

8

Alta

2992

W

LEITFADEN

der

CHEMIE

von

Prof. G. Flögel.

WIEN

Franz Deuticke

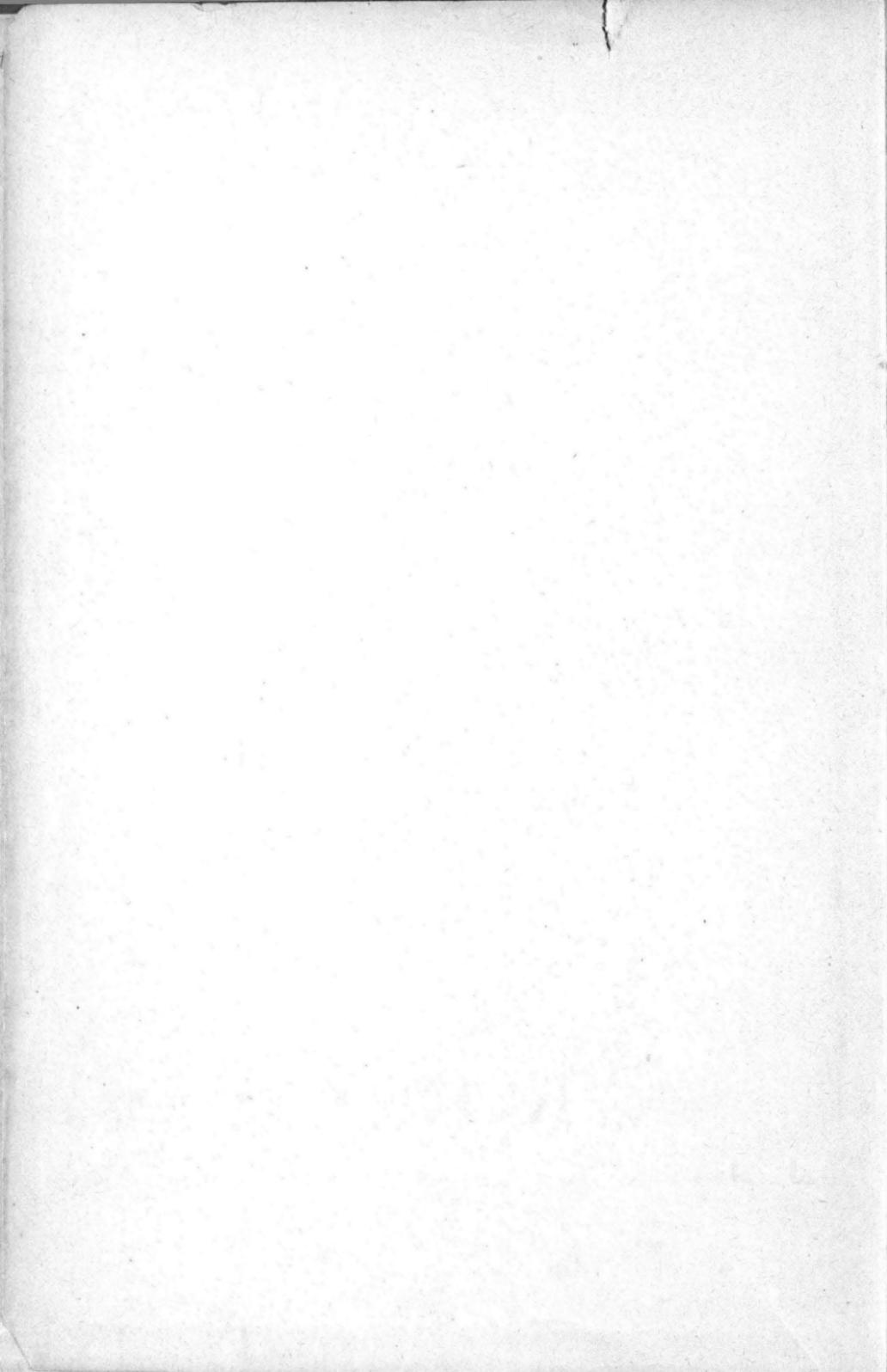
8 ALTA 2992

Kunschert Franz  
Kommissar in Clozeal.

W

416 297 778 500 19





# LEITFADEN

FÜR DEN ERSTEN UNTERRICHT

IN DER

# CHEMIE

VON

GREGOR FLÖGEL

K. K. PROFESSOR AN DER STAATS-REALSCHULE IN JÄGERNDORF.

---

WIEN 1882.

TOEPLITZ & DEUTICKE  
SCHOTTENGASSE 6.

LEITFADEN

FÜR DEN ERSTEN HILFSKURS



GEORGE ROBERT

16 G 30

## VORWORT.

---

Bei Bearbeitung dieses Leitfadens habe ich mir die Aufgabe gestellt, den Anforderungen der Instruction des hohen k. k. Unterrichts-Ministeriums vom Jahre 1879 für die Unterstufe beim Unterrichte in der Chemie zu entsprechen. Deshalb wurde thunlichst nach der synthetischen Methode vorgegangen.

Aus der Physik wurden manche Lehren, welche zum Verständnisse der chemischen Vorgänge nothwendig, den Schülern jedoch theils noch unbekannt, theils minder geläufig sind, als Einleitung vorausgeschickt.

Im ersten Abschnitte habe ich nicht nur die Auflösungen abgehandelt, sondern auch diejenigen physikalischen oder chemisch-physikalischen Verrichtungen, welche als allgemeine oder Hilfsoperationen gelten können, zusammengestellt und kurz erklärt.

Die Lehre von den Atomen wurde nur kurz, jedoch wie ich hoffe, hinreichend fasslich dargestellt. Die Ausmittlung des Atomgewichtes entfiel ganz. Von den chemischen Formeln und zwar ausschließlich von den empirischen wurde nur ein sehr sparsamer Gebrauch gemacht.

Zeichnungen von Apparaten hielt ich für entbehrlich, da diese bei dem stets unerlässlichen Experimentieren ohnehin zur wiederholten Ansicht gebracht werden.

Jägerndorf, im Mai 1882.

Der Verfasser.



# Einleitung.

**Stoff, Körper, Volumen, Gestalt, Masse.** Das Raumerfüllende heißt **Stoff** (Materie, Substanz), welcher begrenzt zum **Körper** wird.

Die Größe des vom Körper eingenommenen Raumes ohne Rücksicht auf die Art seiner Begrenzung nennt man sein **Volumen**.

Die Art der Begrenzung eines Körpers gibt seine **Gestalt**, die Menge der Materie seine **Masse**.

**Aggregatzustand.** Alle Körper sind entweder fest, tropfbarflüssig, gas- oder luftförmig. Diese drei Zustände, welche die Körper zeigen, nennen wir Aggregatzustände. Der Aggregatzustand eines Körpers hängt ab von der Temperatur und dem Drucke, unter dem er sich befindet. Z. B. bei Erhöhung der Temperatur wird das Eis zu Wasser, das Wasser zu einem gasförmigen Körper, werden die Metalle flüssig und weiter viele gasförmig. Auf hohen Bergen, wo der Luftdruck ein geringerer ist, kocht das Wasser bei einer niedrigeren Temperatur als in der Ebene.

**Latente Wärme.** In einem Porzellanschälchen schmilzt man über einer Flamme Eis, während in das schmelzende Eis ein Thermometer taucht. Das Quecksilber im Thermometer bleibt so lange bei 0° stehen, bis alles Eis zu Wasser geworden ist. — Wasser wird zum Kochen erhitzt. So lange das Wasser kocht, zeigt das Thermometer Siedhitze (100° C. oder 80° R.), mögen wir auch das Brennmaterial verdoppeln, verdreifachen und dadurch dem Wasser die doppelte oder dreifache Wärmemenge zuführen.

Wenn feste Körper flüssig, und flüssige luft- oder gasförmig werden, so verschwindet dabei stets ein Theil der Wärme für unser Gefühl, er wird gebunden, latent (latere = verborgen sein). Diese scheinbar verschwindende Wärme wurde dazu verwendet, den festen Körper flüssig, den flüssigen gasförmig zu machen, denn sie kommt wieder zum Vorschein, wenn ein gasförmiger Körper in den flüssigen oder ein flüssiger in den festen Aggregatzustand übergeht. Das scheinbare Verschwinden von Wärme gibt sich manchmal durch Fallen der Temperatur als Kälte zu erkennen. Z. B. wenn Äther auf die Hand getropft verdunstet, so entsteht das Gefühl starker Kälte.

**Verdunstung.** Der Übergang tropfbarflüssiger Körper an ihrer Oberfläche in den luftförmigen Aggregatzustand heißt Verdunstung und die dadurch erzeugte Kälte Verdunstungskälte. Z. B. das Wasser geht an seiner Oberfläche in den luftförmigen Aggregatzustand über, es verdunstet; ebenso Äther.

**Schmelzbar, flüchtig, nicht flüchtig.** Feste Körper, die flüssig werden können, nennen wir **schmelzbar**, z. B. die Metalle; feste und tropfbar flüssige Körper, die ohne Zersetzung in den luftförmigen Aggregatzustand sich überführen lassen, heißen **flüchtig**; z. B. Camphor, Alkohol; solche, die diese Eigenschaft nicht besitzen, **nicht flüchtig**.

**Gas, Dämpfe, Verdampfung, Verdichtung.** Luft, Kohlensäure sind bei gewöhnlicher Temperatur und unter gewöhnlichen Druckverhältnissen luftförmig.

Körper, die unter gewöhnlichen Temperatur- und Druckverhältnissen luftförmig sind, heißen **Gase**.

Luftförmige Körper, die bei gewöhnlicher Temperatur und bei gewöhnlichem Drucke tropfbarflüssig oder fest sind, werden **Dämpfe** genannt (Wasserdampf, Schwefeldampf). Durch Druck und Abkühlung können alle Gase tropfbarflüssig gemacht werden.

**Verdampfung** ist das Überführen eines flüssigen Körpers in Dämpfe. Siedendes Wasser verdampft.

Das Überführen von Gasen oder Dämpfen durch Druck oder Abkühlung oder beides zugleich in Flüssigkeiten oder feste Körper wird mit **Verdichtung** bezeichnet (Wasserdampf verdichtet sich zu Wasser, Salmiakdampf zu festem Salmiak).

**Schmelzpunkt, Siedepunkt, Erstarrungspunkt, Verdichtungstemperatur.** Die Temperatur, bei welcher ein fester Körper flüssig wird, ist sein Schmelzpunkt; die, bei welcher flüssige Körper unter der Erscheinung des Siedens gasförmig werden, ihr Siedepunkt; die, bei welcher Flüssigkeiten fest werden, ihr Erstarrungspunkt. Die Temperatur, bei welcher luftförmige Körper sich in Flüssigkeiten verwandeln, nennt man ihre Verdichtungstemperatur.

## Dichte.

Die Menge der Materie (die Masse) der Volumseinheit, z. B. 4<sup>cc</sup> eines Körpers ist seine Dichte. Die wirkliche Menge der Materie, welche ein Körper enthält, ist unbestimmbar. Wir können nur angeben, wie vielmal größer oder kleiner die Masse eines Körpers ist als die = 1 gesetzte Masse eines anderen Körpers von gleichem Volumen.

Für feste und flüssige Körper wird die Masse der Volumseinheit destillierten Wassers von 4° C. als Einheit angenommen; für Gase und Dämpfe ein „Wasserstoff“ genanntes Gas oder die atmosphärische Luft. Wenn man sagt, dass die Dichte des Eisens 7·8 ist, so heißt das, dass bei gleichem Volumen dieses Metall 7·8mal mehr Materie enthält als Wasser.

Die Zahlen, welche die Dichte ausdrücken, sind relative (beziehungsweise); sie beziehen sich nämlich auf die Masseneinheit.

## Maß und Gewicht.

Die Schwere der Körper ist die Anziehung, welche die Erde auf dieselben ausübt. Es müssen daher alle Körper schwer sein. Diese Anziehung äußert sich im Bestreben der Körper, sich der Erde zu nähern, und dieses Bestreben gibt sich wieder durch das Fallen kund, wenn sie sich selbst überlassen werden. Wird der Körper zu fallen verhindert, so übt er einen Druck auf das Hindernis aus. Die Größe des Druckes, welchen ein Körper auf das Hindernis ausübt, das seinem Fallen entgegensteht, nennen wir sein **absolutes Gewicht**.

Da der Druck nichts anders als die vereinigte Wirkung des Fallbestrebens sämtlicher Körpertheilchen ist, so wird er um so größer sein, je mehr Massentheilchen ein Körper enthält. Diese Beziehung der Masse eines Körpers zu seinem absoluten Gewichte drückt man durch folgenden Satz aus: **Das Gewicht eines Körpers ist proportional seiner Masse.**

Zur Bestimmung des Gewichtes dient die Wage. Mittelst dieses Instrumentes bestimmen wir das Gewicht eines Körpers, indem wir ermitteln, wie viel Masse nothwendig ist, um dem Drucke desselben auf seine Unterlage das Gleichgewicht zu halten.

Die Größe der Masseneinheiten, durch die man das Gewicht der Körper gemeinverständlich ausdrückt, nennt man **Gewichte**.

Die Masseneinheiten sind nach den Staaten verschieden, z. B. die verschiedenen Pfunde. In neuester Zeit ist auch im gewöhnlichen Leben in den

meisten Staaten die allein gesetzliche Masseneinheit das Gramme, das schon seit langer Zeit in der Wissenschaft die einzig übliche ist.

Das **Gramm** ist die Masse eines Kubikcentimeters destillierten Wassers bei einer Temperatur von  $+4^{\circ}\text{C}$ .

**Spezifisches Gewicht.** Die Beziehung zwischen den absoluten Gewichten gleicher Volumina verschiedener Körper ist ihr spezifisches Gewicht. Dabei wird das absolute Gewicht des einen Körpers = 1 gesetzt und dann untersucht, wie vielmal schwerer oder leichter die gleichen Volumina der anderen Körper sind.

Man ist übereingekommen bei Ermittlung der specifischen Gewichte fester oder flüssiger Körper das absolute Gewicht eines bestimmten Volumens, z. B. eines Kubikcentimeters destillierten Wassers bei  $+4^{\circ}\text{C}$ . = 1 zu setzen. Wenn ich nun sage, das specifische Gewicht des Goldes ist 19,5, so heißt das: 1 Kubikcentimeter ( $1^{\text{cc}}$ ) Gold ist 19,5mal schwerer als  $1^{\text{cc}}$  destillierten Wassers.

Für das specifische Gewicht der Gase und Dämpfe wird das absolute Gewicht der Volumeneinheit des Wasserstoffgases, mitunter auch der atmosphärischen Luft als Einheit angenommen.

Da das Gewicht verschiedener Körper bei gleichem Volumen proportional ihren Massen ist, so ergibt sich daraus, das ein Körper, der 2, 3 . . . n mal mehr Materie enthält als ein anderer von gleichem Volumen, auch 2, 3 . . . n mal mehr wiegen muss; folglich ist die Beziehung zwischen den absoluten Gewichten bei gleichem Volumen dieselbe, wie die Beziehung zwischen den Massen. Es ist daher die Dichte gleich dem specifischen Gewichte.

**Aräometer.** In Vitriolöl, Wasser, Alkohol wird dieses hohle, längliche Gefäß aus dünnem Glase (Aräometer oder Senkwage) getaucht. Am wenigsten sinkt das Instrument im Vitriolöl ein, etwas mehr im Wasser und am meisten im Alkohol. Unter Voraussetzung von gleicher Temperatur und gleichem Luftdrucke ist ein Litre Vitriolöl schwerer als ein Litre Wasser, und dieses wiegt mehr als ein Litre Alkohol. Vitriolöl ist mithin dichter als Wasser und dieses dichter als Weingeist.

Je dichter eine Flüssigkeit ist, desto weniger sinkt ein fester Körper in derselben ein; je weniger dicht die Flüssigkeit ist, desto mehr wird der schwimmende Körper darin einsinken.

Die in die Flüssigkeit tauchenden Volumina schwimmender Körper verhalten sich umgekehrt proportional der Dichte der Flüssigkeiten, in welchen sie schwimmen. Da die Dichte gleich dem specifischen Gewichte gesetzt werden kann, so gilt dieser Satz auch in Bezug auf das letztere.

Mit dem Aräometer bestimmt man die Dichte (spec. Gew.) von Flüssigkeiten, indem man ermittelt, wie tief das Instrument in der Flüssigkeit eintaucht. Die betreffende Zahl der im Innern des Gefäßes angebrachten Eintheilung (Scala) ist die gesuchte Dichte (spec. Gew.). Man nennt die Aräometer je nach der Flüssigkeit, deren spec. Gew. bestimmt werden soll, Alkoholometer (Spiritusmesser), Galaktometer (Milchmesser) u. s. w.

## I. Abschnitt.

### Physikalisch-chemische Verrichtungen (Operationen).

**Glühen.** Das Glühen fester oder feuerbeständiger Körper wird vorgenommen, um dieselben von flüchtigen Substanzen, die bei höheren Temperaturen gasförmig werden und entweichen, zu befreien.

**Trocknen.** Das Trocknen fester Körper besteht in der Entfernung der Feuchtigkeit durch Erwärmen. Feucht sind jene Körper, denen mechanisch Flüssigkeiten in verschiedener Menge anhängen. Mit der hohen Temperatur des Glühens verglichen, ist die Temperatur, bei welcher das Trocknen gewöhnlich vorgenommen wird, eine niedrige, und darin besteht der eigentliche Unterschied zwischen Glühen und Trocknen.

Gase werden getrocknet, indem man dieselben durch Flüssigkeiten leitet, welche die Feuchtigkeit begierig aufnehmen, die Gase aber unverändert lassen, z. B. durch Schwefelsäure.

**Sublimation.** Man sublimiere Benzoësäure oder Salmiak. Sublimation ist die Überführung eines flüchtigen festen Körpers in Dampf und die Verdichtung des Dampfes durch Abkühlung zu dem ursprünglichen festen Körper.

Der Zweck des Sublimierens ist die Trennung eines flüchtigen festen Körpers von einem nicht flüchtigen.

**Destillation.** Man destilliere Wasser. Destillation ist die Überführung einer Flüssigkeit in Dampf durch Temperaturerhöhung, und die Verdichtung dieses Dampfes durch Abkühlung in einen tropfbar flüssigen Körper.

Der Zweck der Destillation ist die Trennung einer Flüssigkeit von festen, darin aufgelösten, nicht flüchtigen Körpern oder von anderen weniger flüchtigen Flüssigkeiten.

Die Apparate, in welchen die Destillation vorgenommen wird, heißen **Destillationsapparate**. Sie bestehen aus drei Theilen: Aus einem Gefäße, in welchem die zu destillierende Flüssigkeit erhitzt, das heißt, in Dampf verwandelt wird; aus einer Vorrichtung, in welcher der Dampf durch Abkühlung zu einer Flüssigkeit sich verdichtet (Destillat), und aus einem Gefäße, in welchem man letztere aufsammt.

### Auflösung.

1 Gewichtstheil Kochsalz wird mit seinem 4- bis 5fachen Gewichte Wasser von gewöhnlicher Temperatur geschüttelt. Das Kochsalz verschwindet allmählich und man erhält eine farblose Flüssigkeit.

In Alkohol wird Wasser gegossen. Beide Körper vereinigen sich zu einer gleichartigen Flüssigkeit.

Eine geräumige, vollkommen trockene Flasche wird mit Ammoniakgas gefüllt, und dann mit einem Korke, durch welchen ein an beiden Enden spitz ausgezogenes Glasröhrchen geht, geschlossen. Die innerhalb der Flasche befindliche Spitze des Röhrchens ist offen, die äußere zugeschmolzen und in ein mit kaltem Wasser gefülltes Gefäß getaucht. Bricht man die Spitze unter dem Wasser ab, so dringt dasselbe sofort in die Flasche, anfänglich in dünnem Strahle, dann in Garben und bald ist die ganze Flasche damit gefüllt.

**Lösung im weitesten Sinne des Wortes.** Die Vereinigung eines Körpers mit einer Flüssigkeit zu einem gleichartigen, tropfbar flüssigen Körper nennt man Lösung im weitesten Sinne des Wortes.

**Mischung.** Vereinigen sich zwei flüssige Körper zu einer Flüssigkeit, so heißt eine solche Lösung auch Mischung. (Man **mischt** Alkohol mit Wasser.)

**Absorption** (Aufsaugung). Löst sich ein Gas in einer Flüssigkeit, so wird eine solche Lösung mit Absorption bezeichnet. (Das Wasser **absorbiert** das Ammoniakgas.)

**Auflösung im engeren oder gewöhnlichen Sinne.** Geht ein fester Körper bei seiner Berührung mit einer Flüssigkeit in den tropfbar flüssigen Aggregatzustand über, so haben wir eine Auflösung im engeren oder gewöhnlichen Sinne.

Körper, die in Berührung mit Flüssigkeiten selbst flüssig werden, heißen **löslich**. Die Flüssigkeit, durch welche die Auflösung bewirkt wird, ist das **Lösungsmittel**. (In unseren Versuchen das Wasser.)

Der Schwefel löst sich im Wasser nicht, wohl aber im Schwefelkohlenstoff, einer aus Kohlenstoff (Kohle) und Schwefel bestehenden übelriechenden Flüssigkeit. — Der Äther mischt sich mit Wasser nicht, wohl aber mit Alkohol. — Kohlensäuregas wird von Wasser absorbiert, nicht aber von Vitriolöl.

**Ein Körper kann in der einen Flüssigkeit unlöslich, in einer anderen aber löslich sein.**

Schütteln wir 1 Theil Kochsalz mit 2·8 Theilen Wasser von gewöhnlicher Temperatur, so wird sich alles Kochsalz eben noch lösen. Geben wir zu der erhaltenen Lösung, welche dieselbe Temperatur wie das dazu verwendete Wasser hat, noch etwas Kochsalz, aber kein Wasser mehr, so bleibt diese Salzmenge ungelöst.

**Ein Lösungsmittel kann bei einer bestimmten Temperatur nur eine bestimmte Menge eines Körpers auflösen. Wenn das Auflösungsmittel so viel von dem zu lösenden Körper aufgenommen hat, als es vermag, so ist die Lösung gesättigt.**

100 Gewichtstheile Wasser von 10° C. lösen 61 Gewichtstheile Eisenvitriol, aber nur 9·52 Theile Alaun.

**Die verschiedenen Körper sind von ungleichem Löslichkeitsgrade.** Man scheidet die Körper mit Rücksicht auf ein bestimmtes Lösungsmittel in **unlösliche**, **leicht-** und **schwerlösliche**.

|\b{Einfache Lösung}. Erhitzen wir eine Lösung von Kochsalz in Wasser, bis das Lösungsmittel vollständig verdampft ist, so bleibt ein Körper zurück, der sich durch seinen Geschmack und seine Eigenschaften als das früher gelöste Kochsalz erweist. — Ebenso können wir mit einem Stückchen Zucker verfahren.

Salmiakgeist, ein farbloses Gas von stechendem, zu Thränen reizendem Geruche, wird in Wasser geleitet. Man erhält eine farblose Flüssigkeit von dem Geruche des Gases. Erhitzt man diese, so gibt sie das absorbierte Gas wieder unverändert ab.

|\b{Eine Auflösung}, bei welcher ein fester oder gasförmiger Körper in einer Flüssigkeit selbst flüssig wird ohne im übrigen seine Eigenschaften zu ändern, nennen wir eine **einfache Lösung**.

|\b{Chemische Auflösung}. Kupfer wird in Salpetersäure zu einer blauen Flüssigkeit gelöst. Die Salpetersäure ist eine farblose, ätzend wirkende, an der Luft schwach rauchende, stechend riechende Flüssigkeit, die thierische Gewebe, sowie die Haut gelb färbt.

Verdampft man die Lösung des Kupfers in Salpetersäure bis zur Trockne, so bleibt nicht mehr das ursprüngliche Kupfer, sondern ein von ihm wesentlich verschiedener, blauer, strahliger, fester Körper, der Kupfersalpeter, zurück.

In ähnlicher Weise wandelt sich das Kupfer in concentrirter Schwefelsäure (Vitriolöl) zum Kupfervitriol, das Eisen in verdünntem Vitriolöl zu Eisenvitriol um.

Wenn ein Körper in Berührung mit einer Flüssigkeit sich auflöst, aber dabei eine stoffliche Veränderung erleidet, also ein anderer wird, so findet eine **chemische Auflösung** statt.

|\b{Erscheinungen bei chemischen Lösungen}. In Wasser wird vorsichtig conc. Schwefelsäure gegossen und mit dem Thermometer die bedeutende Temperaturzunahme gemessen. |\b{Das Wasser vereinigt sich mit der Schwefelsäure.}

**Bei chemischen Lösungen findet Wärmeentwicklung (Temperaturerhöhung) statt.**

|\b{Löst man Zink in Schwefelsäure in einer Proberöhre auf, so findet eine heftige Entwicklung von farblosen Gasblasen statt. Nähert man dem offenen Ende der Epruvette einen brennenden Körper, so entflammt sich das Gas unter Verpuffung und brennt bei genügender Entwicklung ununterbrochen fort. Das entwickelte Gas muss daher ein von der gewöhnlichen Luft verschiedener Körper sein, denn so lange in der Proberöhre neben der Luft nur Schwefelsäure oder nur Zink ist, findet beim Nähern eines brennenden Körpers keine Entzündung statt.} — |\b{Lösen wir Kreide in Salzsäure, so entsteht ein heftiges Aufbrausen, hervorgebracht durch die Entwicklung eines Gases, in welchem die Flamme eines hineingehaltenen brennenden Körpers sofort erlischt. Das sich entwickelnde Gas ist keine gewöhnliche Luft, sondern Kohlensäure.}

|\b{Die chemische Auflösung ist häufig von Gasentwicklung begleitet.}

Die Gasentwicklung gibt von der stattfindenden stofflichen Umänderung Zeugnis, weil das entwickelte Gas von der gewöhnlichen Luft verschieden ist und entweder nur aus dem Lösungsmittel oder dem sich lösenden Körper oder aus beiden sich bilden kann. Da die Gasentwicklung nur dort vor sich geht, wo Lösungsmittel und der zu lösende Körper sich berühren, so wird der Körper auch nur an den Berührungsstellen eine stoffliche Umänderung erleiden.

**Möglichst vollständige gegenseitige Berührung der Körper ist eine wichtige Bedingung ihrer stofflichen Umänderung.**

**Temperaturänderungen bei Lösungen.** Machen wir uns eine gesättigte Salmiaklösung und bestimmen die Temperatur des Lösungsmittels vor und nach der Lösung, so zeigt sich eine bedeutende Temperaturabnahme.

**Geschmolzenes** Chlorcalcium wird in Wasser von bekannter Temperatur gelöst. Mit Hilfe eines Thermometers kann man während des Lösens eine bedeutende Temperaturerhöhung nachweisen. Das geschmolzene, daher wasserfreie Chlorcalcium hat nämlich die Eigenschaft, begierig Wasser an sich zu ziehen und damit chemisch vereinigt aus Lösungen als krystallisiertes, wasserhaltiges Chlorcalcium wieder auszuscheiden.

Wasser, welches zum Bestehen der Krystallform mancher Körper nothwendig ist und sich mit ihnen chemisch vereinigt, heißt **Krystallwasser**.

Bei chemischen Vereinigungen von Körpern, hier also des Chlorcalciums mit Wasser, wird aber immer Wärme frei, die Temperatur also erhöht.

Man löse krystallisiertes Chlorcalcium in Wasser. Es findet starke Temperaturenniedrigung statt.

Vollkommen entwässerter Kupfervitriol, ein weißes Pulver, löst sich im Wasser unter bedeutender Temperaturerhöhung zu einer blauen Flüssigkeit. Das Wasser wird vom wasserfreien Kupfervitriol chemisch gebunden.

Salmiak krystallisiert ohne Krystallwasser. Er nimmt daher beim Lösen kein Wasser auf. Das krystallisierte Chlorcalcium enthält schon das zum Bestehen seiner Krystalle nothwendige Wasser und ist daher unfähig, solches beim Auflösen aufzunehmen.

Zur einfachen Auflösung der Körper, zu dem Übergange fester Körper in den flüssigen Zustand, ist Wärme nothwendig. Diese wird der Umgebung, dem Lösungsmittel, entzogen. Daher fällt die Temperatur.

**Bei Auflösungen von Körpern, die entweder ohne Krystallwasser krystallisieren oder schon vor der Lösung das nöthige Krystallwasser enthalten, kurz — bei einfachen Auflösungen — wird in der Regel Wärme gebunden, d. h. die Temperatur fällt.)**

Wird Wärme frei, d. h. tritt eine Temperaturerhöhung ein, so wird diese durch die chemische Vereinigung des Lösungsmittels (Wassers) mit dem zu lösenden Körper hervor gebracht.

Eine Anwendung von der Temperaturerniedrigung bei einfachen Lösungen macht man bei Herstellung von Kältemischungen, mittelst deren man z. B. Wasser im Sommer leicht zum Gefrieren bringen kann.

✓ **Kältemischungen sind Mischungen gewisser Salze mit gewissen Lösungsmitteln nach bestimmten Verhältnissen.**

Einige solche Kältemischungen sind:

- ✓ 1 Theil Kochsalz und 3 Theile Schnee (von 0° C. auf -21° C.);
- ✓ 4 Theile krystallisiertes Chlorcalcium und 3 Theile Schnee (von 0° auf -30° bis -40° C.);
- ✓ 1 Theil Glaubersalz und 2 bis 3 Thl. Salzsäure (von +10° auf -12 bis -14° C.);
- ✓ 1 Theil salpetersaures Ammon und 1 Theil Wasser (von 10° auf -15° C.);
- ✓ 1 Theil salpetersaures Ammon, 1 Theil Soda und 1 Theil Wasser von +10° C. auf -14° C.

✓ **Fördernde und hemmende Momente bei Lösungen.** Ein Stück Eisenvitriol von bestimmtem Gewichte wird mit Wasser geschüttelt und ebenso mit einer gleich großen Menge **fein gepulverten** Eisenvitriols verfahren bei gleicher Wassermenge von demselben Temperaturgrade. Wenn das Pulver sich gelöst hat, wird das Eisenvitriolstück nur wenig an Volumen verloren haben. Ein Körper in Pulverform bietet wegen seiner feinen Vertheilung dem Lösungsmittel vielmehr Berührungspunkte als in Stücken, und da die Lösung nur an den Berührungsstellen stattfindet, so folgt:

✓ **Ein fester Körper löst sich als Pulver unter sonst gleichen Verhältnissen leichter als in Stücken.**

✓ In eine zur Hälfte mit Wasser gefüllte Proberöhre wird etwas Essig gegossen, die Eprouvette mit dem Daumen verschlossen und umgeschwänkt. Die Lösung des Essigs in Wasser (Mischung) geht fast augenblicklich vor sich. Bei Flüssigkeiten sind die einzelnen Theilchen noch weit feiner zertheilt als bei pulverförmigen Körpern. Folglich werden bei Auflösungen (Mischungen) Flüssigkeiten weit mehr Berührungspunkte dem Lösungsmittel bieten als Pulver.

✓ **Je feiner vertheilt der aufzulösende Körper ist, desto schneller erfolgt seine Lösung.**

Da die feine Vertheilung mit dem Aggregatzustande in inniger Beziehung steht, so folgt:

✓ **Die Löslichkeit eines Körpers ist abhängig von seinem Aggregatzustande.**

Es wird in je 100 Theilen Wasser von verschiedener Temperatur Salpeter bis zum Sättigungspunkte gelöst. Es löst sich umso mehr, je wärmer das Wasser ist.

100 Theile Wasser von	0° C.	lösen	13.32 Theile Salpeter
" " " "	11.67° C.	" "	22.23 " "
" " " "	24.94° " "	" "	38.40 " "
" " " "	45.10° " "	" "	74.66 " "
" " " "	65.45° " "	" "	125.42 " "
" " " "	97.66° " "	" "	236.45 " "
100 Theile Wasser von	10° C.	lösen	61.00 Theile Eisenvitriol
" " " "	25° " "	" "	103 " "
" " " "	100° " "	" "	280 " "

In je 100 Theilen Wasser lösen sich:

bei 0° C.	3·90	Alaun (kryst.)	bei 0° C.	25·76	Theile Bittersalz
" 20° "	15·13	"	" 2° "	26·71	" "
" 40° "	30·92	"	" 4° "	27·65	" "
" 60° "	66·65	"	" 10° "	30·54	" "
" 80° "	134·47	"			
" 100° "	357·48	"			

### Die Löslichkeit eines Körpers steigt mit der Temperatur des Lösungsmittels.

Eine bei 36° C. gesättigte Sodalösung wird bis zum Sieden erhitzt. Die Flüssigkeit trübt sich und ein Theil der gelösten Soda fällt in fester Form wieder heraus. Kühlt man wieder auf 36° ab, so löst sich der krystallinische Niederschlag wieder auf.

100 Theile Wasser bei 14° C. lösen 60·4 Theile Soda

" " " " 36° " " 833·0 " "

" " " " 104° " " 445·0 " "

Es gibt Körper, deren Löslichkeit nur bis zu einem bestimmten Temperaturgrade des Lösungsmittels steigt (das Maximum erreicht) und von da an bei weiterer Steigerung der Temperatur wieder abnimmt.

Die Soda erreicht ihr Löslichkeitsmaximum im Wasser von 36° C., das Glaubersalz im Wasser von 33° C.

In einer gesättigten Kochsalzlösung löst sich Kalisalpeter auf.

Gibt man zu der auch mit Kalisalpeter gesättigten Kochsalzlösung wieder etwas Kochsalz, so löst sich dieses auf.

Ist eine Flüssigkeit mit einem Körper gesättigt, so kann sie noch einen anderen löslichen aufnehmen.)

Das Löslichkeitsvermögen des einen Körpers kann durch Zusatz eines anderen gesteigert werden.

**Siedepunkt und spezifisches Gewicht von Lösungen.** Bestimmen wir mit dem Thermometer den Siedepunkt mehrerer Kochsalzlösungen von verschiedenem Gehalte, so finden wir, dass die Siedepunkte verschieden, aber sämmtlich höher sind, als der Siedepunkt des Wassers.

Procentgehalt an Kochsalz	Siedepunkt.
0·00 . . . . .	100° C.
1·00 . . . . .	100·21°
2·00 . . . . .	100·42°
4·00 . . . . .	100·87°
15·00 . . . . .	103·83°
25·00 . . . . .	107·65°

**Lösungen fester Körper haben einen höheren Siedepunkt als das Lösungsmittel.**

Bestimmen wir mit dem Aräometer das spezifische Gewicht der verschiedenen Kochsalzlösungen, so finden wir dasselbe verschieden, aber stets größer, als das des Wassers (des Lösungsmittels).

## Lösungen fester Körper haben ein höheres specifisches Gewicht als das Lösungsmittel.

Procentgehalt an Kochsalz	spec. Gewicht
0 % . . . . .	1·00000
5 % . . . . .	1·03624
10 % . . . . .	1·07335
15 % . . . . .	1·11146
20 % . . . . .	1·15931
25 % . . . . .	1·19228

In Wasser ist das Jod sehr wenig aber mit gelblicher Farbe löslich. (1 Theil Jod braucht ungefähr 7000 Theile Wasser.) In Wein-geist löst sich das Jod mit dunkel-braunrother, in Schwefelkohlenstoff mit violetter Farbe auf. Die Lösung des Chlorkobalts in Wasser ist rosenroth, in conc. Salzsäure oder conc. Schwefelsäure tiefblau.

**Die Farbe der Lösungen eines und desselben Körpers kann bei Anwendung verschiedener Lösungsmittel verschieden sein.**

## Krystallisation.

50 Gramm krystallisierter Soda werden in ungefähr 25 Gramm heißen Wassers gelöst. Aus dieser Lösung scheidet sich beim Abkühlen die Soda in kleinen Gestalten von mathematisch bestimmbarer Form aus, die für den Körper wesentlich, ursprünglich, mehr oder weniger regelmäßig sind und **Krystalle** genannt werden. Eine kalte, gesättigte Kochsalzlösung wird in einem Exsiccator (exsiccare = austrocknen), über Schwefelsäure sich selbst überlassen. Die Schwefelsäure zieht begierig Wasser an sich, verringert in Folge dessen das Lösungsmittel des Kochsalzes, welches sich in kleinen, würfelförmigen Krystallen an den Glaswänden ansetzt.

Die nach Ausscheidung der Krystalle zurückbleibende Flüssigkeit nennt man **Mutterlauge**.

Die Sodakrystalle enthalten chemisch gebundenes Wasser (Krystallwasser), die Kochsalzkrystalle nicht; aber letztere schließen, namentlich bei rascher Krystallisation, zwischen den Krystallflächen Mutterlauge mechanisch ein. Erhitzt man die Kochsalzkrystalle, so werden sie durch das dampfförmig gewordene Wasser zersprengt, sie verknistern, weshalb man solches mechanisch eingeschlossenes Wasser auch **Verknisterungswasser oder Decrepitationswasser** (decrepitare = zerspringen) genannt hat.

Machen wir uns eine heiß gesättigte Lösung und lassen diese abkühlen, oder aber wir verdampfen durch Erhitzen der Lösung einen Theil des Lösungsmittels, so scheidet sich das Kochsalz nicht in Krystallen sondern als Pulver aus.

Werden von weniger flüchtigen oder nicht flüchtigen Körpern Flüssigkeiten durch ihr Überführen in Dampf, was gewöhnlich durch Erhitzen geschieht, entfernt und als Dampf verloren gegeben, so heißt eine solche Operation **Abdampfen**.

