der zwei Gase ermittelt. Der hierzu

*) Von *εὔδιος*, gut, *μέτρον*, Maass, ein Maass für die Güte, d. h. den Sauerstoffgehalt der Luft.

angewandte Apparat hat dieselbe Einrichtung, wie der, welcher zur eudiometrischen Synthese des Wassers benutzt wird (Fig. 12).

Fig. 12.



In das mit Quecksilber gefüllte Eudiometer bringt man so viel Luft, dass dieselbe ungefähr $^1/_6$ seines Rauminhaltes einnimmt, und liest an der an dem Instrumente befindlichen Millimeterscala genau die Höhe der Quecksilbersäule über dem Quecksilberspiegel der Wanne ab. Nachdem man den Barometerstand und die Temperatur aufgezeichnet hat, leitet man so viel reinen Wasserstoff in die Röhre, dass derselbe mehr als hinreicht sich mit dem vorhandenen Sauerstoff zu verbinden, und bestimmt ebenfalls genau das Volum desselben sowie Luftdruck und Temperatur. Das Gemisch wird dann vermittelst des elektrischen Funkens entzündet unter Beobachtung aller der Vorsichtsmaassregeln, welche man bei der Synthese des Wassers angegeben findet. Nach der Explosion bestimmt man wieder das Volum wie zuvor; dasselbe ist jetzt kleiner, weil aller vorhandene Sauerstoff sich mit einem Theil des Wasserstoffs zu Wasser vereinigt hat, und der Unterschied im Volum vor und nach der Explosion ist genau gleich dem der verbundenen Gase. Aus früheren Versuchen wissen wir aber, dass 1 Raumtheil sich mit

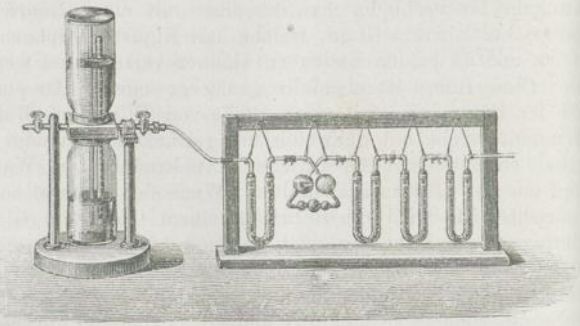
2 Raumtheilen Wasserstoff verbindet; der dritte Theil der Volumverminderung ist daher die Menge des in der angewandten Luft enthaltenen Sauerstoffs. Nehmen wir als Beispiel an, wir hätten 100 Raumtheile Luft genommen, dazu 50 Raumtheile Wasserstoff gefügt, und nach der Verbrennung waren 87 Raumtheile zurückgeblieben, so ergiebt sich eine Volumverminderung von 63 Raumtheilen und der dritte Theil davon, 21, ist die Menge des in 100 Raumtheilen von Luft enthaltenen Sauerstoffs.

Eine grosse Anzahl von Analysen, welche vermittelst dieser Methode mit der grössten Sorgfalt ausgeführt wurden, hat das Ergebniss geliefert, dass das Verhältniss zwischen Stickstoff und Sauerstoff fast unveränderlich ist; die Luft mag unter dem Aequator oder über dem Eismeer aufgesammelt worden sein; dieselbe mag aus dem tiefsten Bergwerke oder von einer Höhe von 20000 Fuss über der Erdoberfläche kommen; dieselbe enthält stets in 100 Theilen 20,9 bis 21 Theile Sauerstoff. Aus dem Raumverhältniss der beiden Gase und ihrem specifischen Gewichte lässt sich leicht auch die Zusammensetzung dem Gewichte nach berechnen; dieselbe ergiebt in 100 Gewichtstheilen Luft 23,16 Gewichtstheile Sauerstoff und 76,84 Gewichtstheile Stickstoff. Man kann aber dasselbe auch durch directe Versuche finden und damit die volumetrische Analyse controliren. Zu diesem Zwecke wird ein grosser mit einem Hahn versehener Glasballon luftleer gemacht und genau gewogen; durch eine Kautschukröhre verbindet man denselben mit einer Röhre von schwer schmelzbarem Glase, welche mit Kupferdrehspänen gefüllt ist, und an beiden Enden mit Hähnen verschlossen werden kann. Diese Röhre ist ebenfalls genau gewogen. Das andere Ende der Röhre wird mit einer Reihe von Uförmigen Röhren verbunden, welche mit Schwefelsäure getränkten Bimsstein und Aetzkali enthalten und dazu dienen, Kohlensäure und Wasserdampf aus der Luft zurückzuhalten. Wenn der Apparat soweit hergerichtet ist, wird die Röhre in einem Ofen zum Glühen erhitzt und die Hähne so weit geöffnet, dass ein langsamer Luftstrom in den Apparat eintritt; derselbe geht durch die Reinigungsröhren, kommt dann mit dem glühenden Kupfer in Berührung, welches sich oxidirt und allen Sauerstoff zurückhält, und der Ballon füllt sich allmälig mit reinem Stickstoff. Sobald dieses geschehen ist, dreht man die Hähne ab, und wägt die einzelnen Theile wieder. Die Gewichtszunahme des Ballons giebt die Menge des Stickstoffs, und die der Röhre das Gewicht des Sauerstoffs. Eine grosse Anzahl von Versuchen, welche

auf diese Weise angestellt wurden, ergaben im Mittel in 100 Gewichtstheilen Luft 23 Theile Sauerstoff und 77 Theile Stickstoff.

Ausser diesen zwei Hauptbestandtheilen enthält die Luft noch verschiedene andere Gase, welche, obgleich sie nur in kleiner Menge vorhanden sind, doch eine grosse Rolle im Haushalte der Natur spielen; es sind dies Kohlendioxid (Kohlensäure), Wasserdampf und Ammoniak. Die wichtige Rolle, welche das Kohlendioxid in dem Leben der Pflanzenwelt spielt, wurde schon unter Sauerstoff erwähnt; dasselbe ist die Quelle, aus der die Pflanze den für ihr Gewebe nöthigen Kohlenstoff bezieht. Die Menge des Kohlendioxid in der Atmosphäre erscheint gering verglichen mit Stickstoff und Sauerstoff; 10000 Raumtheile Landluft enthalten im Mittel 4 und Seeluft 3 Raumtheile Kohlendioxid. Berechnet man aber das Gewicht derselben, das in der Gesammtatmosphäre enthalten ist, so ergiebt sich die sehr beträchtliche Zahl von 3000 Billionen Kilogramme. Um den Kohlendioxidgehalt der Luft zu bestimmen, leitet man eine genau gemessene Luftmenge, ungefähr 20 Liter, durch gewogene Röhren, welche Aetzkali enthalten; das Kohlendioxid wird darin vollständig zurückgehalten, und die Gewichtszunahme derselben giebt die in dem verbrauchten Luftvolum enthaltene Menge von Kohlendioxid; die Einrichtung des hierzu angewandten Apparats ist aus beistehender Zeichnung ersichtlich (Fig. 13). Zur Linken ist

Fig. 13.



