

## Einleitung.

1. Alles, was einen Raum einnimmt, nennt man Materie, Substanz oder Stoff. Begrenzte Materie heisst Körper, und die Grösse des von einem Körper eingenommenen Raumes nennt man Rauminhalt oder Volumen. An jedem Körper unterscheidet man die Menge der Materie oder die Masse und die Art der Begrenzung oder die Form oder Gestalt.

2. Der Inbegriff aller Körper heisst Körperwelt oder Natur (Naturkörper, Kunstkörper), und den Inbegriff aller Kenntnisse über die Natur in geordnetem Zusammenhange nennt man Naturwissenschaft. Diese letztere bezieht sich entweder auf die Merkmale oder auf die Veränderungen der Naturkörper; mit den ersteren beschäftigen sich die beschreibenden oder descriptiven, mit den letzteren die exacten oder speculativen Naturwissenschaften.

3. Alles, was an einem Körper eine Veränderung bewirkt, oder die letzte Ursache einer stattfindenden Veränderung heisst Kraft. Da die Kräfte sinnlich nicht wahrgenommen werden können, so stellt man über sie Vermuthungen auf, welche Hypothesen genannt werden. Princip der Erhaltung der Kraft oder Energie.

4. Die Veränderungen der Körper sind doppelter Art: entweder bleibt dabei die Materie der Körper unverändert oder sie wird ganz umgewandelt, also neue Materie von andern Eigenschaften hervorgebracht, und man unterscheidet daher äussere, räumliche, mechanische oder physikalische und innere, materielle, substanzielle, stoffliche oder chemische Veränderungen. Die Wissenschaft, welche sich mit den letzteren Veränderungen beschäftigt, ist die Chemie.

5. Die Materie der Körper ist entweder (bis jetzt) nicht zerlegbar und heisst dann einfach, oder sie lässt sich in zwei oder mehrere, unter sich und von der ursprünglichen Materie verschiedene Theile theilen und heisst zusammengesetzt. Diese Theilung nennt man chemische Theilung, Zerlegung oder Zersetzung, und die Zersetzungsproducte heissen Bestandtheile der Materie oder Körper.

Erhitzen von Quecksilberoxyd.

6. Stoffliche Veränderungen der Körper können demnach bei einfacher und zusammengesetzter Materie erfolgen durch Hinzutreten eines neuen Stoffes und bei zusammengesetzter Materie auch durch Abgabe eines oder mehrerer ihrer Bestandtheile.

Erhitzen eines Gemenges von Eisen und Schwefel.

7. Die aus einfacher Materie bestehenden Körper heissen einfache Körper, Grundstoffe oder Elemente und die aus zusammengesetzter Materie bestehenden zusammengesetzte Körper oder chemische Verbindungen. Man kennt bis jetzt einige sechzig Elemente, die man in zwei Gruppen, in Metalle und Nichtmetalle oder Metalloide theilt und kurz mit dem ersten oder mit den beiden ersten oder endlich mit dem ersten und einem unterscheidenden zweiten Buchstaben ihrer lateinischen Namen bezeichnet (Symbole),

während die zusammengesetzten Körper durch Zusammenstellung der entsprechenden Symbole bezeichnet werden (Chemische Formeln). Die Metalle besitzen einen eigenthümlichen Glanz, Metallglanz, und sind gute Leiter der Wärme und Electricität; die Metalloide zeigen diese Eigenschaften nicht, oder in weniger starkem Grade.

8. Diejenige Kraft, welche in den zusammengesetzten Körpern oder chemischen Verbindungen die Elemente vereinigt, heisst chemische Verwandtschaft oder Affinität. Die Affinität zwischen den verschiedenen Elementen ist sehr verschieden, und im Allgemeinen zeigen diejenigen Elemente, welche in ihren Eigenschaften am meisten abweichen, die grösste Affinität (Affinitätsstärke). Die durch die Affinität vereinigten Elemente haben in der entstandenen Verbindung ihre Eigenschaften eingebüsst und sind daher weder durch die Sinne wahrzunehmen noch mechanisch von einander zu trennen; ausserdem stehen sie in bestimmten und unabänderlichen Gewichtsverhältnissen zu einander. Unterschied einer chemischen Verbindung von einem mechanischen Gemenge.

Zersetzung des Wassers  
durch Kalium.

9. Chemie ist also die Wissenschaft von der Zusammensetzung der Elemente zu einer neuen Verbindung, Synthese, und von der Trennung der Verbindungen in ihre Bestandtheile, Analyse. Den Vorgang, bei welchem die Verbindung oder die Trennung der Elemente stattfindet, nennt man chemischen Process und die Bezeichnung oder den Ausdruck eines solchen durch die Symbole und chemischen Formeln der verschiedenen, auf einander einwirkenden Elemente und Verbindungen chemische Umsetzungsgleichung (atomistische und moleculare). Bei jedem chemischen Process findet entweder Wärmeentwicklung oder Wärmeabsorption statt. Chemische Energie oder chemische Spannkraft.

10. Vermöge der Theilbarkeit der Materie kann man die Körper auf mechanische Weise in kleine und immer kleinere Theile theilen, und setzt man die mechanische Zerkleinerung bis zur äussersten erreichbaren Grenze fort, so nennt man die so erhaltenen kleinsten gleichartigen Theilchen Mole.

11. Betrachtet man die Mole unter dem Microscop, so zeigen sie eine Ausdehnung, die eine weitere mechanische Theilung möglich erscheinen lässt, und stellt man bei einer Temperatur unter 0° Mole von Eis dar, so gehen dieselben bei einer Erhöhung der Temperatur bis über 0° in den flüssigen Aggregatzustand über und erweisen sich somit als aus kleineren verschiebbaren Theilchen zusammengesetzt; setzt man die Temperaturerhöhung bis über 100° fort, so verwandeln sich die flüssig gewordenen Eismole in Dampf und füllen in dieser Form einen fast 1700mal so grossen Raum aus, und ihr Zusammengesetztsein aus kleineren Theilchen ist zweifellos. Diese kleinsten, ebenfalls noch gleichartigen Theilchen, die im freien, also ungebundenen Zustande wohl existiren, aber nicht isolirt und sinnlich wahrgenommen werden können, heissen Molecüle oder Massentheilchen.

12. Da nun, wie wir oben gesehen haben, das Quecksilberoxyd aus Quecksilber und Sauerstoff besteht, so wird auch jedes seiner kleinsten gleichartigen Theilchen diese Bestandtheile enthalten, und es müssen demnach die Molecüle der zusammengesetzten Körper aus noch kleineren, aber ungleichartigen Theilchen, den Theilchen der Bestandtheile oder Elemente bestehen, in welche sie, wenn auch nicht auf mechanischem, so doch auf chemischem Wege noch weiter zertheilt werden können. Diese allerkleinsten Theilchen der Elemente, welche sich also zu Molecülen der zusammengesetzten Körper vereinigen und dadurch die chemischen Verbindungen hervorbringen, heissen Atome.

13. Obgleich man früher der Ansicht war, dass die Elemente aus diesen allerkleinsten Theilchen, den Atomen, beständen, so nimmt man doch jetzt aus ganz gewichtigen Gründen an, dass die Atome nur in Verbindungen, nie in freiem Zustande zu existiren vermögen, dass also auch in den Elementen stets Atome, und zwar bei den meisten Elementen (5 ausgenommen) je zwei, zu Molecülen zusammengetreten sind.

14. Man unterscheidet also eine dreifache Theilung der Materie: die molare, moleculare und atomistische, und nennt Mole die geringsten Mengen eines Körpers, die man durch mechanische Theilung erhält, Molecüle die geringsten Mengen einer Verbindung oder eines Elements, die in freiem oder ungebundenem Zustande existiren können, und Atome die geringsten Mengen eines Elements, die in eine Verbindung eintreten können. Atomistische Moleculartheorie.

15. Wägt man gleiche Volumen der in gasförmigem Zustande befindlichen Körper (bei derselben Temperatur und demselben Druck), so ergeben sich verschiedene Gewichte, die man, auf das Gewicht der atmosphärischen Luft als Einheit bezogen, die specifischen Gewichte der Gase dieser Körper nennt, die aber, auf das Gewicht des Wasserstoffs, des leichtesten aller Körper als Einheit bezogen, ihre Volumgewichte heissen.

16. Lässt man Druck oder Wärme unter denselben Verhältnissen auf gleiche Volumen verschiedener einfacher oder zusammengesetzter Gase einwirken, so findet man, dass sie sich in gleicher Weise zusammenziehen und ausdehnen (Gay-Lussac — Mariotte'sches Gesetz), woraus mit Nothwendigkeit geschlossen werden muss, dass gleiche Volumen aller Gase gleich viele und gleich grosse Molecüle besitzen (Gesetz von Avogadro und Ampère). Demnach müssen auch die Gewichte der Molecüle der Gase in demselben Verhältniss zu einander stehen, wie die Gewichte gleicher Volumen derselben, und setzt man das Gewicht eines Molecüls des Wasserstoffes (weil aus zwei Atomen bestehend) = 2, also doppelt so gross wie dessen Volumgewicht, so sind auch die Gewichte der Molecüle aller Gase doppelt so gross wie ihre Volumgewichte. Die Gewichte der Molecüle der Gase, das Gewicht eines Molecüls Wasserstoff = 2 gesetzt, nennt man ihre Moleculargewichte.

17. Dividirt man die Moleculargewichte der Elemente durch die Zahl der zu einem Molecül vereinigten Atome, so erhält man die Atomgewichte der Elemente, die also (mit 5 Ausnahmen) gleich den Volumgewichten sind.

18. Da die chemischen Verbindungen durch Vereinigung der Atome der Elemente entstehen, so geben die Atomgewichte auch die konstanten, relativen Gewichtsmengen an, in denen die Elemente sich miteinander verbinden (Gesetz der constanten Proportionen).

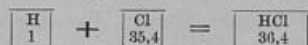
19. Da ferner alle Gas-Molecüle gleich gross sind und die Molecüle der Elemente (5 ausgenommen) aus zwei Atomen bestehen, so müssen auch die Gas-Atome der Elemente gleich gross sein, und es verbinden sich demnach, wenn wir uns bei den Betrachtungen der chemischen Prozesse die Elemente nur als gasförmig denken, die Elemente auch in constanten, relativen Volumverhältnissen mit einander (Volumengesetz).

20. Während das Gewicht der entstandenen Verbindung gleich der Summe der Gewichte der zusammengetretenen Atome ist (Princip der Erhaltung der Substanz), so ist nicht auch das Volumen der Verbindung gleich der Summe der Volumen der vereinigten Atome, sondern es hat in den meisten Fällen eine Verdichtung in einem einfachen Verhältniss stattgefunden.

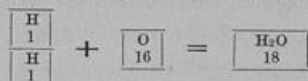
21. In Bezug auf diese Volumverhältnisse und ferner auch hinsichtlich der Anordnung der zusammentretenden Atome (Structur) zeigen die chemischen Verbindungen eine auffallende Uebereinstimmung. Die meisten derselben sind nämlich nach 4 Formen gebildet, als deren Muster oder Modelle man Chlorwasserstoff, Wasser, Ammoniak und Gruben- oder Sumpfgas aufstellt, die auch Grundformen oder Typen genannt werden.

1. Zwei Volumen Chlorwasserstoff lassen sich in 1 Vol. Wasserstoff und 1 Vol. Chlor zerlegen, und umgekehrt kann man ein Gemenge von 1 Vol. Wasserstoff und 1 Vol. Chlor in 2 Vol. Chlorwasserstoff verwandeln.

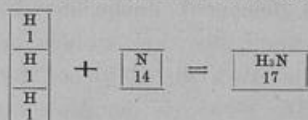
Setzt man für gleiche Volumen Wasserstoff und Chlor gleiche Quadrate und für das Volumen des gebildeten Chlorwasserstoffs ein Rechteck = der Summe dieser beiden Quadrate, setzt man ferner in die Quadrate die Symbole der beiden Elemente nebst deren Atomgewichten und in das Rechteck die vereinigten Symbole mit der Summe der beiden Atomgewichte, so lässt sich der Vorgang graphisch durch folgende Gleichung ausdrücken:



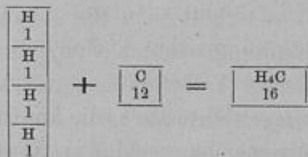
2. Zwei Volumen Wasserdampf lassen sich in 2 Vol. Wasserstoff und 1 Vol. Sauerstoff zerlegen, und umgekehrt kann man 2 Vol. Wasserstoff und 1 Vol. Sauerstoff zu 2 Vol. Wasserdampf zusammensetzen:



3. Zwei Volumen Ammoniak bestehen aus 3 Vol. Wasserstoff und 1 Vol. Stickstoff:



4. Zwei Volumen Gruben- oder Sumpfgas bestehen aus 4 Vol. Wasserstoff und 1 Vol. Kohlenstoff:

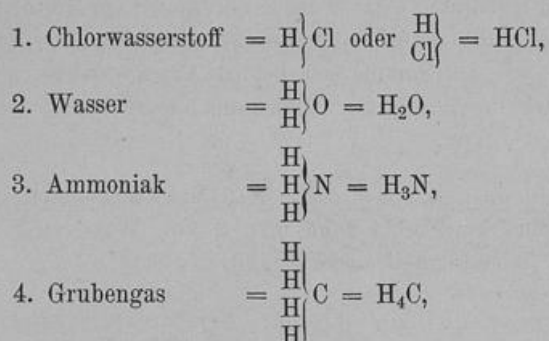


22. Es nehmen also in allen 4 Fällen die Verbindungen das doppelte des ursprünglich angenommenen Volumens ein, und während das Volumen des Chlorwasserstoffs gleich der Summe der Volumen seiner Bestandtheile ist, so hat bei den drei übrigen Verbindungen eine Verdichtung der Bestandtheilvolumen auf bezw. zwei Drittel, die Hälfte und zwei Fünftel stattgefunden. Da man sich unter den gleichen Quadraten die gleichen Volumen der Atome (5 Ausnahmen) und unter den Rechtecken also die Volumen der entstandenen Molecüle vorstellen kann, so ersieht man, dass, wie bei den Elementen, so auch bei den Verbindungen das Molecularvolumen das Doppelte vom Atomvolumen ist.