Aus einer Lösung von 20 Gramm Alaun in etwa 20 Gramm heißen Wassers scheiden sich beim Erkalten in kurzer Zeit zahlreiche, aber kleine, wenig ausgebildete Krystalle ab. Sie sind namentlich dann undeutlich ausgebildet, wenn in der Lösung während des Stehens gerührt oder dieselbe bewegt wurde (**gestörte Krystallisation**).

Aus einer kalt gesättigten Alaunlösung setzen sich an den Gefäßwänden nach langer Zeit, oft nach Wochen, wenige aber große, gut ausgebildete Krystalle an.

Ähnliche Resultate ergeben sich, wenn wir heiß und kalt gesättigte Lösungen von Kupfer- und Zinkvitriol sich selbst überlassen.

**Bei rascher Krystallisation, aus heiß gesättigten Lösungen, bei vielem Bewegen der Flüssigkeit erhält man viele, aber kleine und undeutlich ausgebildete Krystalle. Je niedriger die Temperatur ist, je ruhiger die Flüssigkeit steht und je langsamer die Krystallisation stattfindet, desto weniger, aber größere, und vollkommene Krystalle bilden sich.**

Wird ein Sodakrystall an trockener Luft liegen gelassen, so überzieht er sich allmählich mit einem weißen Pulver, wird in seiner Form immer undeutlicher, bis derselbe gänzlich verschwindet und der Körper in ein weißes Pulver zerfällt. Diese Erscheinung nennt man **Verwittern der Krystalle**. Es hat seine Ursache in der Abgabe des Krystallwassers bei gewöhnlicher Temperatur in trockener Luft.

**Amorph.** Ein Stückchen arabisches Gummi ist ein fester Körper, der weder Krystallform noch überhaupt krystallinisches Gefüge hat. Solche Körper heißen amorph.

**Heteromorphie oder Polymorphie.** Man lässt geschmolzenen Schwefel langsam abkühlen. Er erstarrt in wohl ausgebildeten, langen, glänzenden, hochgelben, schiefen Prismen, die ein Rhombus zur Basis haben und zum monoklinischen Krystallsysteme gehören. Aus einer Auflösung von Schwefel in Schwefelkohlenstoff scheidet sich der Schwefel in Formen des rhombischen Krystallsystems aus.

Die Eigenschaft gewisser Körper, unter Umständen in Formen zu krystallisieren, die verschiedenen Krystallsystemen angehören, nennen wir **Heteromorphie oder Polymorphie** (heteros = verschieden, polys = viel, morphe = Gestalt).

Ein **dimorpher** Körper krystallisiert in 2, ein **trimorpher** in 3 verschiedenen Krystallsystemen, u. s. w.

Bei dem eben angeführten Beispiele des Schwefels findet man, dass bei der Krystallisation die Temperatur verschieden war, und dass in dem einen Falle gar kein Lösungsmittel angewendet wurde.

**Die Polymorphie kann also nur dann stattfinden, wenn die Umstände, unter welchen die Krystallisation erfolgt, verschieden sind.**

**Zweck der Krystallisation.** 10 Gramm von gepulvertem Alaun und ebensoviel von gepulvertem Kupfervitriol werden in einer Reib-

schale innig untereinander gerieben. Lösen wir die Mischung in 20 Gramm heißen Wassers auf und lassen die Lösung erkalten, so bilden sich neben den farblosen Alaunkrystallen auch blaue Krystalle von Kupfervitriol. Wir können die Alaunkrystalle, indem wir dieselben auslesen, vollständig von den Kupfervitriolkrystallen trennen.

Der Zweck der Krystallisation ist die Gewinnung des krystallisierenden Körpers in fester Form oder die Trennung desselben von anderen Substanzen, die in derselben Flüssigkeit aufgelöst sind.

### Fällung oder Präcipitation.

Eine Salpeterlösung wird mit einer Kochsalzlösung gemischt. Das Gemisch ist eine farblose, klare Flüssigkeit. — Zu einer Kochsalzlösung werden einige Tropfen einer Lösung von Höllenstein (bestehend aus Salpetersäure und Silber) gegeben. Die Kochsalzlösung wird milchig und ein weißer, käsiger Körper, der also weder Kochsalz noch Höllenstein ist, scheidet sich aus. — Eisenchloridlösung, bestehend aus Eisen und Chlorgas, wird mit einer Lösung von gelbem Blutlaugensalze versetzt. Ein schönes blaues Pulver, Berlinerblau, fällt heraus. — Ein Gemisch von Sodalösung und Salmiaklösung bleibt klar.

**Die Ursache der Ausscheidung eines Körpers beim Mischen von Lösungen ist häufig das Entstehen neuer in der vorhandenen Flüssigkeit unlöslicher Körper.**

Mischen wir eine Lösung von Gips in Wasser mit Alkohol, so fällt ein weißes Pulver zu Boden, das nichts anderes als Gips ist. Das Lösungsmittel des Gipses, das Wasser wurde durch Zusatz von Alkohol (Weingeist) in verdünnten Weingeist umgewandelt, in welchem der Gips unlöslich ist.

**Die Ursache der Ausscheidung eines Körpers aus Flüssigkeiten kann auch die Veränderung des Lösungsmittels sein.**

Die mehr oder minder rasche Abscheidung eines Körpers in fester Form aus einer Flüssigkeit nennt man **Fällung** oder **Präcipitation**.

Bei der Krystallisation erfolgt die Ausscheidung des gelösten Körpers nur **allmählich**.

In eine Kupfervitriollösung wird Schwefelwasserstoffgas, ein nach faulen Eiern riechendes Gas, geleitet. Es fällt ein braunschwarzer Körper heraus.

In eine Kupfervitriollösung wirft man Eisenfeilspäne. Metallisches Kupfer scheidet sich aus.

**Bei Fällungen geschieht die Ausscheidung durch Zusatz von anderen Substanzen, gewöhnlich von Flüssigkeiten; doch können auch Gase und feste Körper Fällungen bewirken.**

Der feste Körper, welcher sich bei einer Fällung abscheidet, heißt **Niederschlag** oder **Präcipitat** (praecipitare = herabstürzen).

Die Substanz, welche die Abscheidung unmittelbar bewirkt, wird das **Fällungsmittel** genannt.

Der Niederschlag kann nach seiner Beschaffenheit **krystallinisch, pulverig, flockig, käsig, gallertartig (gelatinös)** u. s. w. sein.

Sehr fein vertheilte und sehr geringe Niederschläge machen die Flüssigkeit, in welcher sie vertheilt sind, **trübe**.

### Decantation und Filtration.

Um die Niederschläge von der Flüssigkeit, in der sie schweben (suspendiert sind, suspendere = etwas schweben machen) auf mechanischem Wege zu trennen, bedient man sich des Abgießens (Decantation) und der Filtration.

**Decantation.** Ist der Niederschlag viel schwerer als die Flüssigkeit, in welcher er vertheilt ist, so werden die einzelnen Theilchen desselben rasch zu Boden sinken. Man trennt die darüber stehende klare Flüssigkeit durch langsames und vorsichtiges Abgießen (Decantation) vom Niederschlage.

**Filtration.** Im anderen Falle und immer, wenn die Trennung eine genaue und sorgfältige sein soll, wendet man die Filtration an.

Die Filtration ist eine Art Seihen durch poröse Körper von der Art, dass sie die Flüssigkeit durchsickern lassen, die festen Theilchen aber vollständig zurückhalten. Solche Körper werden dann **Filter** genannt, z. B. ungeleimtes Papier, sogenanntes Filtrierpapier, Filz u. s. w. Häufig gibt man den Filtern eine Art Dütenform und legt sie beim Filtrieren in **Trichter**. Die durch das Filter laufende Flüssigkeit heißt **Filtrat**.

**Auswaschen oder Aussüßen.** Soll der beim Filtrieren auf dem Filter zurückbleibende Niederschlag weiter verwendet werden, so muss er von der ihm noch anhängenden Flüssigkeit durch **Auswaschen** oder **Aussüßen** befreit werden, was durch Abspülen des Niederschlages mit einer vom Lösungsmittel verschiedenen Flüssigkeit — häufig Wasser — mittelst der **Spritzflasche** geschieht.

### Auslaugen.

**Holzäsche**, ein Gemisch verschiedener fester Körper, die in ein und demselben Lösungsmittel in verschiedenem Grade löslich sind, gibt man in Wasser. Nach öfterem Umrühren und Stehenlassen wird das ungelöst Gebliebene zu Boden sinken. Die Lösung lässt man abfließen. Die Holzäsche ist ausgelaugt worden.

Wird in einem Gemisch fester Körper ein Bestandtheil durch Auflösen von den übrigen, ungelöst gebliebenen Theilen getrennt, so bezeichnet man diese Verrichtung mit **Auslaugen**. Die Lösung nennt man die **Lauge**. Das Auslaugen beruht auf der verschiedenen Löslichkeit der Körper in ein und demselben Lösungsmittel.

### Dialyse.

In einen, unten mit Pergamentpapier überbundenen Kautschukreif gibt man ein Gemisch von Gummi- und Kochsalzlösung und setzt den Ring in

eine mit Wasser bis zur Hälfte gefüllte Glasschale. Nach einiger Zeit findet man in der Glasschale fast nur Kochsalzlösung. Die Gummilösung ist durch das Pergamentpapier nicht durchgedrungen.

**Das Verhalten in Wasser gelöster Körper zu feuchten Membranen (Häuten) ist ein ungleiches.**

Gewisse, namentlich aber krystallisierbare Stoffe haben die Fähigkeit, geeignete Membranen, mit denen ihre Lösung in Berührung ist, zu durchdringen. Man hat solche Stoffe **Krystalloidsubstanzen** genannt, im Gegensatz zu jenen Körpern, welche diese Eigenschaft nicht haben, gewöhnlich amorph oder gallertartig sind und mit dem Namen **Colloidsubstanzen** bezeichnet werden; z. B. Leim, Gummi, Eiweiß u. s. w. Man kann daher Krystalloidsubstanzen von Colloidsubstanzen, wenn beide in einer Lösung vorhanden sind, mit Hilfe einer geeigneten Membran trennen. Diese Verrichtung (Operation) wird mit **Dialyse** bezeichnet. Der dazu dienende Apparat ist der **Dialysator**. Dialysis = Trennung.

---

## II. Abschnitt.

### Chemische Synthese.

#### Verhalten der Körper an der atmosphärischen Luft.

Allen ist das Eisen, Kupfer, Blei, Quecksilber, Zink, Zinn, die Kohle und der Schwefel bekannt. Hier ist Phosphor; im frisch geschmolzenen Zustande ein durchscheinender, farbloser oder gelblich gefärbter Körper von wachsähnlichem Glanze und knoblauchähnlichem Geruche, in der Kälte sehr spröde, bei gewöhnlicher Temperatur so weich wie Wachs, in trockener Luft äußerst leicht entzündlich, weshalb er unter Wasser aufbewahrt werden muss. — Dieses grauweiße, wenig glänzende und leichte Metall heißt Magnesium. — Das unter Steinöl aufbewahrte Metall ist Natrium. Auf frischen Schnittflächen glänzt es silberweiß und ist bei gewöhnlicher Temperatur so weich wie Wachs.

Lassen wir von jedem dieser Körper ein trockenes Stückchen mit frischen Schnittflächen in je einem Porzellanschälchen an der Luft liegen. Nur am Natrium und Phosphor merkt man sofort eine Änderung. Die frischen Schnittflächen des ersteren laufen fast im Augenblicke ihres Entstehens weißlich an, und in wenigen Minuten hat sich das Stückchen mit einer ziemlich dicken, weißen Schicht überzogen. — Der **Phosphor** stößt unter eigenthümlichem, schwachem Leuchten weiße Dämpfe aus.

Beim Erwärmen treten folgende Erscheinungen auf:

Der **Phosphor** entzündet sich bei einer Temperatur von etwa 60° C. und verbrennt mit blendend weißer Flamme zu einem weißen, dichten Dampfe.

Das **Natrium** schmilzt beiläufig bei 95° C. und verbrennt mit gelber Flamme unter Entweichen eines weißen Dampfes zu einem weißen, krustenartigen Körper.

Wird **Schwefel** einige Augenblicke mit der Flamme in Berührung gebracht, so brennt er mit blassblauer Flamme unter Verbreitung eines eigenthümlichen Geruches, der von einem neu entstandenen Gase herrührt.

An der Luft geglühte **Kohle** zeigt einen weißlichgrauen Beschlag (Asche).

Das **Magnesium** verwandelt sich unter außerordentlicher Lichtentwicklung in ein weißes Pulver, die Magnesia.

**Zink** schmilzt, wird dampfförmig und verbrennt schließlich mit einer bläulichweißen Flamme unter Entwicklung eines weißen Rauches, der aus einzelnen wolligen Flocken besteht und Zinkasche heißt (philosophische Wolle).

Das **Kupfer** überzieht sich beim Glühen mit einer braunschwarzen, in Schuppen abspringenden Rinde, dem Kupferhammerschlag.

Bekannt ist, dass das **Eisen** nach dem heftigsten Glühen einen Überzug, den Glühspan, Eisenhammerschlag oder Schmiedesinter zeigt.

Das **Quecksilber** bedeckt sich, längere Zeit an der Luft erhitzt, allmählich mit kleinen rothen Krystallen.

Auf **Zinn**, das längere Zeit in geschmolzenem Zustande erhalten wird, bemerkt man nach dem Erkalten eine graue Haut, die Zinnasche.

**Die Körper müssen verschieden stark erwärmt werden, um sich zu verändern.**

### Ursache dieser Veränderungen.

Wir können zwischen Fließpapier gehaltenes oder in einer Glas- oder Porzellanschale liegendes Natrium schneiden, immer dieselbe Erscheinung, das rasche Verschwinden des Metallglanzes. — Der Phosphor kann in Glas- oder Porzellengefäße gelegt werden, sein Verhalten bleibt dasselbe.

**In den Gefäßen liegt die Ursache der Veränderungen nicht.**

Dass sich die meisten der genannten Körper erst beim Erwärmen verändern, beweist nur, dass die Wärme die Umänderung beschleunigt, nicht aber verursacht, da Natrium, Phosphor und andere auch bei gewöhnlicher Temperatur Umwandlungen erfahren.

In einer Glasröhre lassen wir über gewogene, blanke bis zum Glühen erhitzte Kupferdrehspäne ein bestimmtes Volumen atmosphärischer Luft in sehr langsamem Strome hinziehen. Die Luft, welche über das glühende Kupfer gestrichen ist, leiten wir durch eine zweite Röhre, in welcher ebenfalls blanke Kupferspäne glühen, und fangen dieselbe schließlich in einem Glascylinder über Wasser auf. Die im Cylinder gesammelte Gasmenge ist im Vergleiche mit der durchgeleiteten auffallend klein. Die Kupferspäne, über welche die Luft zuerst strömte, sind braun und schwerer geworden. Die Kupferspäne in der zweiten Röhre sind fast unverändert geblieben. Daher muss die Luft, während sie über das glühende Kupfer in der ersten Röhre streicht, umgewandelt worden sein. Dies findet seine Bestätigung, wenn man in das im Cylinder angesammelte Gas einen brennenden Span taucht. Er verlischt. Da das Kupfer schwerer geworden ist, so kann nur die Luft von sich etwas an dasselbe abgegeben haben, umsomehr, da ihr Volumen nach dem Durchstreichen sich vermindert hat.

Das weiße Pulver, welches man durch Verbrennen von Magnesium erhält, ist schwerer als das Magnesiummetall selbst.

Das aus dem Quecksilber entstandene rothe Pulver ist schwerer als das Quecksilber. — Die Zinnasche schwyerer als das Zinn.

**Die Ursache der Veränderungen, welche die Körper an der Luft erleiden, ist diese selbst.**

**Die Veränderung, welche die Körper an der Luft erleiden, besteht in der Aufnahme eines wägbaren Stoffes aus der Luft.**

Erhitzen wir das aus dem Quecksilber durch lang andauerndes Erwärmen an der Luft erhaltene rothe Pulver etwas stärker, leiten das entwickelte Gas in den Cylinder mit der durch das glühende Kupfer veränderten Luft in dem Verhältnisse, dass etwa auf 4 Raumtheile der veränderten Luft 1 Raumtheil des aus dem rothen Pulver entwickelten Gases kommt, und untersuchen nun dieses Gasmisch mit einem brennenden Späne, so wird er fortbrennen. Die ursprüngliche Luft wurde also mit allen ihren Eigenschaften wieder hergestellt.

**1. Der wägbare Stoff, den die Körper bei ihrer Veränderung an der Luft aus dieser aufnehmen, ist ein Gas. Es verleiht der Luft die Eigenschaft, das Brennen der Körper zu unterhalten. Man nennt dieses Gas Sauerstoff (Oxygenium).**

**2. Jener Bestandtheil der Luft, welcher von den Körpern nicht aufgenommen wird, und welcher brennende Körper auslöscht, heißt Stickstoff.**

**3. Die atmosphärische Luft besteht aus 2 Gasen, aus Sauerstoff und Stickstoff.**

In zwei Recipienten von gleichem Querschnitte und gleichem Caliber wird die unter Quecksilber abgesperrte Luft durch Natrium und Phosphor verändert. Die Luft nimmt um  $\frac{1}{5}$  ihres Volumens ab. Brennende Körper verlöschen in derselben.

Wird das ursprüngliche Luftvolumen durch Einleiten von Gas wieder hergestellt, welches man durch Erhitzen des rothen Quecksilberpulvers erhalten hat, so zeigt das Gasmisch in dem Recipienten wieder die Eigenschaften der ursprünglichen Luft.

**(Die Vereinigung eines Körpers mit Sauerstoff nennt man Oxydation)**

**Einfache und zusammengesetzte Körper oder Elemente und chemische Verbindungen.** Bei der Oxydation vereinigt sich ein Körper mit einem anderen, von ihm verschiedenen Stoffe zu einem neuen Körper mit anderen Eigenschaften. Dieser neue Körper ist also wenigstens aus **zwei verschiedenen** Substanzen zusammengesetzt. Z. B. Zinnasche aus Zinn und Sauerstoff, der Eisenhammerschlag aus Eisen und Sauerstoff, die Magnesia aus Magnesium und Sauerstoff.

**Körper, die durch Vereinigung zweier oder mehrerer verschiedener Stoffe entstanden sind und sich in Folge dessen in zwei oder mehrere verschiedene Stoffe zerlegen lassen, werden zusammengesetzte Körper oder chemische Verbindungen genannt.)**

**Eine chemische Verbindung besitzt andere Eigenschaften als ihre Bestandtheile.**

Sucht man nach stofflich verschiedenen Bestandtheilen des Zinns, Eisens, Kupfers, des Magnesiums u. s. w., so findet man solche nicht.

**Körper, die sich nicht in verschiedene Stoffe zerlegen lassen, heißen einfache Körper, Grundstoffe oder Elemente.**

Die bis jetzt bekannten Elemente sind in der folgenden Tabelle zusammengestellt.

Name der Elemente	Symbol	Atomgewicht	Name der Elemente	Symbol	Atomgewicht
Aluminium . . . . .	Al	27.4	Nickel . . . . .	Ni	58.7
Antimon (Stibium) . . .	Sb	122	Niobium . . . . .	Nb	94
Arsen . . . . .	As	75	Osmium . . . . .	Os	199.4
Baryum . . . . .	Ba	137	Palladium . . . . .	Pd	106.6
Beryllium . . . . .	Be	9.3	Phosphor . . . . .	P	31
Blei (Plumbum) . . . . .	Pb	207	Platin . . . . .	Pt	197.4
Bor . . . . .	Bo	11	Quecksilber (Hydrargyrum) . . . . .	Hg	200
Brom . . . . .	Br	80	Rhodium . . . . .	Rh	104.4
Cadmium . . . . .	Cd	112	Rubidium . . . . .	Rb	85.4
Cäsium . . . . .	Cs	133	Ruthenium . . . . .	Ru	104.4
Calcium . . . . .	Ca	40	Sauerstoff (Oxygenium) . . . . .	O	16
Cerium . . . . .	Ce	92	Schwefel (Sulfur) . . . . .	S	32
Chlor . . . . .	Cl	35.5	Selen . . . . .	Se	79.4
Chrom . . . . .	Cr	52.4	Silber (Argentum) . . . . .	Ag	108
Didym . . . . .	Di	96	Silicium . . . . .	Si	28
Eisen (Ferrum) . . . . .	Fe	56	Stickstoff (Nitrogenium) . . . . .	N	14
Erbium . . . . .	E	178	Strontium . . . . .	Sr	87.5
Fluor . . . . .	Fl	19	Tantal . . . . .	Ta	182
Gallium . . . . .	Ga	69.9	Tellur . . . . .	Te	128
Gold (Aurum) . . . . .	Au	197	Thallium . . . . .	Tl	204
Indium . . . . .	In	113.4	Thorium . . . . .	Th	231.5
Jod . . . . .	J	127	Titan . . . . .	Ti	50
Iridium . . . . .	Ir	198	Uran . . . . .	U	120
Kalium . . . . .	K	39	Vanadium . . . . .	V	51.3
Kobalt (Cobaltum) . . . . .	Co	58.8	Wasserstoff (Hydrogenium) . . . . .	H	1
Kohlenstoff (Carbonicum) . . . . .	C	12	Wismut (Bismuthum) . . . . .	Bi	210
Kupfer (Cuprum) . . . . .	Cu	63.4	Wolfram . . . . .	W	184
Lanthan . . . . .	La	92.5	Yttrium . . . . .	Y	61.7
Lithium . . . . .	Li	7	Zink . . . . .	Zn	65.2
Magnesium . . . . .	Mg	24	Zinn (Stannum) . . . . .	Sn	118
Mangan . . . . .	Mn	55	Zirkonium . . . . .	Zr	89.6
Molybdän . . . . .	Mo	96			
Natrium . . . . .	Na	23			

Jeder Grundstoff wird mit dem Anfangsbuchstaben seines lateinischen oder griechischen Namens bezeichnet. Haben mehrere Elemente in ihren lateinischen Benennungen denselben Anfangsbuchstaben, so setzt man zu demselben noch einen anderen unterscheidenden Buchstaben des lateinischen Namens hinzu.

Diese Buchstaben werden die **Zeichen** oder **Symbole** der Elemente genannt.

**Chemische Verwandtschaft oder Affinität.** Als Ursache der Vereinigung zweier oder mehrerer Körper (Elemente) zu einer chemischen Verbindung wird die gegenseitige Anziehung **ungleichartiger** Theilchen angesehen und chemische Verwandtschaft oder Affinität genannt.

## Sauerstoff (Oxygenium).

Symbol = O

In einem mit Kork und gebogenem Glasrohre versehenen, an einem Ende zugeschmolzenen Rohre aus schwer schmelzbarem Glase erhitzen wir Quecksilberoxyd, ein rothes Pulver, dasselbe, welches sich bei andauerndem Erhitzen von Quecksilber an der atmosphärischen Luft bildet. Das rothe Pulver wird dunkler, an der kalten Stelle der Röhre setzt sich ein glänzender Körper an, während das am Ende der Entbindungsröhre ausströmende Gas unter Wasser aufgefangen wird.

**Auffangen von Gasen.** Um Gase aufzufangen bringt man das Entbindungsrohr unter eine Flüssigkeit und hält darüber ein umgekehrtes mit derselben Flüssigkeit angefülltes Gefäß. In dem Maße als sich Gas entwickelt und in das Gefäß steigt, wird daraus die Flüssigkeit verdrängt, bis endlich das ganze Gefäß angefüllt ist. Die Flüssigkeit, in welche das zu füllende Gefäß taucht, heißt **Sperrflüssigkeit**. Der Behälter, in welchem sich die Sperrflüssigkeit befindet, **pneumatische Wanne**, wozu jedes Gefäß, jede Schale dienen kann. Die Sperrflüssigkeit ist nach der Natur des aufzufangenden Gases verschieden.

Der an den kalten Stellen der Röhre sich ansetzende glänzende Körper ist Quecksilber. Das Quecksilberoxyd ist also geradezu in Quecksilber und Sauerstoffgas zerfallen.

Wägen wir das Quecksilberoxyd, das daraus gewonnene Quecksilber und Sauerstoffgas, so werden, gleich viel, welche Mengen des rothen Pulvers angewendet wurden, die daraus gewonnenen Mengen Quecksilber und Sauerstoffgas doch immer in demselben Verhältnisse stehen wie 200 : 16 oder 25 : 2.

Wir erhalten aus :

324	Quecksilberoxyd	300	Quecksilber	und	24	Sauerstoff	} Verhältnis 25 : 2
216	"	200	"	"	16	"	
108	"	100	"	"	8	"	
54	"	50	"	"	4	"	
27	"	25	"	"	2	"	

**Ein und dieselbe chemische Verbindung hat immer eine feste unveränderliche Zusammensetzung.**

**Gewinnung** aus einem Gemisch von Kaliumchlorat und Braunstein. Um größere Mengen von Sauerstoffgas darzustellen, wird pulveriges Kaliumchlorat, bestehend aus Kaliummetall, aus Chlor und aus Sauerstoff, mit so viel Braunstein gemengt, bis man ein gleichmäßig schwarz gefärbtes Gemisch erhält. Dasselbe wird in einem Glasgefäße mäßig und vorsichtig erhitzt. Den sich in Fülle entwickelnden Sauerstoff fängt man mit Hilfe eines Entbindungsrohres unter Wasser auf.

**Eigenschaften des Sauerstoffgases.** Sauerstoff ist ein farb-, geruch- und geschmackloses Gas, etwas schwerer als Luft, im Wasser sehr wenig löslich.)

In einen mit Sauerstoffgas gefüllten Ballon wird ein Stück glühender Kohle getaucht; dieselbe verbrennt im Gase mit ungewöhnli-

chem Glanze und unter Funkensprühen. Nach dem Verbrennen ist der Ballon mit einem Gase gefüllt, in welchem alle brennenden Körper auslöschten. Gibt man 1 bis 2 Tropfen einer verdünnten Lackmuslösung (Lackmustinctur) — Lackmus ist ein blauer Pflanzenfarbstoff — in den Ballon und etwas Wasser und schüttelt, so wird die blaue Farbe in die weinrothe übergehen.)

(In eine mit Sauerstoff gefüllte Flasche, in der sich noch etwas Wasser befindet, wird ein Stückchen brennenden Schwefels gebracht. Dieser verbrennt mit lebhaftem, schönen, lasurblauen Lichte zu Schwefeldioxyd, einem farblosen, stechend riechenden Gase, das sich im Wasser löst und in Lösung Lackmustinctur röthet.)

(Phosphor verbrennt im Sauerstoffe mit hellweißem Lichte (Vorsicht) zu Phosphorpenoxyd, einer weißen, flockigen Masse, welche sich mit sehr wenig Wasser in eine Flüssigkeit, die Phosphorsäure umwandelt, die Lackmustinctur stark röthet.)

**Säure. Verbindungen, die blaue Lackmuslösung oder ein blaues Lackmuspapier roth färben und meistens einen sauren Geschmack haben, heißen Säuren.)**

Lackmuspapier oder blaues Reagenspapier ist ein ungeleimtes mit Lackmustinctur getränktes und dann getrocknetes Papier.

Glühender, feiner Eisendraht verbrennt im Sauerstoffe unter lebhaftem Funkensprühen zu rothbraunem Eisenoxyd.

**Sauerstoff unterhält das Verbrennen der Körper und zwar verbrennen sie in diesem Gase mit erhöhtem Glanze, in kürzerer Zeit und unter starker Wärmeentwicklung.**

(Die Vereinigung eines Körpers mit Sauerstoff unter Licht- und Wärmeentwicklung heißt **Verbrennung im engeren Sinne des Wortes.**)

(Die Verbindung, welche durch das Verbrennen eines Körpers entstanden ist, wird **Verbrennungsproduct** genannt. Schwefeldioxyd ist das Verbrennungsproduct von Schwefel. Ein gewogenes Stück Magnesiumdraht wird verbrannt. Das erhaltene weiße Pulver (Magnesia) wiegt mehr als der Draht. Das Verbrennungsproduct ist nichts anderes als der ursprüngliche Körper, verbunden mit Sauerstoff; letzterer ist aber auch wägbar.)

**Das Verbrennungsproduct muss schwerer sein als der Körper vor seiner Verbrennung.)**

(Verbindungen, bestehend aus einem Elemente und Sauerstoff, werden im allgemeinen **Oxyde** genannt.)

**Alkalien.** Feine Blättchen von Natrium oxydieren sich in trockenem Sauerstoffe rasch zu Natriumoxyd, einem weißen Körper. Befeuchtet man diesen vorsichtig mit Wasser, gießt dann etwas mehr Wasser zu bis zur vollständigen Lösung und taucht in dieselbe ein blaues Lackmuspapier, so bleibt dieses unverändert. Bringt man aber ein durch eine Säure roth gefärbtes Lackmuspapier mit dieser Lösung in Berührung, so geht die rothe Farbe sofort wieder in die blaue über.

Kalkwasser, eine Lösung von Calciumoxyd (gebrannter Kalk) in Wasser, bläut ein rothes Reagenspapier, lässt aber ein blaues unverändert.

**Verbindungen, welche in wässriger Lösung rothes Lackmuspapier blau färben, einen laugenhaften Geschmack haben und ätzend wirken, sind Alkalien oder starke Basen.)**

**Alkalische, saure, neutrale Reaction.** Von einer Substanz, die in ihrer Lösung rothes Reagenspapier bläut, sagt man, sie **reagiert alkalisch oder basisch**; von Substanzen, die in ihrer Lösung blaues Reagenspapier röthen, sagt man, sie **reagieren sauer**. Substanzen, die in ihren Lösungen weder blaues Reagenspapier roth, noch rothes blau färben, reagieren **neutral** (neuter = keiner von beiden).

**Salz, Base.** Zu concentrirter Kalilauge gibt man nach einander in kleinen Mengen Salzsäure. Die Flüssigkeit erwärmt sich stark und hört endlich auf, geröthetes Lackmuspapier zu bläuen, aber auch Lackmustinctur wird nicht geröthet. Die Flüssigkeit reagiert neutral. Beim Erkalten derselben setzt sich ein weißer, krystallisierter, salzig schmeckender Körper, das Chlorkalium ab.

Statt Salzsäure fügt man verdünnte Schwefelsäure (1 Vol. Säure und 1 Vol. Wasser) zur Kalilauge so lange, bis vollkommene Neutralisation eingetreten ist. Die Flüssigkeit erwärmt sich stark und setzt beim Erkalten weiße Krystalle von schwefelsaurem Kalium ab, die bitterlich salzig schmecken und Reagenspapiere nicht verändern.

Kupferoxyd löst sich beim Erwärmen in verdünnter Schwefelsäure und färbt die Flüssigkeit blau, aus der beim Abdampfen blaue Krystalle von schwefelsaurem Kupfer (Kupfervitriol) herausfallen.)

In Kalkwasser wird Kohlensäuregas geleitet. Es fällt ein weißes Pulver von kohlensaurem Kalk (Kreide) heraus.

Die Alkalien, sowie viele im Wasser unlösliche und daher weder alkalisch noch sauer reagierende Oxyde, wie z. B. Eisenoxyd, Kupferoxyd vereinigen sich mit Säuren zu neuen Verbindungen, die weder alkalische noch saure Reaction zeigen und Salze genannt werden, weil viele von ihnen einen dem des Kochsalzes ähnlichen Geschmack haben.

**Verbindungen, die sich mit Säuren zu Salzen vereinigen können, heißen Basen.)**

**Salze sind Verbindungen von Säuren mit Basen.**

Blut, mit Sauerstoffgas geschüttelt, nimmt eine hellrothe Farbe an. Bläst man in klares Kalkwasser mittelst einer Gläseröhre Luft aus der Lunge, so trübt sich die Flüssigkeit, indem die ausgeathmete Kohlensäure sich mit dem Kalke zu unlöslichem kohlensaurem Kalke vereinigt.

**Sauerstoff ist ein nothwendiger Bestandtheil der Respirationluft**; er wird vom Blute aufgenommen und zur Oxydation (Verbrennung) organischer Stoffe im Körper verwendet, wodurch die thierische Wärme erzeugt wird.

1 Gramm frische, reine Kupferfeile (feinvertheiltes Kupfer) und 1 Gramm Magnesium werden im Sauerstoffgase geglüht. Nach voll-

ständiger Oxydation der Metalle wägt man die gebildeten Oxyde ab. Man hat 1·2523 Gr. Kupferoxyd und 1·6666 Gr. Magnesiumoxyd erhalten. 1 Gr. Kupfer hat sich also mit 0·2523 Gr. Sauerstoff und 1 Gr. Magnesium mit 0·6666 Gr. Sauerstoff verbunden.

In gleicher Weise finden wir, dass 1 Gr. Kohle 2·6666 Gr. Sauerstoff zu Kohlensäure und 1 Gr. Zink 0·2454 Gr. Sauerstoff zu Zinkoxyd (Zinkweiß), 1 Gr. Schwefel 1 Gr. Sauerstoff zu Schwefeldioxyd bindet.

**Gleich große Mengen verschiedener Elemente binden verschiedene Sauerstoffmengen.)**

Bindet 1 Gr. Mg 0·6666 Gr. O, so binden 24 Gr. Mg  $0·6666 \times 24 = 16$  Gr. O zu  $24 + 16 = 40$  Gr. Magnesiumoxyd.

Ebenso findet man, dass

63·4 Gr. Cu 16 Gr. O zu 79·4 Gr. Kupferoxyd binden,

65·2 Gr. Zn 16 Gr. O zu 81·2 Gr. Zinkoxyd binden,

12 Gr. C 32 Gr. O =  $2 \times 16$  zu 44 Gr. Kohlensäure binden,

32 Gr. S 32 Gr. O =  $2 \times 16$  zu 64 Gr. Schwefeldioxyd binden.

Wir werden daher, abgesehen von kleinen Versuchsfehlern, die in der Unvollkommenheit der Apparate liegen, bei **jeder** Zerlegung, wie oft dieselbe auch vorgenommen wird, erhalten:

Aus 40 Gr. Magnesiumoxyd 24 Gr. Magnesium und 16 Gr. Sauerstoff.

Aus 79·4 Gr. Kupferoxyd 63·4 Gr. Kupfer und 16 Gr. Sauerstoff.

Aus 81·2 Gr. Zinkoxyd 65·2 Gr. Zink und 16 Gr. Sauerstoff u. s. w.

**Ein und dieselbe chemische Verbindung hat immer eine feste, unveränderliche Zusammensetzung.)**

Nimmt man nicht 40 Gewichtstheile Magnesiumoxyd, sondern mehr oder weniger, so erhalten wir von den Bestandtheilen der Verbindung Gewichtsmengen, die dem Verhältnisse 24:16 entsprechen, wie aus einem einfachen Regel-Detri-Ansatze folgt:

40 Magnesiumoxyd: 16 Sauerstoff = 26 Magnesiumoxyd: x Sauerstoff.

**Der Sauerstoff verbindet sich mit den anderen Elementen nach bestimmten Gewichtsverhältnissen.)**

**Das Gewicht einer chemischen Verbindung ist gleich der Summe der Gewichte ihrer Bestandtheile.)**

Es verbinden sich:

		63·4 Gwthl. Cu mit 16 Gwthl. O zu	79·4 Gwthl. Kupferoxyd	
126·8 = $2 \times$	63·4	" Cu " 16 " O "	142·8 " Kupferoxydul	
	200	" Hg " 16 " O "	216 " Quecksilberoxyd	
400 = $2 \times$	200	" Hg " 16 " O "	416 " Quecksilberoxydul	
	12	" C " 16 " O "	28 " Kohlenmonoxyd	
	12	" C " 32 = $2 \times 16$ Gwthl. O zu	44 Gwthl. Kohlendioxyd	
	207	" Pb " 16 " O "	223 " Bleioxyd	
414 = $2 \times$	207	" Pb " 48 = $3 \times 16$ " O "	462 " Bleisesquioxyd	
	207	" Pb " 32 = $2 \times 16$ " O "	239 " Bleisuperoxyd	
	56	" Fe " 16 " O "	72 " Eisenmonoxyd	
112 = $2 \times$	56	" Fe " 48 = $3 \times 16$ " O "	160 " Eisensesquiox.	
	56	" Fe " 48 = $3 \times 16$ " O "	104 " Eisentrioxyd.	

Der Sauerstoff kann sich mit einem anderen Elemente unter ungleichen Umständen in mehr als einem Verhältnisse zu natürlich verschiedenen Verbindungen vereinigen. Diese verschiedenen Verhältnisse sind Vielfache (Multipla) einfacherer Zahlen.)

Bildet der Sauerstoff mit einem Elemente mehrere Verbindungen, so wird die Oxydationsstufe mit dem geringeren Sauerstoffgehalte **Oxydul**, die mit dem höheren Sauerstoffgehalte **Oxyd** genannt, oder man unterscheidet die verschiedenen Sauerstoffverbindungen desselben Elementes durch die Zahlwörter: mono, di, tri, tetra, penta, u. s. w.)

**Classification der Oxyde nach ihrer Reaction.** Nach der Reaction der wässrigen Lösungen der Oxyde unterscheidet man: saure Oxyde (Säuren), **basische Oxyde** (Basen), **neutrale** oder **salzartige Oxyde** (Salze). Letztere sind Verbindungen von sauren mit basischen Oxyden.

Oxyde, die auf Reagenspapier ohne Wirkung sind und mit Säuren oder Basen keine Salze geben, heißen indifferente Oxyde, z. B. Braunstein, bestehend aus Mangan und Sauerstoff.

#### **Classification der Metalloxyde nach ihrem Sauerstoffgehalte.**

Bei den Verbindungen der Metalle mit Sauerstoff, den Metalloxyden, bezeichnet man, wenn mehrere Oxydationsstufen desselben Metalles bekannt sind, dasjenige Oxyd von basischer Eigenschaft, welches den geringsten Sauerstoffgehalt aufweist, als **Oxydul**, z. B. Manganoxydul: 55 Gewthl. Mangan mit 16 Gewthl. Sauerstoff.