der Aspirator, welcher die Luft durch den Apparat saugt, indem das Wasser aus dem oberen Gefässe in das untere fliesst; beide Gefässe sind von gleichem und genau bestimmtem Rauminhalte. Sowie das untere Gefäss voll ist, dreht man den Apparat

um seine Axe und wiederholt dasselbe so lange, bis eine genügende Luftmenge durch den Apparat gegangen ist; die beiden Röhren, welche vom Aspirator am weitesten entfernt sind, werden nicht gewogen, dieselben enthalten Bimssteinstücke, welche mit Schwefelsäure getränkt sind, und dienen dazu, den Wasserdampf der Luft zurückzuhalten, welcher sonst ebenfalls vom Aetzkali aufgenommen werden würde; die dem Aspirator zunächst befindliche Röhre enthält ebenfalls Schwefelsäure, um den von der trocknen Luft aus der Kalilösung fortgeführten Wasserdampf zu absorbiren. Der Kohlendioxidgehalt der Luft wechselt sehr, je nach Umständen und Localitäten; während derselbe in freier Luft zwischen 2 bis 5 in 10000 schwankt, kann er in geschlossenen Räumlichkeiten namentlich bei Anwesenheit vieler Menschen und Brennen von Gasflammen auf 30 in 10000 steigen, und der Hauptzweck einer guten Ventilation ist, diese Anhäufung von Kohlendioxid zu vermeiden.

Die atmosphärische Luft enthält immer Wasserdampf; die Menge desselben ist eine sehr wechselnde und hängt von der Temperatur sowohl als von der Richtung des Windes ab; bei feuchtem, warmem Südwest-Winde ist die Luft des westlichen Europas besonders in der Nähe der Küsten oft mit Wasserdampf gesättigt, während in den trocknen Steppen von Centralasien beim Ostwinde die Menge desselben auf ein Minimum reducirt ist. Je höher die Temperatur, desto mehr Wasser kann die Luft in Gasgestalt aufnehmen, und wenn mit Wasserdampf gesättigte Luft sich abkühlt, so wird derselbe als Nebel oder Wolken verdichtet. Wenn daher an Wasserdampf reiche Luft in höhere, kältere Regionen kommt oder einem kalten Luftstrom begegnet, so wird ein Theil des gasförmigen Wassers verdichtet und fällt, wenn die Temperatur über 0^0 ist, als Regen, bei niedriger Temperatur aber als krystallinische Schneeflocken nieder. Der Hagel besteht aus gefrorenen Regentropfen, welche beim Niederfallen eine kalte Luftschicht passirten. Die Regenmenge, welche sich auf diese Art bildet, kann eine sehr beträchtliche sein; 1 Cubikmeter bei 25^0 mit Feuchtigkeit gesättigte Luft enthält 22,5 Gramme Wasser; auf 0^0 abgekühlt werden davon 17,1 Gramme condensirt und fallen als Regen herab. Gewöhnlich beträgt der in der Luft enthaltene Wasserdampf 50 bis 70 Proc. der Menge, welche zur vollständigen Sättigung erforderlich ist. Ist diese Menge grösser, so erscheint die Luft unangenehm feucht und schwül, wenn kleiner, unangenehm trocken. In der Nähe des Rothen Meeres, wenn der

heisse trockne Wüstenwind Samum weht, sinkt der Gehalt manchmal auf $^1/_{15}$ der zur Sättigung nöthigen Menge herab.

Die Bildung von Thau beruht darauf, dass die Erde nach Sonnenuntergang sich durch Strahlung abkühlt, wodurch die unteren Luftschichten so weit erkaltet werden, dass ein Theil des in ihnen enthaltenen Wasserdampfes in Tropfen verdichtet wird.

Um die Menge des Wasserdampfes zu bestimmen, bedient man sich eigener Instrumente, welche Hygrometer genannt werden; man kann diese Bestimmung auch mit dem Apparate ausführen, der zur Ermittelung des Kohlensäuregehaltes dient; man hat nur die zwei ersten Röhren, welche dazu dienen, die Feuchtigkeit abzuhalten, vor und nach dem Versuche zu wägen.

Ammoniak, eine Verbindung von Wasserstoff und Stickstoff, ist nur in sehr geringer Menge in der Luft enthalten (ungefähr 1 Thl. in 1,000,000 Theilen Luft); aber trotzdem spielt dieser Bestandtheil eine wichtige Rolle in der Ernährung der Pflanzen, indem derselbe ihnen den vorzüglich zur Bildung von Frucht und Samen nöthigen Stickstoff liefert, da der Stickstoff im freien Zustande nicht von denselben als Nahrungsmittel aufgenommen wird. Ausser diesen genannten kommen in der Luft noch andere Bestandtheile vor, welche mehr oder weniger zufällige Beimischungen sind. Unter diesen sind flüchtige organische Zersetzungsstoffe insofern wichtig, als dieselben höchst wahrscheinlich auf den Gesundheitszustand der Orte, wo sie auftreten, Einfluss haben. Der unangenehme Geruch, den man bemerkt, wenn man aus frischer Luft in Räumlichkeiten kommt, wo viele Menschen versammelt sind, rührt von solchen Materien her, und ohne Zweifel sind es solche Stoffe, welche sumpfige Gegenden so ungesund machen. Unsere Kenntnisse über diesen Gegenstand sind bis jetzt noch sehr unvollkommen. Landluft enthält häufig kleine Mengen von Ozon; nicht aber die Luft grösserer Städte, da dasselbe so leicht durch Oxidirung organischer Stoffe wieder zerstört wird; über die Bildung desselben wissen wir bis jetzt nichts Bestimmtes; möglicher Weise wird es durch Entladungen der atmosphärischen Elektricität erzeugt.

Sauerstoffverbindungen des Stickstoffs.

Man kennt fünf verschiedene Verbindungen von Stickstoff und Sauerstoff, nämlich:

	Stickstoff	Sauerstoff
1. Stickstoffmonoxid	28 Gewth.	16 Gewth.
2. Stickstoffdioxid	28 „	32 „
3. Stickstofftrioxid	28 „	48 „
4. Stickstofftetroxid	28 „	64 „
5. Stickstoffpentoxid	28 „	80 „

Wie man sieht, verhalten sich die mit ein und derselben Menge (28 Gewth.) Stickstoff verbundenen Mengen Sauerstoff wie 1. 2. 3. 4. 5. Wir haben hier ein schlagendes Beispiel des zweiten Gesetzes der chemischen Verbindungen vor uns: dass Gesetz der multiplen Proportionen. Das erste Gesetz lehrte uns, dass eine jede chemische Verbindung die Elemente, aus denen sie besteht, stets in demselben Gewichtsverhältnisse enthält. Häufig vereinigen sich aber zwei Elemente in mehreren Gewichtsverhältnissen und bilden dann mehrere, unter sich verschiedene Verbindungen; für eine jede ist aber das Gesetz der festen Verhältnisse gültig. Das Gesetz der multiplen Proportionen sagt nun, dass in diesem Falle die mit derselben Menge des einen Stoffes verbundenen Mengen des andern Stoffes unter sich in einfachem Verhältnisse stehen. Die Elemente vereinigen sich in den Verhältnissen ihrer Verbindungsgewichte, oder einfacher Multiplen derselben; als Einheit für diese Verhältnisszahlen hat man das Verbindungsgewicht des Wasserstoffs als das kleinste angenommen.

