

S t i c k s t o f f.

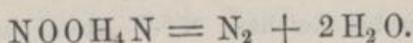
(Chemisches Zeichen: N. — Atomgewicht 14.)

Er ist ein farbloses Gas ohne Geruch und Geschmack, leichter als die atmosphärische Luft, von 0.972 specif. Gewicht, sehr wenig löslich in Wasser, durch sehr starken Druck bei sehr niedriger Temperatur zu einer Flüssigkeit condensirbar.

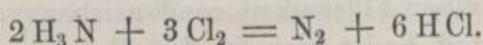
Der Stickstoff findet sich in der Natur ungebunden in der atmosphärischen Luft, deren Hauptgemengtheil er ist. Dieselbe enthält davon, auf nahezu 21 Volumprocente Sauerstoff, 79 Volumprocente. — Chemische Verbindungen desselben, welche in der anorganischen Natur vorkommen, sind die mit Wasserstoff und Sauerstoff, das Ammoniak und die Salpetersäure (auch salpetrige Säure). Mittelst dieser beiden Verbindungen geht der Stickstoff zunächst in die Pflanze und von da weiter in den Thierkörper über. Er ist Bestandtheil des Eiweiss, Käsestoffs, Blutes und zahlreicher anderer organischer Gebilde; in besonders grosser Menge ist er im Harnstoff enthalten.

Zur Gewinnung des Stickstoffgases eignet sich die atmosphärische Luft, indem man derselben den Sauerstoff entzieht. Dies kann dadurch geschehen, dass man unter einer mit Luft gefüllten, unten mit Wasser gesperrten Glasglocke ein Stück Phosphor verbrennt, welcher allen Sauerstoff der in der Glocke befindlichen Luft aufnimmt und sich damit unter Bildung weisser Dämpfe zu Phosphorsäure verbindet, die sich hernach in dem Wasser löst. In Folge dessen steigt das Wasser in der Glocke in dem Maasse, als das Volum der eingeschlossenen Luft an Sauerstoff ärmer geworden ist. Wenn das rückständige Gasvolum wieder völlig klar geworden ist, so besteht es aus nahezu reinem Stickstoff. Noch besser eignet sich unter Umständen, besonders wenn man das Stickgas unter Druck ausströmend haben will, glühendes metallisches Kupfer zur Entziehung des Sauerstoffs der atmosphärischen Luft. Man bringt Kupfer in möglichst grosser Oberfläche, z. B. Kupferdrehspäne, in einer schwer schmelzbaren Glasröhre zum Glühen, und leitet dann aus einem mit Luft gefüllten Gasometer diese in langsamem Strome darüber. Das am anderen Ende der Röhre austretende Gas ist Stickstoff.

Eine andere Darstellungsmethode des Stickstoffs gründet sich auf die Eigenschaft des salpetrigen Ammons, durch Erhitzen in Stickstoff und Wasser zu zerfallen:



Auch entsteht Stickgas durch Einleiten von Chlor in Ammoniak unter gleichzeitiger Bildung von Chlorwasserstoffsäure, welche sich sofort mit noch unverändertem Ammoniak zu Chlorammonium vereinigt:



Die Darstellung des Stickstoffs nach letzterer Methode ist nicht zu empfehlen. Wenn man das Chlor zu lange einleitet, bis kein freies Ammoniak mehr vorhanden ist, so wirkt es auf das erzeugte Chlorammonium weiter zersetzend ein, und dann bilden sich die stark riechenden, leicht und heftig explodirenden Oeltropfen von Chlorstickstoff.

Der freie Stickstoff besitzt zu andern Elementen so geringe Affinitäten, dass es nur in wenigen Fällen gelingt, ihn damit direct zu vereinigen. Mit Sauerstoff verbindet er sich zu Salpetersäure und sauerstoffärmeren Oxyden nur bei den höchsten Temperaturen, wenn gleichzeitig Wasserdampf gegenwärtig ist. Da, wo der Blitz die feuchte atmosphärische Luft durchschlägt, entsteht aus den beiden Gemengtheilen derselben die chemische Verbindung Salpetersäure, welche sich nachher im Regenwasser nachweisen lässt.

Mit Wasserstoff, Chlor und Schwefel hat der Stickstoff sich unmittelbar noch nicht chemisch verbinden lassen, und unter den Metallen giebt es nur einige wenige (seltener), welche sich in der Hitze direct mit Stickstoff vereinigen.

Der Stickstoff ist nicht fähig, die Respiration und überhaupt die Verbrennung zu unterhalten, ohne indess der Gesundheit nachtheilig zu sein, was daraus hervorgeht, dass wir ihn mit Sauerstoff gemengt beständig einathmen. In reinem sauerstofffreien, oder sehr sauerstoffarmen Stickstoff erstickt der Mensch, wie das Thier. Daher der Name Stickstoff. Ebenso verlöscht darin ein brennendes Licht.

Verbindungen des Stickstoffs mit Wasserstoff.

Es ist zuvor bemerkt, dass Stickstoff- und Wasserstoffgas sich unmittelbar zu einer chemischen Verbindung noch nicht haben vereinigen lassen; sie verbinden sich aber, wo beide im Entstehungsmoment zusammentreffen.

Eine Verbindung des Stickstoffs mit Wasserstoff von gleicher Zusammensetzung, wie die des Chlors mit Wasserstoff, d. h. eine solche, die auf 1 Atom Stickstoff 1 Atom Wasserstoff enthält, ist nicht bekannt und scheint nicht zu existiren, eben so wenig kennen wir eine dem Wasser analoge Verbindung von 1 Atom Stickstoff mit 2 Atomen Wasserstoff, wenigstens nicht im freien Zustande.

Die einzig bekannte Stickstoff-Wasserstoff-Verbindung, das Ammoniak, besteht aus 1 Atom Stickstoff und 3 Atomen Wasserstoff. Der Stickstoff fungirt darin als dreiwertiges Element.

Als ungesättigte Verbindung des dreiwertigen Stickstoffs mit 2 Atomen Wasserstoff gilt das hypothetische einwertige Radical Amid: H_2N , mit 1 Atom Wasserstoff das gleichfalls hypothetische, zweiwertige Imid, als ungesättigte Verbindung des fünfwerthigen Stickstoffs mit 4 Atomen Wasserstoff das hypothetische einwertige Radical Ammonium: H_4N , dessen zahlreiche Verbindungen denen des Kaliums sehr ähnlich sind.

A m m o n i a k.

Zusammensetzung: H_3N . — Führt im täglichen Leben den Namen Salmiakgeist. Es ist ein farbloses Gas von starkem, stechendem Geruch, macht die Augen thränen, löst sich leicht in Wasser. Ein Volum Wasser absorbirt in der Kälte ungefähr das 1000fache Volum Ammoniakgas. Diese Lösung, die Ammoniakflüssigkeit, hat denselben Geruch, wie das Gas, und reagirt stark alkalisch, d. h. sie färbt, wie dieses, rothes Lackmuspapier

blau. — Es ist bedeutend leichter als Luft, sein specifisches Gewicht beträgt nur 0·589, nämlich:

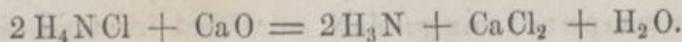
1 Volum Stickstoff wiegt	0·972
3 Volume Wasserstoff wiegen	0·207
<hr/>	
2 Volume Ammoniak wiegen	1·179
1 Volum Ammoniakgas wiegt demnach $\frac{1·179}{2}$	= 0·589.

Unter einem Druck von 7 Atmosphären, oder durch Abkühlung auf -40° bei gewöhnlichem Druck, verdichtet sich das trockne Ammoniakgas zu einer klaren farblosen Flüssigkeit, welche bei -80° krystallinisch erstarrt.

Wo das Ammoniak im freien oder gebundenen Zustande sich in der Natur findet, tritt es immer als Fäulniss- oder Verwesungsprodukt stickstoffhaltiger organischer Substanzen auf. Es entsteht u. A. in reichlicher Menge beim Faulen des Harns durch Zersetzung des darin vorhandenen Harnstoffs, welcher unter Aufnahme der Elemente des Wassers in Kohlensäure und Ammoniak zerfällt.

Zur Darstellung des reinen Ammoniakgases dienen die sogenannten Ammoniaksalze, welche durch Vereinigung des Ammoniaks mit Säuren entstehen, gewöhnlich das im täglichen Leben „Salmiak“ genannte Chlorammonium. Dieses Salz, welches aus Ammoniak und Chlorwasserstoffsäure direct zusammengesetzt werden kann, wird wieder in diese Bestandtheile zerlegt, wenn man es mit einem basischen Metalloxyde, z. B. Aetzkali, Aetznatron oder gebranntem Kalk innig mischt und erhitzt. Schon beim Mischen von trockenem Aetzkalk und Salmiakpulver beginnt Ammoniak sich zu entwickeln, ohne dass die Masse flüssig wird, woraus erhellt, dass der alte chemische Satz: „*corpora non agunt, nisi soluta*“, nicht wörtlich zu nehmen ist.

Der Verlauf des Processes geschieht nach folgender Gleichung:



Neben Ammoniak bildet sich also Chlorcalcium und Wasser, welches beim Erwärmen zum Theil mit dem Ammoniak verdunstet.

Man bringt ein inniges Gemisch von Salmiakpulver und gepulvertem Aetzkalk oder auch Kalkhydrat in einen Glaskolben (für die Darstellung im Grossen dienen eiserne Gefässe), erhitzt, leitet das Gas durch ein mit Stücken von Aetzkalk gefülltes Glasrohr,

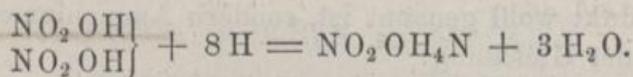
um es zu trocknen, und fängt es dann in einer Glocke über Quecksilber auf. Die zum Trocknen von Gasen gewöhnlich gebrauchten Substanzen, Chlorcalcium oder Schwefelsäure, eignen sich deshalb nicht zum Trocknen des Ammoniakgases, weil beide dieses Gas in grosser Menge absorbiren und sich chemisch damit verbinden.

Will man sich wässrige Ammoniaklösung bereiten, so ist es überflüssig, das Gas zu trocknen. Es genügt, um mechanisch mitgerissene Theile von Salmiak oder Kalk zurückzuhalten, das Gas durch eine, concentrirte Ammoniakflüssigkeit enthaltende Waschflasche zu leiten, und es damit zu waschen.

Bei der Absorption des Ammoniakgases durch Wasser wird viel Wärme frei, hauptsächlich in Folge des Uebergangs der gasigen in eine flüssige Substanz. Man muss deshalb das Gefäss mit dem Wasser von aussen gut abkühlen.