Das Oxyd mit basischen Eigenschaften aber höherem Sauerstoffgehalte als das Oxydul, wird schlechthin **Oxyd** genannt, z. B. Manganoxyd:  $2 \times 55$  Gewthl. Mangan mit  $3 \times 16$  Gewthl. Sauerstoff.

Indifferente Oxyde, die zu viel Sauerstoff enthalten, um mit einer Säure Salze bilden zu können, heißen **Superoxyde** auch **Hyperoxyde** oder **Überoxyde** (super = über, hyper = über); z. B. Manganhyperoxyd oder Mangansuperoxyd: 55 Gewthl. Mangan mit  $2 \times 16$  Gewthl. Sauerstoff. Die Superoxyde geben, mit Säuren zusammengebracht, Sauerstoff und basische Oxyde.

Indifferente Oxydationsstufen, die zu wenig Sauerstoff enthalten, um sich mit Säuren zu Salzen verbinden zu können, tragen den Namen von **Suboxyden**: z. B. Bleisuboxyd:  $2 \times 207$  Gewthl. Blei mit 16 Gewthl. Sauerstoff (sub = unter). Bleioxyd: 207 Gewthl. Blei mit 16 Gewthl. Sauerstoff.

Oxydationsstufen, die beim Hinzutreten von Wasser Säuren bilden, heißen **Metallsäureanhydrite** (an = Verneinungssilbe, hydor = Wasser), z. B. Mangansäureanhydrit: 55 Gewthl. Mangan mit  $3 \times 16$  Gewthl. Sauerstoff. Übermangansäureanhydrit:  $2 \times 55$  Gewthl. Mangan mit  $7 \times 16$  Gewthl. Sauerstoff.

**Vorkommen des Sauerstoffs.** Der Sauerstoff findet sich mit Stickstoff gemengt in der atmosphärischen Luft, von der er  $\frac{1}{5}$  dem Volumen nach und 23 Procent dem Gewichte nach ausmacht. Außerdem ist er ein Bestandtheil fast aller unorganischer und organischer Körper. Ein Drittel des Gewichtes der gesammten Erde mag auf Sauerstoff zu rechnen sein.

**Geschichtliches.** Der Sauerstoff wurde 1774 fast gleichzeitig von Priestley in England und Scheele in Schweden entdeckt. Zu Ende des Jahres 1877 haben ihn Louis Cailletet in Paris und Raoul Pictet in Genf unter einem Drucke von

320 Atmosphären und bei einer Temperatur von  $-140^{\circ}$  C. zu einer Flüssigkeit verdichtet.

**Druck einer Atmosphäre.** Unter dem Drucke einer Atmosphäre versteht man den Druck der atmosphärischen Luft auf einen Quadratcentimeter. Dieser Druck ist gleich dem Drucke einer Quecksilbersäule von  $760^{\text{mm}}$  Höhe auf  $1^{\text{cm}} = 1.033$  Kilogramm. Es ist nämlich das spezifische Gewicht des Quecksilbers  $13.6$ ;  $760^{\text{mm}}$  sind gleich  $76^{\text{cm}}$ . Daher der Druck dieser Quecksilbersäule von der Basis  $1^{\text{cm}} = 76 \times 13.6 = 1033.6$  Gramm oder gleich  $1.033$  Kilogramm.

Unter dem Drucke von 2, 3, 4, 5 . . . n Atmosphären ist ein Druck zu verstehen, der 2, 3, 4, 5 . . . n mal so groß ist, wie der einer Quecksilbersäule von der bezeichneten Höhe.

### **Ozon** (ozo = ich rieche).

Ozon ist ein Sauerstoff von eigenthümlichem Geruche. Es wirkt viel stärker oxydierend als Sauerstoff, denn es oxydiert selbst Körper, die nur eine geringe Verwandtschaft zu gewöhnlichem Sauerstoffe haben, daher auch der Name **activer Sauerstoff** für Ozon.

In eine große bauchige Flasche gibt man einige Stücke Phosphor von reiner Oberfläche der Art, dass sie theilweise über das Wasser hervorragen, welches den Boden der Flasche bedeckt, lässt 12 bis 24 Stunden bei lose verschlossenem Halse stehen, während man von Zeit zu Zeit schüttelt. Hernach taucht man feuchte, mit Jodkaliumstärkekleister bestrichene Papierstreifen (Ozonometer) in die Flasche. Dieselben werden gebläut. Durch das Ozon wird nämlich das Jod aus dem Jodkalium frei gemacht. Das Jod hat die Eigenschaft, Stärke blau zu färben.

### **Ozon bildet sich bei langsamen Oxydationen.**

Ozon bildet sich auch, wenn der elektrische Funke durch Sauerstoff geht. Daher der eigenthümliche Geruch bei wiederholten Entladungen einer guten Elektrisirermaschine.)

Ozon reinigt vermöge seiner kräftigen Oxydationswirkungen die Luft von Krankheitsstoffen (Miasmen) und Fäulnisgerüchen. Daher findet sich in großen Städten, wo die Luft immer mehr oder weniger verdorben ist, oft gar kein Ozon.

**Allotropie.** Ozon ist ein Sauerstoff von eigenthümlichen Eigenschaften. Ein Körper, der in verschiedenen Zuständen ganz abweichende Eigenschaften zeigt, heißt ein **allotroper Körper** und die Eigenschaft eines Körpers, sich in verschiedenen Zuständen zeigen zu können, wird Allotropie genannt (allos = ein anderer, trope = Verwandlung, Wechsel).

### **Stickstoff** (Azotum, Nitrogenium).

Symbol = N

Luft, welche in einer schwer schmelzbaren Glasröhre über glühendes Kupfer gestrichen ist, fängt man in einem mit Wasser abgesperrten Glascylinder auf. Es sammelt sich in demselben ein farb-, geruch- und geschmackloses Gas, in welchem ein brennender Holzspan sofort erlischt, Thiere, z. B. Insecten, ersticken und die verschiedensten Substanzen unverändert bleiben. Dieses Gas heißt Stickstoff.

**Der Stickstoff brennt selbst nicht, unterhält das Brennen und Athmen nicht und äußert zu anderen Körpern nur eine sehr geringe Verwandtschaft.**

Der Stickstoff ist leichter als Luft, specif. Gewicht (Luft=1) = 0·9714, im Wasser wenig löslich.

**Vorkommen.** Wir wissen bereits, dass der Stickstoff ein Hauptbestandtheil der atmosphärischen Luft ist. Er ist in vielen anorganischen Körpern enthalten, aus denen er unter Vermittlung des Bodens in den Pflanzenkörper, namentlich in die Samen gelangt, wo er einen Bestandtheil der sogenannten Proteïn- oder Eiweißstoffe ausmacht. Die Pflanzen vermitteln seinen Übergang in den Thierkörper, aus dem er größtentheils und zwar hauptsächlich durch den Harn wieder ausgeschieden wird, um neuerdings seinen Kreislauf zu beginnen.)

### **Luftanalyse.**

In einer geräumigen tubulierten, mit Luft gefüllten und durch Wasser abgesperrten Glasglocke wird mit einem heißen Drahte Phosphor entzündet, hierauf der Tubulus rasch luftdicht geschlossen. Der dichte, weiße Dampf (Phosphorpentoxyd, das Verbrennungsproduct des Phosphors) löst sich allmählich im Wasser auf, welches in der Glocke um den fünften Theil des früher mit Luft gefüllten Raumes steigt.

**Die atmosphärische Luft besteht dem Raume nach aus  $\frac{1}{5}$  Sauerstoff und  $\frac{4}{5}$  Stickstoff**, 100 Raumtheile Luft enthalten nämlich, von anderen mehr oder weniger zufälligen Gemengtheilen abgesehen, 79 Raumtheile Stickstoff und 21 Raumtheile Sauerstoff.

Lässt man klares Kalkwasser in einem flachen, offenen Gefäße einige Zeit an der Luft stehen, so bildet sich an seiner Oberfläche ein weißes Häutchen, welches durch die Vereinigung der in der Luft enthaltenen Kohlensäure mit dem Kalke entsteht.

**In der atmosphärischen Luft ist eine geringe Menge von Kohlensäure vorhanden.** 100 Volumina Luft enthalten etwa 0·04 Volumina Kohlensäure.

Lässt man trockenes, gewogenes Chlorcalcium in einem Schälchen an der Luft stehen, so zerfließt es und sein Gewicht nimmt zu, wie man sich durch wiederholtes Wägen überzeugen kann.

**Die Luft enthält Wasser in der Form von Wasserdunst.**

Zusammensetzung der atmosphärischen Luft dem Volumen nach:

Stickstoff . . . . .	78·492
Sauerstoff . . . . .	20·627
Wasserdunst . . . . .	0·840
Kohlensäure . . . . .	0·041

Summa . . . . 100·000

**Gemenge im Gegensatz zu chemischen Verbindungen.**

In der atmosphärischen Luft ist die Eigenschaft des Stickstoffs, brennende Körper auszulöschen, nicht verloren gegangen, denn durch seine Gegenwart wird die entgegengesetzte Eigenschaft des Sauerstoffs, das

Brennen der Körper mit lebhaftem Glanze zu unterhalten, stark vermindert.

In der atmosphärischen Luft hat jedes der beiden Gase das ihm eigene Löslichkeitsvermögen beibehalten. Die im Wasser gelöste Luft enthält nämlich: 34.9 (wenig über  $\frac{1}{3}$ ) Raumtheile Sauerstoff und 65.1 (nahezu  $\frac{2}{3}$ ) Raumtheile Stickstoff. Wären in der Luft die 2 Gase chemisch verbunden, so müsste auch die im Wasser gelöste Luft zu  $\frac{4}{5}$  (79 Rmthl.) aus Stickstoff und  $\frac{1}{5}$  (21 Rmthl.) aus Sauerstoff bestehen.

Eisen im fein vertheilten Zustande (Eisenfeile) wird mit gepulvertem Schwefel in einer Reibschale innig gemengt. Das Gemisch zeigt weder die äußeren Eigenschaften der Eisenfeile noch des Schwefels. Erhitzt man die Hälfte dieses Gemisches in einem Porzellantiegel bis zum Glühen, so wird dasselbe zu einer schwarzen zusammen gebackenen Masse, die man nach dem Erkalten in einer Reibschale zu einem feinen Pulver zerreibt. Der Schwefel hat sich mit dem Eisen zur chemischen Verbindung Schwefeleisen vereinigt.

Im Gemenge lassen sich vielleicht mit freiem Auge, gewiss aber mit Hilfe der Lupe oder eines Mikroskopes die einzelnen Schwefeltheilchen von den Eisentheilen unterscheiden, nicht aber im fein geriebenen Schwefeleisen.

**Die Bestandtheile eines Gemenges können mit freiem oder bewaffnetem Auge erkannt werden, nicht aber die Bestandtheile einer chemischen Verbindung.**

Wenn wir das Gemisch mit Wasser übergießen, so wird das schwerere Eisenpulver zu Boden sinken, der leichtere Schwefel aber mehr oder weniger im Wasser vertheilt bleiben. Wird das Wasser öfters erneuert und abgossen, so lässt sich auf diese Weise das Eisen vom Schwefel trennen, nicht aber im Schwefeleisen.]

**Die Bestandtheile eines Gemenges lassen sich auf mechanischem Wege von einander trennen, nicht aber die Bestandtheile einer chemischen Verbindung.**

Bringt man in das Gemisch einen Magnet, so wird das Eisen angezogen, der Schwefel nicht. — Lösungsmittel, wie z. B. Salzsäure, die Eisen lösen, Schwefel aber nicht, lösen im Gemisch das Eisen auf und lassen den Schwefel ungelöst zurück. Gutes Schwefeleisen wird vom Magnete nicht angezogen, von Salzsäure unter Entweichen eines übelriechenden Gases aufgelöst.

**Im Gemenge behalten die Bestandtheile ihre Eigenschaften bei, in chemischen Verbindungen nicht.** Bei diesen ist ein neuer Körper mit neuen Eigenschaften entstanden.]

### Schwefel (Sulfur).

Symbol = S

**Vorkommen und Gewinnung.** In manchen vulcanischen Gegenden findet man den Schwefel im natürlichen Zustande an der Oberfläche der Erde, verunreinigt durch erdige Stoffe, von denen man ihn durch Destillation in irdenen Töpfen größtentheils reinigt. Das

Destillationsproduct ist der **Rohschwefel**, aus welchem man durch wiederholtes Destillieren den **raffinierten Schwefel** erhält. Bei Beginn der Destillation verdichtet sich der Schwefeldampf an den Wänden des zum Auffangen bestimmten Gefäßes, solange diese noch kalt sind, zu einem feinen Pulver, den **Schwefelblumen**. Sobald sich aber die Gefäßwände erwärmt haben, wird der Schwefeldampf zu einer Flüssigkeit verdichtet, welche in conische Formen gegossen, zu dem sogenannten **Stangenschwefel** erstarrt.)

**Eigenschaften.** Der Schwefel ist ein fester, citronengelber Körper, geruch- und geschmacklos, ein schlechter Leiter der Wärme und der Elektrizität, wird aber beim Reiben selbst stark elektrisch, sein specifisches Gewicht ist 2·03. Lässt man geschmolzenen Schwefel langsam erkalten, stößt die an der Oberfläche gebildete Kruste durch und gießt den flüssig gebliebenen Theil rasch aus, so findet man nach dem vollständigen Entfernen der Kruste an den Gefäßwänden gelbe, lange, durchscheinende, biegsame Nadeln des monoklinischen Krystallsystems. Lässt man den Schwefel aus seiner Lösung in Schwefelkohlenstoff, einer farblosen, das Licht stark brechenden, übel riechenden Flüssigkeit, bestehend aus Schwefel und Kohle durch Verdunstung des Lösungsmittels krystallisieren, so bilden sich Krystalle des rhombischen Systems.

#### **Der Schwefel ist demnach ein dimorpher Körper.**

Der Schwefel schmilzt bei  $111\cdot5^{\circ}$  C. zu einer honiggelben, dünnen Flüssigkeit, welche bei etwa  $160^{\circ}$  C. braun und zähflüssig, bei  $250^{\circ}$  C. bis  $260^{\circ}$  C. dunkelbraun bis schwarz und ganz zäh wird, so dass man das Gefäß umkehren kann, ohne dass der Schwefel ausfließt, beim weiteren Erhitzen wird er wieder dünnflüssig und verwandelt sich bei etwa  $420^{\circ}$  C. unter der Erscheinung des Siedens in ein braungelbes Gas. Er ist brennbar und brennt mit blauer Flamme. Das Verbrennungsproduct ist Schwefeldioxyd, ein farbloses Gas von stechendem, erstickendem Geruche. Wird bis  $250^{\circ}$  C. erhitzter Schwefel in kaltes Wasser gegossen, so bildet er eine durch längere Zeit weich bleibende, plastische Masse, welche **amorpher Schwefel** genannt wird und zu Abdrücken verwendet werden kann.

**Anwendung.** Zur Fabrication von Zündwaren, Schießpulver, Schwefelsäure, Zinnober, zum Vulcanisiren des Kautschuk, in der Medicin. ✓

#### **Chlor (chloros = grünlichgelb).** Symbol = Cl

1 Theil gepulverten Braunstein übergießt man in einem Glaskolben mit 6 Theilen Salzsäure. Das sich reichlich entwickelnde Gas fängt man über Kochsalzlösung auf.

**Eigenschaften.** Das Chlor ist ein grünlichgelbes Gas von starkem, unangenehmen zum Husten reizenden Geruche. Es ist 2·44mal schwerer als atmosphärische Luft. Einem Drucke von 5 Atmosphären unterworfen, oder bei gewöhnlichem Drucke und einer Temperatur von  $-40^{\circ}$  C. wird es flüssig. 1 Vol. Wasser löst 3 Vol. Chlor bei  $8^{\circ}$  C., 2·42 Vol. bei  $17^{\circ}$  C. Die gesättigte Lösung ist grüngelb und

heißt **Chlorwasser**. Das Chlor wirkt giftig. Es veranlasst in größerer Menge eingeathmet Bluthusten, selbst den Tod.

**Vorkommen.** Im freien Zustande nicht, aber gebunden an gewisse Metalle, namentlich an Natrium als Steinsalz, Kochsalz, Seesalz in großen Mengen. An Metalle gebunden findet sich etwas Chlor fast in jedem Boden, im Quell- und Flusswasser, selbst in Pflanzen- und Thierorganismen.

### **Brom (bromos = Gestank).**

Symbol = Br

Bromkalium, bestehend aus Brom und Kalium, oder Bromnatrium wird mit Braunstein und Schwefelsäure in einer Glasretorte auf dem Sandbade erhitzt. Der Retortenhals passt in eine gekühlte Vorlage, in welcher sich der Bromdampf zu einer Flüssigkeit verdichtet.

**Eigenschaften.** Brom ist eine dunkelrothbraune Flüssigkeit, welche bei 63° C. siedet. Ein Tropfen von flüssigem Brom füllt rasch einen großen Glasballon mit rothbraunen, unangenehm riechenden Dämpfen an, da das Brom ein großes Bestreben hat, Dampfform anzunehmen. Die Dämpfe sind 5mal schwerer als atmosphärische Luft. Thierische Haut wird, mit Brom betupft, gelb und geätzt. 100 Theile Wasser von 14° C. lösen etwa 33 Theile Brom mit orange-rother Farbe auf. Die Lösung heißt **Bromwasser**. Stärkekleister wird von Brom gelb gefärbt.

Eine Lösung von Bromkalium oder Bromnatrium wird mit etwas Chlorwasser geschüttelt. Die Flüssigkeit nimmt von dem freigewordenen Brom eine röthlichbraune Farbe an.

Wenn Brom aus seinen Verbindungen durch Chlor ausgetrieben wird, so muss das Brom eine geringere Verwandtschaft (Affinität) zu anderen Elementen haben als das Chlor.

Eine Proberöhre mit einigen Tropfen flüssigen Broms bringt man in eine Kältemischung. Das Brom erstarrt zu einer dunkel bleigrauen, blättrigen, krystallinischen Masse. Brom wird bei — 7·3° C. fest. Es ist giftig.

**Vorkommen.** An andere Elemente, namentlich an Metalle wie Kalium, Natrium, Magnesium gebunden im Meerwasser, aus dem es in die Seethiere und Seepflanzen übergeht; in manchen Mineralquellen und Solwassern (Kreuznach, Heilbronn, Darkau in Schlesien).

### **Jod (iodes = veilchenfarbig).**

Symbol = J

Jodkalium ein weißer, krystallisierter Körper, bestehend aus Jod und Kalium, wird mit Braunstein und Schwefelsäure erhitzt. Die Joddämpfe verdichten sich in einer kalt gehaltenen Vorlage zu einem festen, metallglänzenden Körper.

**Eigenschaften.** Das Jod bildet bei gewöhnlicher Temperatur metallglänzende Krystallblättchen von grauschwarzer Farbe und unangenehmem, eigenthümlichem Geruche. Es verflüchtigt sich schon bei gewöhnlicher Temperatur merklich. Beim Erwärmen geht es in einen

tief violetten Dampf über, der sich an den kälteren Stellen der Gefäßwände zu kleinen Krystallen verdichtet. Im Wasser nur sehr wenig löslich; 1 Theil Jod braucht 7000 Theile Wasser zur vollständigen Lösung. Die wässrige Lösung ist bräunlichgelb.

Im Wasser, das Jodverbindungen aufgelöst enthält, löst sich Jod in reichlicher Menge. Alkohol und Aether lösen das Jod mit braunrother, Schwefelkohlenstoff, Benzin, Chloroform mit violetter Farbe. Eine alkoholische Jodlösung wird Jodtinctur genannt.

In eine Stärkeabkochung gibt man etwas Jod oder Jodtinctur. Sofort färbt sich die Stärke blau.

### Jod färbt Stärke blau.

Zu einer Jodkaliumlösung füge ich einige Tropfen Chlorwasser. Die Flüssigkeit färbt sich durch das freiwerdende Jod gelblichbraun, welches durch das Chlor aus seiner Verbindung verdrängt wird.

### Jod hat eine schwächere Verwandtschaft zu anderen Elementen als Chlor.

**Vorkommen.** An Metalle wie Kalium, Natrium, Magnesium gebunden und von Brom und Chlor begleitet im Meerwasser, aus dem es in die Seethiere und Seepflanzen übergeht. Aus der Asche (Kelp, Varec) verschiedener See- und Strandpflanzen wird es im Großen gewonnen.

An Metalle gebunden findet sich das Jod in manchen Mineral- und Solwässern (Hall in Oberösterreich, Darkau in Schlesien).

**Anwendung.** In der Medicin und manche seiner Verbindungen in der Photographie.)

## Verhalten des Schwefels zu den Metallen.

**Schwefel und Kupfer.** Man erhitzt in einer Proberöhre Schwefel bis zum Sieden und trägt hierauf Kupferfeile ein. Unter lebhaftem Glühen vereinigen sich beide Elemente zu **Schwefelkupfer**. Dasselbe ist eine bleigraue, blättrige, harte, in Wasser unlösliche Masse.

**Schwefel und Blei.** In einem Probiergläschen verwandelt man Schwefel in Dampf, trägt dann kleine Stückchen Blei ein und erhitzt stärker. Unter Erglühen schmilzt Blei mit Schwefel zu einer schwarzen im Wasser unlöslichen Masse, dem **Schwefelblei** zusammen. Schwefelblei findet sich in der Natur als Bleiglanz.

**Schwefel und Zinn.** In derselben Weise wie Schwefelblei erhält man Schwefelzinn als eine graue, schwarze, krystallinische Masse.

**Schwefel und Arsen.** In einem schwer schmelzbaren Glasröhrchen schmilzt man 1 Theil Schwefel und setzt 2 Theile gepulvertes Arsen hinzu. Beide Elemente vereinigen sich zu einem braunrothen Körper, dem **Schwefelarsen**, welches in der Natur als Mineral unter dem Namen Realgar vorkommt, giftig ist und in der Feuerwerkerei Anwendung findet.)

**Schwefel und Antimon.** Durch Zusammenschmelzen von 1 Theil Schwefelpulver mit 2 Theilen Antimonpulver erhält man eine schwarzgraue, spröde Masse, das **Schwefelantimon**, welches sich in der Natur als Mineral unter dem Namen **Grauspießglanzerz** findet.

**Schwefel und Eisen.** Erhitzt man in einer Proberöhre ein Gemisch von Schwefelpulver und Eisenfeile, so beginnt das Gemenge bald an einer Stelle zu glühen und die Feuererscheinung durchzieht die ganze Masse, selbst wenn die Flamme beim Beginn des Glühens rasch entfernt wird. Schwefel und Eisen haben sich zu einer grauschwarzen, zusammengesinterten, im Wasser unlöslichen Masse, dem **Einfach Schwefeleisen** verbunden. Ein stark glühender Eisendraht verbrennt im Schwefeldampfe.

**Schwefel und Zink.** In ein Reagensglas, in welchem Schwefel verdampft, werden Zinkstückchen geworfen. Der Schwefel verdampft vollständig, ohne sich mit dem Zink zu verbinden. Leitet man aber Schwefeldämpfe über **glühendes Zink**, so überzieht sich dasselbe mit einer Schichte von weißem Schwefelzink. Das in der Natur sich findende Schwefelzink ist verschieden gefärbt und wird Zinkblende genannt.

**Schwefel und Aluminium.** Erhitzt man Schwefel in einer Proberöhre bis zum Verdampfen und trägt dann Aluminium ein, so verdampft der Schwefel vollständig, ohne sich mit dem Aluminium zu vereinigen. Erst wenn **glühendes Aluminium** mit Schwefel in Berührung gebracht wird, kommt unter lebhaftem Glühen eine Vereinigung beider Elemente zu Stande. Das Schwefelaluminium ist eine schwarze, zusammengesinterte Masse.

**Schwefel und Magnesium.** Brennendes Magnesium verbrennt im Schwefeldampfe mit lebhaftem Glanze zu weißem, lockerem Schwefelmagnesium, das in heißem Wasser etwas löslich ist.

**Schwefel und Quecksilber.** Nach mehrstündigem Zusammenreiben von 1 Theil Schwefel mit 6 Theilen Quecksilber bildet sich ein schwarzes Pulver, welches beim vorsichtigen Erhitzen unter schwacher Explosion in eine chemische Verbindung, das **Schwefelquecksilber** übergeht. Wird letzteres nach dem Erkalten gepulvert und der Sublimation unterworfen, so sublimiert ein rothes Pulver, der Zinnober, über.

**Schwefel und Silber.** Durch Zusammenschmelzen von fein vertheiltem Silber mit Schwefelpulver erhält man eine bleigraue, metallglänzende, in Wasser unlösliche Masse von **Schwefelsilber**. Schwefelsilber findet sich in der Natur als Silberglanz.)

**Schwefel und Kalium oder Natrium.** Mittelst eines eisernen Löffels wird ein Stückchen brennendes Natrium oder Kalium in in einem Glaskölbchen erzeugten Schwefeldampf gehalten. Unter Entwicklung eines blendenden Lichtes und sehr hoher Temperatur vereinigt sich das Natrium oder Kalium mit dem Schwefel zu **Schwefelnatrium** oder **Schwefelkalium**, die im Wasser löslich sind und rothes Lackmuspapier blau färben. Mischt man Kalium- oder Natriumscheibchen mit Schwefelpulver, so lässt sich schon bei gewöhnlicher Temperatur eine gegenseitige Einwirkung beider Elemente bemerken.)

**Schwefel und Gold.** Gold verändert sich nicht in schmelzendem Schwefel, nicht beim Glühen im Schwefeldampfe.)

**Der Schwefel verbindet sich mit den meisten Metallen direct, mit manchen sogar unter Feuererscheinung.)**

Der Schwefel vereinigt sich mit einigen Metallen gar nicht, mit einigen bei mäßigem Erwärmen, mit anderen nur wenn sie glühen, mit noch anderen aber schon bei gewöhnlicher Temperatur.

**(Die Affinität des Schwefels zu den verschiedenen Metallen ist eine sehr verschiedene.)**

Ein Gemisch von genau 200 Gewichtstheilen Quecksilber und 32 Gewichtstheilen Schwefel wird der Sublimation unterworfen. Das Sublimationsproduct ist eine rothe bis schwarze chemische Verbindung, bestehend aus Schwefel und Quecksilber, der Zinnober oder das Quecksilbersulfid. Die Gewichtsmenge der Verbindung beträgt 232 Gewichtstheile.

Ein Gemisch aus 200 Gewichtstheilen Quecksilber und mehr als 32 z. B. 40 Gewichtstheilen Schwefel wird sublimiert. Das Sublimationsproduct besteht aus 232 Gewichtstheilen Zinnober und etwas freiem Schwefel, der genau 8 Gewichtstheile beträgt.

Ein Gemenge aus etwas mehr als 200, z. B. 210 Gewichtstheilen Quecksilber und 32 Gewichtstheilen Schwefel gibt, der Sublimation unterworfen, ein Gemisch von 232 Gewichtstheilen Zinnober und 10 Gewichtstheilen Quecksilber.

Ebenso vereinigen sich 32 Gewichtstheile Schwefel mit 207 Gewichtstheilen Blei, 24 Gewichtstheilen Magnesium, 63·4 Gewichtstheilen Kupfer, 65·2 Gewichtstheilen Zink, 56 Gewichtstheilen Eisen, 78 Gewichtstheilen Kalium, 46 Gewichtstheilen Natrium.

Binden 32 Gewichtstheile S 207 Gewichtstheile Blei, so binden 8 Gewichtstheile S x Gewichtstheile Blei oder  $32 : 207 = 8 : x$ .

**(Der Schwefel vereinigt sich mit Metallen nur nach bestimmten, relativen (bezüglichen) Gewichtsmengen.)**

**(Gleiche Mengen Schwefel binden ungleiche Mengen der verschiedenen Metalle.)**

Binden 207 Gewthl. S, so bindet 1 Gewthl. Blei  $32 : 207 = 0\cdot154$  Gewthl. S.

Ebenso findet man:

1 Theil Quecksilber	bindet	0·160	Gewthl. S
1 " Zink	"	0·490	" S
1 " Silber	"	0·148	" S

u. s. w.

**(Gleiche Mengen der verschiedenen Metalle binden ungleiche Mengen Schwefel.)**

**(Verbindungen der Elemente mit Schwefel heißen Sulfide.)**

Also: Bleisulfid, Magnesiumsulfid, Zinksulfid, Silbersulfid u. s. w.

Es verbinden sich:

200 Gewthl. Quecksilber mit 32 Gewthl. S zu Quecksilbersulfid

400 o.  $200 \times 2$  Gewthl. Quecksilber mit 32 Gewthl. S zu Quecksilbersulfür

63·4 Gewthl. Kupfer mit 32 Gewthl. S zu Kupfersulfid

126·8 o.  $63\cdot4 \times 2$  Gewthl. Kupfer mit 32 Gewthl. S zu Kupfersulfür

- 56 Gewthl. Eisen mit 32 Gewthl. S zu Einfach Schwefeleisen oder Ferrosulfid  
 112 o.  $56 \times 2$  Gewthl. Eisen mit 96 o.  $32 \times 3$  Gewthl. S zu Andert-halbschwefeleisen oder Eisensesquisulfid (sesqui = anderthalb)  
 56 Gewthl. Eisen mit 64 o.  $32 \times 2$  Gewthl. S zu Doppelt Schwefel-eisen  
 78 o.  $39 \times 2$  Gewthl. Kalium mit 32 Gewthl. S zu Kaliumsulfid  
 78 o.  $39 \times 2$  Gewthl. Kalium mit 64 o.  $32 \times 2$  Gewthl. S zu Kalium-disulfid  
 78 o.  $39 \times 2$  Gewthl. Kalium mit 96 o.  $32 \times 3$  Gewthl. S zu Kalium-trisulfid  
 78 o.  $39 \times 2$  Gewthl. Kalium mit 128 o.  $32 \times 4$  Gewthl. S zu Kalium-tetrasulfid  
 78 o.  $39 \times 2$  Gewthl. Kalium mit 160 o.  $32 \times 5$  Gewthl. S zu Kalium-pentasulfid.

**Der Schwefel kann sich mit ein und demselben Metalle unter ungleichen Umständen in mehr als einem Verhältnisse zu natürlich verschiedenen Verbindungen vereinigen. Diese verschiedenen Verhältnisse sind Vielfache (Multipla) einfacherer Zahlen.**

Bildet der Schwefel mit einem Elemente mehrere Verbindungen, so wird die Verbindung mit dem geringeren Schwefelgehalte Sulfür, mit dem höheren Schwefelgehalte Sulfid genannt, oder man unterscheidet die verschiedenen Schwefelverbindungen desselben Elementes durch die Zahlwörter: *mono*, *di*, *tri*, *tetra*, *penta* u. s. w.

Die Sulfide des Kaliums, Natriums, Magnesiums sind im Wasser löslich. Die Lösungen bläuen geröthetes Lackmuspapier, sie reagieren also alkalisch, zeigen basischen Charakter.

**(Sulfide von basischem Charakter werden auch Sulfobasen genannt.)**

Wird ein Gemisch aus Kupfer- oder Eisenfeile und gepulvertem Schwefel in einer Proberöhre erhitzt, so vereinigen sich diese Metalle mit dem Schwefel unter Licht- und Wärmeentwicklung zu Halb-Schwefelkupfer und zu Schwefeleisen. Diese chemischen Verbindungen kommen also dadurch zu Stande, dass sich der Schwefel zum Kupfer, zum Eisen gesellt, sich zu diesen Elementen addiert. Ebenso haben wir gesehen, wie Kohle, Schwefel, Eisen, Phosphor beim Verbrennen im Sauerstoffgase sich mit dem Sauerstoffe summirten und als Summen die Verbrennungsproducte: Kohlensäure, Schwefeldioxyd, Eisenoxyd und Phosphorpentoxyd gaben.

**(Das Zustandekommen einer chemischen Verbindung durch Summirung der auf einander treffenden Körper heißt chemische Addition.)**

Die Vereinigung des Kupfers und Eisens mit Schwefel ist unter Licht- und Wärmeentwicklung vor sich gegangen, ohne dass diese Metalle Sauerstoff aufgenommen haben.

Die Vereinigung von Körpern zu einer chemischen Verbindung unter Licht- und Wärmeentwicklung nennen wir **Verbrennung im weiteren Sinne des Wortes.**

Beim Entstehen jeder chemischen Verbindung findet **Wärmeentwicklung** statt.

Häufig ist die Temperatursteigerung so gering, dass sie nur mit den empfindlichsten Instrumenten nachgewiesen werden kann.

### Verhalten des Chlors, Broms und Jods zu den Metallen.

**Chlor und Antimon.** In eine geräumige, mit Chlorgas gefüllte Flasche wirft man fein gepulvertes Antimon. Unter Erglühen vereinigt sich dasselbe mit dem Chlorgas zu einem weißen, dichten Nebel, welcher sich an der Wand des Gefäßes zu einer weichen, weißen, butterähnlichen Masse, dem **Antimontrichlorid** oder der **Antimonbutter** verdichtet.

**Chlor und Wismut und Arsen.** Statt Antimon kann man fein gepulvertes Wismut oder Arsen nehmen. Man erhält dann als Verbrennungsproduct Wismuttrichlorid und Arsentrichlorid.

**Chlor und unechtes Blattgold und Blattsilber.** Unechtes Blattgold, bestehend aus Kupfer und Zink, unechtes Blattsilber (Zinnfolie) verbinden sich, in Chlorgas gebracht, mit ihm unter Feuererscheinung.

Das **Zinnchlorid** ist eine an der Luft stark rauchende Flüssigkeit, welche sich mit Wasser zu einer festen Masse umwandelt.

**Chlor und Kupfer, Eisen, Zink.** In einer weiten Röhre von schwer schmelzbarem Glase werden Kupferfeile, Eisenfeile, Zinkstaub, jedes vom anderen etwas entfernt, im trockenen Chlorgasströme geglüht. Die Metalle verbinden sich unter Feuererscheinung mit dem Chlorgas.

**Eisenchlorid** bildet metallglänzende, eisenschwarze Krystallblättchen, welche sich im Wasser zu einer rothgelben Flüssigkeit auflösen. Aus einer solchen concentrirten Lösung fallen gelbe, strahlige Krystalle, das **wasserhaltige Eisenchlorid** heraus.

Das **Chlorkupfer** ist eine bräunliche, krystallinische, im Wasser unlösliche Masse, welche beim Liegen an feuchter Luft grün wird und sich dann im Wasser mit grüner Farbe löst.

Das **Chlorzink** ist grauweiß, weich, im Wasser leicht löslich, zieht an der Luft rasch Feuchtigkeit an und zerfließt.

**Chlor und Magnesium.** Brennendes Magnesium brennt im Chlorgas lebhaft weiter und bildet damit das Chlormagnesium, eine weiße im Wasser lösliche Substanz.

**Chlor und Quecksilber.** Leitet man Chlorgas in Quecksilberdampf, so vereinigt sich derselbe mit dem Chlor zu **Quecksilberchlorid**, einer weißen, krystallinischen, im Wasser löslichen Masse, die sehr giftig ist.

**Chlor und Blei.** Lässt man in einer schwer schmelzbaren Glasröhre über geschmolzenes Blei Chlorgas strömen, so bildet sich ein weißer, in kaltem Wasser ziemlich schwer löslicher Körper, das **Chlorblei**.

**Chlor und Natrium.** In einem geräumigen, verschlossenen Glasballon überlässt man Natriumscheibchen der Einwirkung von trockenem Chlorgase. Das Metall verwandelt sich nach Verlauf eines Tages in eine weiße, pulverige Masse, die wie Salz schmeckt und sich im Wasser leicht löst. Beim Verdunsten der Lösung erhält man ein weißes Pulver, das alle Eigenschaften des Kochsalzes zeigt.)

(Das Kochsalz besteht aus Chlor und Natrium.)

**Chlor und Kalium.** Gibt man in den Glasballon statt Natrium Kalium, so erhält man einen weißlichen, pulverigen, etwas bitterlich schmeckenden Körper, das **Chlorkalium**.

Chlor hat eine sehr bedeutende chemische Verwandtschaft zu den Metallen. Mit den meisten derselben verbindet es sich direct, bei gewöhnlicher Temperatur, oft unter Feuererscheinung.)

Die Affinität des Chlors zu den Metallen ist größer als die des Sauerstoffes. Die Verbindungen des Chlors mit Metallen (anderen Elementen) werden Chloride genannt.)

**Brom und Kalium oder Natrium.** Kalium oder Natrium verbrennen im Bromdampfe zu Bromkalium oder Bromnatrium.

Wirft man Kalium in flüssiges Brom, so geht die Verbindung unter starker Verpuffung vor sich.)

**Jod und Quecksilber.** Leitet man Joddämpfe über Quecksilber, so addieren sich beide Elemente unter lebhafter gegenseitiger Einwirkung zu einem schön rothen Pulver, dem **Quecksilberjodid**.

**Jod und Eisen.** Uebergießt man Eisenfeile und Jod mit Wasser, so erhält man eine grünliche Lösung von **Ferrojodid**.

Sowie Chlor verbinden sich auch Brom und Jod mit den meisten Metallen direct.

(Die Verbindungen der Elemente mit Brom und Jod heißen **Bromide, Jodide**.)

Die Chloride, Bromide, Jodide sind salzartige Verbindungen. Man nennt deshalb diese 3 Elemente auch **Halogene** oder **Salzerzeuger** (von hals = Salz und genáo = ich erzeuge).

Die Verbindungen der Metalle mit den Halogenen werden **Haloid-salze** genannt.)