Auf diese Gesetze hat Dalton, der Entdecker des Gesetzes der multiplen Proportionen, die chemische Atomtheorie gegründet. Er fragte sich, warum verbinden sich die Elemente nur im Verhältniss ihrer Verbindungsgewichte oder einfacher Multiplen derselben und nicht in jedem beliebigen Verhältnisse, und suchte diese Frage vermittelst der nachfolgenden Hypothese zu erklären, welche jetzt allgemein in der Wissenschaft angenommen und durch spätere Forschungen weiter entwickelt und ausgebildet worden ist*). Schon die alten griechischen Philo-

*) Man darf hierbei nicht vergessen, dass die Atomtheorie nur eine Hypothese ist, welche möglicher Weise mit der Zeit einer vollkommneren

sophen nahmen an, dass die Materie nicht bis ins Unendliche theilbar sei, sondern aus sehr kleinen Theilchen bestehe, welche keiner weiteren Theilung fähig sind, und welche sie Atome nannten (von *α*, *privativum*, und *τέμνω*, ich schneide); nach Dalton sind die Elemente aus solchen Atomen aufgebaut; die Atome desselben Elementes sind gleich gross und gleich schwer, aber die verschiedener Elemente besitzen ein verschiedenes Gewicht, und das Verhältniss zwischen den Gewichten verschiedener Atome wird durch die Verbindungsgewichte der Elemente ausgedrückt. So ist das Gewicht eines Atoms Sauerstoff 16 mal so gross und das eines Atoms Stickstoff 14 mal so gross, als das eines Atoms Wasserstoff. Das Zeichen H bedeutet daher auch 1 Atom Wasserstoff, O 1 Atom Sauerstoff, und das Atomgewicht des Sauerstoffs ist 16, und das des Stickstoffs 14. Durch Nebeneinanderlagerung der Atome einfacher Stoffe entstehen chemische Verbindungen; es kann sich 1 Atom eines Elementes mit 1, 2, 3 u. s. w. eines andern verbinden oder 2 Atome können mit 1, 2, 3 u. s. w. eines andern zusammentreten; da aber das relative Gewicht der Atome durch das Verbindungs- oder Atomgewicht ausgedrückt wird, so können die chemischen Verbindungen nur in Vielfachen desselben erfolgen. So besteht Stickstoffmonoxid aus 1 Atom Sauerstoff verbunden mit 2 Atomen Stickstoff; lagert sich daran ein zweites Atom Sauerstoff so bildet sich Stickstoffdioxid, und so durch weiteres Zutreten von je einem Atom Sauerstoff werden die Verbindungen Stickstofftrioxid, Stickstofftetroxid und Stickstoffpentoxid erhalten. Das kleinste Theilchen einer chemischen Verbindung besteht also aus einer Gruppe von mehreren Atomen, man nennt dasselbe Molecül und nimmt an, dass dasselbe nicht mechanisch theilbar ist, sondern nur durch chemische Vorgänge in einfache Atome zerlegt werden kann. So besteht das Molecül des Wassers aus 2 Atomen Wasserstoff und 1 Atom Sauerstoff, und die Summe der Atomgewichte dieser Elemente $2 + 16 = 18$ giebt das Moleculargewicht des Wassers.

Sehr einfach gestalten sich die Verhältnisse, wenn die einfachen Körper sich im gasförmigen Zustande vereinigen, d

---

Platz machen muss, wenn weitere Fortschritte der Wissenschaft neue Thatsachen zu Tage gefördert, welche sich derselben nicht anschliessen; dagegen sind aber die Gesetze der constanten und multiplen Proportionen unumstössliche Naturgesetze, welche den Grundstein der Wissenschaft bilden.

die Dichte der Elemente identisch mit dem Atomgewichte ist oder, was dasselbe sagt, die Atome im gasförmigen Zustande gleichen Raum erfüllen*). So ist die Dichte des Sauerstoffs gleich dem Atomgewichte 16; die Dichte und das Atomgewicht des Stickstoffs sind beide 14; die Dichte des Chlors ist 35,5; die des Schwefeldampfes 32.

Die Dichte einer Verbindung im gasförmigen Zustande ist halb so gross als das Moleculargewicht derselben, oder die Molecüle nehmen im gasförmigen Zustande den Raum von 2 Atomen Wasserstoff ein**).

Das Moleculargewicht des Wassers $H_2O = 18$, die Dichte des Wasserdampfes $= \frac{18}{2} = 9$.

Das Moleculargewicht der Salzsäure $HCl = 36{,}5$, die Dichte des Salzsäuregases $= \frac{36{,}5}{2} = 18{,}25$.

Das Moleculargewicht des Ammoniaks $NH_3 = 17$, die Dichte des Ammoniakgases $= \frac{17}{2} = 8{,}5$.

Das Zeichen für Wasser, H_2O, drückt also nicht bloss aus, dass es eine Verbindung von 2 Gewichtstheilen Wasserstoff und 16 Gewichtstheilen Sauerstoff ist, sondern auch dass 2 Raumtheile Wasserstoff mit 1 Raumtheil Sauerstoff verbunden sind und 2 Raumtheile Wasserdampf gebildet haben.

Das Zeichen NH_3 zeigt, dass 2 Raumtheile Ammoniak 3 Raumtheile Wasserstoff und 1 Raumtheil Stickstoff enthalten, während HCl bedeutet, dass 1 Volum Chlor sich mit 1 Volum Wasserstoff zu 2 Raumtheilen Salzsäuregas vereinigt.

Wir haben oben gesehen, dass 28 Gewichtstheile Stickstoff sich mit 32 Theilen Sauerstoff zu Stickdioxid verbinden; die Dichte dieser Verbindung wurde aber zu 15 gefunden, folglich ist das Moleculargewicht derselben 30, und dieselbe besteht aus 14 Gewichtstheilen Stickstoff und 16 Gewichtstheilen Sauerstoff oder 1 Volum von beiden Elementen und hat daher die Formel NO.

---

*) Eine Ausnahme davon bilden Phosphor und Arsenik, deren Dampfdichte das Doppelte des Atomgewichtes ist, und einige flüchtige Metalle, wie Quecksilber und Zink, deren Atome im Gaszustande den zweifachen Raum des Wasserstoffatoms einnehmen und deren Dichte der Hälfte des Atomgewichts gleichkommt.