23. Hinsichtlich der Gewichtsverhältnisse ergibt sich, dass die Gewichte der entstandenen Molecüle gleich der Summe der Gewichte der zusammengetretenen Atome und

allgemein also die Moleculargewichte zusammengesetzter Gase gleich der Summe der Atomgewichte ihrer Bestandtheile sind, und man folglich nach den Regeln der Gesellschafts- und Mischungsrechnung leicht finden kann: 1. die Gewichte der Bestandtheile, welche zur Herstellung eines bestimmten Gewichts der Verbindung nöthig sind, 2. das Gewicht der Verbindung, welches man zur Herstellung eines bestimmten Gewichts eines ihrer Bestandtheile bedarf, und 3. die procentische Zusammensetzung der einzelnen Verbindungen dem Gewichte nach (Stöchiometrie).

24. Lässt man die Darstellung durch Quadrate fallen, so werden die Verbindungen in einfacher Weise durch die chemischen Formeln (empirische, rationelle, Constitutions- oder Structurformeln) ausgedrückt:



welche Formeln uns angeben:

1. Namen und Zahl der Elemente, welche zu einer Verbindung zusammengetreten sind,
2. die Verhältnisse, in welchen die Elemente in diesen Verbindungen dem Volumen nach vereinigt sind,
3. die Verhältnisse, in welchen sie dem Gewicht nach vereinigt sind,
4. das Verhältniss der Summe der Volumen der Bestandtheile zum Volumen der Verbindungen (Productenvolumen),
5. das Moleculargewicht der Verbindungen und hierdurch
6. das Volumgewicht derselben.

25. Die 4 Typen zeigen, dass die Elemente Chlor, Sauerstoff, Stickstoff und Kohlenstoff sich mit ungleich vielen Atomen Wasserstoff verbinden, also in der Grösse der Affinität zu ihm abweichen (Affinitätsgrösse zum Unterschiede von Affinitätsstärke), und man kann sich zur Erklärung dieser Eigenthümlichkeit denken, dass die Affinität des Chlors nur an einer Stelle des Atoms wirksam sei oder das Chlor nur einen Affinitätspunkt besitze, während die 3 andern der oben genannten Elemente deren bezw. 2, 3 und 4 haben. Man nennt nun solche Elemente, die sich mit 1 Atom Wasserstoff verbinden oder demselben 1 Affinitätspunkt darbieten, einwerthig, einatomig, univalent oder monovalent, während Sauerstoff, Stickstoff und Kohlenstoff bezw. zwei- bis vierwerthig oder bi-, tri- und quadrivalent heissen, und versteht unter Werthigkeit, Atomigkeit oder Valenz der Elemente ihre Atom bindende Kraft (Valenzgesetz, Grundprincip der chemischen Structur, Affinitätseinheit, gesättigte Affinität; atomistische und moleculare

Verbindungen). Die Zahlen, welche angeben, wieviel Atome Wasserstoff sich mit 1 Atom eines Elements verbinden, heissen Werthigkeits-Coëfficienten.

26. Nach der Werthigkeit zerfallen die Metalloide in folgende 4 Gruppen:

I. Einwerthige.	II. Zweiwertige.	III. Dreiwertige.	IV. Vierwertige.
Wasserstoff, H = 1	Sauerstoff, O = 16	Stickstoff, N = 14	Kohlenstoff, C = 12
Chlor, Cl = 35,4	Schwefel, S = 32	Phosphor, P = 31	Kiesel, Si = 28
Brom, Br = 79,7	Selen, Se = 78	Bor, Bo = 11	
Jod, J = 126,5			
Fluor, Fl = 19			

(Organogene, Pyrogene, Halogene, Hyalogene).



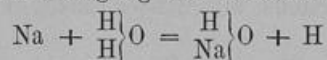
# Die Metalloide.

## I. Einwerthige.

### 1. Wasserstoff, Hydrogenium, H = 1, spec. Gew. = 0,06926.

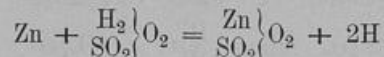
Vorkommen. Der Wasserstoff findet sich im freien Zustande nicht in der Natur, im gebundenen Zustande hauptsächlich im Wasser und in fast allen organischen Körpern.

Darstellung. 1. Durch Zerlegung des Wassers durch Natrium (Zersetzung durch Substitution):



Natrium + Wasser = Natriumhydroxyd + Wasserstoff.

2. Durch Zerlegung der Schwefelsäure mittels Zinks:



Zink + Schwefelsäure = Zinksulfat + Wasserstoff.

Eigenschaften.\*) 1. Ein farbloses Gas, welches bei einem Druck von 650 Atmosphären und einer Temperatur von  $-140^\circ$  C. in den flüssigen Aggregatzustand übergeht.

2. Geruch- und geschmacklos. 3. Nicht athembar, aber auch nicht giftig. 4. Verbrennt mit fast leuchtloser, aber sehr heisser Flamme zu Wasserdampf. 5. Bei mittlerer Temperatur und normalem Druck lösen 100 Vol. Wasser 1,9 Vol. Wasserstoff. 6. Das leichteste Gas, beinahe  $14\frac{1}{2}$ mal leichter als die Luft, dient als Einheit der Volumgewichte aller gasförmigen Körper, ein Liter desselben wiegt bei  $0^\circ$  und 760 mm Druck  $0,089578 \text{ g} = 1 \text{ Krith}$ .

Anwendung. Zum Füllen von Luftballons.

Entzündung des Gases im Glaszylinder und beim Herausströmen aus der Entbindungs-röhre (chemische Harmonika), Ueberstülpen eines trockenen Becherglases.

Füllung eines Ballons aus Collodium.

1. Der Wasserstoff liefert zwei Hauptarten von Verbindungen: Hydrobasen und Hydrosäuren, die sich besonders dadurch unterscheiden, dass die ersteren gerötheten Lackmusfarbstoff bläuen, während die letzteren blaues Lackmus röthen.

2. Die Hydrobasen entstehen, wenn in den ein- bis vierfachen (verdichteten) Formen des zweiten oder Wassertypus die eine Hälfte des Wasserstoffs durch ein Metall von gleicher Werthigkeit ersetzt wird (Hydroxyde), z. B.  $\begin{matrix} \text{H} \\ | \\ \text{Na} \end{matrix} \text{O}$  (Mono-, di-, tri- und tetrahydriche Basen, allgemeine Formel derselben:  $\begin{matrix} \text{H}_n \\ | \\ \text{M} \end{matrix} \text{O}_n$ ).

3. Die Hydrosäuren zerfallen in Haloidsäuren und Oxysäuren. Die ersteren sind nach dem ersten Typus gebildet und umfassen die Verbindungen des Wasserstoffs mit Cl, Br, J und Fl. Die Oxysäuren entstehen, wenn in den ein- bis vierfachen Formen des

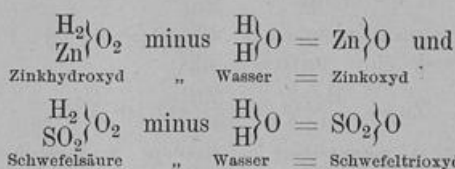
\*) Die Eigenschaften werden stets in folgender Reihenfolge angegeben: 1. Farbe und Aggregatzustand. 2. Geruch und Geschmack. 3. Verhalten gegen Athmungs- resp. Verdauungsorgane. 4. Verhalten gegen Feuer. 5. Verhalten gegen Lösungsmittel, besonders Wasser. 6. Besonderheiten.

Wassertypus die eine Hälfte des Wasserstoffs durch ein gleichwerthiges Metalloid oder, wie in den meisten Fällen, durch eine Atomgruppe ersetzt wird, z. B.  $\text{H}_4\text{Si}\text{O}_4$  und  $\text{H}_2\text{SO}_2$  (Mono-, di-, tri- und tetrahydrische Oxysäuren).

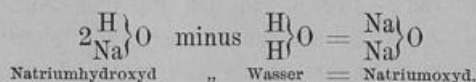
4. Solche Atomgruppen oder Atomcomplexe, die wie die Elemente in den Typen für einen Theil des Wasserstoffs eintreten, also die Rolle eines Elements übernehmen können, nennt man zusammengesetzte Radicale, während die Elemente auch einfache Radicale heissen.

5. Wie die Elemente oder einfachen Radicale, so zerfallen auch die zusammengesetzten Radicale in ein- bis vierwerthige. Indessen hängt die Werthigkeit derselben nicht von der Werthigkeit der dieselben zusammensetzenden Elemente ab; so bildet z. B. der dreiwerthige Stickstoff mit dem zweiwerthigen Sauerstoff einwerthige zusammengesetzte Radicale.

6. Scheidet aus den Hydrobasen und Oxysäuren sämmtlicher Wasserstoff mit einem entsprechenden Theil des Sauerstoffs als Wasser aus, so bleiben als Reste die Oxyde (Anhydride), z. B.:



Bei den mono- und trihydrischen Basen und Oxysäuren sind hierzu 2 Molecüle nöthig, z. B.:

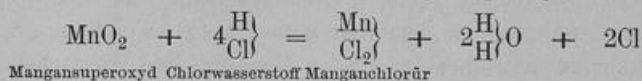


Die Anhydride reagiren nicht auf Lackmus.

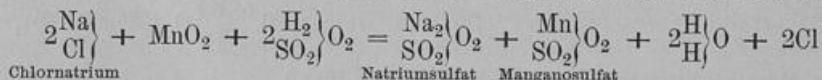
2. **Chlor, Chlorum**, Cl = 35,4, spec. Gew. = 2,45 d. i. 35,4 . 0,06926.

Vorkommen. Nicht frei, aber in grosser Menge in Verbindung mit Metallen, namentlich im Kochsalz, auch in Pflanzen und Thieren.

Darstellung. 1. Durch Erhitzen von Mangansuperoxyd und Chlorwasserstoffsäure:



2. Durch Erhitzen von Chlornatrium (Kochsalz), Mangansuperoxyd und Schwefelsäure:



Eigenschaften. 1. Ein gelbgrünes Gas, welches bei 15° und einem Druck von 4 Atmosphären oder bei -40° sich zu einer gelben, in Wasser unlöslichen Flüssigkeit verdichtet. 2. Von erstickendem Geruch und herbem Geschmack. 3. Von sehr nachtheiliger Wirkung auf die Athmungsorgane. 4. Nicht brennbar, aber die Verbrennung im weiteren Sinne unterhaltend. 5. Wasser löst bei 8° 3 Vol.; die Löslichkeit nimmt aber mit der Erhöhung der Temperatur ab (bei 20° 2 Vol.). Diese Lösung von Chlor in Wasser heisst

Einsenken eines brennenden Kerzens, Verbrennen von Antimon und unächtem Blattgold.  
Absorption des Gases vom Wasser.



Chlorwasser, setzt beim Abkühlen bis 0° einen gelblichen, crystallinischen Körper, Chlorhydrat  $\text{Cl} + 5\frac{\text{H}}{\text{H}}\text{O}$ , ab, der beim Erwärmen in einer zugeschmolzenen Glasröhre in flüssiges Chlor und Chlorwasser zerfällt, besitzt sonst fast alle Eigenschaften des freien Chlors und zersetzt sich, dem directen Sonnenlicht ausgesetzt, indem sich das Cl mit dem H des Wassers verbindet und der O frei wird (indirectes Oxydationsmittel, status nascendi). 6. Es besitzt grosse Verwandtschaft zu fast allen Elementen und verbindet sich mit ihnen, O, N und C ausgenommen, direct, meist schon bei gewöhnlicher Temperatur und häufig unter Feuererscheinung. Mit dem H verbindet es sich im Dunkeln nicht, im zerstreuten Tageslicht allmählig und im directen Sonnenlicht augenblicklich und unter Explosion (Chlorknallgas). Seine Affinität zum H ist so gross, dass es die wasserstoffhaltigen Verbindungen, besonders die organischen, zerstört, indem es ihnen den H unter Bildung von Chlorwasserstoff entzieht. Hierauf und auf seiner vorerwähnten oxydirenden Eigenschaft beruht die starke bleichende Wirkung auf organische Farbstoffe und die zerstörende Wirkung auf Riech- und Ansteckungsstoffe.

Explosion von Chlorknallgas im Sonnenlicht.

Entzündung eines in Terpentinöl getauchten Papierstreifens.

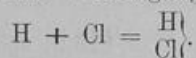
Bleichen einer Rose, des Lackmus und Indigos.

Anwendung. Zum Bleichen gefärbter Gewebe und zum Zerstören der Miasmen und Riechstoffe, besonders in Kranken- und Leichenhäusern, also zum Desinfectiren.

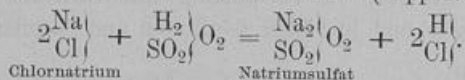
### Chlorwasserstoff, $\text{H}\frac{\text{H}}{\text{Cl}}$ oder $\frac{\text{H}}{\text{Cl}} = 18,4$ .

Vorkommen. In den Exhalationen einiger Vulkane.

Darstellung. 1. Durch directe Vereinigung des Chlors und des Wasserstoffs im Sonnenlicht:



2. Durch Erhitzen von Chlornatrium und Schwefelsäure (doppelte Zersetzung oder Wechselseitige Zersetzung):



Eigenschaften. 1. Ein farbloses Gas, bei 10° und einem Druck von 40 Atmosphären zu einer farblosen Flüssigkeit verdichtbar, welche bei -90° erstarret. 2. Von stechendem Geruch und höchst sauerem Geschmack. 3. Von sehr nachtheiliger Wirkung auf die Respirationsorgane, selbst auf der Haut Jucken und Entzündung verursachend. 4. Nicht brennbar und die Verbrennung nicht unterhaltend. 5. Wasser absorbirt das Gas begierig, bei mittlerer Temperatur etwa 450 Vol., in Folge dessen sich das Volumen des Wassers etwa um die Hälfte und das Gewicht um ungefähr  $\frac{1}{5}$  erhöht. Diese wässrige Lösung des Chlorwasserstoffs wird Chlorwasserstoffsäure oder Salzsäure genannt, hat das spec. Gew. 1,2, enthält 40% ihres Gewichts Chlorwasserstoff, siedet sehr leicht unter Entwicklung des Gases, wodurch sie sich verdünnt und ihr Siedepunkt sich erhöht, bis zu dem Punkt, wo das Wasser kein Gas mehr entweichen lässt, sondern mit dem noch vorhandenen Rest überdestillirt, nämlich bei 110°. Die so erhaltene verdünnte Lösung hat das spec. Gew. 1,1 und enthält noch etwa 20% des Gases. Die gesättigte Säure besitzt die Eigenschaften des freien Gases. 6. Röthet im feuchten Zustande Lackmus und raucht stark an der Luft.