35·5 Gewthl. Chlor verbinden sich mit 39 Gewthl. Kalium, 23 Gewthl. Natrium,

71=35·5×2 Gewthl. Cl verbinden sich mit 24 Gewthl. Mg, 207 Gewthl. Pb, 200 Gewthl. Hg,

80 Gewthl. Br verbinden sich mit 39 Gewthl. Kalium, 23 Gewthl. Natrium,

160=80×2 Gewthl. Br verbinden sich mit 24 Gewthl. Mg, 207 Gewthl. Pb, 200 Gewthl. Hg,

127 Gewthl. J verbinden sich mit 39 Gewthl. Kalium, 23 Gewthl. Natrium,

254=127×2 Gewthl. J verbinden sich mit 24 Gewthl. Mg, 207 Gewthl. Pb, 200 Gewthl. Hg,

Wenn 39 Gewthl. Kalium 35·5 Gewthl. Chlor binden, so bindet  
1 Gewthl. K  $35·5 : 39 = 0·9102$  Gewthl. Cl.

1 Gewthl. K bindet 0·9102 Gewthl. Chlor

1 " Pb " 0·3430 " "

1 " Hg " 0·3550 " "

(Chlor, Brom, Jod vereinigen sich mit Metallen nur nach bestimmten relativen (bezüglichen) Gewichtsmengen.)

(Gleiche Mengen Chlor, Brom, Jod binden ungleiche Mengen der verschiedenen Metalle. Gleiche Mengen der verschiedenen Metalle binden ungleiche Mengen Chlor, Brom, Jod.)

71 o.  $35·5 \times 2$  Gewthl. Cl binden 56 Gewthl. Eisen zu Eisenchlorür,  
213 o.  $35·5 \times 6$  Gewthl. Cl binden 112 o.  $56 \times 2$  Gewthl. Eisen zu Eisenchlorid,

254 o.  $127 \times 2$  Gewthl. J binden 400 o.  $200 \times 2$  Gewthl. Quecksilber zu Quecksilberjodür,

254 o.  $127 \times 2$  Gewthl. J binden 200 Gewthl. Quecksilber zu Quecksilberjodid.

(Das Chlor (Brom, Jod) kann sich mit ein und demselben Metalle unter ungleichen Umständen in mehr als einem Verhältnisse zu natürlich verschiedenen Verbindungen vereinigen. Diese verschiedenen Verhältnisse sind Vielfache (Multipla) einfacherer Zahlen.)

Bildet das Chlor (Brom, Jod) mit einem Elemente mehrere Verbindungen, so wird die Verbindung mit dem geringeren Chlor-(Brom-, Jod-)gehalte Chlorür (Bromür, Jodür) genannt, oder man unterscheidet die verschiedenen Chlor-(Brom-, Jod-)verbindungen desselben Elementes durch die Zahlwörter: mono, di, tri u. s. w.

### (Substitution.

(In eine Lösung von Quecksilberchlorid taucht man ein Kupferplättchen. Dieses bedeckt sich bald mit einer Schichte metallischen Quecksilbers, während die Lösung sich allmählich grün färbt von dem entstandenen Kupferchlorid, welches im Wasser mit grüner Farbe löslich ist. Das Chlor hat eine größere Verwandtschaft zum Kupfer, welches deshalb das Quecksilber im Quecksilberchlorid ersetzt, substituirt (substituere = ersetzen).)

(Wird in eine Kupferchloridlösung ein Zinkstab gestellt, so überzieht sich derselbe mit einer Schichte metallischen Kupfers, während Zinkchlorid in Lösung geht.)

(Das Ersetzen eines Elementes in einer chemischen Verbindung durch ein anderes Element von stärkerer Affinität heißt Substitution.)

Die Affinität des Chlors zum Zink ist größer, als zum Kupfer und zum Kupfer größer als zum Quecksilber.

Die Affinität des Chlors (Broms, Jods) zu den Metallen und umgekehrt, die der Metalle zu den Halogenen ist verschieden groß.

## Verhalten des Schwefels und der Halogene zu Nichtmetallen.

**Schwefel und Sauerstoff.** Wir haben gesehen, dass angezündeter Schwefel im Sauerstoffgase sehr rasch mit einer schönen, lasurblauen Flamme zu Schwefeldioxyd verbrennt.

### Schwefeldioxyd.

(Dieses Gas entwickelt sich auch, wenn man Kupfer oder Quecksilber mit concentrirter Schwefelsäure erhitzt.)

**Eigenschaften.** Farbloses Gas von stechendem und erstickendem Geruche. Auf die Athmungsorgane wirkt es sehr nachtheilig und erregt heftigen Husten. Ein in das Gas gehaltener, brennender Span erlischt sofort.

#### Schwefeldioxyd unterhält das Brennen der Körper nicht.

(Leitet man vollkommen trockenes Schwefeldioxyd durch ein mit einer Kältemischung umgebenes Gefäß, so verdichtet es sich in demselben zu einer farblosen, sehr beweglichen Flüssigkeit.)

Schwefeldioxyd wird durch Abkühlung auf etwa  $-10^{\circ}$  C. oder unter einem Drucke von 4–5 Atmosphären flüssig. Bei  $-75^{\circ}$  C. gefriert es.

In Wasser löst es sich in reichlicher Menge auf. Die Lösung hat Geruch und Geschmack des Gases und die Eigenschaft angenommen, Lackmus zu röthen. Die wässrige Lösung des Gases wird **schweflige Säure** genannt.)

Wegen der starken Löslichkeit des Schwefeldioxyds in Wasser wendet man als Sperrflüssigkeit Quecksilber an, oder man fängt das Gas in leeren Gefäßen auf, da es 2,22mal schwerer als Luft ist.

Man taucht eine rothe Rose in schweflige Säure. Die Rose wird entfärbt. Dieselbe Wirkung bringt Schwefeldioxydgas hervor. Ebenso wird eine Rothholzabkochung und verdünnte Indigolösung entfärbt.

**Schwefeldioxyd wirkt bleichend**, weil es sich mit dem Farbstoffe zu einer ungefärbten Verbindung vereinigt.)

Man tauche eine gelbe Rose oder ein grünes Pflanzenblatt in schweflige Säure. Die Farben bleiben unverändert.

**Manche Pflanzenfarben werden durch Schwefeldioxyd nicht gebleicht.**)

(Eine durch schweflige Säure gebleichte rothe Rose wird, in verdünnte Schwefelsäure getaucht, wieder roth. In der Verbindung der schwefligen Säure mit dem Farbstoffe ist letzterer unzerstört vorhanden. Er kommt daher bei Behandlung der gebleichten Gegenstände mit verdünnter Schwefelsäure wieder zum Vorschein, weil die schweflige Säure durch die Schwefelsäure verdrängt wird.)

Viele mit Schwefeldioxyd gebleichte Gegenstände, z. B. Stroh- und Flechtwaren, dann Badeschwämme nehmen beim Liegenlassen an der Luft häufig die ursprüngliche Farbe wieder an, weil das Schwefeldioxyd sich theilweise verflüchtigt, theilweise durch Aufnahme von Sauerstoff aus der Luft zu Schwefelsäure oxydiert.

Indigo, Carmin, der gelbe Farbstoff der Seide werden von Schwefeldioxyd nur sehr langsam aber dauernd gebleicht, weil hier nicht die schwefelige Säure, sondern der Farbstoff oxydiert, also zerstört wird.

Die ursprüngliche Farbe der mit Schwefeldioxyd gebleichten Farbstoffe kann nur dann nicht mehr wieder hergestellt werden, wenn die Bleichung ihren Grund in der Zerstörung des Farbstoffes hat.)

Man leitet in einer knieförmig gebogenen Glasröhre gleichzeitig Schwefeldioxydgas und Sauerstoff über glühenden Platinschwamm (sehr poröses Platinmetall). In dem durch ein Kältegemisch abgekühlten Theile der Röhre bildet sich ein weißer, seidenglänzender, nadelförmiger Körper, das **Schwefeltrioxyd**. Der Platinschwamm wirkt Sauerstoff übertragend. Die wässrige Lösung von Schwefeldioxyd nimmt aus der Luft leicht Sauerstoff auf und geht in Schwefelsäure über.

**Schwefeldioxyd oxydiert sich leicht.**)

**Anwendung des Schwefeldioxyds.** Als Reductionsmittel (Sauerstoff entziehendes Mittel.) Beim Schwefeln des Weines entzieht das durch Verbrennen des Schwefels erhaltene Schwefeldioxyd dem Weine die in demselben aufgelöste Luft und macht ihn dadurch haltbarer. Als Bleichmittel, zum Entfernen von Flecken, die von gefärbten Pflanzensäften herrühren (von Kirschen, Heidelbeeren u. s. w.)

**Vorkommen.** Das Schwefeldioxyd strömt aus manchen Vulcanen als Verbrennungsproduct des Schwefels in bedeutender Menge aus.

**Schwefel und Kohle (Kohlenstoff).** In einer zum Glühen erhitzten Porzellanröhre werden über glühende Kohlen Schwefeldämpfe geleitet. Kohlenstoff und Schwefel vereinigen sich zu **Kohlenstoffdisulfid** oder **Schwefelkohlenstoff**. Die Schwefelkohlenstoffdämpfe werden in einer Vorlage durch Abkühlung zu einer farblosen, leicht beweglichen, das Licht stark brechenden Flüssigkeit verdichtet, welche sich an der Luft bei längerem Stehen gelblich färbt.

### Schwefelkohlenstoff.

**Eigenschaften.** Eine Flüssigkeit, schwerer als Wasser, die in demselben untersinkt. Der Geruch des Schwefelkohlenstoffs ist stark und unangenehm. Das Kohlendisulfid verdunstet sehr rasch und ist ein ausgezeichnetes Lösungsmittel für Schwefel, Phosphor, Kautschuk und Harze. Angezündet verbrennt dieses Sulfid mit blauer Flamme zu Schwefeldioxyd und Kohlendioxyd, indem sich sowohl der Schwefel als auch der Kohlenstoff oxydieren.

Man bringt in ein mit Sauerstoff gefülltes Fläschchen einige Tropfen Schwefelkohlenstoff, schließt mit dem Stöpsel, schüttelt tüchtig um, unwickelt das Fläschchen mit einem Tuche, zieht den Stöpsel wieder heraus und nähert der Oeffnung das brennende Ende eines langen Holzspanes. Es erfolgt eine heftige, aber gefahrlose Explosion.

**Der Schwefelkohlenstoff bildet mit Sauerstoffgas oder atmosphärischer Luft explosive Gemenge.**

**Anwendung.** Als Lösungsmittel und zum Vulcanisiren des Kautschuks. (Imprägnieren des Kautschuks mit Schwefel.)

**Schwefel und Chlor.** In einer Retorte leitet man über geschmolzenen Schwefel trockenes Chlorgas. Unter Erwärmung verbinden sich beide Elemente zu einem dampfförmigen Körper, dem **Chlorschwefel**, welcher sich in einer gut gekühlten Vorlage zu einer rothgelben, öartigen Flüssigkeit verdichtet, die an der Luft dicke Dämpfe ausstößt und einen höchst unangenehmen, ersticken- den Geruch besitzt. In Chlorschwefel löst sich Schwefel in großer Menge auf, weshalb diese Flüssigkeit auch Anwendung zum Vulcanisiren des Kaut- schuks findet.

**Schwefel und Phosphor.** Wird Schwefel und Phosphor unter Wasser zusammengeschmolzen, so entstehen je nach dem Mischungsverhältnisse der beiden Elemente verschiedene, flüssige und feste **Phosphorsulfide**, die sich durch außerordentlich leichte Entzündlichkeit auszeichnen.

**Chlor und Phosphor.** In einer Glasretorte leitet man über trockenen Phosphor Chlorgas. Beide Elemente vereinigen sich zu Phosphortrichlorid, welches sich in einer gut abgekühlten Vorlage zu einer farblosen Flüssigkeit verdichtet, die an der Luft stark raucht und einen unangenehmen Geruch besitzt.

In ähnlicher Weise erhält man Phosphortribromid und Phosphortrijodid.

**Schwefel und die Halogene vereinigen sich auch mit den meisten Nichtmetallen durch chemische Addition.**

### Verhalten des Schwefels zu Metalloxyden.

223 Gewthl. Bleioxyd werden mit Schwefelpulver gemengt und geblüht. Ein Theil des Schwefels ersetzt den Sauerstoff des Bleioxyds und bildet schwarzes Schwefelblei; der andere Theil verbindet sich mit dem vertriebenen Sauerstoff zu Schwefeldioxyd, welches als Gas entweicht.)

Nach dem Glühen und Erkalten wird wieder gewogen; man hat 239 Gewthl. Schwefelblei erhalten. Bleioxyd + Schwefel = Schwefelblei + Schwefeldioxyd.

Es verbinden sich:

207 Gewthl. Blei mit 16 Gewthl. O zu 223 Gewthl. Bleioxyd

207 " " " 32 " S " 239 " Schwefelblei.

Es sind also 16 Gewthl. O durch 32 Gewthl. Schwefel ersetzt (substituiert) worden.)

In derselben Weise stellt man aus Kupferoxyd Schwefelkupfer, aus Eisenoxyd Schwefeleisen, aus Quecksilberoxyd Schwefelquecksilber, aus gebranntem Kalke (Calciumoxyd) Calciumsulfid u. s. w. dar.

**Der Schwefel ersetzt in den Metalloxyden den Sauerstoff, welcher einen Theil des einwirkenden Schwefels zu Schwefeldioxyd oxydiert.**

**Das Gewichtsverhältnis, in welchem sich der Schwefel mit Metallen vereinigt, ist auch dasjenige, in welchem der Schwefel den Sauerstoff in den Oxyden ersetzt.**

### Verhalten der Halogene zu Metalloxyden.

**Chlor und Bleioxyd.** In einer schwer schmelzbaren Glasröhre, deren Entbindungsrohr in einen mit Wasser gefüllten und unter Wasser abgesperrten Glaszylinder führt, leitet man über 223 Gewthl. von erhitztem Bleioxyd einen Strom trockenes Chlorgas. Sauerstoff entweicht

und eine weiße, geschmolzene Masse, geschmolzenes **Chlorblei** oder **Bleichlorid**, bleibt in der Röhre zurück, das nach dem Erkalten beim Abwägen 278 Gewthl. gibt:  $\text{Bleioxyd} + \text{Chlor} = \text{Bleichlorid} + \text{Sauerstoff}$ .

Es verbinden sich:

207 Gewthl. Blei mit 16 Gewthl. O zu 223 Gewthl. Bleioxyd

207 " " " 71 " Cl " 278 " Bleichlorid.

Es werden daher 16 Gewthl. Sauerstoff durch  $71 = 2 \times 35.5$  Gewthl. Chlor ersetzt.

### **Chlor und Kupferoxyd.**

In gleicher Weise ersetzt das Chlor im Kupferoxyd, einem braunschwarzen Körper, den Sauerstoff. Es entsteht Kupferchlorid und Sauerstoff:



**Chlor und Eisenoxyd.** Das Eisenoxyd setzt sich mit Chlorgas um in Eisenchlorid und Sauerstoff:  $\text{Eisenoxyd} + \text{Chlor} = \text{Eisenchlorid} + \text{Sauerstoff}$ .

**Chlor und Kalium- und Natriumoxyd.** Mit Chlorgas behandelt gehen Kalium- und Natriumoxyd in Chloride über unter Freiwerden von Sauerstoff:



**Chlor und Quecksilberoxyd.** In Wasser vertheiltes Quecksilberoxyd wird in eine mit Chlorgas gefüllte Flasche gebracht und geschüttelt. Die rothe Farbe des Oxydes verschwindet allmählich, während sich weiße Nadeln von Quecksilberchlorid ausscheiden.

**Das Chlor ersetzt in den meisten Oxyden den Sauerstoff und vereinigt sich mit dem Metalle zu Chlorid.**

Lässt man statt Chlor, Brom- oder Joddämpfe auf Metalloxyde wirken, so bilden sich, obgleich schwieriger, den Chloriden entsprechende Jodide und Bromide unter Freiwerden von Sauerstoff.

Es werden 16 Gewthl. Sauerstoff durch  $160 = 2 \times 80$  Gewthl. Brom und durch  $254 = 2 \times 127$  Gewthl. Jod ersetzt.

**Die Halogene setzen sich mit Metalloxyden in Haloïdsalze (Chloride, Bromide, Jodide) unter Abscheidung von Sauerstoff um.**

Das Gewichtsverhältnis, in welchem sich die Haloïde mit den Metallen verbinden, ist auch dasjenige, in welchem sie den Sauerstoff in den Oxyden ersetzen.

## **Verhalten des Sauerstoffs zu Haloïdverbindungen.**

Da die Halogene aus den Oxyden den Sauerstoff verdrängen, also im allgemeinen eine größere Affinität zu anderen Elementen zeigen als der Sauerstoff, so wird dieser gewöhnlich ohne Einwirkung auf die Haloïdverbindungen bleiben.

## Verhalten des Sauerstoffs zu den Sulfiden.

**Sauerstoff und Quecksilbersulfid.** In einer tubulierten Glasretorte, an welche eine doppelt tubulierte Vorlage passt, leitet man über mäßig erhitztes Quecksilbersulfid oder Zinnober Sauerstoffgas oder Luft. In der Vorlage sammelt sich metallisches Quecksilber an, während Schwefeldioxyd, an seinem Geruche kenntlich, entweicht und durch ein Entbindungsrohr in Wasser geleitet wird:



**Sauerstoff und Schwefelblei.** Strömt in einer schwer schmelzbaren Glasröhre über stark erhitztes Schwefelblei Sauerstoff oder atmosphärische Luft, so bildet sich rothgelbes Bleioxyd und Schwefeldioxyd entweicht.

Nimmt man statt Schwefelblei andere Sulfide wie Schwefelzinn, Schwefelzink, Schwefelkupfer, Schwefeleisen u. s. w. und erhitzt dieselben im Sauerstoffgase oder an der Luft, so erhält man die betreffenden Metalloxyde und Schwefeldioxyd.

**Der Sauerstoff oxydiert den Schwefel der Sulfide zu Schwefeldioxyd und ersetzt denselben außerdem in den Sulfiden der unedlen Metalle.)**

## Verhalten der Halogene zu den Sulfiden.

**Chlor und Schwefelkupfer.** In einer schwer schmelzbaren Glasröhre leitet man über erhitztes Kupfersulfid trockenes Chlorgas. Ein Theil des Chlors verdrängt den Schwefel und bildet braunes, wasserfreies Kupferchlorid; ein anderer Theil verbindet sich mit dem Schwefel zu **Chlorschwefel**. Schwefelkupfer + Chlor = Chlorkupfer + Chlorschwefel.

Der Chlorschwefel kann in einer gekühlten Vorlage aufgefangen werden, während das Kupferchlorid an den kälteren Stellen der Röhre als Sublimationsproduct sich ansetzt.

Geht man in derselben Weise vor, nur dass man statt Schwefelkupfer Schwefeleisen nimmt, so erhält man als Product der gegenseitigen Einwirkung Eisenchlorid und Chlorschwefel: Schwefeleisen + Chlor = Eisenchlorid + Chlorschwefel.

**Die Halogene ersetzen in den Sulfiden den Schwefel und bilden mit diesem, sowie mit dem zweiten Bestandtheile des Sulfides Haloïdverbindungen.)**

## Einwirkung des Schwefels auf Haloïdverbindungen.

Aus dem Verhalten der Halogene zu den Sulfiden ersieht man, dass Chlor, Brom und Jod im allgemeinen eine größere chemische Affinität zu anderen Elementen haben als der Schwefel, da dieser aus seinen Verbindungen durch jene ausgetrieben wird. Es wird daher der Schwefel ohne Einwirkung auf die Haloïdsalze sein.

### III. Abschnitt.

## Chemische Analyse.

### Zusammensetzung des Wassers.

In einem mit Quecksilber gefüllten und abgesperrten Glascylinder lässt man etwas Wasser emporsteigen und ebenso etwas Natrium. Sobald Letzteres mit dem Wasser in Berührung kommt, fährt es auf der Oberfläche desselben hin und her, während das Quecksilber im Cylinder zu sinken beginnt. Nähert man der Öffnung des aus dem Quecksilber herausgehobenen Cylinders einen brennenden Span, so entflammt sich das Innere des Gefäßes, welches daher mit einem Gase gefüllt war, das nur aus dem Wasser durch Einwirkung des Natriums auf dasselbe entstanden sein kann. Es wird Wasserstoffgas genannt.

#### **Das Wasser enthält Wasserstoffgas.**

Macht man dasselbe Experiment mit Magnesium und Wasser von gewöhnlicher Temperatur, so steigen keine Gasblasen auf. — In Wasser von 30° C. verursacht Magnesium eine wenig energische Gasentwicklung, die aber in kochendem Wasser sehr lebhaft wird. Das entwickelte Gas ist Wasserstoff.

Leitet man über glühende Eisenfeile Wasserdampf, so entweicht Wasserstoff, während ein grauschwarzes Pulver, das Eisenoxyduloxyd, zurückbleibt. Den Sauerstoff kann das Eisen nur dem Wasserdampfe entnommen haben. — Bei gewöhnlicher Temperatur bleibt Eisen ohne Einwirkung auf Wasser.

Kupfer wirkt bei gewöhnlicher Temperatur nicht, bei Weißglut sehr wenig auf Wasser ein, Quecksilber und Platin aber gar nicht.

**Das Wasser verhält sich den einzelnen Metallen gegenüber sehr verschieden. Viele Metalle zersetzen dasselbe, aber unter sehr verschiedenen Umständen und in sehr verschiedenem Grade. Sie machen Wasserstoff frei und verwandeln sich selbst in Oxyde.]**

So wird Natrium zu Natriumoxyd, ein grauweißer, spröder Körper; Magnesium zu Magnesiumoxyd, ein leichtes, weißes Pulver; Eisen zu Eisenoxyduloxyd, ein grauschwarzes Pulver; Kupfer zu Kupferoxyd, ein braunschwarzes Pulver.

**Das Wasser muss neben Wasserstoff auch Sauerstoff als Bestandtheil enthalten.**

In einem Wasserzersetzungsinstrumente wird durch Wasser, welchem man einen Tropfen Schwefelsäure beigemischt hat, der elektrische Strom geleitet. In dem einen Schenkel (am negativen Pole) der u-förmigen Glasröhre des Zersetzungsinstrumentes sammeln sich doppelt so viel Raumentheile Gas an als im anderen Schenkel (am positiven Pole). Nähert man dem am negativen Pole angesammelten Gase eine Flamme, so

brennt es. Das Gas ist Wasserstoff. Nähert man dem Gase am positiven Pole einen glühenden Span, so fängt derselbe Flamme und brennt. Es ist Sauerstoffgas.

**Das Wasser besteht nur aus zwei Gasen, aus Wasserstoff und Sauerstoff.**

Eine graduierte, an einem Ende offene und mit einem Hahne versehene Glasröhre, die an ihrem zugeschmolzenen Ende 2 Platinspitzen trägt (Eudiometerröhre), füllt man mit 2 Volumen Wasserstoff und 1 Vol. Sauerstoff. Man taucht die Röhre mit dem, durch den Hahn geschlossenen Ende unter Quecksilber und lässt an den Platinspitzen den elektrischen Funken durchschlagen. Wasserstoff und Sauerstoff verbinden sich, das Vereinigungsproduct ist ein Tropfen Wasser. Nach Öffnung des Hahnes füllt die Sperrflüssigkeit das ganze Eudiometerrohr an.

Der Versuch wird wiederholt, nur mit dem Unterschiede, dass man in die Eudiometerröhre mehr als 1 Vol. Sauerstoff oder mehr als 2 Vol. Wasserstoff treten lässt. Beide Gase vereinigen sich wieder zu einem Tropfen Wasser, aber der überschüssig zugesetzte Bestandtheil bleibt unverbunden, weshalb die Sperrflüssigkeit nach Öffnen des Hahnes die Röhre nicht mehr vollständig anfüllen kann.

**Das Wasser besteht aus 2 Volumen Wasserstoff und 1 Vol. Sauerstoff.**

**Wasserstoff** (Hydrogenium).

(hydor = Wasser, genao = ich erzeuge)

Symbol = H

**Eigenschaften.** Der Wasserstoff ist ein farbloses und, wenn rein, geruchloses Gas. Ein mit Wasserstoff gefüllter Collodionballon steigt in die Höhe.

**Der Wasserstoff ist leichter als die Luft** und zwar 14.44mal. Er ist der leichteste aller Körper. Daher wird das spezifische Gewicht der Gase auch auf Wasserstoff als Einheit bezogen, denn dann muss das spezifische Gewicht jedes anderen Gases größer als 1 sein. Wird das Gewicht der Volumseinheit Wasserstoff z. B. eines Liters = 1 gesetzt, so beträgt das Gewicht von 1 Liter Sauerstoff das 16fache, von 1 Liter Stickstoff das 14fache. 16 ist also das spec. Gewicht des Sauerstoffes, 14 das des Stickstoffes auf Wasserstoff als Einheit bezogen.

Man nähert einem mit Wasserstoff gefüllten Cylinder einen brennenden Span. Das Gas brennt mit sehr schwach leuchtender Flamme. — Ein an einem Draht befestigtes, brennendes Kerzchen wird in einen mit Wasserstoff gefüllten, mit der Öffnung nach abwärts gerichteten Cylinder rasch tief eingeführt. Der Wasserstoff brennt an der Stelle, wo er mit Luft in Berührung ist, das Kerzchen selbst aber erlischt.

**Der Wasserstoff brennt selbst, unterhält aber das Brennen der Körper nicht. Eine Flamme ist ein brennendes Gas oder Gasmisch.**

An der Wand einer, über eine Wasserstoffflamme gehaltenen Glasglocke oder weiteren Glasröhre setzen sich Wassertröpfchen an.

### **Das Verbrennungsproduct (Oxydationsproduct) des Wasserstoffs ist Wasser.**

Wird genanntes Experiment mit einer weiteren Glasröhre vorgenommen, so entsteht ein ununterbrochener Ton, dessen Höhe je nach der Größe des Cylinders und je nachdem man die Glasröhre tiefer oder höher hält, wechselt (chemische Harmonika).

Ein gut ausgeglühter Platinschwamm wird in den Wasserstoffstrom gehalten, welcher aus der etwas zugespitzten Entbindungsröhre einer Gasentwicklungsflasche tritt. Der Platinschwamm wird glühend und entzündet schließlich den ausströmenden Wasserstoff (**Döbereiner'sche Zündmaschine**). Das Erglühen des Platinschwammes rührt von der großen Menge Wasserstoff her, welche sich in dem kleinen Raume des Platins zusammendrängt.

Mit einem Gemisch aus 2 Vol. Wasserstoff und 1 Vol. Sauerstoff erzeugt man in Seifenwasser Seifenblasen und berührt dieselben mit einem brennenden Span. Es erfolgt eine sehr heftige, aber gefahrlose Explosion. — **Variation** des Versuches: Man lässt mit dem Gasgemische gefüllte Seifenblasen steigen und entzündet sie während des Steigens.

Ein Gemisch von Wasserstoff und Sauerstoff, am besten 2 Vol. Wasserstoff und 1 Vol. Sauerstoff explodiert beim Anzünden mit furchtbarem Knalle und wird daher **Knallgas** genannt.

Durch eine mit Knallgas gefüllte Eudiometeröhre wird der elektrische Strom geleitet. Unter Verpuffung des Knallgases setzt sich an der Wand des Eudiometers ein Tropfen Wasser an.

### **Das Verbrennungsproduct des Knallgases ist Wasser.**

Das in der stärksten Hitze des Schmiedeeisenfeuers unschmelzbare Platinmetall schmilzt mit Leichtigkeit in der Knallgasflamme.

Hält man einen Kreidecylinder in dieselbe, so kommt er in das heftigste Glühen und gibt ein intensives Licht (Drummond'sches Licht).

Die Knallgasflamme ist fast farblos, kaum sichtbar, ihre Temperatur aber die größte, die man auf chemischem Wege überhaupt hervorzubringen im Stande ist, so dass viele sonst unschmelzbare Stoffe im Knallgasgebläse zum Schmelzen gebracht werden können. Manche andere Körper gerathen in der Knallgasflamme in das heftigste Glühen und verbreiten in Folge dessen ein intensives Licht.

**Darstellung des Wasserstoffs.** In einer Gasentwicklungsflasche wird Zink mit verdünnter Schwefelsäure übergossen. Es bildet sich Zinkvitriol, der in Lösung geht, und Wasserstoff wird frei.

Die **Gasentwicklungsflasche** ist eine gewöhnliche Flasche, die mit einem doppelt durchbohrten Kork- oder Kautschukstöpsel geschlossen wird. Durch die eine Bohrung geht luftdicht ein Trichterrohr bis nahe an den Boden der Flasche, durch die zweite Bohrung ebenfalls luftdicht ein kurzes unter dem Stöpsel endendes Rohr, das außerhalb der Flasche je nach dem zu erzielenden Zwecke verschieden gebogen sein kann, Verbindungsrohr genannt wird, und in

das mit Wasser angefüllte Gefäß führt, in welchem das betreffende Gas aufgefangen werden soll. Das Gas verdrängt das Wasser, welches durch eine Öffnung am unteren Theile des Gefäßes abfließt (**Gasometer**).

Erst wenn sich der Wasserstoff einige Zeit entwickelt hat, darf man das Gas auffangen oder am zugespitzten Ende des Entbindungsrohres anzünden, da der zuerst entwickelte Wasserstoff mit der in der Entwicklungsflasche enthaltenen Luft Knallgas bildet, welches durch das weiter entwickelte Gas früher aus der Flasche getrieben werden muss, um Explosion zu verhüten.

**Vorkommen.** Der Wasserstoff findet sich bisweilen frei in der Natur, z. B. in vulcanischen Gasen. An andere Elemente gebunden ist er einer der verbreitetsten Körper. Mit Sauerstoff vereinigt findet er sich im Wasser, mit Kohlenstoff in den meisten Thier- und Pflanzenstoffen.

**Geschichtliches.** Schon von Paracelsus im 16. Jahrhundert gekannt und „brennbare Luft“ genannt. Im Jahre 1766 fand Cavendish, dass der Wasserstoff ein Element sei. Zu Ende des Jahres 1877 haben Pictet in Genf und Cailletet in Paris dieses Gas durch starke Abkühlung und Druck von 300 Atmosphären zu einer Flüssigkeit verdichtet.

## Wasser.

Das Wasser ist eine chemische Verbindung von 2 Raumtheilen Wasserstoff und 1 Raumtheil Sauerstoff. Es ist in allen 3 Aggregatzuständen bekannt. Bei gewöhnlicher Temperatur flüssig, bei erhöhter gasförmig als Wasserdampf, bei Temperatursgraden unter 0° C. fest als Eis.

Das Wasser gehört zu den verbreitetsten Stoffen der Erde. Es findet sich als See-, Fluss-, Quell- und Regenwasser, dann in der Nähe der Pole und auf den Gipfeln hoher Gebirge als Eis. Wolken, Nebel, Schnee, Hagel, Reif sind Wasser. Bedeutende Mengen Wasserdämpfe schweben unsichtbar in der Luft. Das Wasser bildet einen Hauptbestandtheil aller Pflanzen und Thiere.

Das in der Natur vorkommende Wasser ist nie chemisch rein, sondern enthält viele andere Körper aufgelöst. Sind diese aufgelösten Substanzen salzartiger oder gasförmiger Natur, sind sie in beträchtlicher Menge vorhanden und wirken sie heilkräftig, so nennt man solche Wässer **Mineralwässer** und ihre Quellen **Heil- oder Mineralquellen**.

Nach dem Vorwiegen des einen oder anderen aufgelösten Bestandtheiles bringt man die Mineralquellen in besondere Gruppen.

**Säuerlinge** sind an Kohlensäure reiche Mineralwässer. Ein Theil der Kohlensäure entweicht als Gas, wenn das Wasser an die Oberfläche tritt und der auf demselben lastende Druck, welcher zur Lösung des Gases beiträgt, sich verringert. Die Säuerlinge haben einen erfrischenden, prickelnden Geschmack. Im Falle sie viel Soda aufgelöst enthalten, schmecken sie auch etwas laugenhaft (alkalische Säuerlinge).

**Schwefelwässer** sind an Schwefelwasserstoff reiche Quellen, von denen viele zugleich als warme Quellen geschätzt werden.

**Solwässer** sind Wässer, welche viele Salze der Alkalimetalle (Kalium, Natrium) namentlich viel Kochsalz aufgelöst enthalten.

**(Bitterwässer** sind reich an Magnesiumsalzen, besonders schwefelsaurer Magnesia oder Bittersalz. Auch enthalten sie viel schwefelsaures Natron oder Glaubersalz.

**(Stahlwässer oder Eisenwässer** sind ausgezeichnet durch ihren Gehalt an kohlensaurem Eisenoxydul.

**Vitriolwässer** enthalten Eisen- und Kupfervitriol gelöst.

**(Indifferente Mineralwässer** nennt man warme oder heiße Wässer, deren Gehalt an gelösten Bestandtheilen nur gering ist, die aber wegen ihrer höheren Temperatur für heilkräftig gelten.

Ein Wasser, das mehr oder weniger Kohlensäure aufgelöst enthält, kann noch bedeutende Mengen von kohlensaurem Kalk und kohlenaurer Magnesia auflösen.

Wasser, in dem bedeutende Mengen von Kalk- und Magnesia-salzen aufgelöst sind, wird **hartes Wasser** genannt. Harte Wässer sind fast alle Quellwässer.)

Je länger das Wasser an der Oberfläche des Bodens hinfließt, desto mehr entweicht die aufgelöste Kohlensäure und desto mehr verliert in Folge dessen das Wasser die Eigenschaft, Kalk- und Magnesia-salze gelöst zu halten. Diese Salze setzen sich daher immer mehr und mehr am Boden ab, das Wasser wird immer ärmer an gelösten festen Bestandtheilen.)

Wasser, das nur sehr wenig feste Bestandtheile gelöst enthält, wird **weiches Wasser** genannt (Regenwasser, Flusswasser).)

Zum Unterschiede vom Meerwasser, das neben etwas Jod- und Bromverbindungen 3 bis 4 Procent Kochsalz gelöst enthält, nennt man das Quell- und Flusswasser **Süßwasser**, dem dieser Kochsalzgehalt abgeht.

Manche feste Körper lösen sich so leicht im Wasser auf, dass sie der Luft dasselbe entziehen und im aufgenommenen Wasser zerfließen. Solche Substanzen heißen **zerfließliche**.)

Um chemisch reines Wasser zu gewinnen, destillirt man das gewöhnliche Wasser. Die gelösten Bestandtheile bleiben zurück (Kesselstein), während das Wasser durch die Wärme in Wasserdampf und dieser durch Abkühlung wieder in eine Flüssigkeit umgewandelt wird.

Unter den gewöhnlichen Bedingungen wird das Wasser bei 0° C. fest, bei vollständiger Ruhe aber kann es selbst bei weit niedrigerer Temperatur flüssig bleiben.

Das Wasser dehnt sich beim Erwärmen aus, beim Abkühlen bis auf 4° C. zieht es sich zusammen. Fällt die Temperatur unter 4° C., so dehnt es sich wieder aus. Daher können Felsen, in deren Spalten Wasser gefriert, ebenso Gefäße durch das gebildete Eis zersprengt werden. Reines Wasser siedet bei 100° C.

Das reine Wasser besitzt weder die Eigenschaften einer Säure, noch die einer Base, es reagirt weder sauer noch basisch, kann aber sowohl mit Säuren wie mit Basen chemische Verbindungen eingehen, welche man **(Hydrate oder Hydroxyde)** nennt. Z. B. Kaliumoxyd verbindet sich mit Wasser zu Kaliumhydroxyd; Calciumoxyd nimmt Wasser auf und wird zu Calciumhydroxyd oder gelöschtem Kalk;

Schwefelsäure gibt mit verschiedenen Mengen Wasser verschiedene Säurehydrate.

## Verhalten des Wasserstoffs zu Metalloxyden.

In einer schwer schmelzbaren Glasröhre leitet man bei gewöhnlicher Temperatur über Kupferoxyd trockenes Wasserstoffgas. Beide Körper bleiben unverändert. An der Ausströmungsöffnung der weiten Glasröhre passt man mit einem Korke ein in eine Spitze auslaufendes Glasröhrchen an, um nach einiger Zeit des Ausströmens den Wasserstoff anzuzünden. Nun wird das Kupferoxyd erhitzt, während fortwährend Wasserstoff darüber streicht. Die Wasserstoffflamme wird bald ganz verlöschen, und schiebt man eine Vorlage an, so wird sich die Wand derselben mit Wasserbläschen bedecken. Der Wasserstoff hat also Sauerstoff aufgenommen, nicht aber aus der Luft, denn mit derselben kam er nicht in Berührung. Der Sauerstoff kann nur vom Kupferoxyd herrühren. Nach dem Erkalten im Wasserstoffstrom zeigt das Kupferoxyd, das früher braunschwarz war, eine eigenthümlich rothe, eine sogenannte kupferrothe Farbe, es ist zu Kupfer geworden.

Wurden 79.4 Gewthl. Kupferoxyd zum Glühen im Wasserstoffe verwendet, so zeigt sich bei einer zweiten Wägung, wenn sämtlicher Sauerstoff abgegeben wurde, eine Gewichtsabnahme von 16.

Fängt man das sich bildende Wasser in einem mit Chlorcalcium gefüllten und gewogenen Rohre auf, so nimmt letzteres, wie eine Wägung nach dem Versuche ergibt, bei oben angegebener Menge Kupferoxyd um 18 Gewichtstheile zu. Diese 18 Gewichtstheile sind Wasser, in welchem die 16 Gewichtstheile Sauerstoff des Kupferoxyds enthalten sind. Die übrig bleibenden 2 Gewthl. sind Wasserstoff.