**) Auch hier giebt es einige Ausnahmen, welche bei den betreffenden Verbindungen erwähnt und erklärt werden sollen.

Von diesen Thatsachen ausgehend, kann man leicht das absolute Gewicht eines bestimmten Volums, z. B. 1 Liter, irgend eines einfachen oder zusammengesetzten Gases berechnen, wenn man sich erinnert, dass 1 Liter Wasserstoff bei 0° und 760 Mm. Barometerstand 0,008936 Gramme wiegt; man hat nur dieses Gewicht mit der Dichte des entsprechenden Gases zu multipliciren. Es wiegt demnach unter denselben Umständen:

1 Liter Sauerstoff	16	× 0,08936	= 1,430	Gramme
1 Liter Stickstoff	14	× 0,08936	= 1,251	„
1 Liter Schwefeldampf	32	× 0,08936	= 2,860	„
1 Liter Wasserdampf	9	× 0,08936	= 0,804	„
1 Liter Ammoniak	8,5	× 0,08936	= 0,759	„

Stickstoff wird von Sauerstoff weder bei gewöhnlicher noch bei erhöheter Temperatur oxidirt; lässt man aber kräftige elektrische Funken längere Zeit durch trockne Luft schlagen, so vereinigen sich die zwei Gase und rothe Dämpfe von Stickstofftetroxid treten auf; ist zugleich Wasser vorhanden, so nimmt dasselbe einen sauren Geschmack an, welcher von Salpetersäure herrührt; dieselbe Verbindung bildet sich auch bei Gewittern und ist oft im Regenwasser in geringer Menge enthalten. Da die Salpetersäure den Ausgangspunkt für die verschiedenen Sauerstoffverbindungen des Stickstoffs bildet, so wollen wir dieselbe zuerst betrachten.

Salpetersäure oder Hydronitrat, HNO_3.

Moleculargewicht 63.

Wenn stickstoffhaltige organische Stoffe sich in Gegenwart der sogenannten Alkalien wie Kali, Natron oder Kalk langsam oxidiren, so bilden sich Verbindungen, welche man salpetersaure Salze oder Nitrate nennt, und welche sich von der Salpetersäure dadurch unterscheiden, dass sie an Stelle des Wasserstoffs derselben ein Metall enthalten. Solche Nitrate finden sich im Quellwasser der oberen Bodenschichten in grösseren Städten, namentlich wenn die Quellen sich in der Nähe von Viehställen oder Senkgruben befinden, und da deren Gegenwart auf in Zersetzung begriffene organische Stoffe hindeutet, so ist solches Wasser nicht als Trinkwasser geeignet, und namentlich ist dessen Gebrauch als Nahrungsmittel bei herrschenden Epidemien, wie Cholera, höchst gefährlich. Hierher gehört auch der soge-

nannte Mauersalpeter, der sich an kalkhaltigen Mauern von Viehställen häufig findet und hauptsächlich aus Calciumnitrat besteht. Kaliumnitrat oder Kalisalpeter, KNO_3, findet sich in warmen Ländern, namentlich Ostindien, in grosser Menge als Mineral und verdankt seine Entstehung der Zersetzung organischer Stickstoffverbindungen in kalihaltigem Boden. Natriumnitrat, $NaNO_3$, gewöhnlich Chilisalpeter genannt, kommt in ungeheuren Lagern im südlichen Peru vor. Diese Nitrate benutzt man, um Salpetersäure darzustellen, indem man dieselben mit Schwefelsäure, H_2SO_4, erhitzt. Hierbei tritt doppelte Zersetzung ein, das Kalium vertauscht seinen Platz mit der Hälfte des in der Schwefelsäure enthaltenen Wasserstoffs, wie die folgende Gleichung zeigt:

$$KNO_3 + \left.\begin{matrix}H\\H\end{matrix}\right\} SO_4 = HNO_3 + \left.\begin{matrix}K\\H\end{matrix}\right\} SO_4,$$

und welche bedeutet, dass Kaliumnitrat mit Schwefelsäure zusammengebracht Salpetersäure und Kaliumhydrosulfat geben. Eine andere Weise, solche Zersetzungen mittelst chemischer Formeln auszudrücken, besteht darin, dass man die Verbindungen, welche man zusammenbringt, untereinander schreibt, und dann durch eine Senkrechte den stattfindenden Austausch andeutet:

$$\begin{matrix}SO_4H|H\\K|NO_3\end{matrix}$$

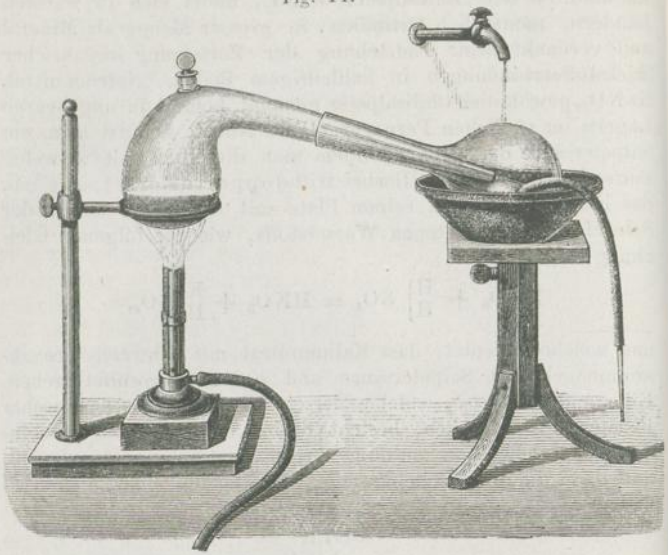
In den Laboratorien stellt man die Salpetersäure dar, indem man gleiche Gewichtstheile von Salpeter und Schwefelsäure in einer tubulirten Retorte mischt und dieselbe mit einer Gas- oder Weingeistflamme allmälig erhitzt. Die Salpetersäure verflüchtigt sich und wird in einer gut gekühlten Vorlage aufgefangen, während das nichtflüchtige Kaliumhydrosulfat (saures schwefelsaures Kali) in der Retorte zurückbleibt (Fig. 14 a. f. S.).

Fabrikmässig erhält man diese Verbindung durch Erhitzung der Substanzen in grossen gusseisernen Cylindern; man nimmt dabei den wohlfeileren Chilisalpeter und nur die Hälfte der durch obige Gleichung gegebenen Menge von Schwefelsäure, indem man die Cylinder stärker als Glasgefässe erhitzen kann und das Natriumhydrosulfat bei höherer Temperatur nochmals Wasserstoff austauscht, wobei allerdings ein Theil Salpetersäure zersetzt wird:

$$\begin{matrix}SO_4Na|H\\Na|NO_3\end{matrix}$$

Die überdestillirende Säure wird in Gefässen aus Steingut aufgefangen.

Fig. 14.