Handelt es sich speciell um Gewinnung des Ammoniakgases, so benutzt man dazu am einfachsten die käufliche starke Ammoniakflüssigkeit, welche in gelinder Wärme Ströme von Ammoniakgas ausgiebt.

Theoretisch interessant ist die Entstehung des Ammoniaks aus Salpetersäure durch Reduction derselben mittelst nascirenden Wasserstoffs. Diese Reduction erfolgt u. A. beim Auflösen von Zink in verdünnter Salpetersäure. Wasserstoffentwicklung findet hier nicht Statt, wie beim Auflösen des Zinks in verdünnter Schwefelsäure, der nascirende Wasserstoff wird vollständig zur Reduction der Salpetersäure verwandt. Die Produkte sind salpetersaures Ammon und Wasser (ausserdem salpetersaures Zinkoxyd):



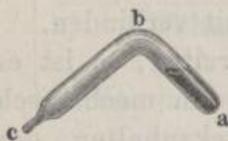
Fügt man nachher zu dieser Lösung Natronlauge im Ueberschuss, so wird dadurch das Ammoniak frei gemacht und giebt sich durch seinen Geruch leicht zu erkennen.

Um das Ammoniakgas durch Druck in liquiden Zustand zu bringen, macht man von der Erfahrung Gebrauch, dass manche Metallsalze, z. B. Chlorsilber und Chlorcalcium, das Ammoniak in grosser Menge absorbiren, und dass die resultirenden Verbindungen dasselbe beim Erwärmen wieder ausgeben.

Man füllt trocknes Chlorsilber-Ammoniak in das untere zugeschmolzene Ende einer dickwandigen Glasröhre, biegt dann

letztere bei *b*, wie Fig. 29 zeigt, und schmilzt das andere Ende bei *c* zu. Wird hernach der Schenkel *c* stark erkältet und die Silberverbindung im andern Schenkel erhitzt,

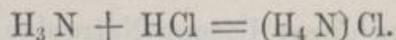
Fig. 29.



so verdichtet sich das in Menge frei werdende Ammoniak und sammelt sich im kalten Schenkel *c* als farblose Flüssigkeit an. Hört man mit dem Erhitzen auf und lässt man das zurückgebliebene Chlorsilber erkalten, so nimmt dasselbe alles Ammoniak wieder auf. Der Versuch lässt sich deshalb mit derselben Substanz oft wiederholen.

Obgleich das Ammoniak viel Wasserstoff enthält, so ist es doch nicht brennbar, wenigstens lässt es sich an der Luft nicht entzünden, aber im Sauerstoff verbrennt es leicht mit gelber Flamme. Durch hohe Temperatur, z. B. beim Hindurchleiten des Gases durch eine mit Porcellanstücken gefüllte glühende Röhre, wie auch durch rasch einander folgende Inductionsfunken wird es unter Verdoppelung des Volums in seine Bestandtheile zerlegt.

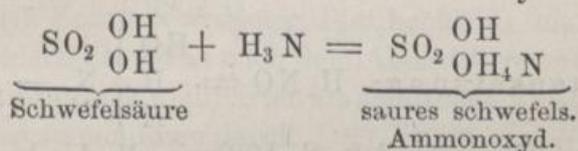
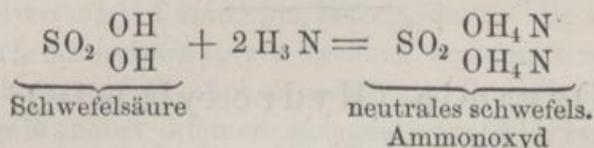
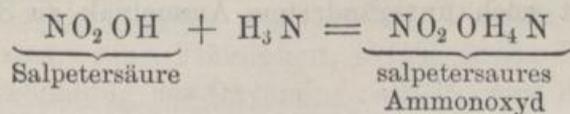
Das Ammoniak besitzt grosse Neigung, sich mit Säuren zu vereinigen, sowohl mit den Wasserstoffsäuren wie mit Hydraten der Sauerstoffsäuren und auch mit den Anhydriden der letzteren. Die Produkte sind wahre Salze und haben in vielen Punkten Aehnlichkeit mit den entsprechenden Kalisalzen. Man ist gewohnt, diese Verbindungen Ammoniaksalze zu nennen, doch sind sie in Wirklichkeit Ammoniumsalze. So entsteht durch Vereinigung von Ammoniak mit Salzsäure nicht salzsaures Ammoniak, wie das Produkt wohl genannt ist, sondern Ammoniumchlorid, im Sinne folgender Gleichung:



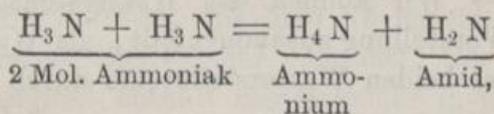
Wir nehmen an, dass hierbei der Wasserstoff der Chlorwasserstoffsäure sich den drei Wasserstoffatomen des Ammoniaks gleichwerthig zugesellt, und dass das resultirende hypothetische Ammonium, welches die Rolle eines Metalls spielt, sich mit dem Chlor zu einem neutralen Haloidsalz vereinigt.

Aehnlich verläuft der Process der Vereinigung des Ammoniaks mit den Hydraten der Sauerstoffsäuren. In diesen Fällen ist es der durch Sauerstoff mit dem Säureradical copulirte Wasserstoff, welcher, mit dem Ammoniak zu Ammonium sich verbindend, durch

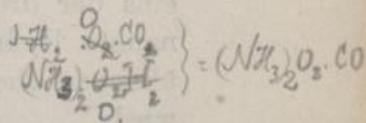
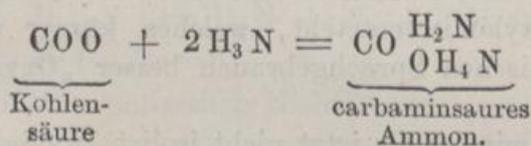
letzteres substituirt wird, so dass nun ein Ammon-Sauerstoffsalz entsteht:



Wenn Ammoniak sich mit Säureanhydriden vereinigt, denen der Wasserstoff fehlt, um das Ammoniak in Ammonium zu verwandeln, so verläuft der Process regelmässig so, dass durch Umsetzung der Elemente von 2 Molecülen Ammoniak, ein Atom Ammonium und ein Atom Amid entstehen:



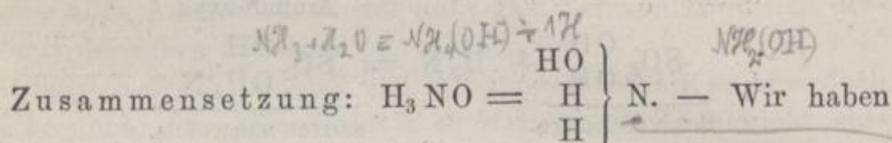
mit denen die Anhydride zweibasischer Säuren, wie Kohlensäure und Schwefelsäure, sich in der Weise vereinigen, dass Ammonsalze einbasischer Aminsäuren resultiren, z. B.



In allen Fällen, wo Ammoniak mit flüchtigen Säuren in Berührung kommt, entstehen dichte Nebel von dem gebildeten festen Ammoniumsalz. Dieses Verhalten dient zur Erkennung des Vorhandenseins kleiner Mengen von Ammoniak. Nähert man einer Flüssigkeit, welche freies Ammoniak gelöst enthält, einen am Ende eines Glasstabes hängenden Tropfen flüssiger Salzsäure, so sieht man von diesem weisse Nebel von gebildetem Chlorammonium herabfliessen.

Durch Chlor wird das Ammoniak schon bei gewöhnlicher Temperatur zersetzt in Stickstoff und Chlorwasserstoffsäure, die sich sofort mit noch unverändertem Ammoniak zu Salmiak vereinigt.

Oxyamin (Hydroxylamin).

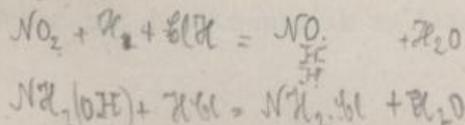


in dem Wasserstoffsperoxyd (s. S. 102) eine Verbindung von zwei Atomen eines einwerthigen zusammengesetzten Radicals, des Hydroxyls von der Zusammensetzung: HO, kennen gelernt. Diesem Hydroxyl begegnen wir noch in zahlreichen anderen Verbindungen, zumal der organischen Chemie, für andere einwerthige Radicale oder Elemente fungirend, und hauptsächlich den Wasserstoff ersetzend. — Wir können das Wasserstoffsperoxyd, was mit jener ersten Vorstellung zusammenfällt, als Wasser auffassen, welches eins seiner beiden Wasserstoffatome durch Hydroxyl vertreten enthält, welche Vorstellung in der Formel: $\begin{matrix} \text{HO} \\ | \\ \text{H} \end{matrix} \left. \vphantom{\begin{matrix} \text{HO} \\ | \\ \text{H} \end{matrix}} \right\} \text{O}$ den geeigneten Ausdruck findet.

In gleicher Weise kann das Hydroxyl auch im Ammoniak eins der drei Wasserstoffatome substituiren, wodurch das sogenannte Hydroxylamin entsteht, welches kürzer und nach dem üblichen chemischen Sprachgebrauch besser „Oxyamin“ genannt wird.

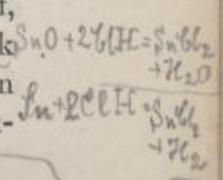
Das Oxyamin ist bis jetzt nicht isolirt, wenigstens nicht frei von Wasser dargestellt, sondern nur in wässriger Lösung und in Verbindung mit Säuren bekannt. Es hat den Charakter des Ammoniaks und verbindet sich gleich diesem mit Säuren zu Salzen, den Oxyammonsalzen, ist nur wenig flüchtig. Seine wässrige Lösung ist geruchlos, reagirt stark alkalisch.