**Wasserstoff und Sauerstoff vereinigen sich daher im Gewichtsverhältnisse von 2:16 oder 1:8 zu Wasser.**

Wasserstoff wirkt bei gewöhnlicher Temperatur auf Kupferoxyd nicht ein; dem glühenden Oxyde aber entreißt er den Sauerstoff und verbindet sich damit zu Wasser.

Ebenso verhält sich der Wasserstoff zu den meisten anderen Oxyden.

**Wasserstoff entzieht den Metalloxyden in der Wärme den Sauerstoff.**

Den Sauerstoffverbindungen den Sauerstoff entziehen, heißt **Desoxydieren** oder **Reducieren** im engeren Sinne (reducere = zurückführen).

Vermöge seiner großen Verwandtschaft zum Sauerstoffe ist der Wasserstoff ein gutes (Reductionsmittel.) *Zurückbildungsmittel.*

Zu den meisten Metallen hat der Wasserstoff nur sehr geringe Verwandtschaft.

## Äquivalent.

2 Gewthl.	H binden	16 Gewthl.	O	}	es ist also 1 Gewthl. H 8 Gewthl. O gleichwertig oder äquivalent (aequivalere = gleichwertig sein).
1	"	H bindet	8 " O		
16	"	O ersetzen	32 Gewthl. S		
8	"	O	16 " S		
1	"	H ist 8 Gewthl. O	gleichwertig		
8	"	O sind 16 Gewthl. S	gleichwertig		
<hr/>					
also ist 1 Gewthl. H 16 Gewthl. S gleichwertig					
32 Gewthl. S binden 207 Gewthl. Blei					
16 " S " 103·5 " Blei					
<hr/>					
oder 16 Gewthl. S sind 103·5 Gewthl. Blei gleichwertig					
und 1 " H ist 16 " S " "					
<hr/>					
also ist auch 1 Gewthl. H 103·5 Gewthl. Blei gleichwertig.					

Äquivalent:

H = 1
O = 8
S = 16
Pb = 103·5.

Jene Zahl, die angibt, wie viel Gewichtstheile eines Elementes einem Gewichtstheile Wasserstoff gleichwertig sind, wird das **Äquivalentgewicht** dieses Elementes genannt.

**Verhalten des Wasserstoffs zu den Halogenen.**

Ein Fußcylinder wird zur Hälfte mit Wasserstoff und dann zur Hälfte mit Chlorgas gefüllt. Man schließt den Cylinder mit einer Glasplatte oder einem Stöpsel, schwenkt einigemal hin und her, unwickelt ihn mit einem Tuche und nähert der Öffnung nach Abnahme der Glasplatte einen brennenden Span. Es erfolgt ein Knall und bald steigen aus dem Cylinder dichte, weiße Nebel, welche ein angefeuchtetes blaues Lackmuspapier röthen. Das Chlor hat sich mit dem Wasserstoffe, zu Chlorwasserstoffsäure vereinigt.

Lässt man directes Sonnenlicht oder Magnesiumlicht auf ein Gemisch aus gleichen Volumen dieser Gase fallen, so erfolgt die Vereinigung beider Gase unter heftiger Explosion.

**Die Verwandtschaft des Wasserstoffs zum Chlor ist eine bedeutende; beide Gase vereinigen sich direct zu Chlorwasserstoff unter ähnlichen Erscheinungen wie Wasserstoff und Sauerstoff.**

Ein mit Chlorwasser gefüllter und durch Wasser abgesperrter Glaszylinder wird directem Sonnenlichte ausgesetzt. Bald steigen kleine farblose Gasblasen auf und sammeln sich am oberen Ende des Cylinders. Ein glimmender Span, mit dem Gase in Berührung gebracht, fängt sofort Flamme. Das Gas ist also Sauerstoff. Das Chlor hat dem Wasser den Wasserstoff entzogen und Sauerstoff frei gemacht.

Lackmustinctur, Indigolösung, Tinte werden durch Zusatz von Chlorwasser bräunlichgelb gefärbt. Das Chlorgas entzieht diesen Substanzen den Wasserstoff, in Folge dessen Farbenänderung eintritt.

**Die Zersetzung gefärbter Wasserstoffverbindungen durch Chlor ist häufig von Entfärbung oder Farbenveränderung begleitet.**

Das Chlor und manche Verbindungen desselben, die das Chlor leicht abgeben, werden daher als Bleichmittel in der Bleicherei verwendet.

In Schwefelwasserstoffwasser, das ist eine Lösung von Schwefelwasserstoff, einem übelriechenden Gase, in Wasser, gießt man etwas Chlorwasser und schüttelt einige Male tüchtig um, worauf der üble Geruch nach Schwefelwasserstoff verschwunden ist.

**Übelriechende Stoffe**, namentlich Kohlenstoffverbindungen (organische Körper), welche, im Faulen begriffen, übelriechende Dünste, Krankheitsstoffe, sogenannte Miasmen oder Ansteckungsstoffe (Contagien) in die Luft ausströmen und dieselbe dadurch verpesten, **werden durch Chlor zerstört, indem dieses ihnen den Wasserstoff entzieht.**

Man braucht deshalb in gewissen Räumen, wie Gräben, Spitälern u. s. w. das Chlor als Ansteckungs- und Krankheitsstoffe zerstörendes Mittel (**Desinfectionsmittel**).

Der Wasserstoff besitzt zu Brom eine große Affinität, die aber weniger kräftig ist als zu Chlor. Brom wirkt aus demselben Grunde wie Chlor bleichend, aber minder stark. Noch mehr abgeschwächt, obwohl immer noch bedeutend, ist die Verwandtschaft des Wasserstoffs zu Jod.

Chlor, Brom und Jod zeigen in ihrem Verhalten zu anderen Elementen, wie überhaupt in ihren chemischen Eigenschaften eine große Übereinstimmung. Man nennt diese Gruppe von Elementen die **Chlorgruppe** oder die Gruppe der **Halogene**.

Das Jod wird durch Chlor und Brom, das Brom durch Chlor aus den Verbindungen verdrängt. Der chemischen Verwandtschaft nach steht also Chlor oben an, ihm folgt Brom, dann Jod.

### **Chlorwasserstoffsäure.**

35·5 Gewthl. Chlor mit 1 Gewthl. Wasserstoff.

**Darstellung.** In einem geräumigen Glasballon wird Kochsalz durch einen Sicherheitstrichter mit Schwefelsäure übergossen. Das entwickelte Chlorwasserstoffgas leitet man durch ein Entbindungsrohr in das mit Quecksilber gefüllte Sammelgefäß.

**Eigenschaften.** Der Chlorwasserstoff ist ein farbloses, stechend riechendes Gas, welches an der Luft dicke, weiße Nebel verbreitet, indem es sich in der atmosphärischen Feuchtigkeit löst und sehr kleine Tröpfchen bildet, ist schwerer als Luft, unter einem Drucke von 40 Atmosphären wird es flüssig.)

Eine geräumige Flasche wird mit Chlorwasserstoffgas gefüllt, indem in die leere, mit der Mündung nach aufwärts gerichtete Flasche durch ein bis auf den Boden reichendes Leitungsrohr so lange das Gas eingeleitet wird, bis man sicher sein kann, dass die Flasche voll-

ständig gefüllt ist. Dann schließt man das Gefäß mit einem Korke, durch welchen ein an beiden Enden spitz ausgezogenes Glasröhrchen geht. Die innerhalb der Flasche befindliche Spitze desselben ist offen, die äußere zugeschmolzen und in ein mit kaltem Wasser gefülltes Gefäß getaucht. Bricht man die Spitze unter dem Wasser ab, so dringt dasselbe sofort in die Flasche, anfänglich in dünnem Strahle, dann in Garben und bald ist die ganze Flasche damit gefüllt.)

**Dieses Gas ist eines der löslichsten im Wasser.** 1 Vol. Wasser von 0° C. kann 500 Vol. des Gases lösen. Die gesättigte Lösung ist eine farblose Flüssigkeit, welche an der Luft weiße Dämpfe ausstößt und **Salzsäure** genannt wird. Beim Erhitzen gibt sie einen Theil des Chlorwasserstoffgases ab. Die Salzsäure wird im Großen als Nebenproduct bei der Darstellung des Glaubersalzes gewonnen, welches wieder das Hauptmaterial für die Gewinnung der Soda ist.

Taucht man ein blaues Lackmuspapier in Chlorwasserstoffsäure oder Salzsäure, so wird es stark geröthet.

**Chlorwasserstoffsäure oder Salzsäure ist eine sehr starke Säure.**

**Zusammensetzung des Chlorwasserstoffs.** Durch Indigolösung blaugefärbte Salzsäure bringt man in der Weise in das v-förmige Zerlegungsrohr eines Hofmann'schen Wasserzersetzungsapparates, dass der offene Schenkel nur bis zur Hälfte mit genannter Flüssigkeit gefüllt ist. Den negativen Poldraht verbindet man mit dem geschlossenen Schenkel, den positiven mit dem Platinplättchen des offenen Schenkels. In dem geschlossenen Theile der Röhre sammelt sich, wenn der elektrische Strom durch die Flüssigkeit geht, ein farbloses Gas an, während im anderen Theile der Röhre der Indigo gelb gefärbt wird und ein deutlicher Geruch nach Chlorgas auftritt. Schließt man das offene Ende der Röhre mit dem Daumen und lässt durch Neigen das farblose Gas in diesen Schenkel treten, so entzündet sich dasselbe beim Nähern eines brennenden Körpers unter schwacher Verpuffung, es ist also Wasserstoff.

**Der Chlorwasserstoff besteht aus Chlor und Wasserstoff.**

Concentrierte Salzsäure wird durch den elektrischen Strom zerlegt. Das dadurch entstandene Gasgemisch leitet man längere Zeit durch eine Glasröhre, deren Enden mit Glashähnen versehen sind. Man schließt hierauf die Hähne und taucht das eine Ende der Röhre in verdünnte Natronlauge und öffnet den Hahn. Die Lauge steigt genau bis zur Hälfte der Röhre empor, indem sie das Chlorgas aufsaugt. Die andere Hälfte der Röhre ist mit Wasserstoff gefüllt, der nach Öffnung des anderen Hahnes ausströmt und angezündet werden kann.

**1 Volumen Chlor vereinigt sich mit 1 Volumen Wasserstoff zu Chlorwasserstoff.**

Durch eine an ihren Enden mit Hähnen versehene Glasröhre lässt man längere Zeit das durch Zerlegung von Salzsäure mit dem elektrischen Strome erhaltene Gasgemisch streichen, schließt hierauf die Hähne luftdicht und setzt die Röhre längere Zeit dem zerstreuten Tageslichte aus, wodurch die Vereinigung der beiden Gase ohne Ex-

plosion vor sich geht. Hierauf tauche man das eine Ende der Röhre unter Quecksilber und öffne den Hahn. Es dringt keine Sperrflüssigkeit in die Röhre.

Das Chlorwasserstoffgas nimmt daher denselben Raum ein, wie seine Bestandtheile.

### 1 Vol. Wasserstoff und 1 Vol. Chlor vereinigen sich zu 2 Vol. Chlorwasserstoff.

Nimmt man Wasser als Sperrflüssigkeit und öffnet den Hahn, so stürzt dasselbe in die Röhre wie in einen luftleeren Raum und reagiert dann sauer, ein Beweis, dass die Vereinigung der beiden Gase wirklich vor sich gegangen ist.

Gasförmige Körper vereinigen sich auch nach bestimmten einfachen Raumverhältnissen.)

Wenn sich zwei einfache Gase in gleichen Raumverhältnissen vereinigen, so ist das Volumen der Verbindung gleich der Summe der Volumina der Bestandtheile. 1 Vol. Cl + 1 Vol. H = 2 Vol. Chlorwasserstoff.)

### Verhalten der Salzsäure zu Metallen.

Ein in Salzsäure geworfenes Stückchen Zink löst sich unter bedeutender Gasentwicklung auf. Das freiwerdende Gas erweist sich als Wasserstoff.

Natrium, Eisen, Zinn, Aluminium, Magnesium lösen sich in Salzsäure unter Freiwerden von Wasserstoff und Bildung eines Chlorides. Magnesium entzündet sich sogar in Salzsäure.

Alle Metalle, welche das Wasser zersetzen, zersetzen auch die Salzsäure unter Entwicklung von Wasserstoff und Bildung eines Chlorides.)

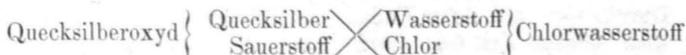
### Verhalten der Salzsäure zu Metalloxyden.

In einer Röhre lässt man über rothes Quecksilberoxyd Chlorwasserstoffgas streichen. Das Quecksilberoxyd erwärmt sich und wird zu einem weißen Pulver, welches Quecksilberchlorid ist. Zu gleicher Zeit beschlägt sich die Röhre mit Wassertröpfchen.)

Dasselbe Experiment macht man mit Kupferoxyd. Die schwarzbraune Farbe des Oxydes macht einer grünen Platz, indem sich wasserhaltiges Kupferchlorid bildet.

Bei der Einwirkung von Chlorwasserstoffsäure auf Metalloxyde bilden sich Chloride und Wasser.)

### Doppelte Substitution oder doppelte Wahlverwandtschaft.



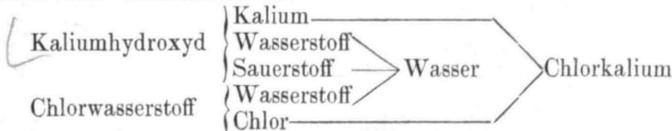
Diese Umsetzung sagt, dass die Zersetzung eine wechselseitige ist, dass die Bestandtheile sich gegenseitig austauschen und in Folge dessen zwei neue Verbindungen entstehen. An die Stelle des Sauerstoffs

im Quecksilberoxyd tritt das Chlor und an Stelle des letzteren der Sauerstoff.

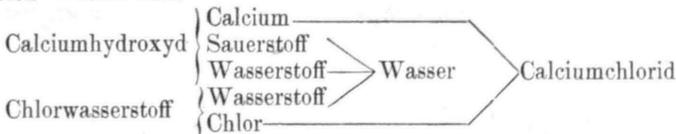
Den gegenseitigen Umtausch der Bestandtheile in 2 auf einander wirkenden Verbindungen nennt man doppelte Substitution oder doppelte Wahlverwandschaft.

### Verhalten der Salzsäure zu Hydroxyden.

In eine concentrirte Lösung von **Kaliumhydroxyd** (Ätzkali oder kaustischem Kali) bringt man Salzsäure in kleinen Portionen. Die Flüssigkeit erwärmt sich und setzt ein weißes Pulver, das Kaliumchlorid oder Chlorkalium ab.



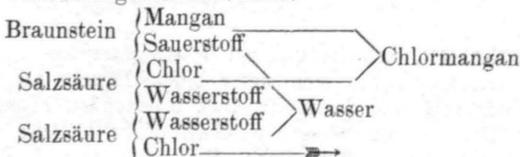
Ebenso wird **Calciumhydroxyd** (gelöschter Kalk) durch Salzsäure umgesetzt in Calciumchlorid, welches sich in dem nebenbei gebildeten Wasser löst.



**Salzsäure wirkt auf die Hydroxyde in der Weise ein, dass sich ein Chlorid bildet und Wasser.**

### Verhalten der Salzsäure zu Superoxyden.

Ein Theil fein gepulverter **Braunstein** wird mit etwa 6 Theilen gewöhnlicher Salzsäure übergossen. Es bildet sich ein Chlorid unter Freiwerden von Chlorgas und Wasser.



Nimmt man dasselbe Experiment mit **Bleisuperoxyd** vor, so erhält man Bleichlorid, Chlor und Wasser.

**Die Chlorwasserstoffsäure bildet mit den meisten Superoxyden Chloride unter Freiwerden von Chlorgas und Wasser.**

So wie Chlorwasserstoff verhalten sich die entsprechenden Wasserstoffverbindungen der übrigen Halogene, die Jod- und Bromwasserstoffsäure zu den Superoxyden.

Durch die Art der Einwirkung dieser Verbindungen aufeinander wird die Darstellungsweise der Halogene aus ihren Wasserstoffverbindungen und aus den Chloriden (Bromiden, Jodiden) erklärlich.





Wird die Verbrennung des Gases in einem engen, hohen Cylinder vorgenommen, so setzt sich ein Theil des Schwefels unverbrannt an den Wandungen des Gefäßes an.

Werden Pflanzenwurzeln wiederholt mit Schwefelwasserstoffwasser begossen, so sterben sie nach und nach ab. Auch auf den Thierkörper wirkt dieses Gas giftig.

In Cloaken zerstört man den Schwefelwasserstoff durch Chlorwasser, Chlorkalk, Kalkmilch, Metallvitriole und wässrige Lösungen von Schwefeldioxyd.

In ein Reagentienfäschchen lässt man 1 Vol. Schwefelwasserstoff und  $1\frac{1}{2}$  Vol. Sauerstoff treten, unwickelt das Gefäß mit einem Tuche und entzündet mittelst eines brennenden Spanes das Gasgemisch. Dasselbe verbrennt unter Explosion. Der Sauerstoff kann auch durch atmosphärische Luft ersetzt werden.

**Schwefelwasserstoff bildet mit Sauerstoff oder atmosphärischer Luft explosive Gemenge.**

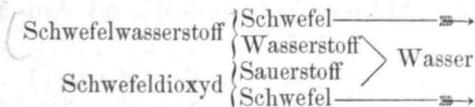
Man schüttelt Schwefelwasserstoffwasser in einem offenen Gefäße wiederholt mit Luft. Bald wird sich die Flüssigkeit durch ausgeschiedenen Schwefel trüben, indem der Sauerstoff der Luft oxydierend wirkt.



Der Schwefelwasserstoff wird schon bei gewöhnlicher Temperatur durch die atmosphärische Luft unter Wasserbildung und Abscheidung von Schwefel zersetzt.

Schwefelwasserstoffwasser muss daher in voller und gut verschlossenen Gefäßen aufbewahrt werden.

Man mischt in einem Cylinder 4 Vol. Schwefelwasserstoff und 2 Vol. Schwefeldioxyd. Sofort scheidet sich Schwefel und Wasser ab.



Dadurch wird erklärlich, warum Schwefeldioxyd in Cloaken auf Schwefelwasserstoff desinficierend wirkt.

**Schwefelwasserstoff ist eine leicht zersetzbare Verbindung.**

**Verhalten des Schwefelwasserstoffs zu den Halogenen.**

Man leitet in eine Flasche Chlor und Schwefelwasserstoff. Es scheidet sich Schwefel ab unter Bildung von Chlorwasserstoff.



In derselben Weise wirken Brom und Jod.

**Die Halogene entziehen dem Schwefelwasserstoffe den Wasserstoff unter Abscheidung von Schwefel. Sind die Halogene im Überschusse, so verbinden sich diese mit dem abgeschiedenen Schwefel.**

### Verhalten des Schwefelwasserstoffs zu den Metallen.

**Kupfer** überzieht sich im Schwefelwasserstoffgase mit einer braunschwarzen Schichte von Schwefelkupfer.

Schwefelwasserstoff + Kupfer = Schwefelkupfer + Wasserstoff.

Blankes Silber wird je nach der Dauer der Einwirkung von Schwefelwasserstoff eben nur gebräunt oder mit einer dunkelschwarzbraunen Schichte von Schwefelsilber überzogen, welche sich durch Putzen mit Schlemmkreide oder Tripel beseitigen lässt.

Schwefelwasserstoff + Silber = Schwefelsilber + Wasserstoff.

Silberlöffel laufen in Berührung mit Eier- oder zwiebelhäftigen Speisen an, dergleichen Silbergegenstände, die in Wollstoffen eingehüllt sind.

**Zinn** bleibt bei gewöhnlicher Temperatur in Schwefelwasserstoff unverändert, entzieht aber demselben bei höherer Temperatur den Schwefel unter Wasserstoffentwicklung.

**Magnesium** bleibt bei gewöhnlicher und erhöhter Temperatur in Schwefelwasserstoff unverändert.

**Natrium und Kalium** entziehen demselben schon bei gewöhnlicher Temperatur und unter Abschluss der Luft den Schwefel.

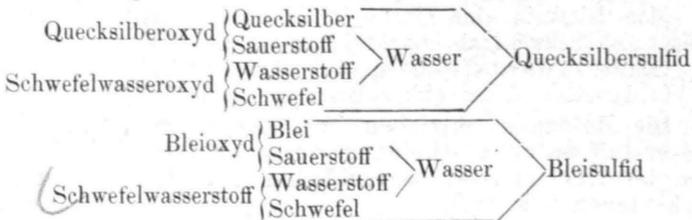
**Gold** nimmt in Berührung mit Schwefelwasserstoff nur eine dunklere Farbe an.

Das Verhalten der Metalle zu Schwefelwasserstoff ist verschieden. Einige entziehen demselben schon bei gewöhnlicher Temperatur selbst unter Luftabschluss, andere erst bei erhöhter Temperatur den Schwefel. Manche Metalle wirken auf Schwefelwasserstoff nicht ein.

**Die auf Schwefelwasserstoff einwirkenden Metalle entziehen demselben den Schwefel unter Abscheidung von Wasserstoff.**

### Verhalten des Schwefelwasserstoffs zu den Metallen.

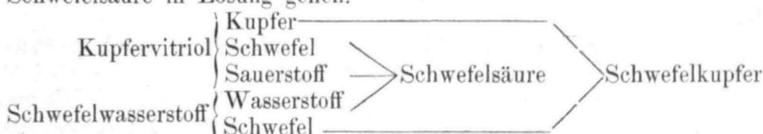
In einer schwer schmelzbaren Glasröhre leitet man über gelbrothes Bleioxyd, weißes Zinkoxyd, rothes Quecksilberoxyd, weißes Arsen- trioxyd, braunschwarzes Manganoxyd, von denen sich jedes in einem Porzellanschiffchen befindet, unter mäßigem Erwärmen Schwefelwasserstoffgas. An den kälteren Stellen der Glasröhre sammelt sich Wasser an, während die Farbe des Bleioxydes und des Quecksilberoxydes ins Schwarze übergeht, das Zinkoxyd bleibt weiß, das Manganoxyd wird fleischfarben, das Arsen- trioxyd gelb. Die Farbenveränderung rührt von der Bildung der betreffenden Schwefelmetalle her.



Schwefelwasserstoff zerlegt eine große Zahl Metalloxyde in unlösliche Schwefelmetalle und in Wasser.

### Verhalten des Schwefelwasserstoffs zu Salzen.

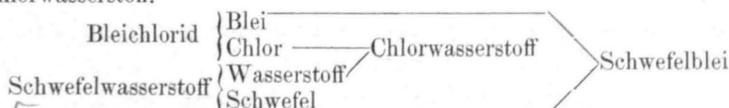
Man leitet in je eine Lösung von Kupfervitriol, von Cadmiumvitriol, von Zinkvitriol, von Bleizucker Schwefelwasserstoff. Es fallen schwarzes Schwefelblei, braunschwarzes Schwefelkupfer, gelbes Schwefelcadmium, weißes Schwefelzink heraus, während Essigsäure und Schwefelsäure in Lösung gehen.



Der Schwefelwasserstoff scheidet aus vielen Salzen Schwefelmetall ab unter Rückbildung der Säure des Salzes.)

### Verhalten des Schwefelwasserstoffs zu den Chloriden.

Leitet man über Bleichlorid Schwefelwasserstoff bei gewöhnlicher Temperatur, so bildet sich unter Erglühen Schwefelblei und Chlorwasserstoff.



Schwefelwasserstoff scheidet aus den Chloriden Schwefelmetall ab, unter Rückbildung von Chlorwasserstoff.)

### Molekül und Atom.

Die kleinste Menge eines Elementes oder einer Verbindung, welche noch im freien Zustande bestehen kann, heißt **Molekül**.)

Wenn das Molekül die kleinste Menge eines Körpers ist, welche noch im freien Zustande bestehen kann, dann ist das Molekül auf mechanischem Wege nicht weiter theilbar.

In einem äußerst kleinen Stübchen Zinnober, das so klein ist, dass man es eben nur noch mit einem starken Vergrößerungsglase wahrnimmt und daher als ein Molekül angesehen werden kann, ist dennoch Quecksilber und Schwefel vorhanden. Durch einen früheren Versuch ist nachgewiesen worden, dass im Zinnober 200 Gewthl. Quecksilber mit 32 Gewthl. Schwefel verbunden sind. Auch wissen wir schon, dass sich der Schwefel mit Metallen nur nach **bestimmten**, relativen Gewichtsmengen vereinigt. Es müssen daher auch in jedem Molekül Zinnober 200 Gewthl. Quecksilber und 32 Gewthl. Schwefel enthalten sein.

In Quecksilberoxyd sind 200 Gewthl. Quecksilber mit 16 Gewthl. Sauerstoff verbunden. Wir wissen, dass die Elemente sich nur nach **bestimmten**, relativen Gewichtsmengen vereinigen. Es müssen daher auch in jedem Molekül Quecksilberoxyd 200 Gewthl. Quecksilber und 16 Gewthl. Sauerstoff enthalten sein.

Auf ganz dieselbe Weise kommen wir zu dem Schlusse, dass im Molekül Magnesiumoxyd 24 Gewthl. Magnesium und 16 Gewthl. Sauerstoff enthalten sind.

Wir können also sagen, dass die kleinste im Molekül einer Verbindung noch gefundene Menge von Quecksilber 200 Gewthl. beträgt

„	Sauerstoff	16	„	„
„	Schwefel	32	„	„
„	Magnesium	24	„	„

Jedes Element hat eine kleinste Menge, **unter** welcher es im Molekül einer Verbindung noch nicht gefunden wurde.

**Die kleinste im Molekül einer Verbindung noch gefundene Menge eines Elementes heißt Atom.**

Jedes Symbol eines Elementes deutet nun nicht bloß den Namen dieses Elementes selbst an, sondern drückt auch zugleich 1 Atom aus. O ist zu lesen 1 Atom Sauerstoff.

Sind in einer Verbindung 2 Atome Sauerstoff enthalten, so schreibt man: O<sub>2</sub>

„	„	„	5	„	Schwefel	„	„	„	„	S <sub>5</sub>
„	„	„	6	„	Wasserstoff	„	„	„	„	H <sub>6</sub>

Dem Begriffe „Atom“ gemäß wird ein Molekül in der Regel ein Vielfaches von Atomen, also mindestens gleich 2 Atomen sein. — Die Moleküle der Elemente sind mit wenigen Ausnahmen gleich 2 Atomen.

### Bezeichnung chemischer Verbindungen, chemische Formeln.

NaCl = Chlornatrium = Kochsalz

P<sub>2</sub>O<sub>5</sub> = Phosphorpentoxyd

Fe<sub>2</sub>O<sub>3</sub> = Eisenoxyd

CO<sub>2</sub> = Kohlendioxyd

C<sub>2</sub>H<sub>5</sub>O = Weingeist

Um eine chemische Verbindung zu bezeichnen, stellt man die Symbole der verbundenen Elemente neben einander und setzt neben jedes Symbol rechts unten in arabischen Ziffern die Anzahl der Atome, in welcher der betreffende Grundstoff in der Verbindung enthalten ist, die Zahl 1 ausgenommen.

Die Bezeichnung chemischer Verbindungen durch die Symbole der in der Verbindung enthaltenen Elemente mit Rücksicht auf die Anzahl der Atome jedes Grundstoffes heißt eine **chemische Formel.**

### Atomgewicht.

Bei 0° C. und 760 <sup>mm</sup> Barome-	1 Lit. O ist 16mal schw. als 1 Lit. H	
terstand wiegt:	1 „ N „ 14 „ „ „ 1 „ H	
1 Lit. H	0·0896 Gramm	1 „ SDampf ist 32mal schw. als
1 „ O	0·0896 × 16 Grm.	1 Liter H
1 „ N	0·0896 × 14 „	1 „ JDampf ist 127mal schw. als
1 „ SDampf	0·0896 × 32 „	1 Liter H
1 „ J	0·0896 × 127 „	1 „ BrDampf ist 80mal schw. als
1 „ Cl	0·0896 × 35·5 „	1 Liter H
1 „ BrDampf	0·0896 × 80 „	1 „ Cl ist 35·5mal schw. als 1 Lit. H

daher ist auch:

1 Tausenstel,	1 Millionstel Lit.	O 16mal schw. als 1 Tausen.,	Million. Lit. H
1 " 1 "	" " "	N 14 " " " 1 " " " " H	
1 " 1 "	" " "	Cl 35.5mal " " 1 " " " " H	
1 " 1 "	" " "	SDampf 32mal schwerer als 1 Tausenstel,	Millionstel Liter H
1 " 1 "	" " "	JDampf 127mal schwerer als 1 Tausenstel,	Millionstel Liter H
1 " 1 "	" " "	BrDampf 80mal schwerer als 1 Tausenstel,	Millionstel Liter H

Da ein Atom ein äußerst kleines Theilchen eines Elementes ist, so können wir uns z. B. unter 1 Millionstel Liter jedes gas- oder dampfförmigen Elementes 1 Atom vorstellen. Es ist dann

1 Atom	O	16mal schwerer als 1 Atom	H
1 "	N 14 "	" " " 1 "	H
1 "	S 32 "	" " " 1 "	H
1 "	Cl 35.5 "	" " " 1 "	H
1 "	Br 80 "	" " " 1 "	H
1 "	J 127 "	" " " 1 "	H

**Die Zahl, welche angibt, wie vielmal 1 Atom eines Elementes schwerer ist als 1 Atom Wasserstoff, nennen wir das Atomgewicht des Elementes.**

Wird das Litergewicht des Wasserstoffs, mithin auch sein Atomgewicht gleich 1 gesetzt, so müssen die Atomgewichte aller anderen Elemente größer als 1 sein.

Das Volumgewicht eines Gases oder Dampfes, auf dasselbe Volumen Wasserstoffgas als Einheit bezogen, ist sein specifisches Gewicht.

Daher sind auch die Atomgewichte nichts anderes als die specif. Gewichte der betreffenden gasförmigen, dampfförmigen oder dampfförmig gedachten Elemente auf Wasserstoff als Einheit bezogen.

200	Gewthl. Quecksilber	verbinden sich mit 16	Gewthl. O
207	" Blei	" " " 32	" S
108	" Silber	" " " 35.5	" Cl
2×39	" Kalium	" " " 5×32	" S
2×56	" Eisen	" " " 3×16	" O
200	ist das Atomgewicht von	Quecksilber	
207	" "	Blei	
108	" "	Silber	
39	" "	Kalium	
56	" "	Eisen	
16	" "	Sauerstoff	
32	" "	Schwefel	
35.5	" "	Chlor	

**Die bestimmten, unveränderlichen Gewichtsmengen, nach welchen die Elemente sich verbinden, sind zugleich ihre Atomgewichte.**

Die verschiedenen Verhältnisse, in welchen sich die Elemente unter ungleichen Umständen zu natürlich verschie-

denen Verbindungen vereinigen können, sind Vielfache (Multipla) der Atomgewichte.)

### Molekulargewicht.

1 Molekül Sauerstoff = 2 Atom. =  $O_2$ ; das Gew. von  $O_2$  ist =  $16 + 16 = 32$

1 " Kupferoxyd =  $CuO$ ; das Gew. von  $CuO$  ist =  $63.5 + 16 = 79.5$

1 " Kohlendioxyd =  $CO_2$ ; " " "  $CO_2$  ist =  $12 + 16 + 16 = 44$

(Die Summe der Gewichte der im Molekül enthaltenen Atome bildet das Molekulargewicht.)

Da eine chemische Verbindung immer mehrere, mindestens 2 Atome enthalten muss, so kann man bei Verbindungen nie von Atomen sprechen, sondern nur von Molekülen.

Um mehrere Moleküle einer Verbindung zu bezeichnen, schreibt man die Zahl der Moleküle vor die Verbindung. 2 Moleküle kohlen-saurer Kalk (Kalkstein) =  $2 CaCO_3$ .

### Ammoniak: $NH_3$

Ammoniak ist ein farbloses, im Wasser lösliches Gas.

**Zusammensetzung.** Durch eine wässrige Lösung von Ammoniak (Ammoniakflüssigkeit, Ätzammon, kaustisches Ammoniak, Salmiakgeist) wird Chlorgas geleitet. Das im Gefäße mit der Ammoniakflüssigkeit sich entwickelnde Gas wird durch ein Entbindungsrohr geführt und in einem Cylinder über Wasser aufgefangen. Auf seine Eigenschaften geprüft, erweist es sich als Stickstoff.

Dieser Versuch ist mit der größten Vorsicht auszuführen. Namentlich ist immer darauf zu sehen, dass Ammoniak im Überschuss vorhanden ist. Zu diesem Zwecke hat man auf 240 Grm. Ammoniakflüssigkeit von 10% Ammoniakgehalt, 23 Grm. Braunstein und 100 Grm. Salzsäure von 1.19 specif. Gewicht für das zu entwickelnde Chlorgas zu nehmen.

Ist jedoch Chlorgas im Überschuss vorhanden, so vereinigt sich dasselbe mit dem freigewordenen Stickstoffe zu einer öligen, orangegelben Flüssigkeit, dem **Chlorstickstoff**, der einer der explosivsten Körper ist, denn schon ein Tropfen genügt, um unter furchtbarem Knalle selbst eiserne Gefäße zu zerschmettern.

Ammoniakgas, welches man durch Erhitzen einer concentrirten Ammoniakflüssigkeit erhält und über gebranntem Kalke trocknet, leitet man durch eine Kugelhöhre, in welcher ein Stückchen gut abgetrocknetes Kalium erhitzt wird. An dem freien Ende der Kugelhöhre tritt ein Gas auf, das angezündet zu Wasser verbrennt, welches sich an der Wand einer darüber gehaltenen Glasglocke niederschlägt.

Ammoniak besteht aus Stickstoff und Wasserstoff.

In einem Wasserzersetzungsapparate wird Ammoniakliquor, dem einige Tropfen Schwefelsäure oder Kochsalz zugesetzt wurden, der Elektrolyse unterworfen. In dem einen Schenkel des Apparates scheiden sich 3 Vol. Wasserstoff, in dem anderen 1 Vol. Stickstoff ab.

In einer Eudiometerröhre werden 200 Vol. Ammoniak zerlegt, indem man elektrische Funken häufig durchschlagen lässt. Das Gasvolumen verdoppelt sich. Aus 200 Vol. Ammoniak werden 400 Vol.

eines Gasgemisches, bestehend aus Stickstoff und Wasserstoff. Zu diesen 400 Vol. lässt man 200 Vol. Sauerstoffgas treten und durch das 600 Volumen betragende Gemisch den elektrischen Funken schlagen, wodurch das Gasvolumen auf 150 herabsinkt. Aus den verschwundenen 450 Vol. hat sich Wasser gebildet. Da das Wasser aus 2 Vol. Wasserstoff und 1 Vol. Sauerstoff besteht, so bestehen diese 450 Vol. Gas zu  $\frac{2}{3}$  Theilen, also aus 300 Vol. Wasserstoff und zu  $\frac{1}{3}$  Theil, also aus 150 Vol. Sauerstoff. In dem aus 200 Vol. Ammoniakgas erhaltenen 400 Vol. Gasgemisch von Stickstoff und Wasserstoff sind daher 300 Vol. Wasserstoff und 100 Vol. Stickstoff.

### **3 Volumen Wasserstoff und 1 Volumen Stickstoff vereinigen sich unter Verdichtung zu 2 Volumen Ammoniakgas.**

Mit Rücksicht auf die Zusammensetzung des Chlorwasserstoffs lässt sich die räumliche Gesetzmäßigkeit bei chemischen Vereinigungen von Gasen ausdrücken wie folgt:

**Das Volumen einer durch chemische Vereinigung von Gasen entstandenen gasförmigen Verbindung ist entweder gleich der Summe der Volumina der Bestandtheile oder es ist in einem einfachen Verhältnisse verkleinert.**

**Eigenschaften des Ammoniaks.** Farbloses Gas von starkem, stechenden, zu Thränen reizenden Geruche. Sein Geschmack ist brennend und ätzend. Bei  $-40^{\circ}$  C. wird es flüssig, sowie auch bei einer Temperatur von  $-10^{\circ}$  und einem Drucke von  $6\frac{1}{2}$  Atmosphären. Wird flüssiges Ammoniak im luftverdünnten Raume einer raschen Verdunstung unterworfen, so erstarrt es zu einer weißen, krystallinischen Masse.

Um die bedeutende Löslichkeit des Ammoniaks im Wasser zu zeigen, wird dasselbe Experiment gemacht, welches die Löslichkeit des Chlorwasserstoffs im Wasser veranschaulichte, nur füllt man hier die Flasche mit Ammoniakgas. Wasser von  $0^{\circ}$  C. löst das 1000fache Volumen Ammoniakgas, Wasser von  $15^{\circ}$  C das 740fache.

Ein Glascylinder wird zu  $\frac{3}{4}$  über Quecksilber mit Ammoniakgas gefüllt. Hierauf lässt man ein Stückchen Eis in das Gas aufsteigen. Das Eis schmilzt rasch, absorbiert das Gas, und in Folge dessen steigt eben so rasch das Quecksilber im Cylinder. Dieses Experiment findet seine Erklärung durch die Begierde, mit welcher sich das Ammoniak im Wasser auflöst.

Die Lösung des Ammoniaks im Wasser hat den Geruch des Gases; sie verliert beim Erwärmen Ammoniak, welches man durch Kochen vollkommen vertreiben kann. Sie ist kaustisch und bläut rothes Lackmuspapier, reagiert daher alkalisch.