Reine Salpetersäure ist eine farblose rauchende Flüssigkeit, welche bei 18° das specifische Gewicht 1,51 hat. Gewöhnlich ist dieselbe gelb gefärbt, indem sie dem Lichte ausgesetzt sich langsam zersetzt, unter Freiwerden von Sauerstoff und Bildung von Wasser und Oxiden des Stickstoffs, welche die Säure gelb färben. Schneller geschieht dies beim Kochen und hierauf beruht es, dass die reine Säure keinen constanten Siedepunkt besitzt. Das Kochen fängt bei 86° an, aber der Siedepunkt steigt fortwährend, indem sich eine wasserhaltige Säure bildet, die bei höherer Temperatur kocht. Verdünnt man die concentrirte Säure mit wenig Wasser und destillirt, so geht zuerst eine stärkere Säure über; der Siedepunkt, welcher anfangs unter 100° liegt, steigt allmälig bis er bei 120,5° constant wird; unterwirft man dagegen eine sehr verdünnte Säure der Destillation, so geht zuerst eine schwächere Säure über, bis der Siedepunkt ebenfalls auf 120,5° stehen bleibt. Bei dieser Temperatur siedet unter dem Normaldrucke eine Säure, welche 68 Proc. HNO_3 enthält und das specifische Gewicht 1,414 hat,

ohne Veränderung; bei schwachem Drucke dagegen eine schwächere und bei verstärktem Drucke eine stärkere Säure. Salpetersäure enthält 76,1 Proc. Sauerstoff; ein Theil davon wird leicht an oxidirbare Körper abgegeben, und dieselbe ist daher ein kräftiges Oxidationsmittel. Bringt man sie mit Kupfer oder Zinn zusammen, so bilden sich unter Aufbrausen rothe Dämpfe, indem die Metalle sich mit einem Theile des Sauerstoffs verbinden und gasförmige Oxide des Stickstoffs entweichen. Die blaue Farbe der Indigolösung verschwindet auf Zusatz von Salpetersäure; der Farbstoff wird durch Oxidation zerstört. Man benutzt diese Reaction sowie das Auftreten von rothen Dämpfen bei Zusatz von Kupferspänen, um die Gegenwart dieser Säure nachzuweisen. Das feinste Reagens für Salpetersäure ist der Eisenvitriol (Eisensulfat); um geringe Spuren aufzufinden mischt man die zu prüfende Flüssigkeit mit dem gleichen Raumtheile concentrirter Schwefelsäure, lässt die Mischung erkalten und giesst eine Eisenvitriollösung mit der Vorsicht darauf, dass beide Flüssigkeiten sich nicht mischen; bei Gegenwart von Salpetersäure bildet sich an der Berührungsstelle ein dunkler Ring, welcher je nach der Menge der vorhandenen Säure mehr oder weniger intensiv gefärbt ist.

In der Salpetersäure haben wir das erste Beispiel aus der Reihe der wichtigen Verbindungen, welche unter dem Namen Säuren bekannt sind. Die meisten Säuren sind in Wasser löslich; dieselben haben einen sauren Geschmack und die Eigenschaft, blaues Lackmuspapier zu röthen. Alle Säuren enthalten Wasserstoff; derselbe ist entweder mit einem Elemente oder einer Gruppe von Elementen verbunden, und in letzterm Falle enthält diese Gruppe fast immer Sauerstoff und bildet eine Oxysäure. Alle Oxysäuren lassen sich auffassen als Wasser, in welchem Wasserstoff durch eine sauerstoffhaltige Atomgruppe ersetzt ist; so ist die Salpetersäure eine Oxisäure des Stickstoffs und kann betrachtet werden als $\left.\begin{matrix}NO_2\\H\end{matrix}\right\}O$. Wird der Wasserstoff einer Säure durch ein Metall ersetzt, so verschwinden die sauren Eigenschaften, und es entsteht ein Salz. Diese Ersetzung des Wasserstoffs kann auf verschiedene Weise stattfinden; wir haben schon oben gesehen, dass wenn Zink auf Schwefelsäure einwirkt, Wasserstoff frei wird; das Zink tritt dabei an dessen Stelle; es entsteht ein Salz, welches Zinksulfat genannt wird. Salze bilden sich ferner durch doppelte Zersetzung, wenn gewisse Hydroxide und Oxide der Metalle mit

Säuren zusammenkommen; setzt man z. B. zu der Flüssigkeit, welche man erhält, wenn Kalium auf Wasser wirkt, und welche wie schon oben erwähnt Aetzkali oder Kaliumhydroxid enthält, Salpetersäure, so verschwindet bei einem gewissen Punkte sowohl der saure Geschmack der Säure, als der ätzende des Aetzkalis; die Lösung ist neutral und wirkt weder auf blaues noch auf rothes Lackmuspapier verändernd ein; sie enthält jetzt Kaliumnitrat:

$$\left.\begin{matrix}K\\H\end{matrix}\right\}O + \left.\begin{matrix}NO_2\\H\end{matrix}\right\}O = \left.\begin{matrix}H\\H\end{matrix}\right\}O + \left.\begin{matrix}NO_2\\K\end{matrix}\right\}O.$$

Die in Wasser löslichen Hydroxide, welche sich mit Säuren auf diese Weise umsetzen, werden Alkalien genannt; ihre Lösungen haben einen eigenthümlichen ätzenden Geschmack und die Eigenschaft, das durch Säuren geröthete Lackmus wieder blau zu färben; sie reagiren alkalisch. Den Säuren gegenüber ähnlich, wie diese Hydroxide, verhalten sich viele Metalloide, welche man basische Oxide oder Basen nennt; Silberoxid, Ag_2O, z. B. löst sich in Salpetersäure auf und neutralisirt dieselbe, indem in Wasser lösliches Silbernitrat entsteht:

$$\left.\begin{matrix}Ag\\Ag\end{matrix}\right\}O + 2\left.\begin{matrix}NO_2\\H\end{matrix}\right\}O = \left.\begin{matrix}H\\H\end{matrix}\right\}O + 2\left.\begin{matrix}NO_2\\Ag\end{matrix}\right\}O.$$

Fast alle salpetersauren Salze oder Nitrate sind in Wasser löslich; viele derselben finden, wie die Säure selbst, im Laboratorium des Chemikers sowohl als in Künsten und Gewerben vielfache Verwendung; die wichtigsten derselben werden bei den betreffenden Metallen näher beschrieben werden.

Stickstoffpentoxid oder Salpetersäureanhydrid.

N_2O_5. — Moleculargewicht 108.

Diese Verbindung entsteht, wenn trocknes Chlorgas über Silbernitrat geleitet wird, wobei sich Silberchlorid, Sauerstoff und Stickstoffpentoxid der nachstehenden Gleichung zufolge bilden:

$$2\left.\begin{matrix}NO_2\\Ag\end{matrix}\right\}O + \left.\begin{matrix}Cl\\Cl\end{matrix}\right\} = 2\left.\begin{matrix}Ag\\Cl\end{matrix}\right\} + O + \left.\begin{matrix}NO_2\\NO_2\end{matrix}\right\}O.$$

Stickstoffpentoxid bildet grosse, farblose Krystalle, welche bei 30° schmelzen und bei 45° sieden. Wird der Dampf wenig über den Kochpunkt erhitzt, so tritt Explosion ein, indem er sich in Stickstofftetroxid und Sauerstoff zersetzt. Diese Verbindung ist

[illegible]

[illegible]

sehr unbeständig und explodirt beim Aufbewahren von selbst nach einiger Zeit; in Wasser löst sich dieselbe unter Erhitzung und Bildung von Salpetersäure:

$$\left.\begin{matrix}NO_2\\NO_2\end{matrix}\right\}O+\left.\begin{matrix}H\\H\end{matrix}\right\}O=\left.\begin{matrix}NO_2\\H\end{matrix}\right\}O+\left.\begin{matrix}NO_2\\H\end{matrix}\right\}O.$$

Man muss daher diese Verbindung als Salpetersäure auffassen, in welcher das Wasserstoffatom durch die Gruppe NO_2 ersetzt ist.