Das Oxyamin entsteht durch Reduction von Stickoxyd oder den sauerstoffreicheren Verbindungen des Stickstoffs mit nascirendem Wasserstoff. Man leitet Stickoxydgas in eine Wasserstoff ent-

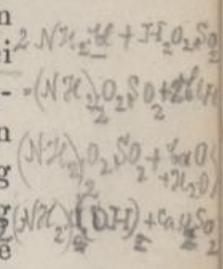


wickelnde Mischung von Salzsäure und granulirtem Zinn, der man zur Beförderung der Wasserstoffentwicklung zuvor ein paar Tropfen Platinchloridlösung zugefügt hat. Die vom überschüssigen Zinn abgegossene saure Flüssigkeit, welche ausser Zinnchlorür die salzsaure Verbindung des Oxyamins enthält, wird durch Einleiten von Schwefelwasserstoff vom Zinn befreit, darauf die vom Schwefelzinn abfiltrirte klare Lösung zur Trockne verdampft und der Rückstand mit absolutem Alkohol ausgezogen. Derselbe löst das salzsaure Oxyamin nebst kleinen Mengen von Chlorammonium auf, welches durch Zusatz von wenig Platinchlorid, als Platinsalmiak unlöslich niederfällt. Was nach dem Abdestilliren und Verdampfen der vom Platinsalmiak abfiltrirten alkoholischen Flüssigkeit zurückbleibt, ist Oxyammoniumchlorid. *(NH₂.Cl) → NH₂.OH ?*

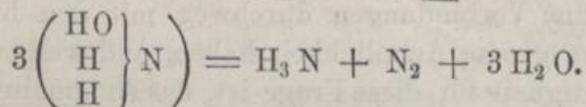
*empfindlich
Katalyse
by Chlorid*



Eine gewogene Menge dieses Salzes wird mit so viel verdünnter Schwefelsäure übergossen, als nöthig ist, das Oxyamin ganz an Schwefelsäure zu binden, resp. alle Salzsäure daraus frei zu machen, und sodann das Ganze bis zur Vertreibung der Salzsäure eingedampft. Um aus dem so dargestellten, schwefelsauren Salze das Oxyamin zu gewinnen, versetzt man die wässrige Lösung desselben mit Barytwasser, bis kein Niederschlag noch Trübung von schwefelsaurem Baryt mehr entsteht. Die davon abfiltrirte alkalische Flüssigkeit enthält das Oxyamin in wässriger Lösung.



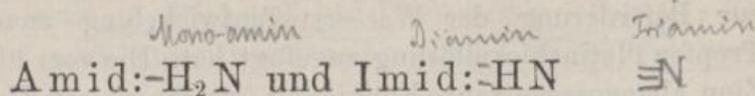
Wird diese Lösung in einer Retorte mit Vorlage erhitzt, so destillirt etwas Oxyamin mit den Wasserdämpfen ab, der grösste Theil aber zersetzt sich in Ammoniak, Stickstoff und Wasser:



In der Retorte bleibt schliesslich Nichts zurück.

Die wässrige Lösung des Oxyamins wirkt auf manche Verbindungen stark reducirend, sie schlägt aus den Lösungen von salpetersaurem Silber und Quecksilber die Metalle nieder.

Die Salze des Oxyamins sind, wie die Ammonsalze, durchweg in Wasser löslich und meist leicht und gut krystallisirt zu erhalten.



sind zwei hypothetische, ungesättigte Verbindungen des dreiwertigen Stickstoffs genannt, die erste ein einwertiges, die andere ein zweiwertiges Radical, welche beide hauptsächlich in der organischen Chemie eine Rolle spielen. Das Amid fungirt als einwertiges Radical auch in einzelnen unorganischen Verbindungen, z. B. den Aminsäuren.

Ammonium: H_4N .

Diese ungesättigte Verbindung des fünfwertigen Stickstoffs hat noch nicht in freiem Zustande dargestellt werden können. Sie ist das hypothetische Radical in den Ammoniumsalzen. Bei allen Versuchen, dieses Radical oder vielmehr das Molecül Ammonium $H_4N \cdot H_4N$ zu isoliren, zerfällt es in Ammoniak und Wasserstoff.

Wir haben Grund zu vermuthen, dass das Ammonium, wenn es einmal dargestellt wird, die Eigenschaften eines Metalles besitzt, weil seine Verbindungen durchweg mit den Kalium- und Natrium-Salzen grosse Aehnlichkeit haben, und weil, was von besonderer Wichtigkeit für diese Frage ist, das Ammonium im nascenten Zustande mit Quecksilber ein Amalgam bildet. — Amalgame heissen die Verbindungen des Quecksilbers mit Metallen, und nur Metalle können Amalgame geben. Ammonium-Amalgam von schönem Metallglanz und anderen sehr bemerkenswerthen Eigenschaften gewinnt man leicht durch Eintragen von Natriumamalgam, erhalten durch Auflösen von Natrium in Quecksilber, in eine lauwarme, mässig concentrirte Lösung von Chlorammonium. Sofort schwillt das Natriumamalgam zu einer voluminösen, sich fettig anführenden, metallglänzenden Masse auf, die trotz des Gehaltes an Quecksilber so leicht ist, dass sie sich an die Oberfläche der Salmiaklösung erhebt.

Der Process verläuft hierbei einfach so, dass Natriumquecksilber und Chlorammonium sich in Ammoniumquecksilber und Chlornatrium umsetzen. — Diese sehr merkwürdige Legirung ist so wenig beständig, dass sie gleich nach ihrem Entstehen in Ammoniak, Wasserstoff und Quecksilber zerfällt, woher es kommt, dass sie sofort einen starken Ammoniakgeruch verbreitet.

Das geringe specifische Gewicht des Ammoniumamalgams lässt vermüthen, dass das Ammoniummetall, wenn es einmal gelingt, dasselbe zu isoliren, eine leichte Flüssigkeit oder ein Gas darstellt.

Verbindungen des Stickstoff mit Sauerstoff.

Stickstoff und Sauerstoff vereinigen sich in nicht weniger als fünf verschiedenen Verhältnissen zu eben so vielen Verbindungen, welche die Namen: Stickoxydul, Stickoxyd, salpetrige Säure, Untersalpetersäure und Salpetersäure führen. Diese Verbindungen haben die durch nachstehende Formeln ausgedrückte moleculare Zusammensetzung:

Stickoxydul	N_2O
Stickoxyd	NO
Salpetrige Säure	N_2O_3
Untersalpetersäure.	N_2O_4
Salpetersäure.	N_2O_5

Salpetersäure.

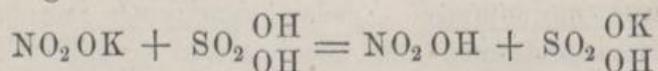
Wir verstehen unter Salpetersäure gewöhnlich nicht die Verbindung von 2 Atomen Stickstoff und 5 Atomen Sauerstoff, welche wir als Salpetersäureanhydrid bezeichnen, sondern das Salpetersäurehydrat von der

Zusammensetzung: $\text{NO}_3\text{H} = \text{NO}_2\text{OH}$. — Diese Salpetersäure ist eine farblose, an der Luft rauchende, stark sauer riechende und reagirende Flüssigkeit von 1.522 specifischem Gewicht. Sie siedet schon bei 86° , wird bei -50° fest, und ist mit Wasser unter Freiwerden von Wärme in jedem Verhältnisse mischbar. Sie ist nicht sehr beständig, und erleidet schon unter dem Einflusse des Lichtes eine partielle Zersetzung in Sauerstoff und Untersalpetersäure, wodurch sie gelb wird. Sie färbt die Haut und thierische Gewebe gelb, und ist, in Folge der leichten Zersetzbarkeit in Sauerstoff und sauerstoffärmere Stickstoffoxyde, ein vortreffliches Oxydationsmittel, besonders für Metalle.

Die Salpetersäure lässt sich unmittelbar aus ihren Bestandtheilen zusammensetzen, sie entsteht, wenn Stickstoff und Sauerstoff bei Gegenwart von Wasserdampf auf sehr hohe Temperatur gebracht werden, z. B. beim Hindurchschlagen des Blitzes durch atmosphärische Luft, oder beim Entzünden einer Stickstoff beigemengt enthaltenden Knallgasmischung von Wasserstoff mit überschüssigem Sauerstoff, oder wenn Wasserstoffgas in, wenig Stickstoff beigemischt enthaltendem Sauerstoff verbrennt.

Wir gewinnen die Salpetersäure aus dem Salpeter (salpetersaurem Kali), durch Zersetzen mittelst Schwefelsäure. Gepulverter, reiner Salpeter wird in einer tubulirten, mit abzukühlender Vorlage versehenen Retorte mit concentrirter Schwefelsäure übergossen, die Masse durchgerührt und erhitzt. Das Ganze schmilzt zu einer homogenen Flüssigkeit und beim Sieden geht Salpetersäurehydrat als farbloses Liquidum in die Vorlage über.

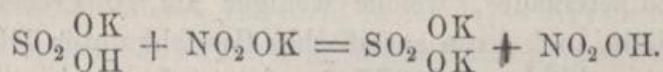
Man verwendet hierzu am Zweckmässigsten auf ein Molecül Salpeter (101) ein Molecül Schwefelsäurehydrat (98), also nahezu gleiche Gewichtstheile. Der Process verläuft im Sinne folgender Gleichung:



d. h. aus 1 Molecül Salpeter und 1 Molecül Schwefelsäurehydrat entstehen 1 Molecül Salpetersäurehydrat, welches abdestillirt, und 1 Molecül in der Retorte zurückbleibendes saures schwefelsaures Kali.

Wendet man die doppelte Menge Salpeter an, also 2 Molecüle desselben auf 1 Molecül Schwefelsäure, so dass sich neutrales

schwefelsaures Kali bilden kann, so vollzieht sich der chemische Process im ersten Stadium der Zersetzung in ganz gleicher Weise wie zuvor, d. h. Salpetersäurehydrat destillirt über und saures schwefelsaures Kali bleibt in der Retorte, aber gemengt mit dem zweiten, noch unangegriffenen Molecül Salpeter. Auf dieses wirkt das saure schwefelsaure Kali im zweiten Stadium des Zersetzungsprocesses, nachdem das Gemisch durch fortgesetztes Erhitzen eine höhere Temperatur angenommen hat, in der Weise, dass nun neutrales schwefelsaures Kali entsteht, während wiederum Salpetersäure abdestillirt:



Die Temperatur, bei welcher diese letzte Reaction erfolgt, ist so hoch, dass dadurch die leicht zersetzbare Salpetersäure im Augenblicke des Freiwerdens eine theilweise Zersetzung erfährt in Sauerstoff und Untersalpetersäure. Ersterer entweicht, und letztere, ein tief rothes Gas, wird zum grossen Theil von der in der Vorlage befindlichen, überdestillirten Salpetersäure absorbirt. Dieselbe färbt sich dadurch stark roth, und stösst an der Luft rothe Dämpfe aus.

Dieses Produkt ist die rothe rauchende Salpetersäure. Um ganz farbloses reines Salpetersäurehydrat darzustellen, verfährt man am Besten so, dass man zur Zersetzung des Salpeters eine etwas grössere Menge Schwefelsäure anwendet, als gleichen Molecülen beider entspricht, und das Destillat mit dem mehrfachen Volum reinen Schwefelsäurehydrats nochmals destillirt. Die durch ihre grosse Verwandtschaft zum Wasser ausgezeichnete Schwefelsäure bemächtigt sich des Wassers, welches der Salpetersäure noch beigemengt war, und behält dasselbe auch beim Erhitzen zurück.