Eintauchen einer brennenden Kerze. Eintretenlassen von Wasser in einen abgesperrten Cylinder.

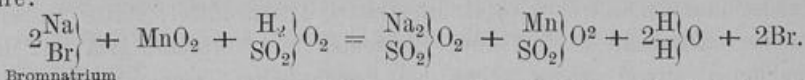
Rothfärbung des Lackmus.

Anwendung. Hat in wässriger Lösung eine sehr ausgedehnte, technische Verwendung.

## 3. Brom, Bromium, Br = 79,7, spec. Gew. = 3,18.

Vorkommen. Nicht frei; in Verbindung mit Natrium und Magnesium im Meerwasser, in vielen Soolquellen und besonders in den Abraumsalzen von Stassfurt.

Darstellung. Durch Erhitzen von Bromnatrium, Mangansuperoxyd und Schwefelsäure:



Bromnatrium

Eigenschaften. 1. Eine rothbraune, sehr flüchtige Flüssigkeit, die schon bei mittlerer Temperatur dunkelbraune Dämpfe bildet, bei 63° siedet, indem sie sich in gelbrothen Dampf von dem spec. Gew. 5,53 verwandelt, und bei -7,3° zu einer gelbgrünen, schuppigen, metallglänzenden und dem Jod ähnlichen Masse erstarrt. 2. Von höchst durchdringendem, widrigem Geruch und scharfem, schrumpfendem Geschmack. 3. Giftig. 4. Nicht brennbar; einige Körper verbinden sich mit ihm unter Feuererscheinung. 5. Im Wasser nur wenig löslich mit rothgelber Farbe (unter 4° rothes, crystallinisches Bromhydrat  $\text{Br} + 5 \begin{matrix} \text{H} \\ \text{H} \end{matrix} \text{O}$ ), leicht löslich in Alcohol, Aether und Schwefelkohlenstoff mit derselben Farbe.

Auflösung in diesen  
Lösungsmitteln.

6. Verbindet sich mit den meisten Elementen direct, mit dem H nur beim Erwärmen und nicht im Sonnenlicht, zersetzt die organischen Verbindungen durch H-Entziehung, wird vom Cl aus seinen Verbindungen ausgeschieden und färbt Stärkekleister gelbroth.

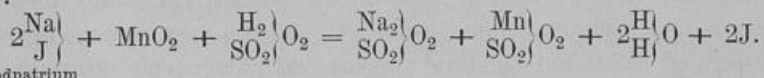
Färbung des Stärke-  
kleisters.

Anwendung. In Verbindung mit Metallen als wichtiges Heilmittel und in der Photographie.

## 4. Jod, Jodum, J = 126,5, spec. Gew. = 4,95.

Vorkommen. Nicht frei; in Verbindung mit Natrium (Magnesium) in einigen Mineralquellen, im Meerwasser und in vielen Seethieren und Seepflanzen, namentlich Seaalgen (Kelp, Varec).

Darstellung. Durch Destillation des Jodnatriums mit Mangansuperoxyd und Schwefelsäure:



Jodnatrium

Eigenschaften. 1. Ein grauschwarzer fester Körper, meist in Blättchen, crystallisirt in rhombischen Tafeln von starkem Metallglanz, verflüchtigt sich schon bei gewöhnlicher Temperatur, schmilzt bei 107° zu einer dunkelbraunen Flüssigkeit, welche bei ungefähr 200° siedet, einen dunkelvioletten Dampf von dem spec. Gew. 8,7 bildend, der sich bei Abkühlung wieder zu glänzenden Krystallnadeln verdichtet (Sublimation). 2. Von unangenehmem Geruch und scharfem Geschmack. 3. Giftig. 4. Nicht brennbar, verbindet sich auch nicht unter Feuererscheinung. 5. Im Wasser wenig löslich mit gelber Farbe, leichter in Alcohol mit brauner Farbe und sehr leicht löslich in Aether ebenfalls mit brauner und in Schwefelkohlenstoff mit schön violetter Farbe. 6. Vereinigt sich mit den Metallen meist nur beim Erwärmen, mit dem H nicht direct, entzieht den organischen Verbindungen nicht den H, wird von Cl und Br aus seinen Verbindungen ausgeschieden und färbt die Haut braun, Stärkekleister dunkelblau.

Erhitzen im Glaskolben.

Auflösung in diesen  
Lösungsmitteln.

Färbung des Stärke-  
kleisters.

Anwendung. Als wichtiges Heilmittel, in der Photographie und zur Darstellung von Anilinfarben.

### 5. Fluor, Fluor, Fl = 19, spec. Gew. unbekannt.

Das Fluor besitzt eine so starke Verwandtschaft zu fast allen Elementen, dass es alle Gefäße angreift und daher in freiem Zustande nicht dargestellt werden konnte. Seine Eigenschaften sind demnach nicht bekannt, nur darf mit Sicherheit angenommen werden, dass es bei gewöhnlicher Temperatur ein farbloses Gas ist. Seine wichtigste Verbindung ist Fluorcalcium oder Flussspath, aus welcher das Gas und die anderen Verbindungen desselben dargestellt werden. Die Verbindung mit H, Fluorwasserstoff, dient als Gas und auch in wässriger Lösung zum Einätzen von Schrift und Zeichnung in Glas.

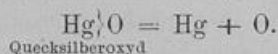
Ätzen einer Glasplatte.

## II. Zweiwertthige.

### 6. Sauerstoff, Oxygenium, O = 16, spec. Gew. = 1,1056.

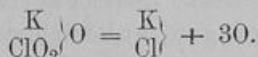
Vorkommen. Frei in der Luft, gebunden im Wasser und in den meisten anorganischen und organischen Körpern. Er ist das verbreitetste Element auf der Erde:  $\frac{1}{5}$  der Luft,  $\frac{8}{9}$  des Wassers und  $\frac{1}{3}$  der bekannten Erdrinde ist Sauerstoff.

Darstellung. 1. Durch Erhitzen von Quecksilberoxyd:



Quecksilberoxyd

2. Durch Erhitzen von Kaliumchlorat:



Kaliumchlorat Chlorkalium

Eigenschaften. 1. Ein farbloses Gas, welches bei einem Druck von 320 Atmosphären und einer Temperatur von  $-140^\circ$  flüssig wird. 2. Geruch- und geschmacklos. 3. Athembar. 4. Nicht brennbar, unterhält aber das Brennen brennbarer Körper, welche in ihm schneller und daher mit stärkerer Wärme- und Lichtentwicklung als in der Luft verbrennen (Brennbarkeit und Brennen nur relative Erscheinungen). 5. 100 Vol. Wasser lösen bei  $15^\circ$  2,9 Vol. des Gases. 6. Verbindet sich mit Ausnahme von Fluor mit allen Elementen (meist unter Wärme- und Lichtentwicklung) und auch mit vielen zusammengesetzten Körpern: a. Oxydation, Oxyd, Oxydationsmittel (directe und indirecte), Desoxydation oder Reduction, Reductionsmittel; Oxydationsstufen, Bezeichnung derselben, Gesetz der multiplen Proportionen. b. Verbrennung, nicht jede Verbrennung ist eine Oxydation und nicht jede Oxydation ist eine Verbrennung, daher Verbrennung im weiteren und im engeren Sinn und langsame Verbrennung; Verbrennungsproduct, brennbare Körper. c. Entzündungstemperatur, Verbrennungstemperatur, Anzünden, Fortbrennen, Löschen, Löschmittel. d. Verbrennung mit und ohne Flamme und mit leuchtender und nicht leuchtender Flamme. e. Athmungsprocess.

Aufflammen eines glimmenden Spanes (Reagens), Verbrennen von Schwefel, Phosphor, Kohle, Eisen, Magnesium.

Wasser,  $\frac{H}{H}O = 9$ , spec. Gew. = 1.

Erhitzen von feuchtem Bimsstein.

Vorkommen. Frei als Quell-, Fluss-, Meerwasser, Wasserdampf, hygroscopisches Wasser, Thau, Nebel, Wolken, Regen, Schnee, Hagel und Reif; gebunden als Crystall- und Hydratwasser in den Mineralien und als allgemeiner Bestandtheil der organischen Körper. Es entsteht bei vielen chemischen Processen, besonders bei der Verbrennung organischer Substanzen und dem Athmungsprocess der Thiere.

Erhitzen von getrocknetem Papier.

Darstellung. 1. Durch Vereinigung der beiden Gase, die aber nicht direct vor sich geht, sondern durch Glühhitze, den electricischen Funken oder auch durch Einwirkung von Platinschwamm erzielt wird (Knallgas, höchste Verbrennungstemperatur). 2. Durch Destillation des in der Natur vorkommenden und durch Beimengungen stets verunreinigten Wassers.

Entzündung des Knallgases im Glaszylinder und in Seifenblasen, elektrische Pistole.

Eigenschaften. 1. Eine farblose Flüssigkeit, die bei  $+4^{\circ}$  ihre grösste Dichtigkeit besitzt und 773mal schwerer als Luft ist, bei  $0^{\circ}$  zu Eis gefriert (Crystalle gehören dem hexagonalen System an, 100 Vol. Wasser von  $0^{\circ}$  oder 0,999877 Vol. von  $+4^{\circ}$  geben 107 Vol. Eis, daher spec. Gew. = 0,93), und bei  $100^{\circ}$  und 760 mm Luftdruck siedet, sich in Wasserdampf verwandelnd (nimmt einen beinahe 1700mal grösseren Raum ein als in flüssiger Form, spec. Gew. = 0,622, 1 Liter wiegt 0,806 g, verdichtet sich durch Abkühlung in der Luft zu äusserst kleinen Wasserbläschen und beginnt bei  $1200^{\circ}$  sich zu zersetzen. Dissociation). Das Wasser geht schon unter  $100^{\circ}$  bei allen Temperaturen, also auch als Eis, in Wasserdampf über (Verdunstung), der sich mit der Luft mischt, die um so mehr und schneller davon aufnimmt, je höher die Temperatur und je geringer der Druck derselben ist. Wird mit Wasserdampf gesättigte Luft abgekühlt, so verdichtet sich eine entsprechende Menge Dampf als Nebel. 2. Geruch- und geschmacklos. 6. a) Es ist das verbreitetste Lösungsmittel, und zwar für feste, flüssige und gasförmige Körper (Abhängigkeit des Lösungsvermögens von Temperatur und Luftdruck, Löslichkeits- und Absorptions-Coëfficient, gesättigte oder concentrirte Lösungen, unbestimmte Verbindungen). b) Crystall- oder Crystallisationswasser, Verwittern, Zerfliessen, Hydratwasser, Constitutionswasser, Decrepitationswasser. c) Das reinste der natürlichen Wasser ist das Regen- und Schneewasser; es enthält 3 Volumprocente Gase (O, N und Kohlendioxyd). Das Quell- und Flusswasser enthält im Durchschnitt in 10 000 Theilen 1—20 Theile fester Bestandtheile (hartes, weiches Wasser, Kesselstein); Mineralwässer: Soolwässer, Bitterwässer, Schwefelwässer, Säuerlinge und Stahlwässer. Das Meerwasser enthält gegen 3,5 Gewichtsprocente Salze, besonders Kochsalz (gegen 2,7%).

Lösung von Kaliumnitrat in Wasser von verschiedenen Temperaturen, Ausscheidung durch Abkühlung.

Kupfersulfat erst erhitzt und dann befeuchtet, crystallis. Natriumcarbonat und Chlorcalcium unter einer Glasglocke, Erhitzen von Chlornatrium.

7. Schwefel, Sulfur, S = 32, spec. Gew.:  $\left. \begin{array}{l} \text{octaëdrischer} = 2,05. \\ \text{prismatischer und plastischer} = 1,96. \end{array} \right\}$

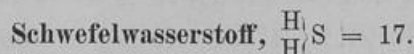
Vorkommen. Frei in vulcanischen Gegenden abgelagert, namentlich in Sicilien; gebunden als Bestandtheil der Schwefelmetalle, der Sulfate, des Schwefelwasserstoffs in Schwefelquellen, vieler pflanzlichen und sämmtlicher thierischen Organismen.

Gewinnung. Der gewöhnlich durch erdige Beimengungen verunreinigte natürlich vorkommende Schwefel wird meist in thönernen oder eisernen Gefässen geschmolzen und von

den zu Boden gesunkenen Beimengungen durch Abschöpfen getrennt. Der so erhaltene, nicht ganz reine Schwefel, Rohschwefel, wird nochmals gereinigt, indem man ihn in eisernen Retorten erhitzt und den Schwefeldampf in gemauerte Kammern leitet, an deren Wänden er sich in feiner Pulverform, als Schwefelblumen, absetzt. Werden die Kammern nicht künstlich kalt gehalten, so erwärmen sie sich nach und nach auf die Schmelztemperatur des Schwefels und der sich am Boden sammelnde flüssige Schwefel wird in conische Formen gegossen und heisst Stangenschwefel.