Man nähert der Ammoniakflüssigkeit einen brennenden Span; sie brennt nicht. Concentrierte Ammoniakflüssigkeit wird in einem Becherglase zum Kochen erhitzt und gleichzeitig ein rascher Strom von Sauerstoffgas in die Flüssigkeit geleitet. Das entweichende Gas mischt sich mit dem Sauerstoffe, und nähert man diesem Gemische einen brennen-

den Span, so entflammt sich dasselbe unter schwacher Explosion und brennt so lange fort, bis sämtliches Ammoniak verzehrt ist.

### Ammoniak brennt im Sauerstoffgase.

**Darstellung.** Gelöschter Kalk wird mit Salmiak (Chlorammonium) innig gemischt, in einem Kochkolben mäßig erwärmt, das frei gewordene Ammoniakgas durch ein Entbindungsrohr geleitet und über Quecksilber aufgefangen. Es bildet sich Calciumchlorid, Ammoniak und Wasser.

**Vorkommen.** In sehr geringer Menge in der atmosphärischen Luft. Ammoniak ist stets in der Damm- oder Ackererde enthalten, da es sich bei der Fäulnis stickstoffhaltiger, organischer Stoffe bildet.

### Wertigkeit oder Valenz der Elemente.

In chemischen Verbindungen sind die Kräfte, mit denen die Elemente sich binden, gegenseitig ausgeglichen. Wir kennen bereits die chemischen Verbindungen: Chlorwasserstoff = HCl, Wasser = H<sub>2</sub>O, Ammoniak = NH<sub>3</sub>.

Setzen wir die Größe der chemischen Kraft, welche ein Atom Wasserstoff festhalten kann, gleich 1, so ist diese Kraft im Atome Sauerstoff 2mal, im Atome Stickstoff 3mal vorhanden.

**Man nennt die Größe der Kraft, welche ein Atom Wasserstoff festhalten kann, Verbindungseinheit.**

Die Elemente heißen 1, 2, 3...n **wertig**, wenn ihre Atome 1, 2, 3...n solche Verbindungseinheiten besitzen. Die Anzahl der Verbindungseinheiten, welche dem Atome eines Elementes zukommt, gibt die **Wertigkeit** oder **Valenz** dieses Elementes.

Darnach sind Wasserstoff und die Halogene: Chlor, Brom, Jod einwertig, Sauerstoff und Schwefel 2wertig, Stickstoff im Ammoniak, sowie in vielen anderen Verbindungen 3wertig.)

### Verbindungsgewicht.

Die Gewichtsmenge eines Elementes, welche die Kraft hat, 1 Atom Wasserstoff zu binden, heißt Verbindungsgewicht. Dasselbe ist gleich dem Quotienten aus dem Atomgewichte des betreffenden Grundstoffes und seiner Wertigkeit. z. B.

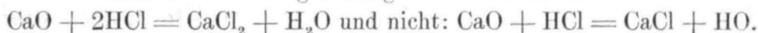
Atgw.	Wertgkt.	Vbdsgew.		Atgw.	Wertgkt.	Vbdsgew.
207	: 2 =	103·5	des Pb	32	: 2 =	16 des S
118	: 4 =	29·5	" Sn	35·5	: 1 =	35·5 " Cl
14	: 3 =	4·66	" N	127	: 1 =	127 " J
16	: 2 =	8	" O	12	: 4 =	3 " C
92	: 6 =	15·33	" Mo	210	: 3 =	70 " Bi.

Wir können uns in einer chemischen Verbindung die atombindenden Kräfte der Elemente gegenseitig ausgeglichen, also im Gleichgewichte denken. Bei chemischen Umsetzungen tritt in den Molekülen der auf einander wirkenden Stoffe ein gegenseitiger Umtausch der Atome ein. Scheidet bei einer chemischen Umsetzung ein Atom eines n wertigen Elementes aus, so muss, soll das Gleichgewicht wieder hergestellt werden, an die Stelle der scheidenden Kraft eine gleich große treten, also an

die Stelle der  $n$  Verbindungseinheiten des austretenden Atoms  $n$  Verbindungseinheiten eintretender Atome.

Wenn z. B. auf Calciumoxyd (CaO) Salzsäure (HCl) wirkt, so kann ein Atom O, welches 2 Verbindungseinheiten besitzt, nicht durch ein Atom Chlor ersetzt werden, welchem nur eine Verbindungseinheit zukommt, sondern durch 2 Atome Chlor. Es müssen daher 2 Moleküle Salzsäure in Wirkung treten.

Die chemische Formelgleichung hat daher zu lauten:



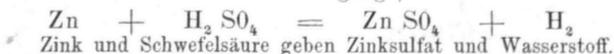
**Bei chemischen Umsetzungen können sich die Elemente oder Bestandtheile nur in Gewichtsmengen vertreten, denen eine gleiche Anzahl Verbindungseinheiten zukommt.)**

Man hat, wenn E jedes Element, die darüber stehende römische Ziffer die Valenz, die davorstehende arabische Ziffer die Anzahl Atome bezeichnet:



### Chemische Formelgleichung.

Drücken wir die auf einander wirkenden Stoffe durch ihre Formeln aus, setzen sie durch Pluszeichen verbunden nebeneinander, machen ein Gleichheitszeichen, und stellen neben dasselbe die neu entstehenden Körper, ebenfalls durch Pluszeichen verbunden, so haben wir eine sogenannte **chemische Formelgleichung** als den einfachsten Ausdruck für die stattfindenden chemischen Vorgänge, z. B.:



## IV. Abschnitt.

**Charakteristik der nichtmetallischen Elemente und ihrer wichtigsten Verbindungen.****Einwertige Elemente.**

Wasserstoff, Chlor, Brom, Jod. (Siehe die Seiten: 42, 27, 28).  
Chlorwasserstoff: HCl (Siehe Seite: 48).

**Fluor.**

Symbol =  $\overset{1}{\text{F}}$ . Atomgew. = 19. Molekül =  $\text{F}_2$ .

Ein mit voller Sicherheit im freien Zustande noch nicht dargestellter Körper.

Vorkommen. An Metalle gebunden in manchen Mineralien, wie z. B. im Flussspat ( $\text{Ca F}_2$ ), im Kryolith ( $6 \text{ Na F}, \text{Al}_2 \text{ F}_6$ ). In kleiner Menge findet es sich auch im Thier- und Pflanzenreiche z. B. in Sämereien, in den Zähnen und Haaren.

**Fluorwasserstoff = FH.**

In einer Bleiretorte, an welcher eine Vorlage aus Blei angebracht ist, wird fein gepulverter Flussspat ( $\text{Ca F}_2$ ) mit Schwefelsäure übergossen. Unter Anwendung gelinder Wärme geht folgender Process vor sich:  $\text{Ca F}_2 + \text{H}_2 \text{ SO}_4 = 2 \text{ FH} + \text{Ca SO}_4$ . Der freiwerdende Fluorwasserstoff ist ein farbloses Gas, das wegen seiner großen Löslichkeit im Wasser mit der Feuchtigkeit der Luft dicke, weiße Nebel bildet. In wenig Wasser geleitet löst sich das Gas darin zu einer farblosen Flüssigkeit, der Flußsäure.

Das Fluorwasserstoffgas, sowie die Flußsäure röthen Lackmus, sind daher Säuren und erzeugen auf thierischer Haut böartige Geschwüre, indem sie stark ätzend wirken.

Man überzieht eine Glasplatte mit einer dünnen Wachsschichte und macht in dieselbe mit Hilfe einer Nadel eine Zeichnung. Dann legt man die Platte mit der Zeichnung nach unten auf eine Bleidose, in welcher Fluorwasserstoff entwickelt wird, der die Glasplatte überall dort angreift, wo die Oberfläche derselben frei von Wachs ist. Nach Entfernung der Wachsschichte erscheint die Zeichnung in das Glas eingraviert. Auch die wässrige Lösung des Gases lässt sich zu diesem Zwecke verwenden.

**Fluorwasserstoff ätzt Glas.**

## Zweiwertige Elemente.

Sauerstoff, Schwefel, Selen, Tellur.

(Sauerstoff (siehe Seite: 19).

Wasser (siehe Seite: 44).

Schwefel (siehe Seite: 26).

Schwefelwasserstoff (siehe Seite: 52).

Schwefeldioxyd (siehe Seite: 36).

Schwefelkohlenstoff (siehe Seite: 37).

(Schwefelsäure (Vitriolöl) =  $H_2SO_4$ .)

Leitet man Schwefeldioxydgas und Dämpfe von Salpetersäure ( $HNO_3$ ) und Wasser in einen Glasballon, so oxydiert sich das Schwefeldioxyd auf Kosten des Sauerstoffes der Salpetersäure zu Schwefelsäure, welche sich im Glasballon ansammelt.

Bei der Darstellung der Schwefelsäure im Großen wird die Oxydation des Schwefeldioxyds durch Salpetersäure und Wasserdämpfe in mit Bleiplatten ausgekleideten Kammern (Bleikammern) vorgenommen, weil Schwefelsäure Wände aus Holz und den meisten Metallen zerstört. Die in den Bleikammern sich ansammelnde, verdünnte Schwefelsäure (Kammersäure) wird in Bleipfannen und Platingefäßen durch Abdampfen zum großen Theile vom Wasser befreit (concentriert).

**Eigenschaften.** Farblose, ölige Flüssigkeit vom specifischen Gewichte 1.842 bei  $12^\circ C$ . siedet bei  $325^\circ C$ . und erstarrt bei  $-34^\circ C$ . Schwefelsäure wird mit Kohle erhitzt; es entwickelt sich Schwefeldioxyd. Desgleichen beim Erhitzen mit Kupfer, Quecksilber, Silber. Phosphor scheidet aus Schwefelsäure Schwefel ab.

**Viele Körper reducieren die Schwefelsäure, wenn man sie damit erwärmt.**

Zu 50 Raumtheilen Wasser, die sich in einem graduirten Cylinder befinden, in welchen ein Thermometer taucht, gießt man vorsichtig 20 Raumtheile Schwefelsäure. Das Gemisch erhitzt sich bis nahe zum Kochen, nimmt aber nicht 100, sondern nur etwa 97 Raumtheile ein.)

**(Die Schwefelsäure erhitzt sich beim Vermischen mit Wasser bedeutend, wobei Volumsverminderung (Contraction) eintritt.)**

Würde man Wasser in Schwefelsäure gießen, so würde wegen der starken Temperaturerhöhung ein Theil des Wassers dampfförmig werden und der Dampf die Schwefelsäure herumschleudern. Deshalb muss man beim Verdünnen die **Schwefelsäure stets in das Wasser gießen.**)

Man benetzt ein Stück Zucker mit concentrirter Schwefelsäure. Es schwärzt sich und verkohlt fast augenblicklich. Der Zucker ist aus Kohlenstoff, Wasserstoff und Sauerstoff zusammengesetzt. Die Schwefelsäure nimmt den Wasserstoff und den Sauerstoff als Wasser auf. Der Kohlenstoff bleibt in Form von Kohle zurück.

Dasselbe geschieht, wenn man auf ein Stück Holz einige Tropfen concentrirter Schwefelsäure fallen lässt.

Die Schwefelsäure verbindet sich begierig mit Wasser und entzieht in Folge dessen den organischen Substanzen den Sauerstoff und den Wasserstoff und lässt den Kohlenstoff zurück, verkohlt die Substanz.

Auf die Haut gebracht verursacht sie gefährliche Brandwunden.

**Vorkommen der Schwefelsäure.** An Metalle gebunden findet sie sich in allen drei Naturreichen, besonders im Mineralreiche als Gips oder Calciumsulfat ( $\text{Ca SO}_4$ ), als Schwerspat oder Baryumsulfat ( $\text{Ba SO}_4$ ), als Cölestin oder Strontiumsulfat ( $\text{Sr SO}_4$ ).

#### Nordhäuser Vitriolöl.

Durch Glühen von Eisenvitriol in thönernen Retorten destilliert Nordhäuser Vitriolöl ( $\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_7$ ) über, welches zum Auflösen von Indigo gebraucht wird. In der Retorte bleibt rothes Eisenoxyd (Engelroth) zurück, das man als Anstrichfarbe verwendet.

**Eigenschaften der Sulfate.** Die schwefelsauren Salze sind meistens im Wasser löslich.

Eisenvitriol ( $\text{Fe SO}_4$ ) wird zum Glühen erhitzt. Es entweicht Schwefeltrioxyd ( $\text{SO}_3$ ) und Schwefeldioxyd ( $\text{SO}_2$ ), während Eisenoxyd zurückbleibt.



Beim Glühen von Kupfervitriol ( $\text{CuSO}_4$ ) entweicht ebenfalls Schwefeldioxyd und Kupferoxyd ( $\text{CuO}$ ) bleibt zurück.

Beim starken Erhitzen geben die meisten Sulfate ihre Säure als Schwefeltrioxyd oder als Schwefeldioxyd und Sauerstoff ab. Im Rückstande bleibt ein Metalloxyd.

Bittersalzlösung ( $\text{Mg SO}_4$ ) wird mit einem gelösten Baryumsalze versetzt. Es bildet sich ein weißer, in Säuren unlöslicher Niederschlag von Baryumsulfat.



Die löslichen Sulfate geben mit Baryumsalzlösungen einen weißen, in Säuren unlöslichen Niederschlag von Baryumsulfat.

Glüht man Kaliumsulfat mit Kohle, so wird dasselbe zu einfach Schwefelkalium reducirt.  $\text{K}_2\text{SO}_4 + \text{C} = \text{K}_2\text{S} + 4\text{CO}$ .

Beim Glühen mit Kohle werden die meisten Sulfate zu Schwefelmetallen reducirt.

Die Salze der Schwefelsäure heißen Sulfate.

#### Erweiterung der Begriffe: Säure, Salz.

Zinkmetall löst sich in verdünnter Salzsäure unter Freiwerden von Wasserstoff  $\text{Zn} + 2\text{HCl} = \text{Zn Cl}_2 + 2\text{H}$ ; ebenso in Schwefelsäure:  $\text{Zn} + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{Zn SO}_4 + \text{H}_2$ .



Beim Lösen von Eisen in Salzsäure oder in Schwefelsäure entweicht ebenfalls Wasserstoff:  $\text{Fe} + 2 \text{HCl} = \text{FeCl}_2 + \text{H}_2$ ;  $\text{Fe} + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{FeSO}_4 + \text{H}_2$ .  
 Eisenchlorür

Leitet man in eine Lösung von Soda ( $\text{Na}_2\text{CO}_3$ ) Schwefeldioxyd, so entweicht Kohlensäure und schwefligsaures Natron bleibt in Lösung:  $\text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{O} + \text{SO}_2 = \text{Na}_2\text{SO}_3 + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$ .

58.5 Gewthl. Kochsalz setzen sich mit Schwefelsäure (98 Gewthl.) um in saures schwefelsaures Natron oder Natriumhydrosulfat ( $\text{NaHSO}_4$ ) und Chlorwasserstoff.  $\text{NaCl} + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{NaHSO}_4 + \text{HCl}$ .

Die Verbindungen:  $\text{ZnCl}_2$ ,  $\text{ZnSO}_4$ ,  $\text{FeCl}_2$ ,  $\text{FeSO}_4$ ,  $\text{Na}_2\text{SO}_3$ ,  $\text{NaHSO}_4$  sind Salze, welche die chemische Formel der betreffenden Säure haben, aus der sie hervorgegangen sind, nur dass der Wasserstoff ganz oder theilweise durch Metall ersetzt ist.

**Salze sind Säuren, in denen der Wasserstoff ganz oder theilweise durch Metalle ersetzt ist.**

Die Salze der Chlor-, Brom- und Jodwasserstoffsäure heißen **Chloride, Bromide, Jodide**. Die der Schwefelsäure **Sulfate**, der schwefligen Säure: **Sulfite**, z. B. Natriumchlorid:  $\text{NaCl}$ , Kaliumjodid:  $\text{KJ}$ , Natriumbromid:  $\text{NaBr}$ , Kupfersulfat:  $\text{CuSO}_4$ , Natriumsulfit:  $\text{Na}_2\text{SO}_3$ , Natriumhydrosulfat:  $\text{NaHSO}_4$ .

$\text{NaCl}$ ,  $\text{CuSO}_4$ ,  $\text{Na}_2\text{SO}_3$ ,  $\text{Na}_2\text{SO}_4$  sind Salze, hervorgegangen aus Säuren, in denen **sämmtlicher** Wasserstoff durch Metall vertreten wurde.

**Säuren, in denen sämmtlicher Wasserstoff durch Metall vertreten wurde, werden neutrale Salze genannt.** Sie zeigen gewöhnlich weder saure noch basische Eigenschaften, sie reagieren daher weder sauer noch alkalisch.  $\text{Na}_2\text{SO}_4 =$  neutrales schwefelsaures Natron.

$\text{NaHSO}_4$ ,  $\text{NaHSO}_3$  sind aus den Säuren dadurch hervorgegangen, dass in denselben der Wasserstoff nur **theilweise** durch Metall vertreten wurde.

**Säuren, in denen der Wasserstoff nur theilweise durch Metall ersetzt ist, heißen saure Salze.** Sie zeigen gewöhnlich saure Eigenschaften und reagieren meistens sauer.

$\text{NaHSO}_4 =$  saures schwefelsaures Natron.  $\text{NaHSO}_3 =$  saures schwefligsaures Natron.

**Neutrale Salze** enthalten keinen durch Metall ersetzbaren Wasserstoff mehr, wohl aber **saure Salze**. Der saure Charakter der Säuren verschwindet gewöhnlich mit dem Wasserstoffe.

**Der eine Säure bedingende oder erzeugende Stoff ist mithin der Wasserstoff.**

**Jede Säure enthält Wasserstoff.**

## Dreiwertige Elemente.

### Bor.

Symbol =  $\overset{\text{III.}}{\text{Bo}}$  oder  $\overset{\text{III.}}{\text{B}}$ . Atomgew. = 11, Molekül =  $\text{Bo}_2$ .

Das **amorphe** Bor ist ein braunes Pulver, das **krystallisierte** zeigt Diamantglanz, ist ebenso hart wie Diamant und wird Bordiamant genannt.

### Borsäure: $\text{H}_3\text{BoO}_3$

Zu einer concentrirten Boraxlösung ( $\text{Na}_2\text{Bo}_4\text{O}_7$ ) gibt man verdünnte Schwefelsäure in kleinen Portionen, bis ein Lackmuspapier stark geröthet wird. Beim Erkalten fällt ein krystallisierter Körper, die Borsäure, heraus.

**Vorkommen.** Die Borsäure findet man im freien Zustande in den Kratern mancher Vulcane. Im Toskanischen strömt sie mit Wasserdämpfen gemengt aus Erdspalten. Diese Dämpfe werden in Wasser geleitet, welches dieselben aufnimmt. Aus der concentrirten Lösung scheiden sich beim Abdampfen Borsäurekrystalle ab.

**Eigenschaften.** Die Borsäurekrystalle sind perlmutterglänzende, etwas fettig anzufühlende Schuppen, die in kaltem Wasser schwer, in heißem leichter löslich sind. Borsäurelösung färbt blaues Lackmuspapier weinroth, ist daher eine Säure.

Eine alkoholische Borsäurelösung brennt angezündet mit spargelgrüner Flamme.

Die borsaurigen Salze heißen **Borate**.

**Eigenschaften der Borate.** Die Borate sind im Wasser meist unlöslich und schmelzen in der Hitze zu farblosen, durchsichtigen, gläsernen Massen. Salzsäure, Schwefelsäure und Salpetersäure ( $\text{HNO}_3$ ) scheiden aus den Lösungen der Borate krystallisierte Borsäure ab.

Alkoholische Lösungen der Borate brennen bei Zusatz von etwas Schwefelsäure mit grünesäumter Flamme. Der Zusatz von Schwefelsäure bewirkt das Freiwerden der Borsäure.

## Vierwertige Elemente.

### Kohlenstoff (Carbonium).

Symbol =  $\text{C}$ , Atomgewicht = 12, Molekül =  $\text{C}_2$

**Vorkommen.** In der Natur tritt der Kohlenstoff als Diamant und Graphit auf. Körper, die von einander ganz abweichende Eigenschaften zeigen. Der Kohlenstoff ist daher allotrop. Als dritte Modification kann die gewöhnliche Kohle gelten, welche im wesentlichen ebenfalls aus Kohlenstoff besteht. Kohlenstoff bildet einen nie fehlenden Bestandtheil aller Pflanzen- und Thierkörper. Mit anderen Elementen verbunden findet er sich im Kalkstein ( $\text{CaCO}_3$ ), im Magnesit ( $\text{MgCO}_3$ ), im Spateisenstein, in gasförmigen, flüssigen und festen Kohlenwasserstoffen (Verbindungen von Kohlenstoff und Wasserstoff), wie z. B. im Sumpfgas ( $\text{CH}_4$ ), im Petroleum und Erdharze.

**Eigenschaften.** Der **Diamant** verbrennt, an der Luft stark erhitzt, unter Aufnahme von Sauerstoff zu Kohlendioxyd ( $\text{CO}_2$ ). Man

kann den Diamant in Graphit und amorphen Kohlenstoff umwandeln, aber es ist bis jetzt noch nicht gelungen, Kohlenstoffdiamanten künstlich darzustellen.

**Graphit** schmilzt nicht und lässt sich nicht verflüchtigen. Bei sehr hoher Temperatur verbrennt er im Sauerstoffstrom zu Kohlendioxyd ( $\text{CO}_2$ ).

Der **amorphe** Kohlenstoff findet sich im Mineralreiche als Hauptbestandtheil der verschiedenen Kohlenarten. Er bildet, mit Sauerstoff, Wasserstoff und einigen anderen Elementen verbunden, die große Classe der organischen Verbindungen. Er kann aus organischen Körpern durch Erhitzen bei Luftabschluss (trockene Destillation, Verkohlung) oder bei Verbrennungen mit nicht hinreichendem Luftzutritte (Rußbildung) gewonnen werden. Das im letzteren Falle erhaltene amorphe, schwarze Pulver wird **Ruß** genannt. Die Holzkohle trägt noch die Gestalt der verkohlten Pflanzentheile an sich.

In der Hitze verbrennt die Kohle je nach der Menge der hinzutretenden Luft zu Kohlensäure ( $\text{CO}_2$ ) oder zu Kohlenoxyd ( $\text{CO}$ ). — Schwefelsäure, mit Holzkohle erhitzt, wird zu Schwefeldioxyd reducirt:  $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{C} = \text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}$ . — Bleioxyd ( $\text{PbO}$ ), mit Kohle erhitzt, gibt an letztere den Sauerstoff ab nach der Formelgleichung:  $2\text{PbO} + \text{C} = \text{Pb}_2 + \text{CO}_2$ .

#### **Kohle ist ein gutes Reduktionsmittel.)**

Man kocht frisch ausgeglühte Thierkohle in einer Rothholzabkochung und filtrirt. Die vorher dunkelroth gefärbte Flüssigkeit läuft farblos von dem Filter.

**Die Kohle (Thierkohle) hat die Eigenschaft, Farbstoffe in ihren Poren aufzunehmen.** Sie wird deshalb als Entfärbungsmittel gebraucht.

Man schüttelt einen fuselhaltigen Brantwein mit Knochenkohle und filtrirt. Das Filtrat ist frei vom Fuselgeruche.

In mit Quecksilber abgesperrtes Ammoniak bringt man eine frisch ausgeglühte Holzkohle. Die Sperrflüssigkeit steigt im Cylinder, da das Ammoniakgas von der Kohle absorbiert wird.

#### **Die Kohle absorbiert Gase und Riechstoffe.**

### **Verbrennungsbedingungen.**

Damit Körper, wie z. B. Kohle, Schwefel, Phosphor brennen, müssen sie bis zu einem gewissen Temperaturgrade — **Anzündungstemperatur** — erhitzt werden. Schwefel, Phosphor, Holz, Kohle entzünden sich bei von einander verschiedenen Temperaturgraden.

**Die Anzündungstemperatur ist bei den verschiedenen Körpern eine sehr verschiedene.**

Den Temperaturgrad, welcher durch das Verbrennen erreicht wird, nennt man **Verbrennungstemperatur**, die ebenfalls bei den verschiedenen Körpern verschieden ist.

Da Verbrennung eines Körpers nichts anderes als seine Oxydation unter Licht- und Wärmeentwicklung ist, so ist zur Verbrennung

im engeren Sinne des Wortes notwendig: **Zutritt von Sauerstoff** oder, da derselbe gewöhnlich der Luft entnommen wird, **Zutritt der atmosphärischen Luft.** J

### **Beschaffenheit der Flamme.**

Man lässt eine Kerzenflamme einige Zeit brennen, löscht sie hierauf aus und hält einen brennenden Span in einiger Entfernung über den Docht. Die aufsteigenden Gase entzünden sich und die Flamme schlägt von oben herab auf den Docht zurück. Eisendraht glüht beim starken Erhitzen und oxydiert sich an der Oberfläche, brennt aber nicht mit Flamme.

**Nur Gase brennen mit Flamme. Feste Körper brennen nur dann mit Flamme, wenn sie sich vor dem Entzünden in Gase verwandeln.**

Durch ein quer in eine Kerzenflamme gehaltenes Drahtnetz schlägt die Flamme nicht durch, wohl aber steigen über demselben unverbrannte Gase auf, weil der Draht als guter Wärmeleiter die brennenden Gase bis unter die Anzündungstemperatur abkühlt.

Von oben durch das Netz blickend sieht man in der Mitte des Flammenquerschnittes den Docht, umgeben von einer dunklen Scheibe, die wieder von einem leuchtenden Ringe eingeschlossen ist.

An einer Kerzen- oder Ölflamme kann man unterscheiden: 1. einen dunklen, kegelförmigen Kern in der Mitte, mit seiner Basis unmittelbar über dem Docht; 2. eine diesen Kern umgebende stark leuchtende Hülle; 3. einen sehr wenig leuchtenden, die ganze Flamme umsäumenden Mantel, der an der Flammenbasis bläulich gefärbt ist.

In den dunklen Kern einer Kerzenflamme hält man ein an einem Ende zu einer Spitze ausgezogenes Glasröhrchen. Die an der Spitze ausströmenden Dämpfe entzünden sich beim Nähern eines brennenden Körpers.

**Im innern, dunklen Flammenkegel befinden sich unverbrannte Gase und Dämpfe, welche die Zersetzungsproducte der durch den Docht aufgesogenen Leuchtstoffe sind.**

In einen gewöhnlichen Lampencylinder wird an der unteren Öffnung ein von einer Glasröhre durchbrochener Kork eingepasst. Das obere Ende des Cylinders ist mit einer Kappe aus feinem Drahtnetze bedeckt. In die Mitte der Kappe legt man feinkörniges Schießpulver und auf dieses noch einige Phosphorkappen von gewöhnlichen Streichhölzchen. Nun lässt man durch die Glasröhre Leuchtgas einströmen und zündet dasselbe an, nachdem es die Luft aus dem Cylinder verdrängt hat. Das Pulver, sowie die Phosphorkappen entzünden sich entweder gar nicht oder erst nach einiger Zeit, wenn sich das Drahtnetz genügend erhitzt hat.

**Die Temperatur des innern dunklen Kegels ist eine verhältnismäßig sehr niedrige.** J

Hält man ein reines, feines Drahtnetz quer durch die Flamme, so wird sich an der unteren Seite des Netzes dort, wo die leuchtende

Hülle den Draht trifft, ein Ring von ausgeschiedenem Kohlenstoff (Ruß) anlegen.

**Der dunkle, innere Kegel enthält keinen freien Kohlenstoff. Das Leuchtende der Flamme brennender, organischer Substanzen ist glühender Kohlenstoff.**

Zu dem äußeren Saume der Flamme hat der Sauerstoff der Luft den meisten Zutritt. Deshalb verbrennt hier der Kohlenstoff zu Kohlendioxyd ( $\text{CO}_2$ ) und der Wasserstoff zu Wasser.

**Die äußere Hülle leuchtet daher wenig, hat aber eine sehr hohe Temperatur.**

Man hält in eine nichtleuchtende Gas- oder Weingeistflamme nach einander Platindräthe, von denen der eine Kochsalz, ein zweiter Kalisalpeter, ein dritter Chlorbaryum, ein vierter Strontiansalpeter, ein fünfter Borsäure und ein sechster Kupfervitriol trägt. Bei 1 ist die Flamme stark gelb, bei 2 violett, bei 3 grünlichgelb, bei 4 purpurroth, bei 5 grün und bei 6 blaugrün gefärbt.

**(Das Leuchtende der Flamme ist immer ein glühender, fester Körper in äußerst feiner Vertheilung.)**

**Die Farbe der Flamme hängt von der Natur des glühenden Körpers ab.**

In eine nichtleuchtende Leuchtgas- oder Weingeistflamme bläst man Bärlappsamen. Die Flamme wird leuchtend.

Eine nichtleuchtende Flamme kann leuchtend gemacht werden, indem man einen festen des Erglühens fähigen Körper in feiner Vertheilung in dieselbe bringt. Mittelst eines Löthrohrs bläst man in den leuchtenden Theil einer Flamme Luft. Die Luft oxydiert die brennbaren Gase des inneren, dunklen Kegels zu Kohlendioxyd ( $\text{CO}_2$ ), so dass kein fester Kohlenstoff glühend ausgeschieden wird, infolge dessen die Flamme nicht mehr leuchtet. Die Flamme ist kleiner geworden, ihre Temperatur aber hat bedeutend zugenommen.

**Eine leuchtende Flamme kann nicht leuchtend gemacht werden, wenn man den Luftzutritt verstärkt.**

**Die Temperatur einer Flamme steht mit ihrem Umfange und ihrer Leuchtkraft im umgekehrten Verhältnisse.**

Vermöge des Temperaturunterschiedes in der Flamme und der sie umgebenden Luft wird letztere zum Aufsteigen genöthigt und kühlt dabei den Kerzenrand ab, infolge dessen hier weniger Brennstoff schmilzt als um den Docht, so dass dieser mit der Flamme in einer Napfform sitzt.

Der hohe Kerzenrand lässt einen ungehinderten Luftzutritt zur Flammbasis nicht zu, weshalb der hier ausgeschiedene Kohlenstoff sich nur zu Kohlenoxyd ( $\text{CO}$ ) oxydiert, dessen Flamme bläulich gefärbt ist.)

**Man** einen mehrfach durchbrochenen Kork, auf dem eine Kerze brennt, setzt man einen gewöhnlichen Lampencylinder, dessen oberes Ende von einem Korce geschlossen ist, aus dem ein Glasrohr in ein mit klarem Kalkwasser gefülltes Kölbchen führt, mit welchem ein Aspirator (Luftsauger) in Verbindung steht. Nachdem die Kerze unter fort-

während der Thätigkeit des Aspirators einige Zeit gebrannt hat, wird das Kalkwasser ( $\text{Ca H}_2 \text{O}_2$ ) milchig trübe. Der Kalk hat sich mit Kohlensäure zu unlöslichem, kohlen-sauren Kalke verbunden:  $\text{Ca H}_2 \text{O}_2 + \text{CO}_2 = \text{Ca CO}_3 + \text{H}_2 \text{O}$ .  
kohlen-saurer Kalk

### **Kohlensäure ist eines der Verbrennungsproducte einer Kerze.**

Man befestigt über einer Kerzenflamme einen großen Trichter. Die innere Wandung desselben bedeckt sich mit einem ganz feinen Beschlage von kleinen Wasserbläschen.

### **Wasser ist ein Verbrennungsproduct einer Kerze.**

Die Bildung von Kohlendioxyd ( $\text{CO}_2$ ) und Wasser erklärt sich durch die Oxydation der im dunklen Kerne vorhandenen Kohlenwasserstoffe, von denen die wichtigsten Äthylen:  $\text{C}_2 \text{H}_4$  und Butylen:  $\text{C}_4 \text{H}_8$  sind.  $\text{C}_2 \text{H}_4 = \text{C} + \text{CH}_4$ ;  $\text{C} + \text{O}_2 = \text{CO}_2$ ;  $\text{CH}_4 + \text{O}_2 = \text{CO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$ .  
Sumptgas

## **Sauerstoffverbindungen des Kohlenstoffs.**

### **Kohlenmonoxyd oder Kohlenoxyd = CO.**

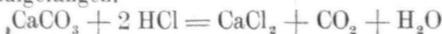
In einem Glaskolben wird Oxalsäure ( $\text{C}_2\text{H}_2\text{O}_4$ ) mit concentrirter Schwefelsäure erwärmt. Indem die Schwefelsäure der Oxalsäure Wasser entzieht, geht folgende Zersetzung vor sich:  $\text{C}_2\text{H}_2\text{O}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{CO} + \frac{\text{CO}_2}{\text{Kohlendioxyd}} + \text{H}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$ . Das Gasgemisch von Kohlenoxyd und Kohlendioxyd lässt man durch Kalilauge (KHO) streichen, welche das Kohlendioxyd aufnimmt, während das Kohlenoxyd über Wasser aufgefangen wird.

Man leitet in einem Glasrohre über glühende Kohlen Kohlen-dioxyd. Das aus dem Rohre austretende Gas ist Kohlenoxyd:  $\text{CO}_2 + \text{C} = 2 \text{CO}$ . Derselbe Process kann öfters am Kohlenfeuer beobachtet werden. In der untersten, glühenden Kohlenschichte, die unmittelbar auf dem Roste liegt, bildet sich Kohlensäure, welche beim Aufsteigen durch die darüber liegenden glühenden Kohlenschichten zu Kohlenoxyd reducirt wird, das in der obersten Kohlenschichte wieder zu Kohlensäure verbrennt.

**Eigenschaften.** Das Kohlenoxyd ist ein farb-, geruch- und geschmackloses Gas, welches mit blauer Flamme brennt, indem es sich zu Kohlensäure oxydirt:  $\text{CO} + \text{O} = \text{CO}_2$ . Wenn Kohle bei ungenügendem Luftzutritte verbrennt, kann sich der Kohlenstoff wegen der geringen Menge Sauerstoffs nur zu Kohlenoxyd oxydieren, was häufig in den Zimmeröfen bei geschlossener Ofenklappe geschieht. Eingathmet bewirkt es Kopfweh, Betäubung, Blutvergiftung und schließlich den Tod.

### **Kohlendioxyd oder Kohlensäureanhydrit: $\text{CO}_2$ .**

In einer Gasentwickelungsflasche wird kohlen-saurer Kalk (Marmor) mit Salzsäure oder einer anderen starken Säure versetzt und das Gas über Wasser aufgefangen.



**Eigenschaften.** Das Kohlendioxyd, auch schlechthin Kohlensäure genannt, ist ein farbloses Gas von eigenthümlichem, schwach saurem Geruch und Geschmack. Es lässt sich bei 0° C. und einem Drucke von 36 Atmosphären zu einer farblosen Flüssigkeit verdichten. Dem flüssigen Kohlendioxyd kann durch rasches Verdunsten so viel Wärme entzogen werden, dass es zu einer weißen, schneeähnlichen Masse erstarrt.

In eine Proberöhre mit etwas Lackmustinctur leitet man Kohlendioxyd. Die blaugefärbte Flüssigkeit wird weinroth.

**Die Lösung des Kohlendioxyds im Wasser, die eigentliche Kohlensäure:  $H_2CO_3$ , ist eine wirkliche, aber schwache Säure.**

Ein brennendes Kerzchen erlischt im Kohlendioxyd.

**Kohlendioxyd brennt selbst nicht und unterhält auch das Brennen anderer Körper nicht.**

In einen hohen Glascylinder taucht man ein brennendes Kerzchen und leitet Kohlensäure ein. Das Kerzchen kann nach und nach immer weniger tief eingesenkt werden, wenn es nicht erlöschen soll.

Man stürzt einen mit Kohlensäure gefüllten Cylinder auf einen gleich großen und gleich weiten, aber mit Luft gefüllten. Nach einiger Zeit senkt man ein brennendes Kerzchen in den Cylinder, der mit Kohlensäure gefüllt war. Es brennt fort. Dann taucht man das Kerzchen in das früher mit Luft gefüllte Gefäß. Es erlischt.

**Die Kohlensäure ist bedeutend schwerer als die Luft.** Ihr spezifisches Gewicht ( $L = 1$ ) ist 1.53.

In eine lange, weite, schief gestellte, mit Wasser gefüllte Glasröhre, die mit ihrem offenen Ende unter Wasser taucht, leitet man Kohlendioxyd derart, dass nur Blase um Blase langsam aufsteigt. Dieselben sind bedeutend kleiner geworden, wenn sie an der Spitze der Röhre anlangen.

**Das Kohlendioxyd ist im Wasser löslich.** Bei 0° C. und gewöhnlichem Luftdrucke löst 1 Vol. Wasser 1.79 Vol. des Gases. Je höher die Temperatur steigt, desto mehr nimmt seine Löslichkeit ab, mit dem Drucke nimmt dieselbe zu (Sodawasser, Sauerlinge, Bier, Champagner).

**Vorkommen.** Die freie Kohlensäure bildet einen constanten Bestandtheil der atmosphärischen Luft. 100 Vol. Luft enthalten 0.04 Vol. Kohlensäure. Sie beträgt 4—5 % der ausgeathmeten Luft. In vulcanischen Gegenden strömt sie oft aus Erdspalten und sammelt sich wegen ihrer Schwere am Boden an (Hundsgrotte von Neapel). Freie Kohlensäure entwickelt sich in Räumen, wo gährungsfähige Substanzen der geistigen Gährung unterzogen werden. (Wein- und Bierbereitung.) Will man solche Räume (Gärungskeller) betreten, so muss man sich früher von der Beschaffenheit der darin befindlichen Luft überzeugen, was mit einer brennenden Kerze geschehen kann. Die Kohlensäure lässt sich aus solchen Orten durch Substanzen entfernen, die sich mit diesem Gase begierig verbinden, z. B. mit Kalkmilch. Kohlensäuregas

bildet sich bei der Verbrennung aller kohlenstoffhaltigen Körper (organischen Stoffe), bei der Verwesung und Fäulnis. An Metalle gebunden findet sich die Kohlensäure in der Form von kohlensauren Salzen in großer Menge im Mineralreiche vor, namentlich in Verbindung mit Kalk als Kreide, Marmor, Kalkstein.