Die im Handel vorkommende, gewöhnliche Salpetersäure, welche in den chemischen Fabriken nach dem oben beschriebenen Verfahren dargestellt wird, enthält immer Wasser, über dessen Menge sehr schnell und sicher das mit dem Aräometer leicht zu bestimmende specifische Gewicht Auskunft giebt. Je verdünnter die Säure ist, desto geringer ist ihr specifisches Gewicht.

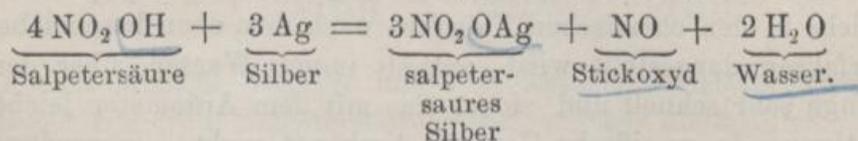
Das specifische Gewicht des reinen Säurehydrats ist, wie angegeben, 1.522. Eine Salpetersäure von 1.424 specifischem Ge-

wicht, welche bei ohngefähr 120° siedet, enthält gegen 70 Procent Salpetersäurehydrat; die in den Laboratorien zu den meisten Zwecken benutzte verdünntere Säure von 1·2 specifischem Gewicht enthält nur 32 Procent Säurehydrat.

Wird eine wasserhaltige concentrirte Salpetersäure, welche mehr als 70 Procent Säurehydrat enthält, für sich destillirt, so geht erst eine wasserärmere Säure über, bis die Siedetemperatur sich auf etwa 120° erhoben hat, wo sie dann bis zu Ende ziemlich constant bleibt. Was überdestillirt, hat 1·42 specifisches Gewicht und enthält 70 Procent Säurehydrat. — Wird umgekehrt verdünntere Salpetersäure, welche weniger als 70 Procent Säurehydrat enthält, und deren specifisches Gewicht unter 1·4 liegt, in einer Retorte erhitzt, so destillirt anfangs eine noch verdünntere Säure über, bis die rückständige Säure die Concentration gewonnen hat, dass sie bei 120° siedet, und wiederum 70 Procent Säurehydrat enthält.

Die käufliche rohe, zumeist gelblich gefärbte Salpetersäure, welche in den Fabriken jetzt aus Chili- (Natron-) Salpeter gewonnen und aus gusseisernen Gefäßen destillirt wird, hat meist ein specifisches Gewicht von 1·33, und ist mehr oder weniger verunreinigt mit Chlor, Schwefelsäure, Natron und etwas Eisen. Durch Destillation derselben kann man leicht reine, farblose, wässrige Salpetersäure gewinnen, wenn man den ersten Theil des Destillats, welcher das Chlor enthält, gesondert auffängt.

Die Salpetersäure ist ein Lösungsmittel für viele Stoffe, welche sich in Wasser nicht lösen, insbesondere für Metalle. Nur wenige Metalle widerstehen ihrer Einwirkung, z. B. Gold, wogegen Silber davon angegriffen und in lösliches salpetersaures Silberoxyd übergeführt wird, unter gleichzeitiger Bildung von Stickoxyd (resp. der rothen Dämpfe von Untersalpetersäure bei Luftzutritt). Dieser Process vollzieht sich im Sinne folgender Gleichung:



In ähnlichem Sinne verlaufen die Oxydationsprocesse der meisten andern Metalle durch Salpetersäure.

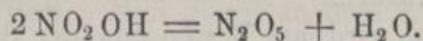
Die Salpetersäure hat in Folge ihrer Fähigkeit, Silber, aber

nicht Gold zu lösen, und so beide, wie sie gemengt oder zusammengeschmolzen vorkommen, von einander zu trennen, zu scheiden, den Namen „Scheidewasser“ erhalten.

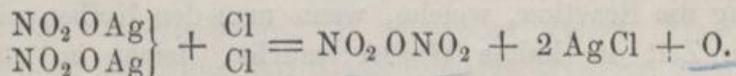
Neben dem Salpetersäurehydrat ist auch das

Salpetersäureanhydrid (wasserfreie Salpetersäure) bekannt von der Zusammensetzung: N_2O_5 oder NO_2ONO_2 . Letztere Formel soll ausdrücken, dass die Verbindung zwei Atome Untersalpetersäure enthält, welche durch ein Atom Sauerstoff in gleicher Weise copulirt sind, wie die zwei Wasserstoffatome im Wasser: HOH.

Man erhält dieses Anhydrid in farblosen Krystallen, glänzenden rhombischen Säulen aus dem Salpetersäurehydrat durch Wasserentziehung mittelst wasserfreier Phosphorsäure: P_2O_5 (s. diese). Destillirt man ungefähr gleiche Theile beider Körper aus einer, mit gut gekühlter Vorlage verbundenen Retorte, so geht Salpetersäureanhydrid über, während Phosphorsäurehydrat in der Retorte zurückbleibt:



Salpetersäureanhydrid lässt sich auch darstellen durch Einwirkung von trockenem Chlorgas auf trocknes salpetersaures Silber, welche sich in Salpetersäureanhydrid, Sauerstoff und Chlorsilber umsetzen im Sinne folgender Gleichung:



Das Salpetersäureanhydrid schmilzt bei 30° und siedet bei 45° unter partieller Zersetzung in Sauerstoff und Untersalpetersäure. Es ist überhaupt sehr unbeständig; schon beim Aufbewahren erleidet es langsam dieselbe Zersetzung, in höherer Temperatur unter Explosion. — Vom Wasser wird es unter Wärmeentwicklung in Salpetersäurehydrat verwandelt.

St i c k o x y d.

Mit diesem Namen wird die aus ein Atom Stickstoff und ein Atom Sauerstoff bestehende, gasige Verbindung belegt, worin der Stickstoff als zweiwerthiges Element fungirt, von der

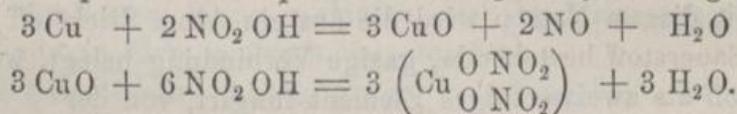
Zusammensetzung: NO. — Es ist ein farbloses, nicht condensirbares, in Wasser wenig lösliches Gas von 1·039 specifischem Gewicht.

1 Vol. Stickstoff	0·972
1 Vol. Sauerstoff	1·106
1 Vol. Stickoxyd	$\frac{2·078}{2} = 1·039.$

Es entbehrt ganz der sauren Eigenschaften der Salpetersäure. Seine bemerkenswertheste Eigenschaft, wodurch es sich von allen andern gasigen Körpern unterscheidet, ist die, dass es sich schon bei gewöhnlicher Temperatur direct mit Sauerstoff zu einem rothen Gase vereinigt, woraus sich die Erscheinung erklärt, dass farbloses Stickoxydgas, mit atmosphärischer Luft in Berührung, sofort rothe Farbe annimmt. Das entstandene rothe Gas ist, je nach der Menge des dargebotenen Sauerstoffs, salpetrige Säure oder Untersalpetersäure.

Das Stickoxyd wird am Besten aus der Salpetersäure durch Sauerstoffentziehung gewonnen, dadurch, dass man kleine Stücke geschnittenes Kupferblech mit gewöhnlicher Salpetersäure von 1·23 specifischem Gewicht in einem mit Gasleitungsrohr versehenen Kolben übergießt. Nach kurzer Zeit beginnt unter Wärmeentwicklung die Reaction, welche, wenn man den Kolben nicht von Zeit zu Zeit in kaltes Wasser taucht, leicht so stürmisch wird, dass die Masse überschäumt. Das zu Anfang auftretende Stickoxyd verbindet sich mit dem im Entwicklungsgefäße enthaltenen Sauerstoff der Luft sofort zu salpetriger Säure, und färbt sich in Folge dessen roth. Da jedoch die salpetrige Säure von Wasser gelöst wird, so erscheint das über Wasser im Glascylinder aufgefangene Stickoxyd wieder völlig farblos.

Um die Erklärung des Zersetzungsprocesses, welchen die Salpetersäure durch das Kupfer erleidet, durch eine chemische Gleichung sich zu vereinfachen, stellt man sich vor, dass in der ersten Phase der Reaction Kupferoxyd und Stickoxyd entstehen, und dass dann weiter das Kupferoxyd mit, im Ueberschuss vorhandener Salpetersäure salpetersaures Kupferoxyd erzeugt:



Wenn die Mischung von Kupfer und Salpetersäure sich zu sehr erhitzt, so ist das Stickoxyd leicht mit Stickoxydulgas verunreinigt. — Statt des Kupfers kann auch Quecksilber angewandt werden. Aber nicht jedes Metall eignet sich dazu. Einige Metalle liefern mit Salpetersäure salpetrige Säure oder Untersalpetersäure.

Im Stickoxyd sind die beiden Bestandtheile ziemlich fest verbunden, bedeutend fester, als in dem die doppelte Menge Stickstoff enthaltenden Stickoxydulgas. Ein glimmender Span oder schwach glimmende Kohle, auch brennender Schwefel verlöschen im Stickoxyd, stark glühende Kohle verbrennt darin mit lebhaftem Glanz. Phosphor kann darin zum Schmelzen gebracht werden, ohne zu entflammen, der entzündete Phosphor fährt darin fort zu brennen. — Unter den leicht entzündlichen Körpern ist es besonders der Schwefelkohlenstoff, das flüssige, sehr flüchtige Verbrennungsproduct des Kohlenstoffs im Schwefelgas, welcher, im Stickoxydgas verdunstet, leicht verbrennt, wenn man dem Gemisch einen brennenden Körper nähert. Man giesst zu dem Zwecke in einen über Wasser mit Stickoxyd gefüllten, hernach mit einer Glasplatte bedeckten Cylinder, rasch eine kleine Menge Schwefelkohlenstoff, bringt denselben durch Umschütteln zum Verdunsten und taucht nach Wegnahme der Glasplatte eine brennende Kerze in das Gasgemisch. Der Schwefelkohlenstoff verbrennt dann auf Kosten des Sauerstoffs vom Stickoxyd mit so greller weisser Flamme, dass das Auge in der Nähe den Glanz nicht zu ertragen vermag.

Starke, wie mässig verdünnte Salpetersäure löst das Stickoxyd in ziemlich beträchtlicher Menge, und wird dadurch, je nach der Concentration derselben, braun, gelb, grün und blau gefärbt. Die Auflösung des Stickoxyds in ganz concentrirter Salpetersäure erscheint braun, die in einer Säure von 1.35 specifischem Gewicht grün, von 1.25 specifischem Gewicht blau. Durch Erhitzen wird das gelöste Stickoxyd wieder ausgetrieben.