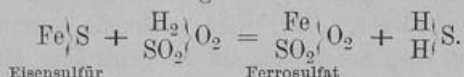
Eigenschaften. 1. Ein hellgelber, undurchsichtiger und spröder fester Körper, Schmelzen im Reagensglase. crystallisirt in rhombischen Octaëdern, schmilzt bei  $111^{\circ}$  zu einer gelben, dünnen Flüssigkeit, die bei höherem Erwärmen dunkelbraun und dickflüssig wird, bei  $250^{\circ}$  aber so zähe ist, dass sie aus dem umgekehrten Gefäss nicht ausfließt. Bei  $300^{\circ}$  wird der Schwefel wieder dünnflüssig, bleibt aber dunkel, siedet bei  $440^{\circ}$  und verwandelt sich in braunrothen Dampf, welcher bei  $1000^{\circ}$  32mal (bei  $500^{\circ}$  96mal) schwerer als Wasserstoff ist. 2. Geruch- und geschmacklos. 3. Nicht giftig. 4. Entzündet sich bei  $260^{\circ}$  und verbrennt mit bläulicher, lichtschwacher Flamme zu Schwefeldioxyd; in Dampfform unterhält er die Verbrennung im weiteren Sinne. Verbrennung v. Kupferblech u. Eisenfeilicht in Schwefeldampf. Lösung in Schwefelkohlenstoff. Abscheidung aus Mehrfach-Schwefelammonium. 5. In Wasser nicht, in Alcohol und Aether schwierig und in Schwefelkohlenstoff leicht löslich. 6. a) Aus manchen Verbindungen lässt sich der Schwefel als feines, daher weisses, amorphes Pulver, Schwefelmilch, abscheiden. b) Lässt man flüssigen Schwefel langsam erkalten, so nimmt er die Form von schiefen rhombischen Prismen an, die bräunlich gelb, durchscheinend und biegsam sind, das spec. Gew. 1,96 haben und erst bei  $120^{\circ}$  schmelzen; nach einiger Zeit werden dieselben aber undurchsichtig und spröde und gehen in ein Aggregat von rhombischen Octaëdern unter Beibehaltung der äusseren Form, also in gewöhnlichen Schwefel über. Darstellung des plastischen Schwefels und theilweise Lösung desselben in Schwefelkohlenstoff. c) Wird flüssiger Schwefel in dünnem Strahle in nicht zu kaltes Wasser gegossen, so erhält man eine gelbbraune, durchscheinende, weiche, fadenziehende, plastische Masse von dem spec. Gew. 1,96, die sich in Schwefelkohlenstoff nur theilweise löst, indem ein amorphes Pulver, amorpher unlöslicher Schwefel, zurückbleibt, und sich nach einigen Tagen ebenfalls in gewöhnlichen Schwefel verwandelt. d) Der Schwefel crystallisirt also in 2 Crystallsystemen (Dimorphismus) und kommt in mehreren allotropischen Zuständen (Allotropie) vor: 1. gewöhnlicher, octaëdrischer oder rhombischer Schwefel; 2. prismatischer oder clinorhombischer Schwefel und 3. weicher oder plastischer Schwefel. Darstellung der Crystalle. e) Aus den Lösungsmitteln crystallisirt (bei gew. Temp.) der Schwefel in rhombischen Octaëdern, also wie der natürlich vorkommende. f. Verbindet sich direct mit den meisten Elementen.

Anwendung. Als Heilmittel, zur Fabrikation des Schiesspulvers, der Schwefelsäure und der Schwefelhölzer, zum Schwefeln des Weines und zum Vulcanisiren des Kautschuks.

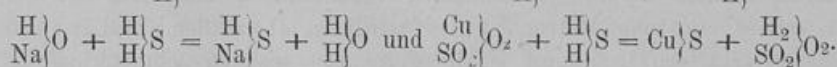
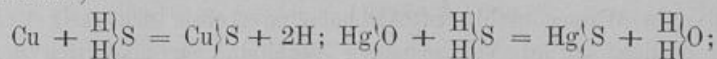


Vorkommen. In vulcanischen Gasen und in Schwefelwässern; entsteht hauptsächlich bei der Fäulniss schwefelhaltiger organischer Substanzen.

Darstellung. Durch Einwirkung der Schwefelsäure auf Eisensulfür:



Eigenschaften. 1. Ein farbloses Gas, bei mittlerer Temperatur und einem Druck von 14 Atmosphären oder bei  $-74^\circ$  sich zu einer farblosen Flüssigkeit condensirend, die bei  $-85^\circ$  erstarrt. 2. Von stinkendem Geruch nach faulen Eiern und herbem, widerlichem Geschmack. 3. Giftig, indem er das Blut zersetzt. 4. Verbrennt mit bläulicher Flamme zu Wasserdampf und Schwefeldioxyd; bei unzureichendem Luftzutritt verbrennt nur der H und der S scheidet sich ab. 5. Wasser löst sein 3—4faches Volumen; die Lösung heisst Schwefelwasserstoffwasser oder, natürlich vorkommend, Schwefelwasser. besitzt die Eigenschaften des freien Gases und wird durch den O der Luft zersetzt (milchig) unter Bildung von Wasser und Abscheidung des S. 6. Röthet Lackmus, daher Schwefelwasserstoffsäure, und wirkt auf die meisten Metalle und deren Oxyde, Hydroxyde und Salze zersetzend ein, unter Bildung von Schwefelmetall und -bezw. Wasserstoff, Wasser und Säure (Anlaufen der Metalle):

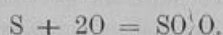


Anwendung. Sowohl als Gas als auch in wässriger Lösung im Laboratorium einer der am meisten gebrauchten Körper.

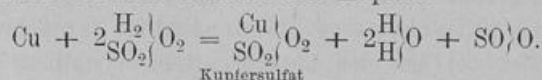
### Schwefeldioxyd, $\text{SO}_2\text{O} = 32$ .

Vorkommen. Entweicht aus einigen Vulkanen.

Darstellung. 1. Durch Verbrennen des Schwefels an der Luft:



2. Durch Erhitzen von Schwefelsäure mit Kupfer:



Eigenschaften. 1. Ein farbloses Gas, bei gew. Temperatur unter dem Druck von 2 Atmosphären oder bei  $-15^\circ$  sich zu einer farblosen Flüssigkeit verdichtend, welche bei  $-76^\circ$  erstarrt und bei  $-10^\circ$  siedet. 2. Von erstickendem Geruch und unangenehmem Geschmack. 3. Giftig. 4. Nicht brennbar und die Verbrennung der Körper nicht unterhaltend, im Gegentheil jede Flamme sofort löschend. 5. Wasser löst gegen 50 Vol. des Gases; die Lösung besitzt die Eigenschaften des freien Gases, scheidet bei  $0^\circ$  farblose Crystalle von der Zusammensetzung  $\text{SO}_2\text{O} + 15 \text{ aq.} \left( \text{H}_2 \begin{array}{l} \backslash \\ \text{SO} \end{array} \text{O}_2 + 14 \text{ aq.} \right)$  aus, oxydirt sich durch Aufnahme des O der Luft zu Schwefeltrioxyd und enthält wahrscheinlich schwefelige Säure  $\text{H}_2 \begin{array}{l} \backslash \\ \text{SO} \end{array} \text{O}_2$ , die jedoch bis jetzt nicht dargestellt werden konnte, indem die wässrige Lösung beim Abdampfen in Schwefeldioxyd und Wasser zerfällt. 6. a) Bei seiner grossen Affinität

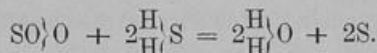
Verbrennung des der Entbindungsrohre entströmenden und des im Glaszylinder befindlichen Gases.

Darstellung der wässrigen Lösung.

Röthfärbung von Lackmus. Anlaufenlassen von Metallen und Fällung verschied. Schwefelmetalle.

Erlöschen einer brennenden Kerze im Glaszylinder und im Glasrichter.

zum O wirkt es, indem es sich zu Schwefeltrioxyd oxydirt, reducirend auf sauerstoffreiche Verbindungen, während durch stärkere Reducionsmittel es selbst reducirt wird, z. B. durch Schwefelwasserstoff:

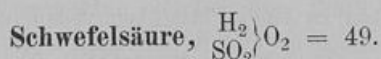


Diffusion u. Zersetzung  
beider Gase.

b) Es geht mit vielen Farbstoffen, ohne die Farbe zu zerstören, farblose Verbindungen ein, die aber in Folge geringer Beständigkeit sich wieder zersetzen, so dass die ursprüngliche Farbe wiederkehrt; durch Einwirkung stärkerer Säuren kann dies sofort geschehen. c) Es vermag die Gährung zu verhindern.

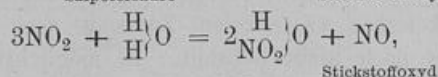
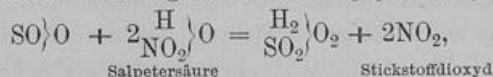
Bleichen einer Rose und  
Wiederherstellung der  
Farbe durch Schwefel-  
säure.

Anwendung. Zum Bleichen von Wolle und Seide (die durch Cl zerstört werden), von Strohwaaren, Korbgeflechten und Schwämmen, zum Schwefeln der Wein- und Bierfässer und des Hopfens, zum Conserviren eingemachter Früchte und zum Löschen des Feuers in Kaminen und geschlossenen Räumen.

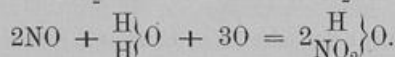
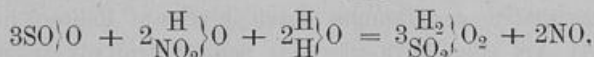


Vorkommen. Frei in einigen vulcanischen Gewässern, gebunden in den Sulfaten, die in allen 3 Naturreichen verbreitet sind.

Darstellung. Durch Einwirkung von Salpetersäure auf Schwefeldioxyd in Gegenwart von Luft und Wasser, ein Process, der bis jetzt noch nicht ganz aufgeklärt (Bleikammerprocess), wahrscheinlich aber durch folgende Umsetzungsgleichungen ausgedrückt ist:



oder



In den Bleikammern sammelt sich eine Säure vom spec. Gew. 1,5 und von ungefähr 60% Schwefelsäure und 40% Wasser an, die Kammersäure, welche in Bleipfannen bis zum spec. Gew. 1,72 und dann in Glas- oder Platingefässen bis zum spec. Gew. 1,83 eingedampft wird, in welchem letzterem Zustande sie noch ungefähr 8% Wasser enthält und rohe englische Schwefelsäure heisst. Wird diese destillirt, so geht anfangs eine wässrige Säure, bei 330° aber fast reine Schwefelsäure, concentrirte englische Schwefelsäure, über, welche bei 12° das spec. Gew. 1,842 hat, noch ungefähr 1,5% Wasser enthält und bei -35° weisse Crystalle von wasserfreier Schwefelsäure ausscheidet.

Eigenschaften. Von der wasserfreien Schwefelsäure weiss man nur, dass die bei -35° sich abscheidenden Crystalle erst bei +10,5° schmelzen, die Flüssigkeit bei 40° weisse Dämpfe von Schwefeltrioxyd ausstösst und bei 290° zu sieden anfängt und dass bei

330° wieder die concentrirte Säure mit 1,5% Wasser überdestillirt. Die Eigenschaften dieser letzteren Säure sind folgende: 1. Eine farblose, ölartige, nicht rauchende Flüssigkeit, die also bei -35° weisse Crystalle von wasserfreier Säure absetzt und bei 330° siedet, sich in einen farblosen Dampf verwandelnd, welcher fast feuerbeständig ist und sich nur durch Leitung über rothglühende poröse Körper (Ziegelstücke) in Schwefeldioxyd, Wasser und Sauerstoff zersetzt. 2. Geruchlos. 3. Sehr giftig. 5. Mischt sich in jedem Verhältniss mit Wasser und ihre Affinität zu demselben ist so gross, dass sie davon das 15fache ihres Gewichts aus feuchter Luft anzuziehen vermag (Trockenapparat). Beim Vermischen mit Wasser erhitzt sie sich stark (4 Gewichtstheile der Säure mit 1 Theil Wasser von 0° auf 100°) und ihr spec. Gew. und ihr Siedepunkt sinken; durch Erwärmung dunstet die verdünnte Säure Wasser ab (eine geringe Menge der Säure geht mit über) bis zum ursprünglichen spec. Gew. und Siedepunkt. Sie geht mit dem Wasser auch chemische Verbindungen ein, die man Hydrate nennt. Kühlt man nämlich rohe englische Schwefelsäure auf 0° ab, so scheiden sich farblose sechsseitige Prismen des ersten Hydrates  $\text{H}_2\text{SO}_4 \cdot \text{O}_2 + \text{aq.}$  ab, welche bei + 8,5° schmelzen zu einer Flüssigkeit von dem spec. Gew. 1,78; das zweite Hydrat  $\text{H}_2\text{SO}_4 \cdot \text{O}_2 + 2 \text{ aq.}$  entsteht durch Mischung von 1 Molecül Schwefelsäure mit 2 Molecülen Wasser als eine farblose Flüssigkeit von dem spec. Gew. 1,63 (Maximum der Contraction). 6. a) In Folge ihrer grossen Verwandtschaft zum Wasser zersetzt sie die meisten organischen Körper, indem sie ihnen H und O unter Bildung von Wasser entzieht und Kohlenstoff oder eine kohlenstoffreiche dunkelbraune Masse zurücklässt (daher Braunfärbung der farblosen Säure durch den organischen Staub). b) Sie wird durch Erhitzen mit einigen Metalloiden und Metallen zu Schwefeldioxyd reducirt. c) Das Anhydrid der Schwefelsäure, das Schwefeltrioxyd  $\text{SO}_2 \cdot \text{O}$ , konnte man in Folge seiner ausserordentlichen Affinität zu Wasser in vollkommen wasserfreiem Zustande noch nicht darstellen, und seine Eigenschaften sind daher noch nicht bekannt. In möglichst wasserfreiem Zustande ist es eine weisse Masse, die an der Luft stark raucht, energisch Wasserdämpfe anzieht und bald zerfliesst, im Wasser sich unter Zischen löst, höchst ätzend und giftig wirkt, Lackmus nicht röthet und beim Durchleiten der Dämpfe durch glühende Röhren in Schwefeldioxyd und Sauerstoff zerfällt. d) Als eine Auflösung des Schwefeltrioxyds in Schwefelsäure oder in wenig Wasser kann die rauchende oder Nordhäuser Schwefelsäure  $\text{H}_2\text{SO}_4 \cdot \text{O}_2 + \text{SO}_2 \cdot \text{O}$  betrachtet werden, die durch Erhitzen von entwässertem Ferrosulfat gewonnen wird. Ferrosulfat zerfällt beim Erhitzen in Eisenoxyd, Schwefeldioxyd und Schwefeltrioxyd, und dieses letztere in wenig Wasser gelöst bildet die rauchende Schwefelsäure. Sie ist eine farblose, von organischen Substanzen meist bräunlich gefärbte, ölartige, in Folge der Flüchtigkeit des Schwefeltrioxyds an der Luft stark rauchende Flüssigkeit vom spec. Gew. 1,85—1,9, welche bei niederer Temperatur farblose und bei 35° schmelzende Crystalle von der Zusammensetzung  $\text{H}_2\text{SO}_4 \cdot \text{O}_2 + \text{SO}_2 \cdot \text{O}$  (auch als Pyro- oder Dischwefelsäure, ein Anhydrid zweier Schwefelsäure-Moleküle, aufzufassen) abscheidet und beim Erwärmen in Schwefelsäure und sich verflüchtigendes Schwefeltrioxyd zerfällt, im Uebrigen die Eigenschaften der Schwefelsäure hat und zum Lösen des Indigos in den Färbereien angewandt wird.