Wird in der Kohlensäure:  $\text{H}_2\text{CO}_3$  der Wasserstoff ganz oder theilweise durch Metall ersetzt, so entstehen die kohlensauren Salze oder **Carbonate**.

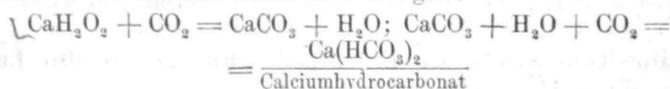
**Eigenschaften der Carbonate:** 1. Man übergießt Marmor mit Salzsäure. Es entweicht Kohlensäure unter Aufbrausen.  $\text{CaCO}_3 + 2\text{HCl} = \text{CaCl}_2 + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$ .

**Die Carbonate brausen beim Übergießen mit Säuren auf, indem sie Kohlensäure entwickeln.**

2. Gepulverter, reiner kohlensaurer Kalk (Marmor) wird stark geglüht und der Glührückstand mit Salzsäure übergossen. Er braust nicht auf.  $\text{CaCO}_3 = \text{CaO} + \text{CO}_2$ .

**Die unlöslichen Carbonate verlieren beim starken Erhitzen die Kohlensäure.**

3. Leitet man in klares Kalkwasser Kohlensäure, so fällt ein weißes Pulver von Calciumcarbonat heraus, das bei fortgesetztem Einleiten von Kohlendioxyd sich wieder auflöst, indem das unlösliche neutrale in ein lösliches saures Salz übergeht.



**Die neutralen Carbonate, mit Ausnahme des Kaliums, Natriums, Ammoniums, sind in gewöhnlichem Wasser unlöslich, lösen sich aber in mit Kohlensäure gesättigtem auf.**

## Silicium.

Symbol = <sup>IV.</sup>Si; Atomgew. = 28. Molekül =  $\text{Si}_2$ .

Das Silicium ist ein braunes, im Wasser unlösliches Pulver oder ein metallglänzender, stahlgrauer, sehr harter, krystallisierter Körper.

## Siliciumdioxyd oder Kieselerde: $\text{SiO}_2$ .

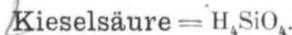
Die Kieselerde ist in der Natur sehr verbreitet. Im krystallisierten Zustande bildet es die verschiedenen Arten von Quarz. Amorphes Siliciumdioxyd ist der Achat, Chalcedon, Carneol, Feuerstein, Jaspis etc. In körniger Form bildet es den Sandstein, den Sand. Oft ist es verschiedenen Thon- und Eisenverbindungen beigemischt. Der Bergkrystall ist ganz reines Siliciumdioxyd.

Quarz bleibt, dem stärksten Gasgebläse ausgesetzt, unverändert. In der Knallgasflamme schmilzt er zu einem durchsichtigen Glase. Säuren lassen Siliciumdioxyd unverändert. Von Flußsäure wird es angegriffen und in Siliciumfluorid umgewandelt.  $\text{SiO}_2 + 4\text{FlH} = \text{SiFl}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$ . Auch Lösungen von Alkalien (Kali- und Natronlauge) greifen es bei Kochhitze etwas an.

Reiner, fein gepulverter Quarz wird mit reinem, kohlen-sauren Kali oder reinem, kohlen-sauren Natron geschmolzen. Das nach dem Erkalten der Schmelze erhaltene Glas löst sich in warmem Wasser vollständig auf.

Die Kieselerde geht mit Alkalien, wenn sie mit denselben zusammengesmolzen wird, glasartige Verbindungen ein, die wegen ihrer Löslichkeit im Wasser **Wasserglas** genannt werden (Kaliwasserglas, Natronwasserglas).

**Anwendung.** Der krystallisierte Quarz dient als Schmuckstein. Der Quarzsand findet Anwendung in der Glas- und Thonwarenfabrication.



Zu einer Wasserglaslösung gießt man etwas Salzsäure. Es bildet sich je nach der Natur des Wasserglases Chlorkalium oder Chlornatrium, die in Lösung bleiben, während Kieselsäure als gelatinöse Masse herausfällt, die im Wasser unter gewöhnlichen Umständen unlöslich ist.

Durch Dialyse kann Kieselsäure in Lösung gebracht werden.

Außer der Kieselsäure:  $\text{H}_4\text{SiO}_4$  gibt es noch Kieselsäuren von anderer Zusammensetzung.

Wird der Wasserstoff in den verschiedenen Kieselsäuren ganz oder theilweise durch Metallatome ersetzt, so entstehen kieselsaure Salze oder **Silicate**.

**Vorkommen.** In den Opalen, in vielen Pflanzengattungen, namentlich Gräsern und Halbgräsern, in welche die Kieselsäure vermöge ihrer theilweisen Löslichkeit im Wasser im gelösten Zustande gelangt.

**Eigenschaften der Silicate.** Die Silicate sind mit Ausnahme des Wasserglases im Wasser unlöslich. Ein Silicat wird mit kohlen-saurem Natron (Soda) in einem Platintiegel zusammengesmolzen. Die Schmelze ist Natronwasserglas, aus welchem Salzsäure Kieselgallerte ausscheidet.

Die Silicate werden beim Zusammenschmelzen mit kohlen-sauren Alkalien zersetzt (aufgeschlossen), indem sich kieselsaure Alkalien (Wassergläser) bilden.

Aus einigen Silicaten scheiden Säuren beim Kochen Kieselgallerte aus.)

### Fünfwertige Elemente.

Stickstoff, Phosphor.

**Stickstoff** (Nitrogenium)

Symbol: N, Atomgew. = 14. Molekül =  $\text{N}_2$ .  
(Siehe Seite: 24.)

**Ammoniak:**  $\text{NH}_3$  (siehe Seite 58).

**Salpetersäure** =  $\text{HNO}_3$ .

**Darstellung.** In einer Retorte werden 101·3 Gewichtstheile Salpeter, entsprechend 1 Molekül ( $\text{K} + \text{N} + \text{O}_3 = 39·3 + 14 + 3 \cdot 16 = 101·3$ ) mit 98

Gewthl. Schwefelsäure ( $H_2 + S + O_4 = 2 + 32 + 4 \cdot 16 = 98$ ) vorsichtig erhitzt. Die aufsteigenden Dämpfe werden in einer kaltgehaltenen Vorlage zu einer farblosen Flüssigkeit, der Salpetersäure, verdichtet.

Nimmt man für dieselbe Menge Schwefelsäure doppelt so viel Salpeter und erhitzt stärker, so erhält man eine braunrothe an der Luft rauchende Flüssigkeit, die **rothe, rauchende Salpetersäure**. Die rothe Farbe rührt von rothbraunen gasförmigen Zersetzungsproducten der Salpetersäure her, die sich in letzterer auflösen.

**Eigenschaften.** Die Salpetersäure ist eine farblose, an der Luft schwach rauchende, stechend riechende Flüssigkeit. Blaues Lackmuspapier wird von ihr stark geröthet, Tuch, Seide dauernd gelb gefärbt, Leinwand nicht.

**Thierische Gewebe, sowie die Haut werden von Salpetersäure gelb gefärbt.**

Mit Wasser gemischt erwärmt sie sich bedeutend. Werden Salpetersäuredämpfe durch rothglühende Röhren geleitet, so zerfällt die Säure in Stickstofftetroxyd, Sauerstoff und Wasser.  $2 HNO_3 = N_2O_4 + O + H_2O$ .

Dieselbe Zersetzung wird durch längeres Einwirken von directem Sonnenlichte bewirkt. Das freigewordene Stickstofftetroxyd färbt die Säure gelblich. Aus einer, mit Salpetersäure vollgefüllten, gut verschlossenen Flasche, die dem Lichte ausgesetzt ist, vermag der entwickelte Sauerstoff nicht zu entweichen, so dass Explosion eintreten kann.

Wird Schwefel mit Salpetersäure erhitzt, so kann in der Lösung Schwefelsäure nachgewiesen werden. — Glühende Kohle wird durch Salpetersäure zu Kohlendioxyd oxydiert. Auch Phosphor entreißt dieser Säure einen Theil ihres Sauerstoffes. — Wird Kupfer mit concentrirter Salpetersäure übergossen, so entwickeln sich rothbraune Dämpfe von Stickstofftetroxyd.

**Die Salpetersäure ist eine wenig beständige Verbindung, welche leicht einen Theil ihres Sauerstoffes abgibt und deshalb als kräftiges Oxydationsmittel dient.**

In einer Porzellanschale befinden sich etwa 5<sup>cc</sup> rother, rauchender Salpetersäure. Dazu schüttet man vorsichtig aus einer an einem langen Stiele befestigten Proberöhre etwa 2<sup>cc</sup> Terpentinöl. Die Salpetersäure zersetzt sich unter Explosion.

Indigolösung, mit Salpetersäure versetzt, färbt sich gelblich.

**Salpetersäure wirkt auf viele organische Substanzen kräftig oxydierend ein. Die Entfärbung oder Farbenveränderung ist eine häufige Folge dieser Oxydation.**

Eine Legierung (Verbindung zweier oder mehrerer Metalle unter einander) von Gold und Silber wird in Salpetersäure geworfen. Silber löst sich, Gold nicht. Die Salpetersäure scheidet die zwei Metalle von einander und wird daher auch Scheidewasser genannt.

**Vorkommen.** Die Salpetersäure findet sich in der Natur mit Metallen verbunden in der Gestalt von salpetersauren Salzen (**Nitrate**).

**Anwendung** Zur Fabrication von Schwefelsäure, verschiedenen Sprengstoffen (Nitrokörper), salpetersauren Salzen, in der Färberei

und Zeugdruckerei, als Lösungsmittel vieler Metalle, zur Bereitung von Königswasser.

### Königswasser.

So heißt eine Mischung von Salpetersäure und Salzsäure in verschiedenen Verhältnissen, häufig 1 Theil Salpetersäure und 2 Theile Salzsäure. Die meisten jener Metalle, welche sich in einfachen Säuren nicht lösen, lösen sich in dieser Mischung; namentlich Gold und Platin.

Gold, der König der Metalle; daher der Name Königswasser.

Die auflösende Wirkung dieser Mischung rührt von dem Chlor her, welches durch die wechselseitige Wirkung der 2 Säuren in Freiheit gesetzt wird, nach der Gleichung:  $2\text{HCl} + 2\text{HNO}_3 = 2\text{H}_2\text{O} + \text{N}_2\text{O}_4 + \text{Cl}_2$ .

**Eigenschaften der Nitrate.** Die salpetersauren Salze werden Nitrate genannt. Die Nitrate sind im Wasser meist löslich, beim Erhitzen zersetzen sie sich unter Abgabe von Sauerstoff, sind daher gute Oxydationsmittel. — Man wirft etwas Kalinitrat ( $\text{KNO}_3$ ) auf glühende Kohlen. Der Salpeter verpufft, indem die Kohle auf Kosten des Sauerstoffes des Salpeters unter lebhaftem Funkenprühen verbrennt.

**Auf glühende Kohlen geworfen, verpuffen die Nitrate.**

Die Lösung eines salpetersauren Salzes entfärbt bei Zusatz von etwas concentrirter Schwefelsäure verdünnte Indigolösung. Die Schwefelsäure dient hier zum Freimachen der Salpetersäure.

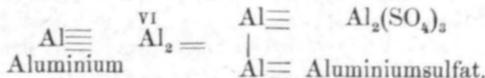
### Basicität der Säuren.

$\text{HCl}$ ,  $\text{H}_2\text{SO}_3$ ,  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{H}_3\text{BoO}_3$ ,  $\text{H}_4\text{SiO}_4$ ,  $\text{HNO}_3$ . Jede Säure enthält Wasserstoff, welcher durch Metall ersetzt werden kann.

Eine Säure ist 1, 2, 3 . . . n basisch, wenn sie 1, 2, 3 . . . n Atome Wasserstoff enthält, welche durch Metallatome ersetzt werden können.

Es sind daher  $\text{HCl}$ ,  $\text{HNO}_3$  1basisch;  $\text{H}_2\text{SO}_3$ ,  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{H}_2\text{CO}_3$  2basisch;  $\text{H}_3\text{BoO}_3$  3basisch;  $\text{H}_4\text{SiO}_4$  4basisch.

$\text{NaHCO}_3$ ,  $\text{Na}_2\text{CO}_3$ ,  $\text{CaCO}_3$ ,  $\text{CuSO}_4$ ,  $\text{KNO}_3$ ,  $\text{Bi}(\text{NO}_3)_3$ ,  $\text{KHSO}_4$ ,  $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$ .



Wenn Säuren sich mit Metallen zu Salzen vereinigen, so ist die Anzahl der Verbindungseinheiten der Metallatome gleich der Anzahl der ausgetretenen Wasserstoffatome.

### Säureanhydrite.

$2\text{HNO}_3 - \text{H}_2\text{O} = \text{N}_2\text{O}_5$ ;  $\text{N}_2\text{O}_5 =$  Salpetersäureanhydrit oder Stickstoff-pentoxyd.

$\text{H}_2\text{CO}_3 - \text{H}_2\text{O} = \text{CO}_2$ ;  $\text{CO}_2 =$  Kohlensäureanhydrit oder Kohlendioxyd.

$\text{H}_2\text{SO}_4 - \text{H}_2\text{O} = \text{SO}_3$ ;  $\text{SO}_3 =$  Schwefelsäureanhydrit od. Schwefeltrioxyd.

$2\text{H}_3\text{BoO}_3 - 3\text{H}_2\text{O} = \text{B}_2\text{O}_3$ ;  $\text{B}_2\text{O}_3 =$  Borsäureanhydrit oder Bortrioxyd.

$\text{H}_4\text{SiO}_4 - 2\text{H}_2\text{O} = \text{SiO}_2$ ;  $\text{SiO}_2 =$  Kieselsäureanhydrit od. Siliciumdioxyd.

Tritt aus einer Säure der Wasserstoff mit Sauerstoff in der Form von Wasser, so bleibt eine wasserfreie Verbindung zurück, die deshalb auch Anhydrit genannt wird.

**Phosphor** (phos = Licht, phoros = Träger).

Symbol = P; Atomgew. = 31; Molekül = 4 Atome =  $P_4$ .

Der Phosphor wird aus weißgebrannten Knochen, welche zu  $\frac{4}{5}$  aus phosphorsaurem Kalke bestehen, durch Behandlung derselben mit Schwefelsäure und Glühen mit Kohle gewonnen. Die überdestillierenden Phosphordämpfe verdichten sich unter warmem Wasser zu einer Flüssigkeit, die durch Filtration oder Destillation gereinigt und dann in Stangenformen gegossen wird, in denen sie erstarrt.

**Eigenschaften.** Der gewöhnliche Phosphor ist ein durchscheinender, farbloser oder gelblicher Körper, so weich wie Wachs und mehr oder weniger biegsam. Eine sehr geringe Menge Schwefel macht ihn hart und brüchig. Er hat einen eigenthümlichen Geruch (Phosphorgeruch), den manche mit dem des Knoblauchs vergleichen. Der Phosphor schmilzt bei  $44^\circ C$ . und siedet unter Luftabschluss erhitzt bei  $290^\circ C$ . Der Phosphordampf ist farblos. Der Phosphor verbindet sich bei gewöhnlicher Temperatur langsam unter schwacher Licht- und Wärmeentwicklung mit dem Sauerstoffe der Luft zu Phosphortrioxyd ( $P_2O_3$ ), welches als weißer Dampf emporsteigt. Von seinem Leuchten im Dunkeln hat er den Namen erhalten.

Ein Stückchen Phosphor wird in einer tubulierten Glasglocke mit einem kalten Drahte auf einer rauhen Unterlage gerieben oder mit einem etwa bis auf  $60^\circ C$ . erwärmten Drahte berührt. Der Phosphor entzündet sich und verbrennt unter starker Licht- und Wärmeentwicklung zu einer weißen, lockeren, flockigen Masse, dem Phosphor-pentoxyd ( $P_2O_5$ ) oder **Phosphorsäureanhydrit**.

**Der Phosphor oxydiert und entzündet sich leicht an der Luft.**

Zum Entzünden genügt eine Temperatur von etwa  $60^\circ C$ . Wegen seiner hohen Oxydationsfähigkeit und leichten Entzündlichkeit muss er unter kaltem Wasser aufbewahrt werden, in welchem er unlöslich ist und sich mehr oder weniger spröde zeigt. Hat man den Phosphor zu schneiden, so muss dies unter Wasser geschehen. Wenn Phosphor längere Zeit unter Wasser aufbewahrt wird, so bildet sich auf demselben eine undurchsichtige Rinde.

In einem Kölbchen wird Phosphor unter Wasser geschmolzen und über denselben durch eine Glasröhre oder der größeren Sicherheit wegen durch eine Messingröhre, die bis auf den Boden des Kölbchens führt, ein ununterbrochener Strom von Sauerstoffgas geleitet. Der Phosphor entzündet sich und verbrennt unter Wasser.

Der Phosphor ist schwierig löslich in Alkohol und Äther, leicht löslich in Schwefelkohlenstoff.

Filtrierpapier, mit einer Lösung von Phosphor in Schwefelkohlenstoff getränkt, entzündet sich bald von selbst.

**Je feiner die Vertheilung des Phosphors, desto größer seine Entzündlichkeit. Fein vertheilter Phosphor entzündet sich von selbst.**

Der gewöhnliche Phosphor ist giftig. In den Magen und in das Blut gebracht, kann er den Tod herbeiführen. Phosphordämpfe wirken eingeathmet ebenfalls giftig, indem sie Auflockerung und gänzliche Zerstörung der Kieferknochen veranlassen (Phosphornekrose), welcher Krankheit die in Zündhölzchenfabriken arbeitenden Personen ausgesetzt sind.

**Amorpher oder rother Phosphor.** In Kohlensäuregas oder Wasserstoffgas längere Zeit auf 230° C. erhitzt, wandelt sich der Phosphor in ein carminrothes Pulver, den amorphen Phosphor um.

Eine ähnliche Veränderung erleidet er, wenn man ihn längere Zeit unter Wasser dem Sonnenlichte aussetzt. Er wird dann zuerst weiß, undurchsichtig, dann gelbroth und schließlich rein roth.

Der rothe Phosphor ist ein tief roth gefärbtes, geruchloses, amorphes Pulver, das im Dunkeln nicht leuchtet, beim Reiben sich nicht entzündet und erst bei einer Temperatur von etwa 200° C. zu brennen anfängt. Rother Phosphor löst sich in Schwefelkohlenstoff nicht auf, hat ein etwas höheres spezifisches Gewicht und soll nicht giftig sein. Wird rother Phosphor in einer sauerstofffreien Atmosphäre bis über 260° C. erhitzt, so geht er wieder in gewöhnlichen Phosphor über.

### **Der Phosphor ist ein allotroper Körper.**

**Vorkommen.** Der Phosphor findet sich als solcher in der Natur nicht vor, an andere Elemente gebunden bildet er im Mineralreiche die sehr verbreiteten phosphorsauren Salze (Apatit, Phosphorit, Buntbleierz). Der Phosphor bildet einen Bestandtheil der Pflanzensamen, des Gehirns, des Rückenmarkes, des Harns, des Blutes, der Milch und macht als phosphorsaurer Kalk  $\frac{2}{3}$  der Knochenmasse aus. Aus verwittertem Apatit (phosphorsaurem Kalke) gelangt die Phosphorsäure durch den Ackerboden in die Pflanzen, aus welchen der Phosphor in den Thierorganismus übergeht.)

**Anwendung.** Die wichtigste Anwendung ist die zu Zündhölzchen.

**Zündhölzchenfabrication.** Die in einem Rahmen befestigten Hölzchen werden in geschmolzenen Schwefel und hierauf in die sirupdicke Zündmasse gebracht, welche aus heißem Wasser und einem Gemenge von Gummi, gewöhnlichem Phosphor und sauerstoffreichen Körpern, wie z. B. Salpeter, Braunstein, Kaliumchlorat, Mennige, hergestellt wird. Zuletzt werden die Hölzchen in eigenen Kammern getrocknet.

Bei den schwedischen Zündhölzchen enthalten die Kappen keinen Phosphor. Dafür ist die Reibfläche mit rothem Phosphor imprägniert.

Beim Gebrauche der Zündhölzchen entzündet sich durch das Reiben zuerst der Phosphor. Seine Verbrennungstemperatur vermag den Schwefel und dieser zuletzt das Holz anzuzünden.

Bei schwefelfreien Zündhölzchen ist letzterer durch Stearinsäure oder Paraffin ersetzt.

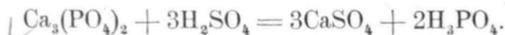
## Phosphorsäuren.

Phosphorsäureanhydrit oder Phosphorpentoxyd ( $P_2O_5$ ) löst sich im Wasser unter Zischen zu einer farblosen, sauren Flüssigkeit, einer Lösung von Metaphosphorsäure oder glasiger Phosphorsäure, auf.



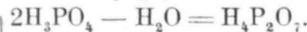
Die **Metaphosphorsäure** ( $HPO_3$ ) ist eine farblose, glasige Masse (glasige Phosphorsäure). Wird Metaphosphorsäure mit Wasser gekocht, so geht sie in

**Gewöhnliche Phosphorsäure** ( $H_3PO_4$ ), auch 3basische Phosphorsäure genannt, über, eine sirupdicke, sauer schmeckende Flüssigkeit, die man im großen aus gepulverten, weiß gebrannten Knochen durch Behandlung mit Schwefelsäure darstellt.



Wird gewöhnliche Phosphorsäure auf  $210^\circ C$ . erhitzt, so verwandelt sie sich unter Wasserverlust in

**Pyrophosphorsäure:**  $H_4P_2O_7$ ;



Die Pyrophosphorsäure ist eine saure, sirupdicke Flüssigkeit. Bis zur schwachen Rothglut erhitzt, verliert sie Wasser und wird zu Metaphosphorsäure.



Die Phosphorsäure ist eine sehr beständige Säure. Sie treibt in der Glühhitze die Schwefelsäure aus, welche aber bei gewöhnlicher Temperatur die Phosphorsäure in Verbindungen ersetzen kann.

Die Salze der Phosphorsäure nennt man **Phosphate**.

**Eigenschaften der Phosphate.** Die neutralen phosphorsauren Salze sind in Wasser meist unlöslich, nur die Phosphate der Alkalimetalle (K, Na,  $NH_4$ ) sind im Wasser löslich.

Gibt man zur Lösung eines Salzes der 3basischen Phosphorsäure Silbernitratlösung, so entsteht ein gelber Niederschlag.

## Benennung der Säuren.

$HClO_4$ = Überchlorsäure-Perchlorsäure	$H_4PO_4$ = Phosphorsäure
$HClO_3$ = Chlorsäure	$H_3PO_3$ = Phosphorige Säure
$HClO_2$ = Chlorige Säure	$H_3PO_2$ = Unterphosphorige Säure.
$HClO$ = Unterchlorige-Hypochlorige Säure	

$HNO_3$  = Salpetersäure

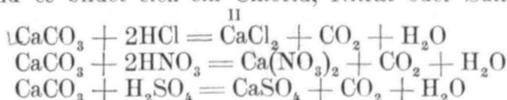
$HNO_2$  = Salpetrige Säure.

Bildet ein Element mit Sauerstoff und Wasserstoff zwei saure Verbindungen, so bezeichnet die Endsilbe „ig“ des Adjectivs die niedrigere Stufe. Bei einer größeren Zahl von sauren Verbindungen desselben

Elementes unterscheidet man noch durch Vorsetzung von hypo (unter) und per (über) die niedrigeren oder höheren Verbindungen.

### Verhalten der Säuren zu einander.

Übergießt man Kreide (kohlen sauren Kalk:  $\text{CaCO}_3$ ) mit  $\text{HCl}$  oder  $\text{HNO}_3$  oder  $\text{H}_2\text{SO}_4$ , so entweicht die Kohlensäure unter Aufbrausen und es bildet sich ein Chlorid, Nitrat oder Sulfat.



Versetzt man Silbernitratlösung ( $\text{AgNO}_3$ ) mit Salzsäure, so fällt ein weißer, käsiger Niederschlag von Chlorsilber zu Boden und Salpetersäure wird frei.



Aus Salpeter ( $\text{KNO}_3$ ) scheidet Schwefelsäure beim Erhitzen Salpetersäure aus und bildet Kaliumsulfat:



Aus einer Baryumchloridlösung fällt Schwefelsäure Baryumsulfat unter Freiwerden von Salzsäure:



Versetzt man die heiße concen trierte Lösung eines Borates z. B. von Borax mit Schwefelsäure oder Salzsäure oder Salpetersäure, so wird Borsäure in Krystallen ausgeschieden.

**Die stärkere Säure ersetzt die schwächere in ihren Verbindungen.**

Glüht man ein Sulfat, Chlorid oder Nitrat mit Borsäure, so bildet sich ein Borat und die frühere Säure wird frei.

Die schwächere Phosphorsäure treibt die stärkere Salpetersäure und Schwefelsäure beim Glühen aus ihren Salzen aus.

Borsäure und Phosphorsäure sind schwache aber wenig flüchtige Säuren.

**Bei höherer Temperatur wird die flüchtige Säure in ihren Salzen durch die minder flüchtige ersetzt.**

## V. Abschnitt.

### Metalle.

Man theilt gewöhnlich alle Elemente auf Grund ihrer physikalischen Eigenschaften ein in Nichtmetalle und in Metalle. Letztere haben sogenannten Metallglanz und sind gute Wärme- und Elektrizitätsleiter. Den Nichtmetallen gehen im allgemeinen diese Eigenschaften ab.

Eine scharfe Grenze kann zwischen diesen 2 Classen der einfachen Körper nicht gezogen werden, es findet vielmehr ein allmählicher Übergang statt.

Mit wenigen Ausnahmen sind Verbindungen zwischen Wasserstoff und Metall nicht bekannt.

**Die Verwandtschaft des Wasserstoffs zu den Metallen ist eine äußerst geringe.**

**Aggregatzustand.** Mit Ausnahme des Quecksilbers sind alle Metalle fest und lassen sich schmelzen. Bei einer hinreichend hohen Temperatur gehen sie in Dampf über.

**Krystallform.** Alle Metalle können krystallisieren. Die Krystallformen gehören meistens dem tesseralen Systeme an.

**Specifisches Gewicht und Härte** der Metalle ist sehr verschieden. Manche sind leichter, das Platin ist 21,5mal schwerer als Wasser. Es gibt so weiche Metalle, dass man sie mit dem Finger kneten kann, während andere so hart sind, dass sie Glas und Stahl ritzen.

**Geschmeidig, hämmerbar, dehnbar, spröde.** Metalle, die unter starkem Drucke ihre Form bleibend verändern, ohne aber dadurch den Zusammenhang ihrer Theilchen zu verlieren, sind **geschmeidig**. Ein geschmeidiges Metall, das sich zu dünnen Platten ausschlagen und strecken lässt, heißt **hämmerbar**. Lässt es sich zu feinen Drähten ausziehen, so ist es **ductil (dehnbar)**. Ein geschmeidiges Metall kann hämmerbar und ductil zugleich sein oder nur eine dieser Eigenschaften besitzen. Gold lässt sich zu äußerst dünnen Blättchen (Blattgold) ausschlagen und zu sehr feinen Drähten ausziehen, Blei ist nur sehr hämmerbar, Eisen nur sehr ductil.

Zerspringt ein Metall bei Anwendung von Druck oder Schlag in kleine Stücke, oder lässt es sich pulvern, so ist es **spröde**.

Die **Festigkeit** ist bei den verschiedenen Metallen sehr verschieden. Während z. B. 250 Kgr. einen Eisendraht von 2<sup>mm</sup> Dicke zerreißen, bringen bei einem ebenso dicken Bleidrahte schon 12 Kgr. dieselbe Wirkung hervor.

**Vorkommen.** Wenn ein Metall im unverbundenen Zustande in der Natur sich findet, so nennt man es **gediegen**. Von der großen Zahl der Metalle finden sich aber nur wenige im gediegenen Zustande vor z. B. Gold, Silber, Kupfer.

**Erze** sind in der Natur vorkommende Verbindungen, die im allgemeinen aus Metall und anderen Elementen bestehen.

**Legierungen.** Die Verbindungen der Metalle unter einander heißen Legierungen. Ist der eine Bestandtheil einer Legierung Quecksilber, so nennt man eine solche Legierung **Amalgam**.

Die Legierungen zeigen metallischen Charakter und ihre Eigenschaften sind im allgemeinen das Mittel der Eigenschaften ihrer Bestandtheile. So liegt der Schmelzpunkt einer Legierung gewöhnlich zwischen den Schmelzpunkten der sie zusammensetzenden Metalle. Die Legierung ist im allgemeinen härter als die einzelnen Metalle.

**Gewinnung der Metalle.** Die Metallurgie lehrt, wie die Metalle im reinen Zustande aus ihren Verbindungen dargestellt werden. Sie umfasst theils mechanische, theils chemische Prozesse und Operationen, welche sich nach der Natur des Erzes und des zu gewinnenden Metalles richten. Sie werden daher in ihren Einzelheiten verschieden sein, doch lassen sich gewisse, allgemeine Grundzüge nicht verkennen.

**1. Durch Schlämmen und Amalgamieren.** Im Gestein oder Sande gediegen, aber fein vertheilt sich findende Metalle (Gold, Platin) gewinnt man in folgender Weise: Das Gestein, in welchem das Metall eingesprengt ist, wird zu Mehl gepocht. Durch Schlämmen des Mehles oder des metallreichen Sandes befreit man das Metall zum großen Theil vom Gestein. Die Schlammproducte werden mit Quecksilber amalgamiert. Beim Erhitzen des Amalgams destilliert Quecksilber über, das Metall bleibt zurück.)

**2. Durch Ausschmelzen.** Manche Metalle (Wismut) werden aus dem Gestein ausgeschmolzen.

**3. Aus den Oxyden.** Hat man aus den Oxyden die Metalle auszubringen, so ist eine sehr allgemeine Methode die Reduction derselben durch Kohle bei einer sehr hohen Temperatur. Der Kohlenstoff oxydiert sich auf Kosten des Sauerstoffs der Oxyde zu Kohlensäure, die entweicht, während das Metall als solches zurück bleibt. Gewöhnlich wird bei Anwendung dieser Methode das Erz in eigenen Öfen, den Hochöfen, abwechselnd mit Kohle geschichtet und ausgeschmolzen.

**4. Aus Schwefelverbindungen.** (Kiesen, Blenden, Glanzen.) Soll aus Schwefelverbindungen das Metall gewonnen werden, so werden die Erze an der Luft erhitzt (**geröstet**). Der Sauerstoff der Luft verbindet sich theils mit Schwefel zu Schwefeldioxyd, das entweicht, theils mit dem Metalle zu Metalloxyd, welches man durch Kohle reducirt.

**5. Aus den Chloriden.** Manche Metalle erhält man aus ihren Chlorverbindungen, indem man diese mit Natrium (Na) zusammenschmilzt, welches sich mit dem Chlor zu Chlornatrium vereinigt.

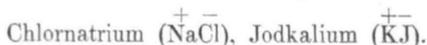
## Salze.

### Haloïdsalze, Sauerstoffsalze (Oxysalze) und Sulfosalze.

Säuren sind Verbindungen von Wasserstoff mit einem elektronegativen Bestandtheile. Ist der elektronegative Bestandtheil einer Säure ein Halogen (Cl, J, Br) oder Fluor, so wird eine solche Säure **Wasserstoffsäure** genannt.



Diese Säuren geben die **Haloïdsalze**, z. B.



Der elektronegative Bestandtheil kann auch zusammengesetzt sein. Besteht derselbe aus einem elektronegativen Elemente und Sauerstoff, so heißen diese Säuren **Sauerstoffsäuren**, z. B.



Aus solchen Säuren entstehen **Sauerstoffsalze** oder **Oxysalze**, z. B. Bleisulfat ( $\text{PbSO}_4$ ), Kaliumnitrat ( $\text{KNO}_3$ ), Baryumchromat ( $\text{BaCrO}_4$ ).

Säuren, deren elektronegativer Bestandtheil aus einem elektronegativen Elemente und Schwefel besteht, heißen **Sulfosäuren**.

$\overline{\text{H}_2\text{CS}_3}$  = Sulfokohlensäure,  $\overline{\text{H}_3\text{AsS}_3}$  = Sulfarsensäure. Diese Säuren geben die **Sulfosalze**, (z. B. Kaliumsulfocarbonat ( $\text{K}_2\text{CS}_3$ ), Natriumsulfarsenat ( $\text{Na}_3\text{AsS}_4$ )).

### Sauerstoffbasen (Oxybasen), Schwefelbasen (Sulfobasen).

Die meisten Oxyde der Metalle (basische Oxyde) geben mit Wasser Basen oder Hydroxyde, z. B.  $\text{K}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O} = 2\text{KOH}$  (Kaliumhydroxyd).  $\text{CaO} + \text{H}_2\text{O} = \text{CaH}_2\text{O}_2$  (Calciumhydroxyd).  $\text{Al}_2\text{O}_3 + 3\text{H}_2\text{O} = \text{Al}_2\text{H}_6\text{O}_6 = \text{Aluminiumhydroxyd}$ .

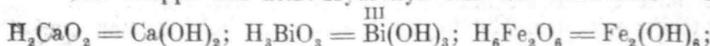
Man kann die Metallhydroxyde als Wasserstoffverbindungen eines elektropositiven Elementes (Metalles) mit Sauerstoff ansehen. Man nennt solche Basen **Sauerstoffbasen** oder **Oxybasen**, z. B.  $\overline{\text{HKO}}$  = Ätzkali (Kaliumhydroxyd),  $\overline{\text{H}_2\text{CaO}_2}$  = Calciumhydroxyd,  $\overline{\text{H}_2\text{BiO}_3}$  = Wismuthydroxyd.

Wird in den Metallhydroxyden der Sauerstoff durch Schwefel vertreten, so erhält man **Schwefelbasen** oder **Sulfobasen**, z. B.

$\overline{\text{HKS}}$  = Kaliumsulfhydrat,  $\overline{\text{HNaS}}$  = Natriumsulfhydrat.

In den Hydroxyden ist die Anzahl der Wasserstoffatome gleich der Anzahl der Sauerstoffatome.

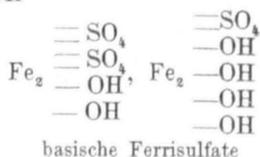
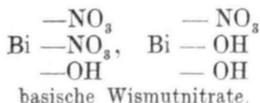
Die Gruppe OH heißt Hydroxyl. Man hat dann  $\text{HKO} = \text{K}(\text{OH})$ ;



**Basische Salze.**  $\overline{\text{Pb}(\text{OH})_2} = \text{Pb} \begin{array}{c} \text{—OH} \\ \text{—OH} \end{array} = \text{HO—Pb—OH} = \text{Blei-} \\ \text{hydroxyd. } \text{Pb} \begin{array}{c} \text{—NO}_3 \\ \text{—OH} \end{array} \text{ oder } \text{NO}_3 \text{—Pb—OH} = \text{basisch salpetersaures Blei}$

oder basisches Bleinitrat. Dieser Körper ist, wie schon die Schreibweise andeutet, theils Salz, theils Base, was in seiner Benennung ausgedrückt wird.

**Basische Salze sind Metallhydroxyde, in denen die Hydroxyde theilweise durch negative Atomgruppen von Sauerstoffsäuren ersetzt sind,** z. B.  $\text{Pb} \begin{matrix} \text{---NO}_3 \\ \text{---OH} \end{matrix}$



**Benennung der Salze.** 1. Kaliumsulfat ( $\text{K}_2\text{SO}_4$ ), Calciumnitrat ( $\text{Ca}[\text{NO}_3]_2$ ), Natriumsulfid ( $\text{Na}_2\text{S}$ ),  $\text{KNO}_2 =$  Kaliumnitrit,  $\text{KNO}_3 =$  Kaliumnitrat. Man gibt dem lateinischen Namen der sauerstoffreicheren Säure die Endung „at“, der sauerstoffärmeren die Endung „it“ und hängt diese so gebildeten Hauptwörter unmittelbar an die Namen der Metalle an.

$\text{KClO}_4 =$  Kaliumperchlorat,  $\text{NaClO} =$  Natriumhypochlorit.

Bei einer größeren Zahl von sauren Verbindungen desselben Elementes unterscheidet man noch durch Vorsetzung von hypo (unter) und per (über) Salze von nieder und höher oxydierten Sauerstoffsäuren.

1.  $\text{FeSO}_4 =$  Ferrosulfat,  $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 =$  Ferrisulfat,  $\text{Cu}_2\text{Cl}_2 =$  Cuprochlorid,  $\text{CuCl}_2 =$  Cupridchlorid. Bestehen für ein Metall 2 Reihen Salze, so hängt man zur Bezeichnung der Oxydulverbindungen ein o, der Oxydverbindungen aber ein i an den Stamm des lateinischen Namens des Metalls an.

2.  $\text{K}_2\text{SO}_4 =$  schwefelsaures Kali,  $\text{KNO}_3 =$  salpetersaures Kali,  $\text{FeSO}_4 =$  schwefelsaures Eisenoxydul,  $\text{NaClO} =$  unterchlorigsäures Natron.

Nach der älteren Bezeichnungsweise denkt man sich Säure und Base als Bestandtheile des Salzes und setzt dem entsprechend die Säure als Beiwort vor die Base.

3.  $\text{KNO}_3 =$  salpetersaures Kalium,  $\text{CaSO}_4 =$  schwefelsaures Calcium,  $\text{NaClO}_3 =$  chlorsaures Natrium.