Auch concentrirte wässrige Lösung von Eisenvitriol absorbirt beträchtliche Mengen Stickoxyd, und färbt sich damit tief schwarzbraun. Dieses Verhalten dient als Mittel, um selbst kleine Mengen von Salpetersäure in einer Flüssigkeit nachzuweisen. Zu einer Lösung, in welcher man Salpetersäure oder ein salpetersaures Salz vermuthet, fügt man etwas concentrirte Schwefelsäure, welche die schwächere Salpetersäure aus ihren Salzen frei macht, und bringt

dann einen Krystall von Eisenvitriol hinein. Dieses Salz reducirt sofort die Salpetersäure zu Stickoxyd, und dieses erzeugt mit dem unverändert gebliebenen Eisenvitriol jene schwarzbraune Verbindung, die den ganzen Krystall vorübergehend einhüllt.

Salpetrige Säure und Untersalpetersäure.

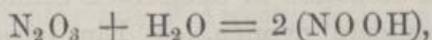
Diese beiden, zwischen der Salpetersäure und dem Stickoxyd liegenden Oxydationsstufen des Stickstoffs sind einander im Gaszustande so ähnlich, dass sie leicht verwechselt werden können, zumal sie meist mit einander gemengt auftreten. Beide sind rothe, die Respirationsorgane stark angreifende Gase von unangenehmem starkem Geruch, und beide entstehen durch directe Vereinigung des farblosen Stickoxydgases mit Sauerstoff: die salpetrige Säure, wenn beim Zusammentreffen von Stickoxyd und Sauerstoff, ersteres, die Untersalpetersäure, wenn Sauerstoff im Ueberschuss vorhanden ist.

Beide Gase lassen sich durch Temperaturerniedrigung zu Flüssigkeiten condensiren. Die flüssige salpetrige Säure ist blau gefärbt, die flüssige Untersalpetersäure ist braun.

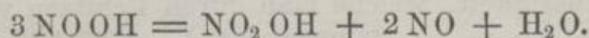
Man gewinnt ein Gemisch von Untersalpetersäure und salpetriger Säure durch Erhitzen von arseniger Säure (in Stücken) mit Salpetersäure von 1.33 specifischem Gewicht. Ist die Reaction einmal eingeleitet, so geht dieselbe ohne weitere Erwärmung bis zu Ende fort. Die arsenige Säure entzieht hierbei der Salpetersäure Sauerstoff, und wird zu Arsensäure oxydirt. Das rothe Gas, in eine mit Kältemischung umgebene Röhre geleitet, condensirt sich darin zu einer blauen Flüssigkeit, welche bei $+ 2^{\circ}$ zu sieden beginnt. Der Siedepunkt steigt zuletzt bis 22° . Sie ist ein Gemisch von der flüchtigeren salpetrigen Säure und der etwas weniger flüchtigen Untersalpetersäure. Aus diesem Gemisch lassen sich beide leicht rein darstellen.

Salpetrige Säure: N_2O_3 . — Man erhält die salpetrige Säure aus jener blauen, an Untersalpetersäure reichen Flüssigkeit, indem man dieselbe mit Stickoxydgas gemengt, durch eine glühende Glasröhre treibt; die Untersalpetersäure vereinigt sich dabei mit Stickoxyd unmittelbar zu salpetriger Säure: $NO_2 + NO = N_2O_3$, welche sich in einer mit Kältemischung umgebenen Vorlage als indigblaue Flüssigkeit condensirt. Dieselbe wird bei -30° nicht fest, beginnt bei -2° zu sieden, und zersetzt sich dabei unter Steigen der Siedetemperatur leicht in Untersalpetersäure und Stickoxyd.

Die salpetrige Säure löst sich in wenig eiskaltem Wasser und verbindet sich damit zu Salpetrigsäurehydrat:



welches bei gelinder Wärme sich in Salpetersäure, Stickoxyd und Wasser zersetzt:



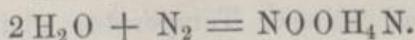
Beständiger sind die Salze der salpetrigen Säure. Das salpetrigsaure Kali: $NOOK$, welches ein Atom Sauerstoff weniger enthält, als das salpetersaure Kali: NO_2OK , entsteht aus diesem durch Schmelzen und so lange fortgesetztes Erhitzen, bis dem entweichenden Sauerstoff sich auch Stickstoff beimischt. Besser noch setzt man etwas Blei hinzu, welches sich mit einem Sauerstoffatom des salpetersauren Kalis zu Bleioxyd verbindet.

Wird das salpetrigsaure Kali mit mässig verdünnter Schwefelsäure übergossen, so erfolgt sofort lebhaftere Entwicklung von rothem Gas, einem Gemenge von salpetriger Säure, Untersalpetersäure und Stickoxyd.

Beim Vermischen der wässrigen Lösung des salpetrigsauren Kalis mit salpetersaurem Silberoxyd entsteht ein weisser Niederschlag von salpetrigsaurem Silberoxyd:

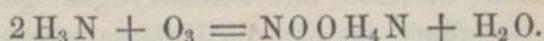


2 Mol. Wasser und 2 Mol. Stickstoff enthalten die Bestandtheile von 1 Mol. salpetrigsaurem Ammon:



Dieses Salz bildet sich aus Wasser und dem Stickstoff der Luft in sehr kleinen Mengen, wenn Wasser rasch verdunstet, so wie

auch aus Ammoniak durch Oxydation mit ozoninirtem Sauerstoff, unter gleichzeitiger Bildung von Wasser:

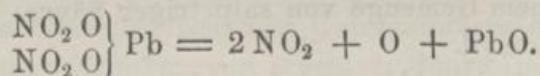


Es wird dann gleich weiter zu salpetersaurem Ammon oxydirt.

Untersalpetersäure: $\text{N}_2\text{O}_4 = 2 \text{NO}_2$. — Diese Verbindung führt ihren Namen sehr mit Unrecht, da sie aller Eigenschaften einer Säure entbehrt, mit Basen auch keine Salze bildet. Sie hat vielmehr die Eigenschaften eines Elements und verhält sich in manchen Punkten dem Chlor ähnlich. Sie gehört zur Klasse der zusammengesetzten Radicale in demselben Sinne, wie wir die Elemente einfache Radicale nennen. — Ein passenderer Name für dieselbe ist „Nitryl“.

Zur Darstellung der Untersalpetersäure eignet sich am Besten jene blaue Flüssigkeit, welche man durch Erhitzen von arseniger Säure mit Salpetersäure (s. S. 226) und durch Einleiten des rothen Gasmisches in eine stark abgekühlte Röhre, in dieser condensirt enthält. Wenn man in dieselbe Sauerstoff einleitet, so vereinigt sich der eine Gemengtheil, die salpetrige Säure, damit zu Untersalpetersäure, so dass zuletzt reine Untersalpetersäure resultirt.

Die Untersalpetersäure entsteht gleichfalls, wenn man Stickoxydgas mit überschüssigem Sauerstoff in ein kalt gehaltenes Gefäß leitet; auch durch Erhitzen von scharf getrocknetem salpetersaurem Bleioxyd in einer Retorte. Letzteres zerfällt dabei in Untersalpetersäure, Sauerstoff und Bleioxyd:



Sie ist eine gelbbraune Flüssigkeit von 1.40 specifischem Gewicht, siedet bei 25° und erscheint dann als rothes Gas, dessen Farbe um so dunkeler wird, je höher die Temperatur steigt. Die flüssige Untersalpetersäure wird bei — 20° fest, und bildet eine farblose Krystallmasse, die bei ohngefähr — 12° wieder schmilzt.

Die Dampfdichte der Untersalpetersäure ist bei niederer Temperatur = 2.65, bei höherer Temperatur gleich 1.58 gefunden. Die erste Zahl kommt der berechneten Dampfdichte einer Verbindung nahe von der Zusammensetzung: N_2O_4 , die zweite der der Untersalpetersäure von halb so grossem Moleculargewicht:

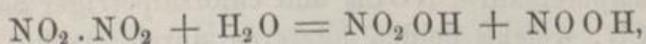
$$\begin{array}{r}
 2 \text{ Vol. Stickstoff} \dots\dots\dots 1\cdot944 \\
 4 \text{ Vol. Sauerstoff} \dots\dots\dots 4\cdot422 \\
 \hline
 6\cdot366 \\
 \hline
 2 = 3\cdot183.
 \end{array}$$

$$\begin{array}{r}
 1 \text{ Vol. Stickstoff} \dots\dots\dots 0\cdot972 \\
 2 \text{ Vol. Sauerstoff} \dots\dots\dots 2\cdot211 \\
 \hline
 3\cdot183 \\
 \hline
 2 = 1\cdot591.
 \end{array}$$

Wir folgern daraus, dass das Molecül Untersalpetersäuregas in niederer Temperatur aus 2 Atomen NO₂ zusammengesetzt ist, also aus N₂O₄ = NO₂.NO₂ besteht, und dass durch Erhitzen auf 100° bis 150° die beiden Atome Untersalpetersäure sich trennen, wie wahrscheinlich die Molecüle vieler Elemente, z. B. des Sauerstoffs oder Chlors in sehr hohen Temperaturen sich spalten, so dass die vorher im Molecül chemisch vereinigten Atome ungebunden neben einander existiren, welche dann viel kräftigere chemische Affinitäten äusseren, als im gebundenen molecularen Zustande. Auch die Untersalpetersäure hat bei 100° viel stärkere Verwandtschaftskraft z. B. zu Chlor, Brom, Cyan, mit denen sie sich dann unmittelbar vereinigt, als bei gewöhnlicher Temperatur.

Die Untersalpetersäure wird in reichlicher Menge von concentrirter farbloser Salpetersäure absorbirt, und erzeugt damit die rothe rauchende Salpetersäure, welche in Folge der Eigenschaft der Untersalpetersäure, an oxydirbare Substanzen leicht und weit leichter, als die Salpetersäure selbst, Sauerstoff abzugeben, ein viel kräftigeres Oxydationsmittel ist, als die farblose Salpetersäure.

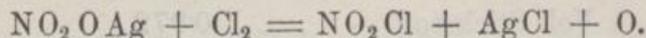
In Berührung mit Wasser zerfällt die Untersalpetersäure in Salpetersäurehydrat und Salpetrigsäurehydrat:



welch' letzteres dann noch weitere Zersetzung erleidet (s. S. 227).