Wärme - Entwicklung  
beim Vermischen mit  
Wasser.

Verkohlung eines  
Korkes.

Zischen beim Eingiessen  
des Wassers, Auflö-  
sung von Indigo.



Anwendung. Sie findet die ausgedehnteste Anwendung in den Gewerben, der Technik und im Laboratorium.

8. **Selen, Selenium**, Se = 78, spec. Gew.  $\left\{ \begin{array}{l} \text{amorphes} = 4,26. \\ \text{crystallinisches} = 4,8. \end{array} \right.$

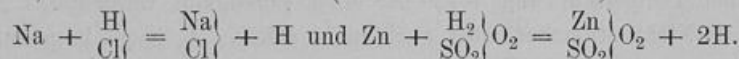
Vorkommen. Sehr selten, nie frei, in Verbindung mit Blei als Selenblei und in sehr geringer Menge mit Eisen in einigen Schwefelkiesen.

Darstellung. Aus dem Flugstaub der Canäle oder dem Selenschlamme derjenigen Schwefelsäurefabriken, in welchen die selenhaltigen Schwefelkiese zur Darstellung der Schwefelsäure verarbeitet werden.

Eigenschaften. 1. Tritt wie der Schwefel in verschiedenen allotropischen Modificationen auf. Durch Reduction von Selendioxyd mittelst Schwefeldioxyd erhält man das amorphe Selen als ein rothbraunes, in Schwefelkohlenstoff lösliches Pulver vom spec. Gew. 4,26. Wird dies geschmolzen und rasch abgekühlt, so erstarrt es zu einer schwarzen, glasigen, in Schwefelkohlenstoff ebenfalls löslichen Masse vom spec. Gew. 4,28; wird es auf 97° erwärmt, so steigt seine Temperatur plötzlich über 200° und es verwandelt sich in eine dunkelgraue, metallglänzende, crystallinische, in Schwefelkohlenstoff unlösliche Masse, in das crystallinische, unlösliche Selen vom spec. Gew. 4,8, welches auch durch langsames Abkühlen von geschmolzenem Selen erhalten wird. Das Selen schmilzt bei 217° und siedet gegen 700°, sich in dunkelgelben Dampf verwandelnd, der bei 1400° 78mal schwerer als H ist. 2. Geruch- und geschmacklos. 3. Nicht giftig. 4. Verbrennt mit röthlich blauer Flamme unter Verbreitung eines charakteristischen Geruchs nach faulem Kohl oder Rettig zu Selendioxyd. 5. Im Wasser unlöslich. 6. In concentrirter Schwefelsäure mit grüner Farbe unter Bildung von Selendioxyd löslich. Die der Schwefelsäure analoge Selensäure ist die einzige Oxyssäure, welche Gold aufzulösen vermag.

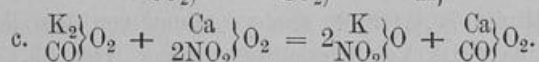
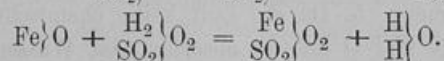
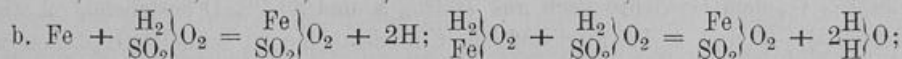
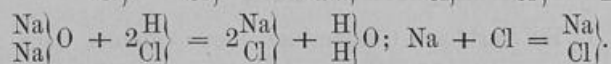
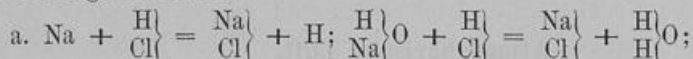
### Salze.

1. Wenn an die Stelle des H in einer Säure (Hydrosäure) ein Metall von derselben Werthigkeit tritt, so entsteht ein Salz. (Salzbildende Reste.) Z. B.:



2. Die aus einer Haloidsäure hervorgegangenen und nach den Formen des ersten Typus gebildeten Salze heissen Haloidsalze, und die aus einer Oxyssäure hervorgegangenen und nach den Formen des zweiten Typus gebildeten Salze nennt man Oxysalze.

3. Bildung der Salze:



4. Wenn sämtliches H in einer Säure durch ein Metall ersetzt wird, so entsteht ein normales oder neutrales Salz, z. B.:  $\text{K}_2\text{SO}_4$ . Wird der H in den polyhydrischen Säuren nicht vollständig durch ein Metall ersetzt, so entsteht ein saures Salz, z. B.:  $\text{KHSO}_4$ .

Wie aus den Hydrosäuren, so kann man auch aus den Hydrobasen sich die Salze entstanden denken, indem an die Stelle des H in denselben ein Säureradical von gleicher Werthigkeit tritt. Wird dann der H in den polyhydrischen Basen nicht vollständig durch ein Säureradical ersetzt, so entsteht ein basisches Salz, z. B.:  $\text{PbH}(\text{NO}_2)_2$ .

5. Wenn an die Stelle des H in den polyhydrischen Säuren verschiedene Metalle treten, so entsteht ein Doppel-Salz, z. B.:  $\text{K}_2\text{Mg}(\text{SO}_4)_4$ .

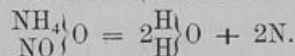
### III. Dreiwertige.

#### 9. Stickstoff, Nitrogenium, N = 14, spec. Gew. = 0,9695.

Vorkommen. Frei in der Luft, gebunden als Bestandtheil der Ammoniakverbindungen, der Nitate, sehr vieler pflanzlichen und sämtlicher thierischen Organismen.

Darstellung. 1. Nicht ganz rein durch Verbrennen von Phosphor unter einer mit Luft gefüllten und abgesperrten Glasglocke.

2. Rein durch Erhitzen von Ammoniumnitrit:



Ammoniumnitrit

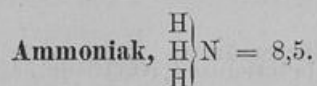
Eigenschaften. 1. Ein farbloses Gas, das sich bei einem Druck von 200 Atmosphären und einer Temperatur von  $+13^\circ$  zu einer Flüssigkeit verdichtet. 2. Geruch- und geschmacklos. 3. Nicht athembar, aber auch nicht giftig. 4. Nicht brennbar und die Verbrennung nicht unterhaltend. 5. Wasser löst gegen 2 Volumprocente. 6. Verhält sich nicht nur in seinen Eigenschaften, sondern auch in seinen Affinitätsverhältnissen negativ, indem er eine nur geringe Verwandtschaft zu andern Elementen besitzt und mit ihnen nur schwierig Verbindungen eingeht.

Erlöschen einer brennenden Kerze.

#### Atmosphärische Luft.

Eigenschaften. 1. Ein farbloses Gasgemenge, dem Volumen nach aus 79,1% N und 20,9% O, dem Gewichte nach aus 76,9% N und 23,1% O bestehend. 2. Geruch- und geschmacklos. 3. und 4. Ihr Stickstoffgehalt hindert eine zu schnelle Oxydation und bedingt das normale Athmen und ruhige Verbrennen. 5. Da die Luft keine chemische Verbindung, sondern ein mechanisches Gemenge von N und O ist, so absorbirt das Wasser diese beiden Gase auch nicht in dem Volumverhältniss 79,1 : 20,9, sondern nimmt von dem löslicheren O mehr auf, und zwar so viel mehr, dass das Volumverhältniss beider Gase 65,1 : 34,9 ist.

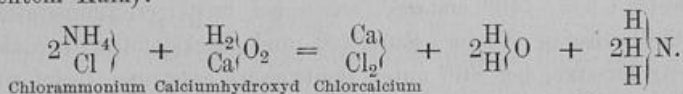
6. a) Sie besitzt die Eigenschaften ihrer Bestandtheile, ihre Höhe soll 10—12 Meilen betragen, ihre Dichte nimmt mit der Entfernung von der Erdoberfläche nach oben ab, ihr Druck am Meeresspiegel bei 0° ist gleich dem Gewichte einer 760 mm hohen Quecksilbersäule und beträgt also auf den Quadratcentimeter =  $76 \cdot 13,596 = 1033,296$  g, 1 ccm derselben wiegt 0,0012936 g, und sie ist demnach 773,036mal leichter als Wasser. b) Ausser den Hauptbestandtheilen N und O enthält sie noch kleine wechselnde Mengen von Wasserdampf und Kohlendioxyd und ausserdem die microscopischen Keime niederer Organismen, die Ursache der Fäulniss und Gährung organischer Substanzen. Die Menge des Wasserdampfes in der Luft hängt ab von Temperatur und Druck, im Durchschnitt nimmt man 0,84 Volumprocente an; der Gehalt an Kohlendioxyd schwankt zwischen 0,02—0,06 Volumprocenten. c) Auffallend ist die Constanz der Zusammensetzung der Luft in Bezug auf N und O, und es müssen demnach die durch den Athmungsprocess der Thiere und den Verwesungs- und Verbrennungsprocess verbrauchten bedeutenden Mengen des O durch die Sauerstoff-Ausathmung der Pflanzen vollständigen Ersatz finden. Gesetz der Diffusion der Gase.



Vorkommen. In geringer Menge verbunden mit einigen Säuren in der Luft, in der Damm- oder Ackererde und daher in den natürlichen Wässern, indem es in der Luft durch den Blitz entsteht und sich bei der Verdunstung des Wassers, bei jeder Verbrennung und der Verwesung stickstoffhaltiger organischer Substanzen bildet.

Darstellung. 1. Im Grossen früher durch trockene Destillation von Kameelmist, jetzt hauptsächlich durch trockene Destillation der Steinkohlen (als Nebenproduct in den Gasanstalten).

2. Durch Erhitzen eines Gemenges von Chlorammonium (Salmiak) und Calciumhydroxyd (gelöschtem Kalk):



Chlorammonium Calciumhydroxyd Chlorcalcium

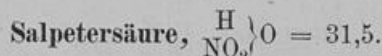
Eigenschaften. 1. Ein farbloses Gas, bei 10° unter dem Druck von  $6\frac{1}{2}$  Atmosphären oder bei -40° sich zu einer farblosen Flüssigkeit condensirend, die bei -80° erstarrt; bei Glühhitze zerfällt das Gas in seine Bestandtheile. 2. Von stechendem, zu Thränen reizendem Geruch und laugenhaftem Geschmack. 3. Greift die Athmungsorgane heftig an. 4. Verbrennt an der Luft nicht, wohl aber im O mit gelblicher Flamme hauptsächlich zu Wasserdampf und Stickstoff, unterhält die Verbrennung nicht. 5. 1 Vol. Wasser absorbirt bei 0° 1050 Vol. (0,877 Gewichtstheile) des Gases, Eis schmilzt sehr rasch darin. Die wässrige Lösung heisst Aetzammoniak, caustisches Ammoniak oder Salmiakgeist und hat die Eigenschaften des freien Gases. Das spec. Gew. derselben ist um so geringer, je grösser der Gasgehalt ist; die bei 14° gesättigte Lösung von ungefähr 30% Gasgehalt hat das spec. Gew. 0,897. Man nimmt an, dass im Wasser nicht das freie Gas, sondern eine Verbindung von 1 Mol. desselben mit 1 Mol. Wasser  $\begin{array}{c} \text{H} \\ \text{H} \end{array} \text{N} + \begin{array}{c} \text{H} \\ \text{H} \end{array} \text{O} = \begin{array}{c} \text{H} \\ \text{NH}_4 \end{array} \text{O}$  Absorption vom Wasser.

Reaction auf Lackmus,  
Bildung weisser Nebel  
von Chlorammonium.

enthalten ist. Die Atomgruppe  $\text{NH}_4$ , die sich in allen Ammoniakverbindungen findet, betrachtet man als ein zusammengesetztes Radical und nennt sie Ammonium, während die hypothetische Verbindung des Gases mit Wasser Ammoniumhydroxyd oder Ammon heisst. 6. Die wässrige Lösung besitzt die Eigenschaften einer Basis, indem sie geröthetes Lackmus bläuet und mit den Säuren Salze bildet, daher die Bildung dichter, weisser Nebel beim Zusammentreffen des Ammoniakgases mit sauren Gasen.

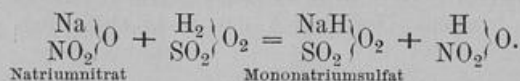
Anwendung. In der Technik (Carré'sche Eismaschine), zum Ausmachen von Fettflecken und im Laboratorium.

Der Stickstoff geht mit Sauerstoff 6 Verbindungen ein:  $\text{N}_2\text{O}_5$  Stickstoffpentoxyd (Salpetersäure),  $\text{N}_2\text{O}_4$  Stickstofftetroxyd oder Untersalpetersäure,  $\text{NO}_2$  Stickstoffdioxid,  $\text{N}_2\text{O}_3$  Stickstofftrioxyd (salpetrige Säure),  $\text{NO}$  Stickstoffoxyd und  $\text{N}_2\text{O}$  Stickstoffoxydul.