Stickoxidul oder Stickstoffmonoxid, N_2O.

Moleculargewicht 44. — Dichte 22.

Bringt man Zink mit kalter, sehr verdünnter Salpetersäure zusammen, so wird derselben ein Theil des Sauerstoffs entzogen unter Bildung von Wasser und Zinknitrat, und es entsteht Stickoxidul. Gewöhnlich aber stellt man diese Verbindung dar durch Erhitzen von Ammoniumnitrat, $\left.\begin{matrix}NO_2\\NH_4\end{matrix}\right\}O$, welches dabei in Stickoxidul und Wasser zerfällt:

$$N_2O=\begin{matrix}NO|OO\\N|H_4\end{matrix}=2\,H_2O.$$

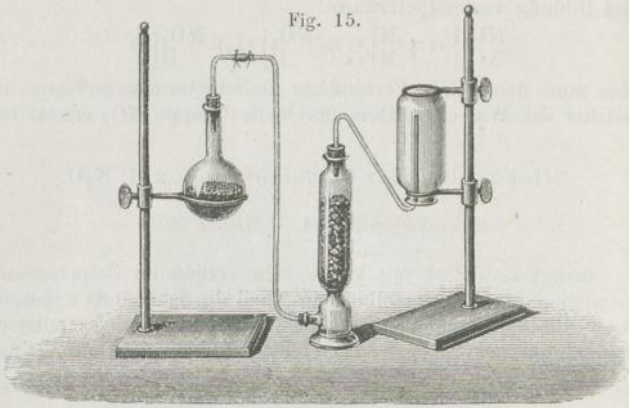
Man bedient sich dabei eines ähnlichen Apparates wie zur Darstellung von Sauerstoff (Fig. 15 a. f. S.).

Es ist ein farbloses und geruchloses Gas, welches schwach süsslich schmeckt. Von Wasser wird dasselbe in ziemlicher Menge absorbirt, und zwar mehr von kaltem als von warmem; 1 Raumtheil Wasser löst bei 0^0 1,305 Raumtheile, bei 24^0 nur 0,608 Raumtheile auf, weshalb man das Gas am besten über warmem Wasser auffängt. Von den vorhergehenden Gasen unterscheidet es sich dadurch, dass es sich zu einer Flüssigkeit verdichtet, wenn man es bei 0^0 einem Drucke von 30 Atmosphären unterwirft oder unter dem gewöhnlichen Luftdrucke auf -88^0 abkühlt; in anderen Worten, die Tension des Gases ist gleich 1 Atmosphäre bei -88^0 und gleich 30 Atmosphären bei 0^0. Bei -115^0 erstarrt die Flüssigkeit zu einer eisähnlichen Masse. Lässt man die Flüssigkeit im luftverdünnten Raume unter der Glocke der Luftpumpe rasch verdunsten, so fällt die Temperatur auf -140^0, welches die grösste bis jetzt künstlich erzeugte Kälte ist. Das specifische Gewicht des Gases ist 1,527; 1 Liter wiegt bei Normaldruck und Temperatur 1,972 Gramme.

Bringt man einen glimmenden Holzspan in das Gas, so entzündet sich derselbe wie in Sauerstoff; Phosphor verbrennt

darin mit grossem Glanze; eine schwach brennende Schwefelflamme aber erlischt darin, während eine starke Schwefelflamme

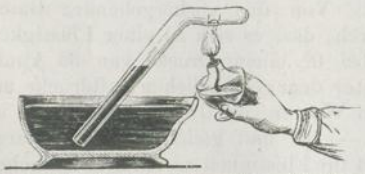
Fig. 15.



lebhaft fortbrennt. Es beruht dies darauf, dass das Gas beim Erhitzen in Stickstoff und Sauerstoff zerfällt und der letztere das Brennen unterhält; eine kleine Schwefelflamme entwickelt nicht Wärme genug, um das Gas zu zerlegen, wohl aber eine stärkere. Beim Einathmen ruft es einen eigenthümlichen Zustand der Berauschung hervor, weshalb es auch in früherer Zeit den Namen Lustgas erhielt.

Die Zusammensetzung dieser Verbindung lässt sich leicht durch Analyse feststellen. Zu diesem Zwecke bringt man ein bestimmtes Volum in eine mit Quecksilber abgesperrte, gebogene Röhre (Fig. 16), in deren oberm Theil sich ein Stückchen Kalium befindet; man verschliesst dann das offene Ende der Röhre mit dem Daumen und erhitzt das Kalium mit einer Flamme; dasselbe verbrennt zu Kaliumoxid, und reiner Stickstoff bleibt zurück, welcher nach dem Erkalten genau denselben Raum einnimmt, als das ursprüngliche Gas; 2 Raumtheile Stickoxidul enthalten also 2 Raumtheile Stickstoff oder in 44 Gewichtstheilen der Verbindung sind $2 \times 14 = 28$ Gewichtstheile Stickstoff enthalten, und der da-

Fig. 16.



Durch die Gasarten nicht bekannt
und [illegible] sind 8 Vorgänge, die
H_2O_2 in NH_3 Reaktion dieser
in Salzsäure bestehen gehen nicht vor.

$OSb_2 + NO$ verschwindet ein
hoher Tiefl.

mit verbundene Sauerstoff wiegt demnach 16 Gewichtstheile; seine Formel ist folglich N_2O.

Stickoxid oder Stickstoffdioxid, NO.

Ein farbloses Gas, welches sich durch Einwirkung von mässig concentrirter Salpetersäure auf viele Metalle bildet. Man stellt es gewöhnlich dar, indem man Kupferdrehspäne in einen dem zur Wasserstoffdarstellung ähnlichen Apparat bringt und Salpetersäure durch die Trichterröhre eingiesst, wobei sich Wasser, Kupfernitrat und Stickoxid bilden:

$$3\,Cu + 8\,HNO_3 = 3\,Cu\begin{cases}NO_3\\NO_3\end{cases} + 4\,H_2O + 2\,NO.$$