Chlor, welches bei niederer Temperatur nicht auf Untersalpetersäure einwirkt, verbindet sich damit, wenn man beide gemengt durch ein stark erhitztes Rohr leitet, zu Salpetersäure-

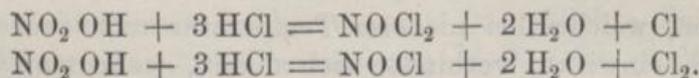
chlorid: NO_2Cl , einer gelben, sehr flüchtigen Flüssigkeit, welche bei $+ 5^\circ$ siedet, und mit Wasser in Salpetersäure und Salzsäure übergeht. Dieselbe Verbindung entsteht auch, wenn Chlorgas über erwärmtes salpetersaures Silber geleitet wird (neben Sauerstoff):



Schwefelsäurehydrat absorbiert die Untersalpetersäure und bildet damit, wahrscheinlich unter gleichzeitiger Entstehung von Salpetersäure, eine weisse krystallinische Verbindung von der Zusammensetzung $\text{SO}_2 \begin{matrix} \text{NO}_2 \\ \text{OH} \end{matrix}$, Nitrosulfonsäure (s. o. S. 192), d. h. Schwefelsäurehydrat, worin 1 Atom Hydroxyl durch Untersalpetersäure substituirt ist.

Erhitzt man flüssige schweflige Säure und Untersalpetersäure in zugeschmolzenen Glasröhren, oder lässt man Stickoxyd auf wasserfreie Schwefelsäure einwirken, so entsteht ein krystallinischer Körper, von der Zusammensetzung $\text{S}_2\text{O}_5 \cdot 2\text{NO}_2$, welcher als das Dinitryl der Pyroschwefelsäure: $\text{O} \begin{matrix} \text{SO}_2\text{NO}_2 \\ \text{SO}_2\text{NO}_2 \end{matrix}$, oder als das Anhydrid der Nitrosulfonsäure angesehen werden kann. Die Verbindung schmilzt bei 217° und zersetzt sich mit Wasser, wie die Nitrosulfonsäure, in Schwefelsäure, Untersalpetersäure und Stickoxyd.

Königswasser. Diesen Namen führt die Mischung von 1 Thl. Salpetersäure und 3 Thln. Salzsäure, weil sie die Eigenschaft hat, den König der Metalle, das Gold, wie auch das Platin aufzulösen, was die Salpetersäure so wie die Salzsäure allein nicht vermögen. Die beiden Säuren wirken schon bei gewöhnlicher Temperatur auf einander ein, was man daran erkennt, dass das Gemisch sich bald gelb färbt, und dass daraus Gasblasen aufsteigen vom Geruch des Chlors. Dieses Gas, welches durch Erwärmen in reichlicher Menge sich entwickelt, ist eine Mischung von Chlor, Chloruntersalpetersäure: NOCl_2 und chlorsalpetriger Säure: NOCl oder $\text{N}_2\text{O}_2\text{Cl}_2$, welche beiden letzteren durch starke Abkühlung sich zu sehr flüchtigen Flüssigkeiten condensiren lassen:



Sowohl die Chloruntersalpetersäure, wie die chlorsalpetrige Säure

übertragen im nascirenden Zustande ihr Chlor auf das Gold und Platin, und bewirken dadurch die Lösung dieser Metalle als Gold- und Platinchlorid.

Stickoxydul.

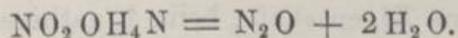
Gewöhnlich Lustgas oder Lachgas genannt.

Zusammensetzung: N_2O . — Es ist ein farb- und geruchloses Gas von etwas süßlichem Geschmack, und von 1.52 specifischem Gewicht:

2 Vol. Stickgas	1.938
1 Vol. Sauerstoff	1.105
1 Vol. Stickoxydul . . .	$\frac{3.043}{2} = 1.521.$

Durch starken Druck (von 30 Atmosphären bei 0^0) und bei hohen Kältegraden wird es zu einer farblosen Flüssigkeit verdichtet, welche leichter ist als Wasser, damit nicht mischbar, bei -92^0 siedet, und durch rasches Verdunsten krystallinisch erstarrt. — Das Stickoxydul ist in Wasser wenig löslich, und kann daher über Wasser aufgefangen werden.

Seine Darstellung geschieht leicht durch Erhitzen von krystallisirtem salpetersaurem Ammon in einer Retorte. Dieses Salz enthält die Elemente von 1 Molecül Stickoxydul und 2 Molecülen Wasser, in welche es sich durch Erhitzen unter starkem Aufschäumen, scheinbarem Sieden, zerlegt:



Es ist nicht rathsam, die Zersetzung des Salzes durch Erhitzen ganz zu Ende zu bringen, weil zuletzt durch Ueberhitzen des Stickoxyduls eine Zersetzung unter Detonation erfolgen kann.

Diese Darstellungsmethode liefert schnell grosse Mengen reines Stickoxydul, wenn man Sorge trägt, dass das verwendete salpetersaure Ammon kein Chlorammonium beigemischt enthält, in welchem Falle das Gas mit chlorhaltigen Produkten verunreinigt wird.

Stickoxydul entsteht aus Salpetersäure auch durch Auflösen von Zink und von einigen anderen Metallen, jedoch nicht rein, denn bei diesem Reductionsprocesse bildet sich zugleich immer mehr oder weniger Stickoxydgas.

Die bemerkenswertheste chemische Eigenschaft des Stickoxyduls ist die, dass es die Verbrennung brennbarer Körper, ähnlich dem Sauerstoff, mit lebhafter Wärme- und Licht-Entwicklung unterhält, viel leichter als das sauerstoffreichere Stickoxydgas, woraus zu schliessen ist, dass darin der Sauerstoff und Stickstoff viel loser gebunden sind, als in letzterem, weshalb es auch beim Hindurchleiten durch eine glühende Röhre leicht in seine beiden Bestandtheile zerfällt.

Ein glimmender Holzspan entflammt im Stickoxydul fast eben so leicht, wie im Sauerstoff, auch Phosphor verbrennt darin mit grossem Glanze, ferner Kohle, auch Schwefel, wenn er zuvor so stark erhitzt war, dass er mit lebhafter Flamme brennt. — Schwach brennender Schwefel verlöscht im Stickoxydulgas, weil die von einer kleinen Schwefelflamme entbundene Wärme nicht hinreicht, das Stickoxydul in seine Bestandtheile zu zerlegen. — Dass das Stickoxydul, obgleich eine chemische Verbindung von Stickstoff und Sauerstoff, die Verbrennung brennbarer Körper bedeutend besser unterhält, als das mechanische Gemenge derselben, welches die atmosphärische Luft ausmacht, erklärt sich daraus, dass letztere an Sauerstoff kaum mehr als 20, das Stickoxydulgas aber 50 Volumprocente enthält.

Das Stickoxydul ist ein chemisch indifferenten Körper, und geht mit keiner Substanz eine Verbindung ein. — Physiologisch interessant ist seine Eigenschaft, beim Einathmen zu berauschen, in kleineren Gaben angenehme Empfindungen hervorzubringen, daher der Name Lustgas, Lachgas. Längere Zeit mit atmosphärischer Luft eingeathmet, bewirkt es, gleich dem Chloroform, vorübergehend Bewusstlosigkeit und Gefühllosigkeit, ohne die unangenehmen Nachwirkungen des Chloroforms zu haben, wes-

halb es von den Zahnärzten bei schmerzhaften Zahnoperationen mit Vorliebe angewandt wird, theils um dem Patienten die Empfindung des Schmerzes zu ersparen, theils um ruhiger operiren zu können.

A n h a n g.

Atmosphärische Luft. — Obgleich keine chemische Verbindung, ist die atmosphärische Luft für den Chemiker doch von nicht minderem Interesse, als das Wasser. Es bedarf kaum des Hinweises darauf, dass die Luft an der Bildung der festen Rinde unseres Erdkörpers den thätigsten chemischen Antheil genommen hat und noch nimmt, dass die mannigfachen Verbrennungs- und Oxydationsprocesse auf der Erdoberfläche unter dem Einfluss der atmosphärischen Luft geschehen, dass ihre Bestandtheile die Pflanze ernähren, dass ebenso Thiere und Menschen ohne sie nicht zu leben vermögen, dass der Gesundheitszustand der Individuen wie ganzer Städte von ihr eben so abhängig ist, wie vom Wasser und dergleichen mehr, um die Bedeutung der Luft für die Geologie, die Pflanzen- und Thier-Physiologie, die Hygiene und zahlreiche andere Disciplinen, welche der Chemie verwandt sind, zu begreifen.

Wir haben bereits gelernt, dass die von anderen Beimengungen befreite atmosphärische Luft aus annähernd 21 Volumprocenten Sauerstoff und 79 Volumprocenten Stickstoff besteht. Ausserdem enthält die Luft als normale Gemengtheile etwas Wassergas und noch kleinere Mengen Kohlensäure, so dass die volumprocentische Zusammensetzung der Luft im Durchschnitt beträgt:

78.35	Vol.	Stickstoff
20.77	„	Sauerstoff
0.84	„	Wassergas
0.04	„	Kohlensäure
<hr/>		
100.00.		

Dieser Befund regt mancherlei Erwägungen und Fragen an. Die nächste Frage ist die: haben wir die atmosphärische Luft als eine chemische Verbindung von Stickstoff und Sauerstoff oder als ein Gemenge beider Gase zu betrachten? — Für erstere Annahme spricht hauptsächlich die Wahrnehmung, dass jenes Volumverhältniss von Stickstoff und Sauerstoff seit der Zeit, wo man solche Gasgemische quantitativ genau hat untersuchen lernen, sich absolut nicht geändert hat, und dass auch die unter verschiedenen Verhältnissen gesammelte Luft, z. B. die, welche über dem Meere oder landeinwärts in Niederungen, wie auf hohen Bergen, sogar in Höhen von 14 000 Fuss über dem Meere gesammelt ist, Stickstoff und Sauerstoff immer in demselben Verhältnisse enthält.

Wenn wir dennoch die Luft nicht für eine chemische Verbindung, sondern als mechanisches Gemenge von jenen beiden Luftarten ansehen, so geschieht das auf Grund vollwichtiger That-sachen und Argumente. — Durch Mischen von 21 Volumen Sauerstoff und 79 Volumen Stickstoff gewinnt man ein Produkt, welches in allen Punkten mit der von Kohlensäure und Wassergas befreiten atmosphärischen Luft übereinstimmt; aber wir nehmen bei dieser Synthese der Luft nicht die geringste Temperaturveränderung der sich mischenden Gase wahr, welche unfehlbar eingetreten sein würde, wenn sie beim Mischen sich chemisch vereinigt hätten. — Ein weiteres Argument für die mechanische Mischung von Stickstoff und Sauerstoff in der atmosphärischen Luft entnehmen wir der Erfahrung, dass ausgekochtes luftfreies Wasser beim Schütteln mit atmosphärischer Luft vom Sauerstoff viel mehr aufnimmt, als vom Stickstoff, und dass in Folge dessen eine sauerstoffärmere Luft zurückbleibt, sowie auch der That-sache, dass, wenn wir atmosphärische Luft durch einen porösen Körper in ein drittes Gas diffundiren lassen, das specifisch leichtere Stickgas in reichlicherer Menge diffundirt, als der dichtere Sauerstoff.