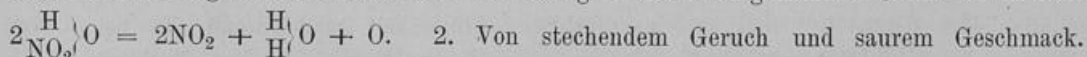


Vorkommen. Nur gebunden in einigen Nitraten. Sie entsteht in geringer Menge in der Luft durch den Blitz, bildet aber sofort Ammoniumnitrat, welches in die natürlichen Wässer übergeht; ferner entsteht sie durch die Verwesung stickstoffhaltiger organischer Substanzen bei Gegenwart starker Basen, mit denen sie sich zu Nitraten vereinigt.

Darstellung. Im Grossen durch Erhitzen von Kalium- oder Natriumnitrat mit Schwefelsäure:



Eigenschaften. 1. Eine farblose, an der Luft schwach rauchende Flüssigkeit vom spec. Gew. 1,54, welche bei  $-49^\circ$  erstarrt, schon bei mittlerer Temperatur, besonders im Sonnenlicht, sich theilweise in Wasser, Sauerstoff und Stickstoffdioxid (daher Gelbfärbung bei längerem Stehen) zersetzt, bei  $86^\circ$  unter theilweiser Zersetzung siedet und beim Durchleiten durch rothglühende Röhren sich vollständig in die eben genannten Stoffe verwandelt:

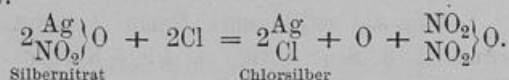


2. Von stechendem Geruch und saurem Geschmack. 3. Höchst giftig. 5. Zieht begierig Wasser an und mischt sich mit demselben in allen Verhältnissen unter Wärmeentwicklung und Erhöhung des Siedepunktes; wird ein Gemisch mit viel Wasser bis zum Sieden erhitzt, so geht anfangs fast reines Wasser über und der Siedepunkt erhöht sich, bis bei  $121^\circ$  eine Lösung von 68% Säuregehalt (etwas mehr Wasser als das Hydrat  $\frac{\text{H}}{\text{NO}_2} \text{O} + \frac{\text{H}}{\text{H}} \text{O}$  enthaltend) und dem spec. Gew. 1,414 (bei  $15^\circ$ ) überdestillirt,

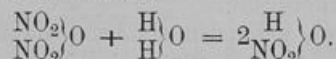
die viel beständiger ist, sich am Lichte und durch länger fortgesetztes Kochen nicht zersetzt, aber im Allgemeinen auch nicht so energisch oxydirend einwirkt und als gewöhnliche concentrirte Salpetersäure in den Handel kommt. 6. a) Eine der stärksten Säuren, die nur von der Schwefelsäure aus ihren Verbindungen getrieben wird, und, wie alle Oxyde des N, eins der stärksten directen Oxydationsmittel, indem sie nicht nur die meisten Metalle (Gold und

Einwirkung auf S, P, C,  
Cu, unächtes u. ächtes  
Blattgold und Ferro-  
sulfat.

Platin ausgenommen, daher Scheidewasser) und Metalloide, sondern auch die organischen Körper oxydirt, wobei sie selbst desoxydirt wird. b) Durch starkes Erhitzen von 2 Mol. Natriumnitrat mit 1 Mol. Schwefelsäure erhält man eine Salpetersäure, in welcher viel Stickstoffdioxid aufgelöst ist, die sogenannte rothe rauchende Salpetersäure, eine dunkelrothe, undurchsichtige, an der Luft gelbe Dämpfe ausstossende Flüssigkeit vom spec. Gew. 1,5, die bei  $-40^{\circ}$  erstarrt, noch stärker oxydirend wirkt als die reine Salpetersäure und, nach und nach mit Wasser versetzt, sich zuerst grün, dann blau färbt und zuletzt farblos wird. c) Das Stickstoffpentoxyd  $\frac{\text{NO}_2}{\text{NO}_2}\text{O}$  erhält man durch Einwirkung von Chlor auf geschmolzenes Silbernitrat:



Es bildet farblose, glänzende Crystalle, die bei  $30^{\circ}$  schmelzen, bei  $47^{\circ}$  unter theilweiser Zersetzung sieden, bei stärkerem Erhitzen in  $\text{NO}_2$  und  $\text{O}$  zerfallen, auch bei gewöhnlicher Temperatur, zuweilen unter Explosion, sich in  $\text{N}_2\text{O}_4$  und  $\text{O}$  zersetzen und mit Wasser unter Erwärmung sich zu Salpetersäure vereinigen:



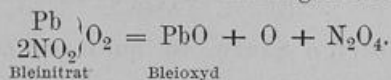
Anwendung. Zum Auflösen der Metalle, zum Gelbfärben der Seide und zur Bereitung der Schwefelsäure und Schiessbaumwolle.

#### Stickstofftetroxyd (Untersalpetersäure), $\text{N}_2\text{O}_4 = 46$ .

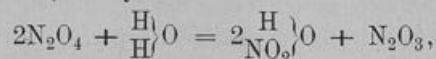
Vorkommen. Weder frei noch gebunden in der Natur; entsteht auf mehrfache Weise, besonders bei der Zersetzung der Salpetersäure.

Darstellung. 1. Durch starkes Erkälten eines Gemisches von 2 Vol. Stickstoffoxyd und 1 Vol. Sauerstoff:  $2\text{NO} + 2\text{O} = \text{N}_2\text{O}_4$ .

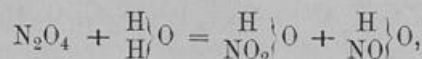
2. Durch Erhitzen von Bleinitrat und Auffangen in stark gekühlter Vorlage:



Eigenschaften. 1. Unter  $0^{\circ}$  eine farblose Flüssigkeit, die beim Erwärmen anfängt sich in  $\text{NO}_2$  zu zersetzen und sich dadurch gelb färbt, bei mittlerer Temperatur das spec. Gew. 1,45 hat, bei  $26^{\circ}$  zu sieden anfängt, sich in gelbbraunen Dampf von  $\text{NO}_2$  verwandelnd, aber erst bei  $150^{\circ}$  sich vollständig in dieses Gas zersetzt, das durch Abkühlung wieder zu flüssigem  $\text{N}_2\text{O}_4$  condensirt werden kann; bei  $-20^{\circ}$  erstarrt es zu einer farblosen crystallinischen Masse, die bei  $-12^{\circ}$  schmilzt. 5. Mit wenig kaltem Wasser gemischt, zerfällt es in Salpetersäure und Stickstofftrioxyd:

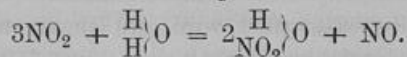


mit viel kaltem Wasser gemischt, bildet es Salpetersäure und salpetrige Säure:



Entfärbung von Indigo,  
Gelbfärbung der Haut,  
Wolle, Seide u. Federn.

und durch warmes Wasser wird es erst in  $\text{NO}_2$  und dieses dann in Salpetersäure und Stickstoffoxyd zersetzt:



6. Wurde früher Untersalpetersäure genannt, weil man glaubte, dass es mit Wasser eine Säure bilde.

### Stickstoffdioxyd, $\text{NO}_2 = 23$ .

Vorkommen. In der rothen rauchenden Salpetersäure, sonst wie vorhin.

Darstellung. Wie  $\text{N}_2\text{O}_4$ , aber ohne Anwendung von Kälte.

Eigenschaften. 1. Nur als rothbrauner Dampf bekannt. 2. Von erstickendem Geruch und ätzendem Geschmack. 3. Sehr giftig. 4. Viele Körper verbrennen darin. 5. In Berührung mit warmem Wasser zersetzt es sich, wie schon erwähnt, in Salpetersäure und Stickstoffoxyd.

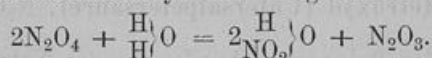
### Stickstofftrioxyd, $\text{N}_2\text{O}_3 = 38$ .

Vorkommen. Nicht frei, gebunden als Ammoniumnitrit in geringer Menge in der Luft und demnach auch in den natürlichen Wässern, indem es beim Verdampfen des Wassers und bei der Verbrennung kohlenwasserstoffhaltiger organischer Substanzen an der Luft entsteht.

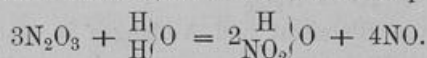
Darstellung. 1. Durch Mischung von 4 Vol. Stickstoffoxyd mit 1 Vol. Sauerstoff:



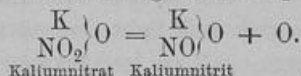
2. Durch Vermischen von Stickstofftetroxyd mit wenig kaltem Wasser:



Eigenschaften. 1. Eine dunkelblaue Flüssigkeit, die bei  $0^\circ$  siedet und sich in ein tief rothes, durch Abkühlung sich wieder zu  $\text{N}_2\text{O}_3$  condensirendes Gasgemenge von  $\text{NO}$  und  $\text{NO}_2$  verwandelt. 2. Mit Wasser zersetzt es sich in Salpetersäure und Stickstoffoxyd:



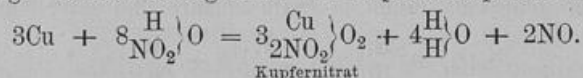
Die Verbindung  $\begin{matrix} \text{H} \\ | \\ \text{NO}_2 \end{matrix} \text{O}$ , salpetrige Säure, ist im freien Zustande nicht bekannt; ihre Salze, die Nitrite, entstehen durch Erhitzen gewisser salpetersauren Salze unter Entwicklung von  $\text{O}$ :



### Stickstoffoxyd, $\text{NO} = 15$ .

Vorkommen. Findet sich in der Natur nicht; entsteht durch Reduction der höheren Oxydationsstufen des Stickstoffs mittelst oxydabler Körper.

Darstellung. Durch Uebergiessen von Kupferdrehspänen mit verdünnter Salpetersäure:



Eigenschaften. 1. Ein farbloses Gas, welches in letzter Zeit zu einer Flüssigkeit verdichtet wurde und sich bei Rothglühhitze in  $\text{NO}_2$  und N verwandelt. 2. und 3. Geschmack, Geruch und Wirkung auf die Athmungsorgane nicht zu constatiren. 4. Oxydirt sich an der Luft sofort höher zu rothbraunen Dämpfen von Stickstoffdioxyd:  $\text{NO} + \text{O} = \text{NO}_2$ , bei unzureichendem O aber zu Stickstofftrioxyd:  $2\text{NO} + \text{O} = \text{N}_2\text{O}_3$ , und unterhält die Verbrennung einiger energisch verbrennenden Körper, wobei grössere Wärmemengen entwickelt werden als beim Verbrennen dieser Körper in O. 5. Im Wasser wenig löslich; wässrige Lösungen der Eisenoxydulsalze lösen es leicht und färben sich dabei braun, beim Erwärmen entweicht das Gas wieder.

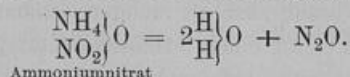
Diffusion von NO und Luft.

Erlöschen brennenden Schwefels und einer brennenden Kohle. Fortbrennen v. brennendem Phosphor u. Magnesium und eines lebhaft brennenden Holzspans. Absorption durch eine Lösung von Ferrosulfat.

### Stickstoffoxydul, $\text{N}_2\text{O} = 22$ .

Vorkommen. Wie vorhin.

Darstellung. Durch Erhitzen von Ammoniumnitrat:



Ammoniumnitrat

Eigenschaften: 1. Ein farbloses Gas, bei  $0^\circ$  unter einem Druck von 30 Atmosphären oder bei  $-88^\circ$  sich zu einer farblosen Flüssigkeit verdichtend, die beim Verdampfen an der Luft bis auf  $-100^\circ$  (unter dem Recipienten bis auf  $-140^\circ$ ) sich abkühlt und zu einer schneeigen Masse erstarrt; durch eine glühende Röhre geleitet, zerfällt das Gas in N und O. 2. Von schwachem Geruch und süsslichem Geschmack. 3. In geringer Menge eingeathmet, wirkt es erheiternd, Lachen erregend und berauschend, daher auch Lustgas und Lachgas genannt, länger eingeathmet bewirkt es Gefühllosigkeit und auch Nervenaufrregung. 4. Brennt nicht, unterhält aber die Verbrennung einiger Körper fast in dem Grade wie O; ein Gemenge gleicher Volume  $\text{N}_2\text{O}$  und H verbrennt ähnlich wie Knallgas unter Explosion. 5. 1 Vol. Wasser löst bei  $0^\circ$  1,305 Vol. 6. Erzeugt mit  $\text{NO}_2$  keine braunen Dämpfe.

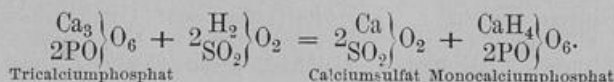
Anwendung. Als Betäubungsmittel bei leichten chirurgischen Operationen.

Erlöschen brennenden Schwefels, Wiederauf-flammen eines glim-menden Spanes, Ver-brennen v. Phosphor, Magnesium, Kohle u. Eisen. Entzündung eines Gemenges mit H und eines Gemenges mit Schwefelkohlen-stoffdampf.

10. **Phosphor, Phosphorus**, P = 31, spec. Gew.  $\left. \begin{array}{l} \text{gewöhnlicher} = 1,83. \\ \text{amorpher} = 2,14. \\ \text{metallischer} = 2,34. \end{array} \right\}$

Vorkommen. Nicht frei, gebunden nur als Orthophosphate in mehreren sehr verbreiteten Mineralien, durch deren Verwitterung die Phosphate in die Ackererde übergehen, aus dieser von den Pflanzen resorbirt werden und durch letztere in den thierischen Organismus gelangen.