Die ausgezeichnetste Eigenschaft dieses Gases ist, dass es mit Luft oder Sauerstoff gemischt unter Erwärmen rothbraune Dämpfe bildet, indem es sich mit mehr Sauerstoff verbindet. Es ist bis jetzt noch nicht zu einer Flüssigkeit verdichtet worden; in Wasser ist es wenig löslich, wird aber von einer Eisenvitriollösung reichlich aufgenommen, welche sich dabei dunkel braun färbt, indem sich eine eigenthümliche Verbindung bildet. Durch brennende Körper wird es unter Freiwerden von Stickstoff zerlegt, erfordert aber dabei eine höhere Temperatur als Stickstoffmonoxid; brennender Schwefel erlischt deshalb darin; hellbrennender Phosphor oder weissglühende Holzkohle aber verbrennen in dem Gase mit starkem Glanze. Die Analyse dieser Verbindung kann auf dieselbe Weise wie die des Stickoxidul ausgeführt werden, wobei 1 Volum $\frac{1}{2}$ Volum Stickstoff giebt; die Dichte des Gases ist 15, folglich das Gewicht des Molecüls, oder von 2 Volumina 30; hiervon ab 1 Volum oder 14 Gewichtstheile Stickstoff bleiben 16 Gewichtstheile Sauerstoff, und die Molecularformel ist daher NO; dieselbe ist die Hälfte der oben unter den Stickstoffoxiden aufgeführten; es ist dies in Uebereinstimmung mit dem Gesetze, dass die Molecüle im Gaszustande den Raum von 2 Atomen Wasserstoff erfüllen. Die physikalischen Eigenschaften der Verbindung deuten ebenfalls darauf hin, dass dieselbe eine einfachere Constitution als Stickoxidul besitzt; sie verdichtet sich nicht unter den Bedingungen, wie das letztere es thut. Ebenso die chemischen Eigenschaften, die grössere Beständigkeit beim Erhitzen, sprechen für die einfachere Formel, indem es ein allgemeines Gesetz ist, dass bei analogen Verbindungen die einfacher zusammengesetzten viel schwerer die flüssige oder feste Form annehmen und hart-

näckiger der Zersetzung widerstehen, als die von mehr complicirter Zusammensetzung. Das specifische Gewicht des Gases ist 1,038; 1 Liter wiegt bei Normaldruck und Temperatur 1,343 Gramme.

Stickstofftrioxid oder Salpetrigsäureanhydrid, N_2O_3.

Moleculargewicht 76. — Dichte 38.

Mischt man 4 Raumtheile Stickoxid mit 1 Raumtheil Sauerstoff, so erhält man ein rothbraunes Gas, welches sich bei starker Abkühlung zu einer blauen Flüssigkeit verdichtet. Dieselbe Verbindung entsteht durch Einwirkung von mässig concentrirter Salpetersäure auf Arsentrioxid, As_2O_3, unter Bildung von Arsensäure:

$$As_2O_3 + 2HNO_3 + 2H_2O = N_2O_3 + 2H_3AsO_4.$$

Stickstofftrioxid löst sich in eiskaltem Wasser zu einer blauen Flüssigkeit, welche man als eine Lösung von salpetriger Säure oder Hydronitrit, HNO_2, betrachten muss; diese Verbindung ist sehr wenig beständig und zerfällt beim gelinden Erwärmen in Salpetersäure, Stickoxid und Wasser:

$$3NO_2H = NO_3H + 2NO + H_2O.$$

Die Salze dieser Säure sind dagegen sehr beständig; Kaliumnitrit erhält man durch Erhitzen von Kaliumnitrat, welches dabei 1 Atom Sauerstoff abgiebt, oder wenn Stickstofftrioxid in eine Lösung von Aetzkali geleitet wird:

$$\left.\begin{matrix}NO\\NO\end{matrix}\right\}O + 2\left.\begin{matrix}K\\H\end{matrix}\right\}O = 2\left.\begin{matrix}NO\\K\end{matrix}\right\}O + \left.\begin{matrix}H\\H\end{matrix}\right\}O.$$

Stickstofftrioxid steht daher in derselben Beziehung zu den Nitriten, wie das Pentoxid zu den Nitraten.

Stickstofftetroxid oder Untersalpetersäure, NO_2.

Moleculargewicht 46. — Dichte 23.

Die rothen Dämpfe, welche entstehen, wenn Stickstoffdioxid sich mit einem Ueberschuss von Luft mischt, bestehen aus dieser Verbindung. Rein erhält man dieselbe durch Erhitzen von trocknem Bleinitrat, welches dabei in Bleioxid, Sauerstoff und Stickstofftetroxid zerfällt; leitet man die Gase in ein wohl abgekühltes Gefäss, so verdichtet sich die Verbindung zu einer dunkelgelben Flüssigkeit, welche bei 22° siedet und

einen rothbraunen Dampf bildet, dessen Farbe um so dunkler wird, je höher die Temperatur ist; bei starkem Abkühlen wird die flüssige Verbindung fast farblos und erstarrt zu farblosen Krystallen, welche bei — 9° schmelzen. Mit Wasser zusammengebracht zersetzt sich das Stickstofftetroxid, je nach Menge desselben und Temperatur, entweder zu salpetriger Säure und Salpetersäure oder Stickoxid und Salpetersäure; der Dampf nimmt deshalb in feuchter Luft eine saure Reaction an; man hielt daher diese Verbindung früher für eine Säure, und gab ihr den Namen Untersalpetersäure. Das specifische Gewicht des Gases ist 1,59, woraus sich das Moleculargewicht 46 berechnet.

Stickstoff und Wasserstoff.

Ammoniak, NH_3.

Moleculargewicht 17. — Dichte 8,5.

Der Stickstoff bildet mit Wasserstoff nur eine Verbindung, das Ammoniak, NH_3; dieselbe kann nicht durch directe Verbindung der beiden Elemente erhalten werden, bildet sich aber auf indirectem Wege auf verschiedene Weise. So vereinigt sich Stickstoff unter gewissen Umständen mit den Elementen des Wassers zu Ammoniumnitrit, eine Verbindung von Ammoniak mit salpetriger Säure:

$$N_2 + 2H_2O = NH_3, HNO_2.$$

Dieselbe entsteht in geringer Menge beim raschen Verdampfen von Wasser; wird Phosphor in eine feuchte Luft enthaltende Flasche gebracht, so bildet sich bekanntlich Ozon, dabei treten Nebel auf, die hauptsächlich aus Ammoniumnitrit bestehen.

Wird Salpetersäure oder ein lösliches Nitrat in eine Flüssigkeit gebracht, in welcher sich Wasserstoff entwickelt, so verbindet sich ein Theil des freiwerdenden Wasserstoffs mit dem Sauerstoff zu Wasser und ein anderer Theil mit dem Stickstoff zu Ammoniak. Ammoniak bildet sich ferner immer, wenn stickstoffhaltige, organische Stoffe in Zersetzung übergehen; entweder langsam durch Fäulniss oder schneller beim Erhitzen

in verschlossenen Gefässen (trockne Destillation). Die unter dem Namen Salmiak bekannte Verbindung des Ammoniaks wurde in früheren Zeiten aus getrocknetem Kameelmiste in der Lybischen Wüste in der Nähe der Ruinen des Tempels des Jupiter Ammon bereitet, und als *Sal ammoniacum* nach Europa gebracht; hiervon ist der Name Ammoniak abgeleitet. Ammoniakverbindungen sind in reichlicher Menge im Guano enthalten; die Hauptquelle ist aber jetzt das bei der Bereitung von Leuchtgas aus Steinkohlen erhaltene Ammoniakwasser. Steinkohle enthält gegen 2 Proc. Stickstoff, der beim Erhitzen zum grössten Theile in Form von Ammoniak entweicht, welches sich im wässerigen Destillate löst. Dieses Ammoniakwasser wird mit Salzsäure versetzt und eingedampft, und so der im Handel vorkommende Salmiak, NH_4Cl, erhalten. Um reines Ammoniak darzustellen, erhitzt man zu Pulver gelöschten Aetzkalk (Calciumoxid) mit Salmiak in einem Glaskolben; es bilden sich dabei Wasser, Calciumchlorid und Ammoniak entweicht als Gas:

$$\begin{array}{l} Ca|O| \\ Cl|H|NH_3 \\ Cl|H|NH_3. \end{array}$$

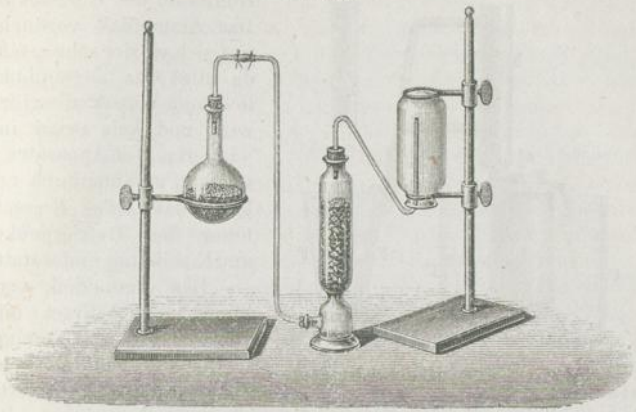
Ammoniak ist ein farbloses Gas, welches einen eigenthümlichen, starken, stechenden Geruch hat, vermittelst dessen man die kleinsten Mengen desselben entdecken kann; es ist leichter als Luft und hat das specifische Gewicht 0,59; man kann dasselbe daher in einer Flasche mit abwärts gerichtetem Halse durch Verdrängung auffangen (siehe Fig. 17.); will man es ganz frei von Luft haben, so muss es über Quecksilber aufgesammelt werden, da es in Wasser ausserordentlich löslich ist; 1 Gramm Wasser löst bei 0° 0,877 Gramme oder 1149 Cubikcentimeter und bei 20° 0,520 Gramme oder 681,8 CC. unter dem Normaldrucke auf. Füllt man ein Gefäss mit dem trocknen Gase und bringt es mit der Oeffnung unter Wasser, so dringt dasselbe so rasch in das Gefäss ein, als ob dasselbe luftleer wäre. Die wässerige Lösung des Gases ist unter dem Namen Salmiakgeist bekannt und wird im Grossen durch Einleiten des Gases in kalt gehaltenes Wasser dargestellt. Unter einem Drucke von 7 Atmosphären verdichtet sich bei mittlerer Temperatur das Ammoniakgas zu einer farblosen Flüssigkeit, welche bei 38,5° siedet und bei — 75° zu einer eisähnlichen Masse erstarrt. Das durch Druck verflüssigte Ammoniak hat neuerdings technische Verwendung gefunden, um Eis künstlich darzustellen; diese Anwendung stützt sich auf das Gesetz der latenten

[illegible]

[illegible] von 200 [illegible] Volumen NH3
[illegible] zur Condensirung der [illegible] NH3

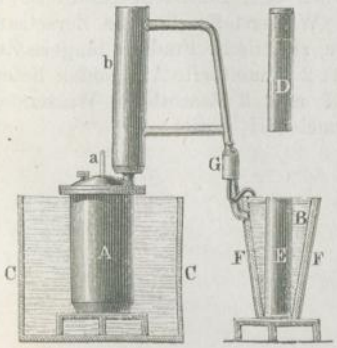
Wärme. Verdampft nämlich eine Flüssigkeit rasch ohne Zufuhr von äusserer Wärme, so tritt starke Abkühlung ein, indem die

Fig. 17.



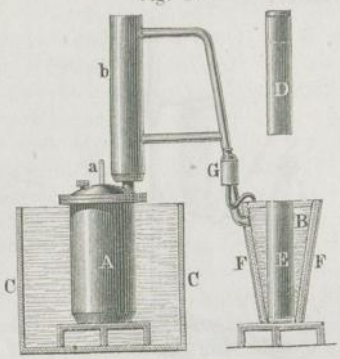
zur Dampfbildung nöthige Wärme aus einem Theile der Flüssigkeit oder deren Umgebung entnommen wird, und diese Temperaturerniedrigung ist um so bedeutender, je niedriger der Siedepnnkt der Flüssigkeit ist, und je rascher dieselbe sich in Dampf verwandelt. Die Carré'sche Eismaschine (Fig. 18) besteht aus zwei starken, eisernen Gefässen, welche mit einer gebogenen Röhre verbunden sind. Der Cylinder *A* enthält eine bei 0° gesättigte, wässerige Ammoniaklösung; dieselbe wird allmälig erwärmt und zugleich das Gefäss *B* durch kaltes Wasser gut gekühlt; das Ammoniak wird durch die Wärme aus der Lösung ausgetrieben und verdichtet sich, sobald der Druck im Inneren über 7 Atmosphären gestiegen ist, in dem doppeltwandigen *B*.

Fig. 18.



Ist so das meiste Ammoniak aus der Lösung ausgetrieben, so bringt man den Cylinder *A* in kaltes Wasser, und die zu frierende Flüssigkeit in den Hohlraum des Gefässes *B*. Das Ammoniak verflüchtigt sich wieder sehr rasch, da alles Gas augenblicklich vom Wasser absorbirt wird und kein Druck im Inneren des Apparates statthat, und hierdurch erkaltet das Gefäss *B* rasch unter den Gefrierpunkt, und Eisbildung findet statt.

Fig. 18.



Das Ammoniak verbindet sich direct mit allen Säuren und erzeugt so eine Reihe von Verbindungen, welche man Ammoniaksalze nennt, und welche in ihren Reactionen die grösste Aehnlichkeit mit den Salzen der Alkalimetalle zeigen; die wässerige Lösung des Ammoniaks hat einen stark ätzenden Geschmack (Aetzammoniak) wie die der Hydroxide dieser Metalle, dieselbe neutralisirt Säuren und stellt die blaue Farbe des gerötheten Lackmuspapiers wieder her, washalb es auch früher flüchtiges Alkali genannt wurde. Ammoniakgas brennt nicht in der Luft, lässt sich aber in Sauerstoffgas entzünden und verbrennt mit grüngelber Flamme zu Wasser und Stickstoff.

Leitet man Ammoniak durch eine rothglühende Porcellanröhre, die mit Porcellanscherben oder Bimsstein gefüllt ist, so zerfällt es in Stickstoff und Wasserstoff; dieselbe Zersetzung tritt ein, wenn man kräftige elektrische Funken längere Zeit durch das Gas schlagen lässt; 2 Raumtheile Ammoniak liefern dabei 1 Raumtheil Stickstoff und 3 Raumtheile Wasserstoff, woraus sich die Molecularformel NH_3 ergiebt.

[illegible]

Dimalo-ammoniochlorür - Mosso Praecipit.

$N_2H_4 H_2 = H_2$.

N_2H_6 in H_2 liquidum chlorum

$\mathcal{D}(N_2H_6)$ in O_2 N_2H_8O.

Spumosum liquamen mit Ammoniumoxyd