Endlich beweist auch die Zusammensetzung der Luft, dass die beiden Hauptbestandtheile nicht in chemischer Verbindung darin vorhanden sind. Jede chemische Verbindung enthält die Bestandtheile nicht bloss in constantem, sondern auch in solchem Gewichtsverhältnisse, welches ihren Atomgewichtszahlen oder einem Mehrfachen derselben entspricht. Der die Luft zusammensetzende Stickstoff und Sauerstoff befinden sich darin nun zwar,

wie wir wissen, in einem constanten Volum- und Gewichtsverhältnisse, aber nicht zugleich in einem einfachen, noch auch in einem multiplen Atomverhältnisse.

Um die atomistische Zusammensetzung einer chemischen Verbindung zu ermitteln, dividiren wir den Procentgehalt der Bestandtheile durch die Atomgewichte derselben und prüfen, ob die resultirenden Zahlen in einem einfachen oder multiplen Verhältnisse stehen. Wenden wir dies auf die atmosphärische Luft an, welche 77 Gewichtstheile Stickstoff und 23 Gewichtstheile Sauerstoff enthält. Die Division dieser Procentzahlen durch die betreffenden Atomgewichte ergibt für Stickstoff die Zahl 5·55, für Sauerstoff 1·44, nämlich $\frac{77}{14} = 5·55$ und $\frac{23}{16} = 1·44$.

Die Zahlen: 5·55 und 1·44 stehen nun zwar in einem Verhältniss, welches sich dem von 4 : 1 einigermaassen nähert (berechnet: 3·85 : 1), weichen aber doch viel zu weit von demjenigen ab, welches sich aus der procentischen Zusammensetzung einer chemischen Verbindung von 4 Atomen Stickstoff und 1 Atom Sauerstoff berechnet.

Der Unterschied im Procentgehalt der Luft an Stickstoff und Sauerstoff und der einer chemischen Verbindung aus 4 Atomen Stickstoff und 1 Atom Sauerstoff, fällt am Deutlichsten in die Augen, wenn man aus der atomistischen Zusammensetzung einer solchen Verbindung die procentische Zusammensetzung berechnet:

$$\begin{array}{r} 4 \text{ Atome Stickstoff wiegen} \dots 4 \times 14 = 56 \\ 1 \text{ Atom Sauerstoff wiegt} \dots \dots \dots = 16 \end{array}$$

Das Moleculargewicht der supponirten Verbindung wäre dann 72.

Es verhalten sich nun $72 : 56 = 100 : x$ (x, d. i. N = 77·8)
und $72 : 16 = 100 : y$ (y, d. i. O = 22·2)

Die atmosphärische Luft enthält demnach nahezu 0·8 Procent Stickstoff weniger, und 0·8 Procent Sauerstoff mehr, als die noch nicht bekannte chemische Verbindung von 4 Atomen Stickstoff und 1 Atom Sauerstoff, Differenzen, welche viel zu beträchtlich sind, um sie auf Rechnung der Unvollkommenheit unserer analytischen Methoden zu setzen. Das ist gerade im vorliegenden Falle

um so weniger statthaft, weil unsere analytischen Untersuchungsmethoden solch' einfach zusammengesetzter Gasgemische an Genauigkeit Nichts zu wünschen lassen, ja fast alle andern Methoden darin übertreffen.

Eine weitere viel discutirte Frage ist die: hat die atmosphärische Luft zu allen Zeiten die heutige Zusammensetzung gehabt, und wird sie dieselbe stets behalten? — Das Vorkommen des Stickstoffs im Mineralreich als Salpeter, so wie als Bestandtheil der Pflanzen- und Thierkörper, ist gegenüber den unendlich grossen Stickstoffmengen der Luft so verschwindend klein, dass man wohl behaupten darf, der absolute Stickstoffgehalt der Luft hat im Laufe der Zeiten keine erhebliche Aenderung erfahren. — Das Gleiche lässt sich nicht eben so vom Sauerstoff annehmen.

Wir besitzen keine festen Anhaltspunkte, um die Hitzgrade annähernd zu taxiren, welche unsere Erde zu der Periode besessen hat, wo sie sich ganz und gar im feurigflüssigen Zustande befand. Es ist aber mehr als wahrscheinlich, dass viele der Sauerstoffverbindungen, welche jetzt die feste Erdrinde bilden, nebst den darunter befindlichen, noch flüssigen Schlacken (die Laven), und dass auch das Wasser erst bei allmählicher Abkühlung aus ihren Bestandtheilen gebildet sind, d. h. bei solchen immerhin noch ausserordentlich hohen Temperaturen, wo die Verbindungen des Sauerstoffs mit Wasserstoff, Silicium, Calcium etc. Bestand haben. Hat doch die Erfahrung gelehrt, dass das Wasser nicht bloss durch den galvanischen Strom, sondern auch bei sehr hohen Hitzgraden sich in seine chemischen Bestandtheile auflöst.

Hat es eine Zeit gegeben, wo unser fester Erdkörper eben solche Temperaturen besass, so wird seine Atmosphäre damals ausser dem Stickstoff noch Wasserstoff und viel grössere Mengen Sauerstoff enthalten haben, als nach seiner Abkühlung. Erst als mit beginnender Abkühlung der damaligen Erdatmosphäre die Affinitäten des Wasserstoffs und Sauerstoffs zur Wirkung gelangten, erfolgte, wie man sich vorstellen darf, unter mächtigen Explosionen chemische Vereinigung derselben zu Wassergas. — Vielleicht sind einige der Erscheinungen an der Sonnenoberfläche, welche wir in den Protuberanzen beobachten, und welche man für Emanationen glühenden Wasserstoffs aus dem Sonnenkörper zu halten geneigt ist, auch nichts Anderes, als durch chemische Vereinigungen von unfassbar grossen Wasserstoff- und

Sauerstoff-Mischungen verursachte Lichterscheinungen, in solchen Höhen der Sonnenatmosphäre, wo niedrigere Hitzgrade herrschen, als auf dem festen Sonnenkörper selbst, und wo in Folge dessen die Affinitäten des Wasserstoffs und Sauerstoffs thätig werden.

Unermesslich gross ist die Masse von Kohlensäure, welche, hauptsächlich an Kalk gebunden, an der Constituirung der festen Erdrinde wesentlichen Antheil hat. Aber nicht immer hat diese Kohlensäure, deren Verbindungen unsere von dichtem Kalkstein, Muschelkalk, Kreide, Dolomit u. a. gebildeten Gebirge zusammensetzen, dem festen Theile des Erdkörpers angehört. Da Kohlensäure und Kalk schon bei schwacher Glühhitze keine chemische Verwandtschaft zu einander haben, was daraus hervorgeht, dass der kohlen saure Kalk durch Glühen seine Kohlensäure verliert, so ist anzunehmen, dass die gegenwärtig in unsern Gebirgsmassen abgelagerte Kohlensäure zu der Zeit, wo die Erdrinde noch höhere Hitzgrade besass, zugleich mit Wassergas einen Hauptbestandtheil der atmosphärischen Luft ausmachte. — Welch' enormer Druck in Folge dessen auf unserem Erdkörper damals gelastet hat, beweisen die Einschlüsse flüssiger, wahrscheinlich wässriger, Kohlensäure in vielen Krystallen. — Als die Abkühlung der Erdrinde zunahm, entstanden aus dem darauf vorhandenen Aetzkalk und der atmosphärischen Kohlensäure, unter Mitwirkung des Wasserdampfs, nach und nach die Kalkflötze. Die Luft wurde ärmer und ärmer an Kohlensäure, und als später auf der immer mehr erkaltenden Erde sich eine üppige Vegetation entwickelte, übernahm es diese, den noch übrigen Kohlensäuregehalt der Luft so zu verringern, dass dieselbe zur Respiration der Menschen und Thiere tauglich wurde; ist ja die Kohlensäure zum Leben der Pflanze eben so nothwendig, wie der Sauerstoff zum Leben des Thieres.

Ein beredtes Zeugniß von dem damaligen Reichthume der Luft an Kohlensäure, und der dadurch ermöglichten überreichen Vegetation, geben uns die Stein- und Braunkohlenlager, welche unter der Erddecke begraben liegen, und womit, nach vorausgegangener Ablagerung des grössten Theils der Kohlensäure in den Kalkformationen, ein zweiter, ebenfalls nicht geringer Theil der einstigen atmosphärischen Kohlensäure dem Haushalte der Natur entzogen wurde, bis Menschenhände und Menscheng Geist zu heutiger Zeit sie wieder ans Tageslicht bringen, und durch chemische Prozesse der Atmosphäre zurückgeben.

Der gegenwärtige Gehalt der atmosphärischen Luft an Sauerstoff ist verhältnissmässig gering, und muss dadurch, dass Menschen und Thiere beständig Sauerstoff consumiren und dafür der Luft Kohlensäure zurückgeben, noch mehr abnehmen, nicht zu gedenken der grossen Menge Sauerstoff, welche ausserdem durch Verbrennen des Holzes und der Kohle in unseren Wohnungen und Fabriken verzehrt wird. Diese Erwägung regt die Frage an, ob nicht bei solch'enormem Verbrauch des Sauerstoffs die Luft zuletzt so arm an Sauerstoff werden könne, dass Menschen und Thiere abermals, und zwar diesmal aus Mangel an Sauerstoff, nicht mehr zu existiren vermögen.

Wir kennen die Sauerstoffmenge, welche der Mensch pro Tag oder Jahr mit dem Athmen der Luft entzieht, und es lässt sich annähernd berechnen, welchen Raum der Sauerstoff unserer Atmosphäre, für sich allein, erfüllt. Hiernach ist weiter berechnet worden, wie sich dieses gesammte Sauerstoffvolum zu der Menge Sauerstoff verhält, welche das ganze Menschengeschlecht (zu 1000 Millionen angenommen) im Jahre verzehrt. Nach dieser Berechnung ist letztere Sauerstoffmenge gegenüber der der ganzen Atmosphäre verschwindend klein. Selbst wenn man annimmt, dass der Sauerstoff, welcher durch die Thiere, durch Verwesungs- und durch jegliche andere Verbrennungs-Processe consumirt wird, das Neunfache von dem Sauerstoffvolumen beträgt, welches die Menschen jährlich der Luft entnehmen, so würde der Sauerstoffgehalt der Luft nach 1800 Jahren doch um nicht mehr, als ein Zehntel Volumprocent sich vermindert haben.