Darstellung. Die Knochen werden behufs Zerstörung der organischen Bestandtheile gebrannt und zu Knochenasche pulverisirt, welche letztere, ungefähr 85% Tricalciumphosphat enthaltend, mit Schwefelsäure erwärmt wird:

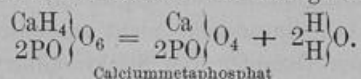


Tricalciumphosphat

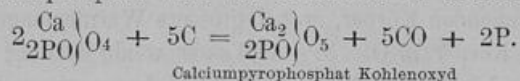
Calciumsulfat Monocalciumphosphat

Destillation eines Knochens in einem Reagensglase u. darauf Weissbrennen auf Platinblech.

Die vom Niederschlage abgezogene und das Calciumphosphat enthaltende Lauge wird in Bleipfannen verdampft und in eisernen Kesseln bei Rothgluth eingetrocknet:



Das erhaltene Calciummetaphosphat wird mit Holzkohle in thönernen Retorten zur Weissgluth erhitzt:



Die entstandenen Phosphordämpfe werden in Wasser condensirt, durch mehrmalige Destillation gereinigt, unter Wasser geschmolzen und in Stangenformen aufgenommen.

Eigenschaften. 1. Der durch Destillation erhaltene gelbe oder gewöhnliche Phosphor ist ein gelblich weisser, durchscheinender, wachsglänzender und wie Wachs knetbarer, aber in der Kälte spröder Körper vom spec. Gew. 1,83, der schon bei gewöhnlicher Temperatur verdampft und sich in diesem fein zertheilten Zustande oxydirt (langsame Verbrennung), wobei er im Dunkeln leuchtet und von weissem Rauch umgeben ist, dessen Natur noch nicht vollständig ermittelt wurde; auch in anderen sauerstoffhaltigen Gasen leuchtet er. Unter Wasser bei 44,4° schmilzt er zu einer farblosen Flüssigkeit und verwandelt sich, bei Luftabschluss bis 290° erhitzt, in einen farblosen Dampf. 2. Von unangenehmem, knoblauchähnlichem Geruch. 3. Sehr giftig. 4. Entzündet sich an der Luft bei 40° und verbrennt mit glänzend weisser Flamme zu Phosphorpentoxyd P<sub>2</sub>O<sub>5</sub>; auch durch schwache Reibung entzündet er sich, und im fein zertheilten Zustande kann dies sogar ohne bemerkbare Veranlassung geschehen. 5. Im Wasser unlöslich, er wird daher unter Wasser aufbewahrt, überzieht sich aber nach längerer Zeit, jedenfalls durch Einwirkung des Sonnenlichtes, mit einer röthlich weissen, undurchsichtigen Rinde von noch nicht genau ermittelter Beschaffenheit; beim Destilliren des Wassers geht mit den Wasserdämpfen im Dunkeln leuchtender Phosphordampf über. In Alcohol und Aether ist er wenig, in Schwefelkohlenstoff aber sehr leicht löslich, aus welchen Lösungen er in den Formen des regulären Systems crystallisirt. 6. a) Verbindet sich mit Cl, Br und J bei gew. Temp. (mit den beiden ersten unter Feuererscheinung) und mit den meisten Metallen beim Erwärmen. b) Erhitzt man gewöhnlichen P bei Luftabschluss auf 300°, so entsteht als allotropische Modification der rothe oder amorphe Phosphor, ein rothbraunes amorphes Pulver vom spec. Gew. 2,14, das sich an der Luft nicht verändert, nicht leuchtet, auch in der Rothgluth nicht schmilzt und bei 260° sehr langsam und nur theilweise sich in den Dampf des gewöhnlichen P verwandelt. Ferner ist diese Modification geruchlos, nicht giftig, auch durch Reiben nicht entzündlich und in den Lösungsmitteln des gewöhnlichen P unlöslich. c) Erhitzt man rothen P in einer zugeschmolzenen Glasröhre auf 530°, so erhält man schwarze, metallglänzende Crystalle vom spec. Gew. 2,34, die nur schwierig verdampfen und schwarzer oder metallischer Phosphor genannt werden.

Anwendung. Zur Darstellung der Phosphorverbindungen und Streichzündhölzchen und als Rattengift.

Die wichtigste Sauerstoffverbindung des Phosphors ist das Phosphorpentoxyd  $\text{PO} \left\{ \begin{array}{l} \text{O}_3 \\ \text{PO} \end{array} \right.$ , welches 3 Säuren bildet: 1. Gewöhnliche oder Orthophosphorsäure  $\text{H}_3 \left\{ \begin{array}{l} \text{O}_3 \\ \text{PO} \end{array} \right.$ ,  
2. Pyrophosphorsäure  $\text{H}_4 \left\{ \begin{array}{l} \text{O}_5 \\ 2\text{PO} \end{array} \right.$  und 3. Metaphosphorsäure  $\text{H} \left\{ \begin{array}{l} \text{O}_2 \\ \text{PO} \end{array} \right.$ .

Schmelzen unter Wasser.

Verbrennen unter einer trockenen Glasglocke, Entzündung in einer unglasirt. Reibschale, Selbstentzündung eines mit Phosphorlösung getränkten Papierstreifens.



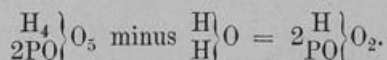
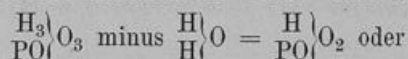


in Orthophosphorsäure verwandelt. 6. a) Sie fällt weder Eiweiss- noch Silbernitratlösungen; ihre löslichen Salze scheiden jedoch aus den letzteren Lösungen einen weissen Niederschlag von Tetrasilbermetaphosphat  $\frac{Ag_4}{2PO}\}O_5$  ab. b) Die Pyrophosphorsäure entspricht 5 Mol. Wasser und ist tetrahydrisch; sie müsste 4 Reihen von Salzen bilden, es sind aber nur 2 Reihen bekannt, in welchen der Wasserstoff der Säure bezw. ganz und zur Hälfte durch Metallatome ersetzt ist.

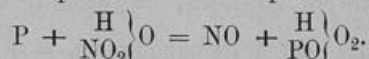
**Metaphosphorsäure,  $\frac{H}{PO}\}O_2 = 40.$**

Vorkommen. Wie vorhin.

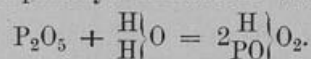
Darstellung. 1. Durch Erhitzen der Ortho- oder Pyrophosphorsäure auf  $400^\circ$ :



2. Durch Oxydation des gew. Phosphors mittelst Salpetersäure und Erhitzen bis auf  $400^\circ$ :



3. Durch Auflösung von Phosphorpentoxyd in kaltem Wasser:



Eigenschaften. 1. Eine farblose, durchsichtige, glasartige Masse (glasige Phosphorsäure), die beim Erhitzen schmilzt und bei Rothgluth sich unverändert verflüchtigt. 5. Ganz wie Pyrophosphorsäure. 6. Sie macht Eiweiss gerinnen und gibt sowohl frei als auch gebunden in ihren löslichen Salzen mit Silbernitrat einen weissen Niederschlag von Silbermetaphosphat  $\frac{Ag}{PO}\}O_2$ . Sie entspricht 2 Mol. Wasser, ist monohydrisch und bildet demnach nur eine Reihe von Salzen.

Schmelzung und Verflüchtigung.  
Reaction mit Eiweiss und Silbernitrat.

**Phosphorpentoxyd,  $\frac{PO}{PO}\}O_3 = 71.$**

Vorkommen. Wie vorhin.

Darstellung. Durch Verbrennen von Phosphor in vollkommen trockner Luft.

Eigenschaften. 1. Eine weisse, schneeähnliche Masse, die sich in Glühhitze unzersetzt verflüchtigt. 5. Zieht begierig Wasser an, zerfliesst an der Luft und löst sich in kaltem Wasser unter Zischen und starker Wärmeentwicklung zu Metaphosphorsäure.

Anwendung. Im Laboratorium als energischestes Trockenmittel besonders für Gase.

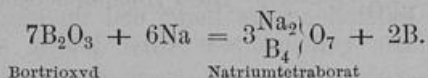
Verflüchtigung in Glühhitze.  
Zischen im Wasser, Absorption des Wasserdampfes aus der Luft, Verwandlung in Meta- und Orthophosphorsäure.

11. **Bor, Boron, Bo** oder **B** = 11, spec. Gew. des crystallinischen = 2,63.

Vorkommen. Wenig verbreitet, nicht frei, gebunden als Bortrioxyd und in einigen Boraten.

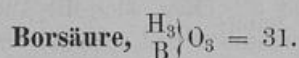
Darstellung und Eigenschaften. Es tritt in 2 Allotropien auf:

1. Amorphes Bor erhält man durch Glühen von Bortrioxyd mit Natrium bei Luftabschluss, wobei Natriumborat und freies Bor entstehen:



Es ist ein grünlich braunes, amorphes Pulver, das an der Luft erhitzt mit starkem Glanz zu Bortrioxyd verbrennt, bei Luftabschluss in der Hitze des Knallgasgebläses nicht schmilzt und durch Salpetersäure und Schwefelsäure zu Borsäure oxydirt wird.

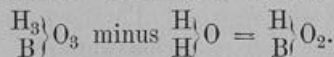
2. Crystallinisches Bor erhält man (nicht rein) durch Glühen von Bortrioxyd mit Aluminium als braunrothe bis gelbe oder auch farblose, durchsichtige bis durchscheinende quadratische Crystalle vom spec. Gew. 2,63, die an Glanz und Härte dem Diamant fast gleich stehen und unverbrennlich, unschmelzbar und in Säuren unauflöslich sind.



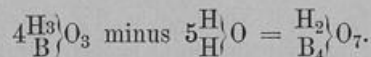
Vorkommen. Frei und in Salzen.

Darstellung. 1. Rein durch Fällen einer heissen Lösung von Borax mit Chlorwasserstoffsäure. 2. Im Grossen in den Maremmen von Toscana, wo aus der Erde Wasserdämpfe (Fumarolen und Suffionen) entweichen, die geringe Mengen Borsäure enthalten. Diese Dämpfe werden in ausgemauerten Tümpeln condensirt, und durch Verdampfen der wässerigen Lösung erhält man die rohe Borsäure, die durch UmcrySTALLISIREN gereinigt wird.

Eigenschaften. 1. Farblose, schwach glänzende, schuppige Crystalle, die beim Erhitzen sich aufblähen, bei 100° 1 Mol. Wasser verlieren (Metaborsäure), bei 160° zu einer klaren Flüssigkeit schmelzen, bei noch stärkerem Erhitzen alles Wasser verlieren und in, nur bei Weissglühhitze flüchtiges Bortrioxyd übergehen. 2. Ohne Geruch und von schwach bitterlichem Geschmack. 5. In 25 Theilen Wasser bei 14°, in 3 Theilen bei 100° sich lösend; beim Sieden der Lösung verflüchtigt sich mit den Wasserdämpfen auch Borsäure. Auch in Alcohol löslich; die Lösung brennt mit grüner Farbe. 6. a) Sie ist eine sehr schwache Säure, die Lackmus nur schwach röthet, hingegen schon in geringer Menge Curcumapapier nach dem Austrocknen rothbraun färbt und beim Schmelzen auch starke Säuren aus ihren Salzen ausscheidet. b) Durch den Verlust von 1 Mol. Wasser bei 100° geht sie in Metaborsäure über:



Weder von der Orthoborsäure  $\text{H}_3\text{B}_1\text{O}_3$  noch von der Metaborsäure  $\text{H}_1\text{B}_1\text{O}_2$  sind entsprechende Salze bekannt; die gekannten borsaurigen Salze sind von einer dritten Säure abzuleiten, der Tetraborsäure  $\text{H}_2\text{B}_4\text{O}_7$ , die sich ebenfalls als eine Anhydrosäure betrachten lässt:



c) Das durch Glühen der Borsäure erhaltene Bortrioxyd  $\text{B}_2\text{O}_3$  ist eine farblose, durchsichtige, glasartige, sehr harte Masse vom spec. Gew. 1,8, die in Glühhitze schmilzt, in

Prüfung eines Minerals auf Borsäure durch Anzünden der alcoholischen Lösung. Reaction auf Lackmus- u. Curcumapapier.

Weissglühhitze, wie schon erwähnt, etwas flüchtig ist, in Wasser sich zu Borsäure löst, an der Luft nach längerer Zeit in ein weisses Pulver zerfällt und durch Aufnahme von Wasser in Borsäure übergeht.

Anwendung. Zur Darstellung des Borax und zu Schmelzfarben.

#### IV. Vierwerthige.

12. **Kohlenstoff, Carbonicum**, C = 12, spec. Gew.  $\left\{ \begin{array}{l} \text{Diamant} = 3,5. \\ \text{Graphit} = 1,9-2,2. \end{array} \right.$

Vorkommen. a. In grosser Menge und allgemein verbreitet in der Natur. Frei als Diamant und Graphit; gebunden als freies oder die Carbonate bildendes Kohlendioxyd und als Hauptbestandtheil aller animalischen und vegetabilischen Stoffe und der aus letzteren durch langsame Verwesung hervorgegangenen Producte. Diamant, Graphit und der aus den organischen Substanzen dargestellte amorphe Kohlenstoff sind allotropische Modificationen. b. Der Diamant kommt im angeschwemmten Schuttlande einiger Gegenden vor, ist farblos, mitunter durch Beimengungen gefärbt, durchsichtig, besitzt ausgezeichneten Glanz (Diamantglanz) und unter allen Körpern die grösste Härte und crystallisirt in den Formen des regulären Systems. Der Graphit kommt in den ältern Gebirgen abgelagert vor, und zwar selten crystallisirt in sechsseitigen (monoclinen?) Tafeln, meist als eisenschwarze, undurchsichtige, metallglänzende, fettig anzufühlende, amorphe Masse von der Härte 0,5—1. c. Als natürlich vorkommenden amorphen Kohlenstoff kann man diejenigen Körper ansehen, die durch den Verwesungsprocess der Holzfaser entstanden sind und vorwiegend aus C bestehen, aber in Folge ihrer Entstehung noch H, O und die, die Asche organischer Körper bildenden mineralischen Bestandtheile enthalten. Es sind dies die fossilen Kohlenarten, und zwar Anthracit mit 96—98% Kohlenstoff, Steinkohle mit 75—90%, Braunkohle mit 55—75% und Torf mit 60%.