Die Besorgniss, es könne dem Menschengeschlechte endlich einmal an dem zur Respiration nöthigen Sauerstoff fehlen, wird aber gänzlich beseitigt durch die Erfahrung, dass die Pflanzenwelt, welche, wie schon vorhin bemerkt, zur Respiration und zum Leben der Kohlensäure grade so bedürftig ist, wie die Thierwelt des Sauerstoffs, die Kohlensäure unter Mitwirkung des Sonnenlichtes chemisch zerlegt, den Kohlenstoff assimilirt und den Sauerstoff der Atmosphäre wiedergiebt. So stehen Pflanzen- und Thierleben in Wechselwirkung.

Je reicher die Luft an Kohlensäure ist, desto üppiger ist das Wachsthum der Pflanzen, und desto mehr gewinnt die Luft von dem Sauerstoff wieder, welchen die Thierwelt durch den Athmungsprocess in Kohlensäure verwandelt.

Wasser und Luft, einst für chemische Elemente gehalten, sind heute, in etwas anderem Sinne, noch immer wichtige Elemente für verschiedene wissenschaftliche Disciplinen, speciell für die Hygiene. In welchem Maasse schon vor 2000 Jahren die Römer den Einfluss des Wassers auf die Gesundheit und das Wohlbefinden würdigten, ohne die naturwissenschaftlichen Kenntnisse zu haben, welche uns heute zur Seite stehen, davon zeugen die grossartig angelegten Aquadukte, welche den Städten oft aus weiter Ferne reines gesundes Wasser zuzuführen bestimmt waren. Wir sind in dieser Beziehung hinter den Römern weit zurück geblieben. Jahrhunderte lang hat man sich in unsern Städten bei dürftiger Canalisation mit dem ungesunden Brunnenwasser begnügt, und erst in neuerer Zeit ist man durch die häufigen Cholera- und Typhus-Epidemien, überhaupt durch die bedenkliche Zunahme der Sterblichkeit zu spät aufmerksam darauf geworden, dass das Wasser eine Hauptschuld daran trägt. Trotzdem wird heute noch die brennende Wasserversorgungsfrage viel zu kühl, mit viel zu wenig Verständniss behandelt.

Noch mehr vernachlässigt ist die Luftfrage, d. h. Versorgung der Gebäude und Gebäudetheile mit frischer Luft. Es ist allgemein bekannt und anerkannt, wie gesundheitsschädlich es ist, anhaltend in geschlossenen Räumen zu weilen, wo viele Menschen zusammen leben, und deren Luft mit Kohlensäure, Wasserdampf und sonstigen Ausdünstungen des Körpers erfüllt sind. Es ist eben so bekannt, wie leicht sich diesem grossen Uebel durch geeignete Ventilation der Räume, d. h. durch reichliche Zufuhr von gesunder, frischer, und durch Abfuhr der ungesunden verdorbenen Luft abhelfen lässt; und doch werden bis zur Stunde Schulen jeglicher Art, akademischer Auditorienhäuser, Kasernen, Justizpaläste etc. mit dürftigen oder meist ohne jegliche Ventilationsvorrichtungen gebaut.

Es ist eine Aufgabe des Chemikers wie der Naturforscher überhaupt, in dieser Richtung Aufklärung zu verbreiten und Indolenz zu bekämpfen.

Hier ist ein Punkt, wo demnächst ein intelligentes und thatkräftiges Reichsgesundheitsamt die Hebel seiner Thätigkeit anzusetzen hat, welchem es obliegt, nicht bloss statistische Tabellen über Mortalität zu veröffentlichen, sondern die Ursachen übermässiger Mortalität zu beseitigen.

Verbindungen des Stickstoffs mit den Haloiden.

Noch geringere chemische Verwandtschaft als zum Wasserstoff hat das Stickgas zu den Haloiden. Es lässt sich mit diesen eben so wenig wie mit Wasserstoffgas direkt vereinigen. Die Haloidverbindungen des Stickstoffs sind, wie auch das Ammoniak, nur auf Umwegen aus anderen Stickstoffverbindungen zu gewinnen; sie unterscheiden sich von dem Ammoniak, mit dem sie sonst analoge Zusammensetzung haben, einmal dadurch, dass sie nicht wie dieses mit Säuren chemische Verbindungen eingehen, und sodann durch ihre geringe Beständigkeit.

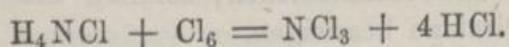
Die Elemente sind darin mit so losen Affinitäten gebunden, dass meist schon blosse Berührung mit indifferenten, festen oder flüssigen Körpern hinreicht, die Verbindungen zu zersetzen, was dann heftige Explosionen zur Folge hat.

Die Haloidverbindungen des Stickstoffs sind daher sehr gefährlich zu handhabende Stoffe, mit deren Eigenschaften man vertraut sein muss, um Explosionen zu vermeiden. — Von diesen sind besonders der Chlor- und Jod-Stickstoff bekannt.

Chlorstickstoff: NCl_3 . — Lässt sich als Ammoniak auffassen, worin die drei Wasserstoffatome durch drei Chloratome ersetzt sind. Er entsteht aus dem Ammoniak durch Einwirkung von freiem Chlor, welches jenem die Wasserstoffatome unter Bildung von Salzsäure entzieht und gleichzeitig substituirt.

Der Chlorstickstoff ist eine gelbe, ölige Flüssigkeit, die in Wasser untersinkt, von ungefähr 1.6 specifischem Gewicht, und von starkem, zu Thränen reizendem Geruch, durch welchen die Gegenwart der kleinsten Mengen davon sich schnell zu erkennen giebt.

Man gewinnt den Chlorstickstoff durch Einleiten von Chlor in eine circa 30° warme, gesättigte, wässrige Lösung von Chlorammonium:



Wässriges Ammoniak wird durch Chlor zwar noch leichter zerlegt als Chlorammonium, eignet sich aber zur Darstellung des Chlorstickstoffs deshalb nicht, weil letzterer von freiem Ammoniak zersetzt wird.

Bei der grossen Gefahr, die das Experimentiren mit dem so explosiven Chlorstickstoff bereitet, ist es nicht rathsam, grössere Mengen davon darzustellen. Um kleinere Mengen zu erhalten, so viel, als genügt, sich mit dem Geruch und den explosiven Eigenschaften des Körpers bekannt zu machen, verfährt man zweckmässig auf folgende Weise:

Eine Schaale aus starkem Blei, etwa 20 cm weit und 10 cm tief, in welcher ein zweites ähnliches, aber viel kleineres Bleigefäss steht, von etwa 8 cm Weite, wird zu drei Viertheilen mit lauwarm gesättigter, wässriger Lösung von Chlorammonium gefüllt, dann in derselben eine die nämliche Salzlösung enthaltende cylindrische Glasglocke, von etwa 5 cm Weite und 25 cm Höhe umgestürzt, und die Glocke, an einem Drahte hängend, frei schwebend so gestellt, dass ihre Mündung gerade über dem kleineren Bleigefässe steht. Man leitet nun Chlorgas in die Glocke ein, bis dasselbe die Flüssigkeit daraus ganz verdrängt hat, und lässt hierauf den Apparat ruhig stehen.

Unter langsamem Steigen der Flüssigkeit in der Glocke sieht man an der Oberfläche derselben gelbe Oeltröpfchen von Chlorstickstoff sich bilden, welche später in Folge ihrer Schwere herabfallen, und auf dem Boden der darunter stehenden kleinern Bleischaale sich ansammeln. Man entfernt vorsichtig die Glocke, wenn der grösste Theil des Chlorgases absorbirt ist, nimmt die kleine Bleischaale aus der grössern heraus, giesst einen Theil der die Oeltropfen bedeckenden Salmiaklösung ab, und bringt den Chlorstickstoff zum Explodiren.

Letzteres erreicht man am besten dadurch, dass man am Ende eines Holzstabes eine kleine, mit gewöhnlichem Oele getränkte Feder befestigt, und mit dieser einen der kleinen Oeltropfen auf dem Boden des Bleigefässes berührt. Im Moment der Berührung erfolgt Explosion des ganzen Chlorstickstoffs, wobei die bedeckende Flüssigkeit oft mehrere Meter hoch emporgeschleudert wird, und der Boden des Bleigefässes sich platt drückt.

Die Heftigkeit der Explosion ist so gross, dass ein Tropfen Chlorstickstoff von der Grösse einer Erbse, der unter Wasser in

einem Schälchen von Porcellan mit einer geölten Feder berührt wird, nicht bloss die Tasse zertrümmert, sondern sogar das Stück Porcellan, welches unter dem Oeltropfen lag, in den hölzernen Tisch eindrücken soll.

Der Entdecker des Chlorstickstoffs, der Chemiker Dulong, welcher, mit den explosiven Eigenschaften desselben unbekannt, eine etwas grössere Menge davon in einer kleinen Retorte destilliren wollte, verlor durch die Explosion mehrere Finger der Hand.

Wenn sich bei einem Versuche einmal grössere Mengen Chlorstickstoff gebildet haben, als man zu explodiren für rätlich hält, so überlässt man denselben unter der Flüssigkeit, aus der er sich abgeschieden hat, am Besten sich selbst. Nach einiger Zeit ist er in Folge langsamer Selbstzersetzung verschwunden.

Chlorstickstoff bildet sich ebenfalls durch elektrolytische Zersetzung einer gesättigten, lauwarmen, wässrigen Salmiaklösung, wenn man in dieselbe zwei blanke Platinbleche als Elektroden einsetzt und einen mässig starken galvanischen Strom kurze Zeit hindurchgehen lässt. Die positive Elektrode, an welcher Chlor frei werden sollte, bekleidet sich statt dessen mit einer dünnen Schicht von Chlorstickstoff, welcher explodirt und alle Flüssigkeit aus dem Gefässe herausschleudert in dem Momente, wo man die beiden Platinbleche unter der Flüssigkeit sich berühren lässt.

Jodstickstoff: NJ_3 . — Ist ein fester Körper von braunschwarzer Farbe, fällt als dunkler, dem präcipitirten Jod sehr ähnlich sehender Niederschlag zu Boden, wenn eine gesättigte, alkoholische Lösung von Jod mit starker wässriger Ammoniaklösung im Ueberschuss gemischt wird. Man bringt den Niederschlag auf ein Filter und wäscht mit Wasser gut aus. — So lange der Jodstickstoff feucht ist, verträgt er Druck und Berührung mit allen den Stoffen, welche den Chlorstickstoff so leicht zum Explodiren bringen, ohne Zersetzung; ist er aber vollkommen trocken, so reicht das Herabfallen eines Luftstäubchens hin, die Verbindung unter heftiger Detonation in ihre Bestandtheile zu spalten.