Darstellung des amorphen Kohlenstoffs. a. Er wird aus organischen Stoffen auf mehrfache Weise dargestellt und führt danach verschiedene Namen, ist aber nie rein, sondern enthält H, N und mineralische, beim Verbrennen als Asche zurückbleibende Stoffe beigemischt, welche letztere ihm vor dem Verbrennen mittelst Chlorwasserstoffsäure fast alle entzogen werden können. b. Durch Verbrennen von sehr kohlenstoffreichen Harzen bei gehindertem Luftzutritt wird als reinste amorphe Kohle der Kienruss erhalten; die in den glühenden Röhren der Gasfabriken sich abscheidende metallisch glänzende und sehr harte Kohle heisst metallische oder Gaskohle; die Coaks gewinnt man durch trockene Destillation der Steinkohle (meist als Nebenproduct in den Gasfabriken), die sehr poröse und noch die Textur des Holzes zeigende Holzkohle durch Verkohlung des Holzes in Meilern und die Thierkohle durch Verkohlung thierischer Substanzen (Knochen, Blut, Zucker, Leder, Hufe u. s. w.).

Eigenschaften. 1. Schwarz und undurchsichtig (Diamant ausgenommen), fest und bei Luftabschluss feuerbeständig; der Diamant verwandelt sich zwischen den Polen einer

Glühen von Kienruss vor und nach der Behandlung mit Chlorwasserstoffsäure.

Darstellung von Russ durch Abkühlung einer Terpentinölflamme mittelst einer Porcellanplatte.

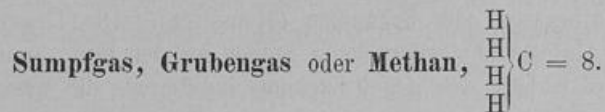
Trockene Destillation der Steinkohle.

Verkohlung des Holzes.

Verkohlung d. Zuckers.

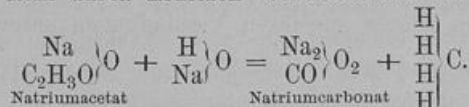
starken galvanischen Batterie in eine zerreibliche, graphitähnliche Masse. 2. Geruch- und geschmacklos. 3. Nicht giftig. 4. Bei Gegenwart von Sauerstoff stark erhitzt zu Kohlendioxyd verbrennend, der Diamant nur in reinem Sauerstoff und bei grosser Hitze, der Graphit ebenso, aber noch schwieriger und mit Zurücklassung von 2—5% Asche. 5. In keinem der gewöhnlichen Lösungsmittel löslich; der amorphe C löst sich in geschmolzenem Eisen, aus welcher Lösung beim Erkalten ein Theil desselben sich als Graphit ausscheidet. 6. Der Kohlenstoff ist ein ausgezeichnetes Desoxydationsmittel. Die Holzkohle hat die Eigenschaft, Dämpfe und Gase unter Wärmeentwicklung zu absorbiren (bis 90 Vol., Selbstentzündung grösserer Mengen von Kohlenpulver), die bei 100° und unter der Luftpumpe wieder frei werden; auch Riech- und Fäulnisstoffe werden von ihr verschluckt. Die Thierkohle besitzt die noch merkwürdigere Eigenschaft, Farbstoffe ihren Lösungen zu entziehen und auf sich niederzuschlagen (Flächenanziehung).

Anwendung. Der Diamant als Schmuckstein, zum Schleifen der Edelsteine und zum Glasschneiden; der Graphit zu Bleistiften und Schmelzriegeln, zum Glänzendmachen von Eisengusswaaren und als Schmiere für hölzerne Maschinentheile; Anthracit, Steinkohle, Braunkohle, Torf und Coaks als Heizmaterial, die Braunkohle ausserdem auch zur Gewinnung des Paraffins und die Steinkohle auch zur Gewinnung des Leuchtgases und der dabei entstehenden Nebenproducte; der Kienruss als Druckerschwärze und als Farbe, die Gaskohle beim electrischen Licht zu Kohlenspitzen, die Holzkohle als Heiz- und Reductionsmaterial, als Desinfections- und Conservationsmittel und die Thierkohle zur Klärung und Reinigung des Zuckersaftes, zur Entfuselung des Alcohols, zur Bereitung der Wichse und als Farbe.

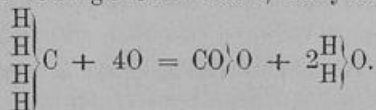


Vorkommen. Frei in Sümpfen, in Kohlenbergwerken, strömt in manchen Gegenden aus Erdspalten; es entsteht durch Fäulnis organischer Substanzen bei wenigstens theilweisem Luftabschluss.

Darstellung. Rein durch Erhitzen von Natriumacetat mit Natriumhydroxyd:



Eigenschaften. 1. Ein farbloses Gas, das in letzter Zeit zu einer Flüssigkeit verdichtet wurde und beim Durchleiten durch eine weissglühende Röhre in C und H zerlegt wird. 2. Geruch- und geschmacklos. 3. Nicht giftig, kann mit Luft gemengt ohne Beschwerden eingeathmet werden. 4. Brennt mit schwach leuchtender gelblicher Flamme zu Kohlendioxyd und Wasser und gibt mit 2 Vol. O oder 10 Vol. Luft ein heftig explodirendes Gasmengenge (schlagende Wetter oder feurige Schwaden, Davy'sche Sicherheitslampe):



Darstellung metallisch. Kupfers aus Kupfersulfat mittelst des Löthrohrs auf Kohle; Absorption des Ammoniakgases, Geruchlosmachen der Eau de Cologne; Entfärbung von Rothwein und Tinte.

Verbrennung desselben.

Electrische Pistole, Abkühlung der Flamme durch ein Drahtnetz und Anzünden des durchströmenden Gases oberhalb des Drahtnetzes.

5. 1 Vol. Wasser löst bei 4° 0,049 Vol., in Alcohol ist es etwas löslicher. 6. Verhält sich indifferent gegen Pflanzenfarben und ist Bestandtheil aller Leuchtgase.

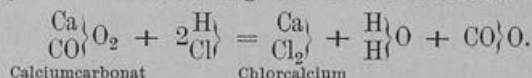
### Kohlendioxyd, CO<sub>2</sub> = 22.

Stehenlassen von Kalkwasser an der Luft.

Vorkommen. Frei in der Luft, in den Säuerlingen, in den Exhalationen der Vulcane, entweicht in vielen vulcanischen Gegenden aus Erdspalten; gebunden als Carbonate, die im Mineralreich stark vertreten sind und von denen einige auch im Thierreich häufig vorkommen. Es entsteht durch den Athmungs-, Verbrennungs-, Fäulnis- und Gährungsprocess.

Einblasen ausgeathmeter Luft in Kalkwasser; Verbrennen von Sprengkohle in einer Flasche, auf deren Bodensich Kalkwasser befindet; Trübung desselben und Erlöschen einer brennenden Kerze.

Darstellung. Durch Zersetzung des Calciumcarbonats mit Chlorwasserstoffsäure:



Directes Einleiten in Glasylinder, wiederholtes Umgiessen aus einem Cylinder in den andern.

Eigenschaften. 1. Ein farbloses, schweres Gas, bei 0° unter einem Druck von 36 Atmosphären sich zu einer farblosen Flüssigkeit verdichtend, die sich mit Wasser nicht mischt, bei -78° siedet, beim Verdunsten an der Luft sich bis auf -79° abkühlt und dabei zu einer schneeähnlichen Masse erstarrt. Ein Gemisch von festem Kohlendioxyd und Aether kühlt sich unter dem Recipienten bis auf -110° ab. Bei 1300° beginnt das Gas sich zu zersetzen. 2. Von prickelndem, schwach säuerlichem Geruch und Geschmack. 3. Nicht athembar, aber auch nicht giftig. 4. Brennt nicht und unterhält die Verbrennung nicht.

Erlöschen einer brennenden Kerze im Gase und durch Uebergiessen desselben.

5. 1 Vol. Wasser löst bei 14° 1 Vol., bei 0° 1,79 Vol. des Gases, welches Lösungsverhältniss für jeden Druck constant bleibt; bei Aufhebung des Drucks entweicht ein Theil des Gases unter Aufbrausen oder Schäumen (Moussiren). Die Lösung (Säuerlinge) hat den Geschmack des Gases und verliert beim Stehen an der Luft sämmtliches Gas. 6. Das trockene Kohlendioxyd verhält sich gegen Lackmus indifferent, die wässrige Lösung dagegen röthet es, aber nur schwach und vorübergehend, indem beim Trocknen des Papiers die Röthung wieder verschwindet. Man nimmt daher an, dass in der Lösung nicht das freie Gas, sondern Kohlensäure  $\begin{array}{c} \text{H}_2 \\ \text{CO} \end{array} \text{O}_2$  enthalten ist, die im freien Zustande nicht, wohl aber in ihren Salzen

Reaction auf Lackmus.

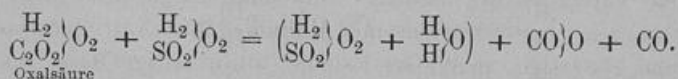
bekannt ist. Sie ist, wie schon die Reaction auf Lackmus zeigt, eine der schwächsten Säuren und wird von allen anderen Säuren aus ihren Verbindungen unter Aufbrausen ausgetrieben.

Austreiben durch verschiedene, auch schwache Säuren.

### Kohlenoxyd, CO = 14.

Vorkommen. In der Gichtflamme der Hochöfen, in brennenden Oefen, wenn die Klappe geschlossen wird, und in den sogenannten Kohlenbecken, indem es beim Verbrennen der Kohle bei ungenügendem Luftzutritt entsteht.

Darstellung. Durch Erhitzen von Oxalsäure mit Schwefelsäure und Hindurchleiten des entstandenen Gasmengens durch eine wässrige Lösung von Kalium- oder Natriumhydroxyd:



Eigenschaften. 1. Ein farbloses Gas, welches in letzter Zeit zu einer Flüssigkeit condensirt wurde und bei sehr hoher Temperatur in Kohlenstoff und Kohlendioxyd zerfällt:  $2\text{CO} = \text{C} + \text{CO}'\text{O}$ . 2. Geruch- und geschmacklos. 3. Sehr giftig. 4. Verbrennt mit blauer Flamme zu Kohlendioxyd, gibt mit O oder Luft ein explosibles Gemenge:  $2\text{CO} + 2\text{O} = 2\text{CO}'\text{O}$ , und unterhält die Verbrennung nicht. 5. Im Wasser nahezu unlöslich. 6. Verhält sich indifferent gegen Lackmus und ist ein starkes Reductionsmittel.

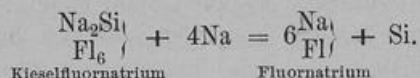
Anwendung. Als gasförmiges Brennmaterial in der Industrie (Generatoren).

### 13. Kiesel, Silicium, Si = 28, spec. Gew. des crystallinischen = 2,49.

Vorkommen. Nach dem Sauerstoff das verbreitetste Element. Nicht frei, gebunden als Siliciumdioxyd.

Darstellung und Eigenschaften. Man unterscheidet 2 Allotropien:

1. Amorphes Silicium stellt man durch Erhitzen von Kieselfluornatrium mit Natrium dar:



Es ist ein braunes, glanzloses, amorphes Pulver, das beim Erhitzen an der Luft zu Siliciumdioxyd verbrennt.

2. Crystallinisches Silicium erhält man durch Schmelzen eines Gemenges von Fluorkieselnatrium, Natrium und Zink in Form von schwarzen, undurchsichtigen, metallglänzenden Crystallen vom spec. Gewicht 2,49, die härter als Glas sind, beim Glühen an der Luft oder im O sich nicht oxydiren und von keiner Säure angegriffen werden.

### Siliciumdioxyd, Si'O<sub>2</sub> = 30.

Vorkommen. Frei und zwar ohne und mit Wasser in mehreren Mineralien; gebunden in den Silicaten, die in grosser Zahl als Mineralien auftreten, fast alle crystallinischen Gebirgsarten zusammensetzen und auch im Pflanzen- und Thierreiche vorkommen.

Darstellung und Eigenschaften. a. Verbrennt man amorphes Silicium oder glüht die natürlich vorkommenden wasserhaltigen Verbindungen des Siliciumdioxyds, die Kieselsäuren, so erhält man das Siliciumdioxyd als ein weisses amorphes Pulver von dem spec. Gew. 2,2. Das natürlich vorkommende ist amorph und auch crystallisirt; die Crystalle gehören dem hexagonalen System an und besitzen in ihrer reinsten Varietät, als Bergcrystall, das spec. Gew. 2,6. b. Das künstlich dargestellte wie das in der Natur vorkommende Siliciumdioxyd schmilzt im Knallgasgebläse zu einem durchsichtigen Glas, ist geschmack- und geruchlos, im Wasser und allen Säuren, mit einer Ausnahme, unlöslich. In den kochenden Lösungen der caustischen Alkalien ist das künstlich dargestellte Siliciumdioxyd und einige amorphe Varietäten des natürlich vorkommenden löslich, nicht aber das crystallisirte, während sie alle durch Glühen mit Kalium- oder Natriumcarbonat, durch Aufschliessen, in eine glasartige, in Wasser lösliche, silicathaltige Masse übergehen. c. Wird

die wässrige Lösung dieser Masse mit einer Säure versetzt, so scheidet sich die Kieselsäure von normaler Zusammensetzung  $\frac{H_4}{Si}O_4$  als eine gallertartige Masse aus, die in Säuren und auch im Wasser löslich ist (daher in manchen Quellen) und bei gelindem Erwärmen in  $H_2SiO_3$ , bei starkem Glühen in  $SiO_2$  übergeht. (Dialyse, Crystalloide, Polykieselsäuren.)

Anwendung. Bei der Fabrication des Glases, des Cements und der Thonwaaren.

**Theodor Schmidt.**