Die Säure wird als Beiwort vor den Namen des Metalles gesetzt. Diese Art der Benennung passt sich mehr dem Satze an: Salze sind Säuren, in denen der Wasserstoff durch Metall ersetzt ist.

4.  $\text{Na}_2\text{HPO}_4 =$  Natriummonohydrophosphat,  $\text{NaH}_2\text{PO}_4 =$  Natriumdihydrophosphat,  $\text{KHCO}_3 =$  Kaliumhydrocarbonat,  $\text{NaHSO}_4 =$  Natriumhydro-sulfat.

Bei sauren Salzen setzt man zwischen den Namen des Metalles und der Säure die Worte monohydro, dihydro u. s. w., je nachdem 1, 2, . . . n Wasserstoffe durch Metall unersetzt bleiben. Ist die salz-bildende Säure 2basisch, so bleibt das Wort „mono“ weg.

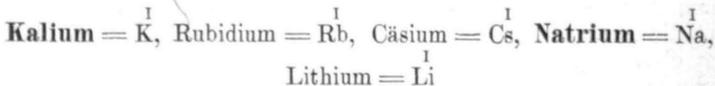
## Eintheilung der Metalle.

Je nach der Eigenschaft, welche bei der Eintheilung berücksichtigt wird, fällt die Gruppierung verschieden aus. Mit Zugrundelegung des spezifischen Gewichtes unterscheidet man:

1. Leichte Metalle
  - a) Metalle der Alkalien
  - b) Metalle der alkalischen Erden
  - c) Metalle der eigentlichen Erden.
2. Schwere Metalle
  - a) unedle Metalle
  - b) edle Metalle.

### Leichte Metalle.

#### Metalle der Alkalien.



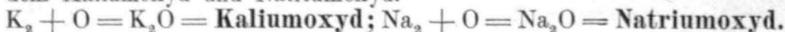
#### Kalium und Natrium.

Atomgew. des Kaliums = 39·3, spec. Gewicht = 0·865; Atgw. des Na = 23, spec. Gew. = 0·972.

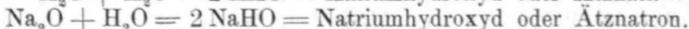
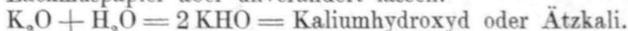
Kalium und Natrium sind bei gewöhnlicher Temperatur weich wie Wachs, in der Kälte spröde, auf frischen Schnittflächen silberweiß.

Dünne Scheibchen von Kalium und Natrium werden der Einwirkung der Luft überlassen. Sofort verschwindet der Metallglanz, die Scheibchen werden weiß und zerfließen schließlich an feuchter Luft.

Kalium und Natrium werden in Porzellanschälchen bis zum Entzünden erhitzt. Die Metalle verbrennen zu grauweißen, festen Körpern, dem Kaliumoxyd und Natriumoxyd.

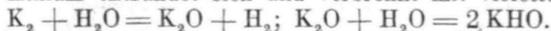


Diese Oxyde, auch Alkalien genannt, lösen sich im Wasser zu laugenhaft und ätzend schmeckenden Flüssigkeiten (Kalilauge, Natronlauge), die rothes Lackmuspapier bläuen und Curcumapapier bräunen, blaues Lackmuspapier aber unverändert lassen.



**Kaliumhydroxyd** und **Natriumhydroxyd** sind feste, weiße, krystallinische Massen, die sich in Wasser sehr leicht zu **Kalilauge** und **Natronlauge** lösen. Die Laugen werden in der Seifensiederei gebraucht, Ätzkali und Ätznatron als Ätzmittel in der Medicin und Chirurgie.

Auf Wasser von gewöhnlicher Temperatur wirft man etwas Kalium. Das Kalium entzündet sich und verbrennt mit violetter Flamme.



Das Kalium entzieht dem Wasser den Sauerstoff unter so großer Temperaturerhöhung, dass der frei gewordene Wasserstoff sich entzündet. **Die Wasserstoffflamme wird vom beigemischtem Kaliumdampfe violett gefärbt.**

Natrium entzündet sich erst auf warmem Wasser. **Die Wasserstoffflamme ist vom Natriumdampfe gelb gefärbt.**



Da Kalium und Natrium sich an der Luft rasch oxydieren, und sauerstoffhaltigen Flüssigkeiten den Sauerstoff entziehen, so werden sie in sauerstofffreien Flüssigkeiten, z. B. Steinöl aufbewahrt.

**Vorkommen des Kaliums.** Das Kalium findet sich in allgemein verbreiteten Mineralien wie z. B. im Feldspat und Glimmer, welche durch Verwitterung das Kalium in löslichen Verbindungen an den Ackerboden abgeben, der dieselben aufsaugt und aus dem die Pflanzen mit ihren Wurzeln ihre Nahrungstoffe, darunter auch das Kalium, nehmen. Mit den Pflanzen gelangt dieses Metall in den Thierorganismus, in dem es auch im Blute vorkommt. Aus dem Thierorganismus wird es in den Excrementen theilweise wieder ausgeschieden. Aus den letzteren, sowie aus verwesenden Pflanzen und Thierkörpern nehmen es die Pflanzen wieder unter Vermittelung des Ackerbodens auf.

**Vorkommen des Natriums.** Nur in Verbindung mit anderen Elementen. Es kommt mit Chlor verbunden als Chlornatrium fast in allen Mineralwässern vor und macht einen Hauptbestandtheil der festen Bestandtheile der Salzquellen und des Meerwassers aus. Natrium ist im Natronfeldspat und in der Asche der Strand- und Seepflanzen enthalten.

## Kalium- und Natriumsalze.

### Carbonate.

**Kaliumcarbonat:**  $\text{K}_2\text{CO}_3$ . **Gewinnung.** Durch Glühen von Weinstein und Abdampfen der Lauge zur Trockene.

**Eigenschaften.** Ein weißer, fester Körper, an der Luft zerfließlich, im Wasser leicht löslich. Die Lösung reagiert alkalisch.

**Pottasche.** Die Pottasche ist ein Gemenge aus Kaliumcarbonat, welches den Hauptbestandtheil ausmacht, Kaliumsilicat und Chlorkalium.

**Gewinnung.** Durch Auslaugen von Pflanzenasche, namentlich Holzasche und Abdampfen der Lauge bis zur Trockene. Die zurückbleibende, weißlichgraue Masse ist die **rohe Pottasche**, welche durch Glühen zur weißen **calcinierten Pottasche** wird, aus der man durch Auflösen in möglichst wenig Wasser und Eindampfen der Lösung zur Krystallisation die **gereinigte Pottasche** erhält.

**Anwendung.** In der Seifensiederei und Glasfabrication, zum Waschen und Bleichen.

**Natriumcarbonat = kohlen-saures Natron = Soda:**  $\text{Na}_2\text{CO}_3$ .

**Gewinnung.** Durch Zusammenschmelzen von Natriumsulfat (Glaubersalz) mit Calciumcarbonat und Kohle, Auslaugen der Schmelze und Abdampfen der Lauge zur Krystallisation. Das Natriumsulfat erhält man durch Zersetzen des Kochsalzes mit Schwefelsäure.

**Eigenschaften.** Die Soda krystallisiert in großen, farblosen, schieferhombischen Krystallen mit Krystallwasser. An der Luft oder beim Erhitzen verliert sie dasselbe (verwittert) und bildet dann ein weißes Pulver. Die Soda ist im Wasser löslich und schmeckt laugenhaft.

**Vorkommen.** Natriumcarbonat wittert an mehreren Orten des Erdbodens aus, wie in Ungarn, Egypten, Mexiko. Solche natürlich vorkommende Soda führt verschiedene Namen, wie Trona, Urao. Auch die Asche mancher Strandpflanzen besteht zum Theil aus Natriumcarbonat und erscheint unter verschiedenen Namen, wie Barilla-, Kelp-, Varec-Soda.

**Anwendung.** Zur Seifen- und Glasfabrication, in der Bleicherei und Färberei, zum Waschen.

**Natriumhydrocarbonat oder Natriumbicarbonat:**  $\text{NaHCO}_3$  ist ein Bestandtheil vieler Säuerlinge und Stahlquellen, der Brausepulver und findet vorzugsweise in der Medicin Anwendung.

## ( Nitrate.

**Kaliumnitrat oder Kalisalpeter oder salpetersaures Kali oder schlechthin Salpeter:**  $\text{KNO}_3$ . Das salpetersaure Kali bildet farblose, säulenförmige Krystalle, die kühlend schmecken, sich im Wasser leicht lösen, bei  $350^\circ \text{C}$ . zu einer dünnen Flüssigkeit schmelzen und noch höher erhitzt, unter Abgabe von Sauerstoff sich gänzlich zersetzen.

Auf glühenden Kohlen verbrennt der Salpeter unter lebhaftem Funkensprühen mit violetterm Lichte. — Eine sehr kleine Menge, etwa eine kleine Messerspitze voll, eines Gemenges von 3 Theilen Salpeter, 2 Thl. trockenem Kaliumcarbonat und 1 Theil Schwefel, explodiert beim Erhitzen in einem eisernen Löffel unter äußerst heftigem Knalle (Knallpulver). Desgleichen ein Gemenge von Salpeter, Schwefel und Kohle.

Der Salpeter gibt den Sauerstoff leicht ab, ist daher ein kräftiges Oxydationsmittel.

**Brennbare Körper, wie Kohle, Schwefel, Phosphor etc. verbrennen auf Kosten des Sauerstoffes des Salpeters unter Verpuffen mit lebhafter Licht- und Wärmeentwicklung.**

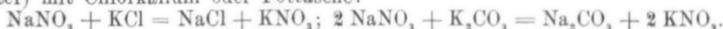
**Vorkommen und Bildung.** Der Salpeter trinkt in Lösung in gewissen Gegenden von Indien, Egypten, Persien, Spanien und Ungarn den Boden und blüht an seiner Oberfläche in Krystallnadeln aus.

Stickstoffhaltige Thierstoffe geben beim Faulen und Verwesens Ammoniak, welcher sich durch den Sauerstoff der Luft zu Salpetersäure oxydiert. Die Salpetersäure bindet die im Boden enthaltenen

Basen, worunter namentlich Kali und Kalk, zu Nitraten. Dieser Entstehungsweise gemäß findet sich der Salpeter gemengt mit Calciumnitrat (Mauersalpeter) in Kellern, an feuchten Mauern, in Mauerschutt.

**Gewinnung.** Aus dem natürlich vorkommenden Salpeter erhält man das reine Salz durch Auslaugen und Abdampfen der Lauge zur Krystallisation.

Durch Umsetzung des natürlich vorkommenden Natriumnitrats (Chilisalpeter) mit Chlorkalium oder Pottasche:



Chlornatrium und Natriumcarbonat werden vom Salpeter auf Grund des verschiedenen Löslichkeitsgrades durch Krystallisation getrennt.

**Anwendung.** In der Medicin und Feuerwerkskunst, zur Fabrication von Glas, Salpetersäure und Schießpulver.

### ◁ Schießpulver.

Ist ein inniges Gemenge aus Salpeter, Schwefel und Holzkohle, und zwar entfallen auf 100 Theile Pulver: 75 Theile Salpeter, 12 Thl. Schwefel und 13 Thl. Kohle. Die Wirkung des Schießpulvers beim Entzünden beruht darauf, dass die vorher festen Körper zum Theil in gasförmige übergehen und dann ein etwa 300mal größeres Volumen als früher einnehmen. Zur Gasbildung trägt am meisten die Kohle bei, während der Schwefel mehr zur Förderung der Verbrennung dient.

Die Zersetzung des Pulvers bei seinem Abbrennen kann man sich nach folgender Formelgleichung denken:



Die Form des Pulvers richtet sich nach seiner Verwendung. Jagdpulver ist feinkörnig, Geschützpulver grobkörnig und Sprengpulver zackig.

**Natriumnitrat oder Natronsalpeter:**  $\text{NaNO}_3$  findet sich in großer Menge an der Grenze von Peru und Chile (Chilesalpeter). Er bildet große, würfelnähnliche Krystalle, welche aus der Luft ziemlich leicht Wasser anziehen und sich deshalb zur Fabrication von Schießpulver nicht eignen.

### ◁ Chloride.

**Chlorkalium:**  $\text{KCl}$  ist ein Bestandtheil des Meerwassers, der Salzsolen, der Asche der Pflanzen und der thierischen Flüssigkeiten und Gewebe und findet sich als Mineral (Sylvin) in manchen Salzlagern.

**Chlornatrium:**  $\text{NaCl}$  (siehe Mineralogie) wird als Nahrungs- und Conservierungsmittel, zur Erzeugung von Soda, Glasuren, Glas, Salzsäure und zu Kältemischungen gebraucht.

### ◁ Chlorate.

**Kaliumchlorat**  $\text{KClO}_3$ , Farblose, tafelförmige, perlmutterglänzende, im Wasser lösliche Krystalle, die beim gelinden Erwärmen ohne Zersetzung schmelzen, bei starker Hitze aber allen Sauerstoff abgeben:  $2 \text{KClO}_3 = 2 \text{KCl} + \text{O}_2$ . Die Sauerstoffabgabe wird durch Zusatz von Braunstein beschleunigt.

Beim Zusammenreiben einiger Körnchen von trockenem chloresaurem Kali mit Schwefelblumen in einer Reibschale erfolgen peitschenknallähnliche Explosionen.

Ein Gemenge von fein gepulvertem Kaliumchlorat, Schwefelblumen und fein gepulverte Holzkohle (Vorsicht beim Mengen) verbrennt angezündet wie Schießpulver ohne Explosion.

Dasselbe geschieht, wenn man auf ein Gemenge von fein gepulvertem Kaliumchlorat und Zucker einige Tropfen Schwefelsäure fallen lässt.

In ein Kelchglas bringt man Wasser, etwas krystallisiertes Kaliumchlorat und ein Stückchen Phosphor. Hierauf lässt man mittelst einer Pipette conc. Schwefelsäure zufließen, es entwickelt sich ein grünlichgelbes Gas, die Unterchlorsäure ( $\text{Cl}_2\text{O}_4$ ), welche den Phosphor entzündet, der mit glänzendem Lichte unter Wasser fortbrennt.

**Kaliumchlorat oder andere chloresaure Salze zersetzen sich mit brennbaren Körpern, wie z. B. Kohle, Schwefel, Phosphor, Zucker oder anderen organischen Substanzen erwärmt, zusammengerieben oder gestoßen, unter heftiger Explosion.**

### Silicate.

**Kaliumsilicat und Natriumsilicat (Kali- und Natronwasserglas).** Kieselerde mit Pottasche oder Soda zusammengeschmolzen, giebt eine glasartige, im Wasser lösliche Masse von Kaliumsilicat oder Natriumsilicat. Die Wasserglaslösung bildet auf Gegenstände, wie Leinwand, Holz, Tapeten gestrichen, beim Eintrocknen einen glasartigen Überzug, hindert dadurch den Luftzutritt und schützt somit die betreffenden Gegenstände vor dem Verbrennen, nicht aber vor dem Verkohlen.

### Borate.

**Natriumborax oder Borax.**  $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 + 10\text{H}_2\text{O}$  findet sich in einigen Seen Thibets und Chinas, dann in Californien. Der natürliche Borax wird **Tinkal** genannt.

**Gewinnung.** Borsäurelösung wird mit Sodalösung abgesättigt und dann zur Krystallisation eingedampft.

**Eigenschaften.** Farblose, durchsichtige Krystalle, die an der Luft etwas verwittern, im heißen Wasser leichter als im kalten löslich sind, beim Erhitzen sich zuerst unter starker Volumszunahme schwammig aufblähen, dann aber zu einem farblosen Glase schmelzen.

Man taucht Boraxperlen in Lösungen von Kobaltnitrat, Kupfervitriol, Nickelnitrat, Manganvitriol, Chromsäure und glüht hierauf die Perlen. Kobalt färbt dieselben blau, das Kupfer blaugrün, das Eisen braungelb, das Nickel rothgelb, das Mangan violett, das Chrom gelbgrün.

Das Boraxglas löst viele Metalloxyde mit für das betreffende Metall eigenthümlicher Farbe auf.

Wegen der Löslichkeit der Metalloxyde in schmelzendem Borax verwendet man letzteren zum Löthen der Metalle, weil der Borax die zu löthenden Metallstücke von Oxydüberzügen reinigt.

**Anwendung.** Zum Löthen der Metalle, als Flussmittel bei der Reduction von Metalloxyden.

### Sulfide.

Durch Zusammenschmelzen von Pottasche mit Schwefel und schwaches Glühen der Schmelze erhält man eine gelblichbraune (leberfarbene) Masse, die bitter und alkalisch schmeckt, sich im Wasser mit rothbrauner Farbe löst und **Schwefelleber** genannt wird. Säuren scheiden aus ihrer Lösung unter Entwicklung von Schwefelwasserstoff fein vertheilten Schwefel als **Schwefelmilch** aus. Die Schwefellebern enthalten neben anderen Körpern Kaliumtetra- und Kaliumpentasulfid ( $K_2S_4$ ,  $K_2S_5$ ) und werden zur Bereitung von künstlichen Schwefelbädern verwendet.

**Eigenschaften der Kalium- und Natriumsalze.** Die Kaliumsalze färben die Flamme violett, die Natriumsalze intensiv gelb.

### Ammoniumverbindungen.

Das Ammonium, das ist die Atomgruppe  $NH_4$ , verhält sich so wie ein einfacher Körper oder ein Element und zwar wie ein Metall. (Atomgruppen, die sich wie Elemente verhalten, werden **zusammengesetzte Radicale** genannt.)

**Chlorammonium oder Salmiak:**  $NH_4Cl$ . Werden auf Uhrgläsern Ammoniakflüssigkeit und Salzsäure unter einer Glasglocke neben einander gestellt, so vereinigen sich beide Körper unter Entwicklung dichter, weißer Nebel (Salmiakdämpfe) zu Salmiak.  $NH_3 + HCl = NH_4Cl$ .

**Gewinnung.** Aus dem Theerwasser der Leuchtgasfabriken, welches viel Ammoniak enthält, das man durch Zusatz von Salzsäure in Salmiak verwandelt, der durch wiederholte Krystallisation und Sublimation gereinigt wird.

**Eigenschaften.** Weißes Krystallpulver oder weiße, zähe Kuchen, die aus einzelnen Fasern zusammengesetzt sind. Beim Erhitzen sublimiert der Salmiak, schmeckt scharf salzig und löst sich im Wasser unter bedeutender Temperaturenniedrigung.

### Metalle der alkalischen Erden.

Baryum =  $Ba$ , Strontium =  $Sr$ , Calcium =  $Ca$ , Magnesium =  $Mg$ .

Baryum, Strontium, Calcium sind gelbe Metalle, die sich wie das Magnesium nur in Verbindung mit anderen Elementen in der Natur finden. Das Magnesium ist silberweiß, verändert sich an trockener Luft nur wenig und lässt sich zu Drähten ausziehen und zu Bändern auswalzen. — Ein Stück Magnesiumdraht, in die Flamme gehalten, verbrennt mit blendend weißem Lichte zu einer weißen, unschmelzbaren,

in Wasser unlöslichen Masse, dem **Magnesiumoxyd** (Magnesia), welches feuchtes, rothes Lackmuspapier schwach bläut. Mit Wasser verbindet sich das Magnesiumoxyd zu **Magnesiumhydroxyd**, das im Wasser sehr schwer löslich ist und als Gegenmittel bei Arsenvergiftungen verwendet wird, da es mit dem Arsen unlösliche Verbindungen bildet.

$MgO + H_2O = MgH_2O_2 = \text{Magnesiumhydroxyd}$ .  
 $BaO = \text{Baryumoxyd}$ ;  $SrO = \text{Strontiumoxyd}$ ;  $CaO = \text{Calciumoxyd}$ ;  
 $MgO = \text{Magnesiumoxyd}$ .

$BaO_2 = \text{Baryumsuperoxyd}$ ;  $SrO_2 = \text{Strontiumsuperoxyd}$ ;  $CaO_2 = \text{Calciumsuperoxyd}$ ;

Baryum-, Strontium- und Calciumoxyd sind grauweiße, feste Körper, welche mit Wasser befeuchtet sich stark erhitzen und hierauf zu einem weißen Pulver, einem Hydroxyd, zerfallen.

$BaO + H_2O = BaH_2O_2 = \text{Baryumhydroxyd}$

$SrO + H_2O = SrH_2O_2 = \text{Strontiumhydroxyd}$

$CaO + H_2O = CaH_2O_2 = \text{Calciumhydroxyd}$ .

Diese Hydroxyde lösen sich in viel Wasser auf und geben dann Barytwasser, Strontiumwasser, **Kalkwasser**. Diese Wässer färben rothes Lackmuspapier blau. Calciumoxyd wird im großen in den Kalköfen durch starkes Erhitzen von Calciumcarbonat (Kalkstein) gewonnen. Diese Operation nennt man das **Kalkbrennen**. Daher auch der Name **gebrannter Kalk** für Calciumoxyd  $CaCO_3 = CaO + CO_2$ .

Das Überführen des Calciumoxyds in Calciumhydroxyd heißt **Kalklöschen**. Das Hydroxyd wird auch **gelöschter Kalk** genannt.

**Mörtel**. Ein Gemenge von gelöschtem Kalk, Sand und Wasser gibt den Mörtel, der als Bindemittel der Bausteine verwendet wird. Im Verlaufe der Zeit nimmt das Calciumhydroxyd wieder Kohlensäure auf, verbindet sich mit dem Quarz des Sandes und gibt so zwei sehr feste Verbindungen, den Kalkstein und das Calciumsilicat, welche mit den Bausteinen gleichsam zu einer einzigen, festen Steinmasse werden.

Ein aus reinen Kalksteinen gefertigter Kalkbrei muss bei seiner Verwendung zu Mörtel mit viel Sand gemischt werden, er wird deshalb auch **fetter Kalk** genannt, während ein unreiner, namentlich thonhaltiger Kalk (Mergel) nur einen geringen Zusatz von Sand erhalten darf, wenn er als Mörtel dienen soll, und daher auch **magerer Kalk** genannt wird. Da gelöschter Kalk im Wasser löslich ist, so ist er bei Wasserbauten nicht brauchbar, daher auch der Name **Luftmörtel**.

Kalksteine, die bis 40% Thon enthalten, geben nach dem Brennen den **hydraulischen Kalk**, der nach dem Löschen und Vermischen mit Sand den **Wassermörtel** liefert, welcher unter Wasser erhärtet. Im Wassermörtel verbindet sich die Kieselsäure des Thones mit dem Kalke zu unlöslichem Kalksilicate.

### Carbonate.

**Baryumcarbonat:**  $BaCO_3$  findet sich in der Natur als Witherit.

**Calciumcarbonat:**  $CaCO_3$ . Als Mineral und Gestein unter den Namen Doppelspat, Kalkspat, Arragonit, Marmor, Kreide, Kalkstein, Tropfstein (Stalaktiten, Stalagmiten) Kalksinter. In der Asche der Pflanzen, in

den Muschel- Auster- und Merschalen, in den Perlen und Korallen, in den Knochen der Wirbelthiere. Beim Kochen von hartem Wasser scheidet sich das gelöste Calciumcarbonat gemengt mit Gips als Kesselstein ab.

**Magnesiumcarbonat:**  $MgCO_3$  findet sich im Mineralreiche als Magnesit, in Verbindung mit Calciumcarbonat als Dolomit.

### Sulfate.

**Baryumsulfat:**  $BaSO_4$  findet sich im Mineralreiche als Schwerspat. Baryumsulfat wird als weiße Farbe (Permanentweiß) verwendet.

**Calciumsulfat.** Aus einer Kalksalzlösung fällt bei Zusatz von Schwefelsäure ein weißes Pulver von Calciumsulfat ( $CaSO_4$ ) heraus. Im Mineralreiche findet sich Calciumsulfat als Gips, Frauneneis, Marienglas, Alabaster, wasserfrei als Anhydrit. Gebranntes Gipspulver erwärmt sich beim Befeuchten mit Wasser und erhärtet zu einer festen Masse. Über  $200^\circ C$ . erhitzter Gips hat diese Eigenschaft verloren. (Todtgebrannter Gips.)

**Magnesiumsulfat.**  $MgSO_4$ , auch Bittersalz genannt, ist gelöst im Meerwasser, in gewissen Mineralquellen (Püllna, Seidschütz, Sedlitz), in den Mutterlaugen von Salzsiedereien, schmeckt bitterlichsalzig und wirkt abführend.

### Phosphate.

**Calciumphosphat** ( $Ca_3[PO_4]_2$ ), findet sich im Mineral Apatit und macht  $\frac{1}{5}$  der Knochensubstanz der Wirbelthiere aus.

**Calciumdihydrophosphat** oder **saurer phosphorsaurer Kalk**  $Ca(H_2PO_4)_2$  bildet, mit Gips und verschiedenen organischen Substanzen gemengt, den Hauptbestandtheil des vielfach als Düngmittel angewendeten **aufgeschlossenen Knochenmehls** oder **Calciumsuperphosphates**.

### Hypochlorite.

**Calciumhypochlorit**  $Ca(ClO)_2$  ist der Hauptbestandtheil des **Chlorkalkes** oder **Bleichkalkes**, den man durch Einleiten von Chlorgas in gelöschten Kalk erhält. Indigolösung entfärbt sich bei Zusatz von Chlorkalk. Mit einer Säure versetzt entwickelt er Chlorgas. Chlorkalk wird in der Bleicherei angewendet.

### Silicate.

**Magnesiumsilicat** ist im Speckstein, Meerscham, Talkschiefer, Topfstein, Serpentin, Augit, in der Hornblende und im Asbest enthalten.

**Eigenschaften der Strontiumsalze.** Strontiumsalze färben die Flamme purpurroth. Daher ihre Anwendung, namentlich des Strontiumnitrates ( $Sr[NO_3]_2$ ) in der Feuerwerkskunst zur Erzeugung von rothem bengalischem Feuer.

**Eigenschaften der Barytsalze.** Aus Barytsalzlösungen fällt Schwefelsäure in Salzsäure unlösliches Baryumsulfat heraus. Barytsalze

färben die Flamme gelblichgrün. Sie haben ein bedeutendes specif. Gewicht (barys = schwer) und sind giftig.

**Eigenschaften der Kalksalze.** Kalksalze ertheilen der Flamme eine rothgelbe Farbe.

**Eigenschaften der Magnesiumsalze.** Magnesiumsalze, mit Kobaltnitratlösung ( $\text{Co}[\text{NO}_3]_2$ ) befeuchtet und dann auf der Kohle stark geblüht, nehmen eine fleischrothe Farbe an.

## Metalle der eigentlichen Erden.

**Aluminium** = Al, Beryllium = Be, Cerium = Ce, Didym = Di, Erbium = E, Lanthan = La, Thorium = Th, Yttrium = Y, Zirkonium = Zr.

### Aluminium.

Symbol = Al; Atomgew. = 27.4, specif. Gew. = 2.56.

Aluminium ist bläulichweiß, leicht, ductil, hämmerbar, hellklingend, verändert sich weder an trockener noch feuchter Luft. Fein ausgeschlagenes Aluminium (Blattaluminium) verbrennt, im Sauerstoff erhitzt, zu einem weißen Pulver, dem Aluminiumoxyd (Thonerde, Alaunerde)  $\text{Al}_2\text{O}_3$ . In Salpetersäure und Schwefelsäure ist das Metall schwer, in Salzsäure aber leicht löslich. Als solches findet es sich in der Natur nicht vor. Seine Darstellung — man erhält es durch Zusammenschmelzen von Aluminiumchlorid ( $\text{Al}_2\text{Cl}_6$ ) oder Aluminiumfluorid ( $\text{Al}_2\text{F}_6$ ) mit Natrium — ist eine sehr kostspielige, obwohl es im Alaun und Thon in großer Menge enthalten ist. Aluminium findet zu Schmucksachen, optischen Instrumenten und zu Legierungen Anwendung.

**Aluminiumoxyd:**  $\text{Al}_2\text{O}_3$  und **Aluminiumhydroxyd** =  $\text{Al}_2(\text{OH})_6$ .

Aus gewöhnlicher Alaunlösung ( $\text{K}_2\text{Al}_2[\text{SO}_4]_4$ ) fällt Ammoniumcarbonat einen weißen, gelatinösen Niederschlag von Aluminiumhydroxyd ( $\text{Al}_2[\text{OH}]_6$ ) aus, während Kohlendioxyd entweicht. Das abfiltrirte und stark erhitzte Hydroxyd geht unter Wasserabgabe in eine gummiähneliche, dann weiße Masse über, das Aluminiumoxyd oder die Thonerde:  $\text{Al}_2\text{O}_3$ . Die Thonerde schmilzt erst in der Knallgasflamme. Krystallisiert findet sie sich als Korund, Saphir und Rubin. In Kalilauge löst sich das Hydroxyd sowie in Schwefelsäure zu salzartigen Verbindungen. Mit schwachen Säuren, wie z. B. Kohlensäure, geht es gar keine Verbindung ein.

Das Thonerdehydrat ist starken Säuren gegenüber eine Base, starken Basen gegenüber eine Säure.

Aus einer mit Roth- oder Blauholzabkochung versetzten Alaunlösung fällt Soda rothes oder blaues Thonerdehydrat, indem letzteres den Farbstoff mit sich reißt. Zieht man mit Thonerdesalzlösung getränkte Baumwolle durch eine Rothholzabkochung so wird die Baumwolle gefärbt. Es verbindet sich die Wollfaser mit der Thonerde, welche sich wieder mit dem Farbstoffe chemisch vereinigt, so dass die Thon-

erde gleichsam das Bindemittel zwischen der Faser und dem Farbstoffe bildet. Solche Bindemittel nennt man auch **Beizmittel**.

### Alaun.

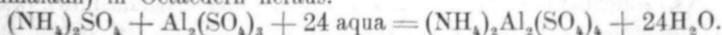


Schüttet man in eine concentrirte Lösung von Kaliumsulfat ( $\text{K}_2\text{SO}_4$ ) eine concentrirte Aluminiumsulfatlösung ( $\text{Al}_2[\text{SO}_4]_3$ ), so bildet sich beim Schütteln sofort durch Vereinigung der beiden Sulfate ein krystallinischer Niederschlag von Alaun. Der Alaun krystallisiert in Octaëdern, welche beim Erhitzen im Krystallwasser schmelzen und dasselbe schließlich unter Aufblähen abgeben (gebrannter Alaun). Der Alaun ist wenig in kaltem, reichlich aber in kochendem Wasser löslich. Er schmeckt süßlich, dann herb und zusammenziehend.

**Gewinnung.** Der Alaun wird im großen nach verschiedenen Methoden dargestellt. Sie lassen sich zusammen fassen in die Gewinnung der Aluminiumsulfatlösung, Vermischung derselben mit einer Lösung von Kaliumsulfat und Krystallisation der Mischung.

**Anwendung.** In der Färberei als Beizmittel, in der Papierfabrication, in der Weißgerberei, in der Medicin.

Aus Ammoniumsulfatlösung ( $[\text{NH}_4]_2\text{SO}_4$ ) fällt bei Zusatz von Aluminiumsulfatlösung das Doppelsalz Ammoniumthonerdesulfat (Ammoniumalaun) in Octaëdern heraus.



**Isomorphie.** Im Alaune kann das Aluminium durch Fe, Mn oder Cr ersetzt werden, ohne dass die Krystallform sich ändert. Es entstehen auf diese Weise Eisen-, Mangan-, Chromalaune, welche mit den Thonerdealaunen in Krystallform und in der Art der Zusammensetzung vollkommen übereinstimmen. z. B. Kaliummanganalaun =  $\text{K}_2\text{Mn}_2(\text{SO}_4)_4 + 24\text{H}_2\text{O}$ ; Kaliumeisenalaun =  $\text{K}_2\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_4 + 24\text{H}_2\text{O}$ ; Kaliumchromalaun =  $\text{K}_2\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_4 + 24\text{H}_2\text{O}$ .

Die Eigenschaft chemisch verschiedener Körper in gleichen Krystallformen zu krystallisieren heißt Isomorphie (isos = gleich, morphe = Gestalt.)

Isomorphe Körper sind zwar chemisch verschieden, zeigen aber einen gleichen Typus der Zusammensetzung.)

### Thonerdesilicat.

Der Kalifeldspat besteht aus Kalium — Aluminiumsilicat. Der Natronfeldspat ist Natrium — Aluminiumsilicat. Thonerdesilicat ist enthalten in den Glimmern.

### Thon.

Der Thon ist im wesentlichen ebenfalls Thonerdesilicat. Er entsteht durch Zersetzung (Verwitterung) des Feldspates. Unter Einwirkung von Wasser und Luft wird nämlich das kieselsaure Alkali nach und nach aufgelöst und entfernt.

**Lehm** ist ein Gemenge von Thon, Kalk, Sand und Resten von organischen Substanzen. Auch Röhthel, Bolus, Ocher und Mergel bestehen zum großen Theil aus Thon.

**Anwendung des Thons.** Zu Porzellan- und Thonwaren.

Die meisten Thonwaren sind mit einem glänzenden Überzuge, mit der **Glasur** versehen, um dieselben für Flüssigkeiten undurchdringlich zu machen. Die Glasuren sind geschmolzene Gemenge (Glas) aus Kieselerde, Thonerde und Alkalien. Die Bleiglasuren enthalten außerdem noch Bleiverbindungen.)

## Glas.

Das Glas ist ein geschmolzenes, amorphes Gemenge verschiedener Silicate, in welchen gewöhnlich die Silicate der Alkalien und des Calciums die Hauptbestandtheile bilden. Das Glas ist mithin ein Doppelsilicat; nur das Wasserglas ist ein einfaches Kali- oder Natronsilicat. Die gewöhnlichen Glassorten sind im Wasser und in Säuren mit Ausnahme der Flußsäure unlöslich.

Nach der chemischen Zusammensetzung des Glases unterscheidet man:

**I. Kaliglas**, besteht aus Kalium- und Calciumsilicat, heißt auch böhmisches Glas. Es ist vollkommen farblos, schwer schmelzbar (strengflüssig), hart. Kaliglas färbt beim Erhitzen die Flamme violett.

**II. Natronglas**, besteht aus Natrium- und Calciumsilicat, wird auch französisches Glas und Fensterglas genannt. Es ist härter als das Kaliglas, schmilzt aber leichter als letzteres und hat eine bläulich-grüne Färbung. Das zu optischen Zwecken dienende Crownglas ist Natronglas. Die Natrongläser färben beim Erhitzen die Flamme gelb.

**III. Bleiglas** ist ein Kalium- und Bleisilicat, weich und leicht schmelzbar, zeichnet sich durch ein hohes specifisches Gewicht, hohen Glanz und starkes Lichtbrechungsvermögen aus. Varietäten dieser Glasarten sind: das **Krystallglas** mit dem geringsten Bleigehalte; reicher an Blei ist das **Flintglas**, den größten Bleigehalt hat der **Strass**. **Email** ist ein durch Zinn- oder Antimonverbindungen undurchsichtig gemachtes weißes Bleiglas.

**IV. Aluminiumglas**, auch Flaschen- oder gemischtes Glas genannt, enthält neben Aluminium-, Calcium- und Alkalisilicat oft noch beträchtliche Mengen von Eisen-, Mangan- und Magnesiumsilicat. Die Farbe ist grün oder röhlichgelb.)

**Gefärbte Gläser** werden durch Zusatz von Metalloxyden zur Glasmasse, die geschmolzen werden soll, erzeugt. **Rothe** Gläser erzeugt man durch Goldpurpur, durch Kupferoxydul und durch Eisenoxyd. **Gelb** wird hervorgebracht durch Antimontetroxyd, **grünlichgelb** durch Uranoxyd, **blau** durch Kobaltoxyd, **grün** durch Chromoxyd, Kupferoxyd und Eisenoxydul, **violett** durch Manganoxyd, **schwarz** durch ein Gemenge aus vielem Eisenoxydul, Kupferoxyd, Braunstein und Kobaltoxyd. Auch mit Kohle und Iridiumverbindungen erhält man schwarze Gläser.

## Schwere Metalle.

## U n e d l e M e t a l l e .

## Eisengruppe.

IV. Eisen = Fe, Mangan = Mn, Nickel = Ni, Cobalt = Co, Chrom = Cr,  
 IV. Uran = U.

## Eisen (Ferrum)

Symbol = Fe, Atomgew. = 56, specif. Gew. = 7·84.

**Gewinnung.** Die gerösteten Eisenerze (Oxyde und Carbonate) werden in Hochöfen mit Kohle und Zuschlägen (Flussspat, \*Kalkstein, Quarz) abwechselnd geschichtet und niedergeschmolzen. Durch die Kohle wird das Erz zu Metall reduciert. Die Zuschläge haben den Zweck, das Schmelzen der in den Erzen enthaltenen erdigen Beimengungen zu fördern. Beim Niederschmelzen der Erze verbinden sich die Zuschläge mit den erdigen Beimengungen und etwas Eisen zur sogenannten **Schlacke**, welche die Eisentropfen beim Herabsinken einhüllt und vor Oxydation schützt. Auf der Herdsohle angelangt, bedeckt die leichte Schlacke das schwere, ausgeschmolzene Eisen (Roh- oder Gusseisen), welches man von Zeit zu Zeit durch die Herdöffnung ausfließen lässt.

Das gewöhnliche Eisen ist nicht chemisch rein, sondern enthält immer verschiedene Mengen von Kohlenstoff, meistens auch etwas Si, P, S und N. Ein zu großer Gehalt an Schwefel macht das Eisen **rothbrüchig**, welches beim Hämmern in der Rothglut bricht. Ein Eisen von bedeutendem Phosphorgehalte bricht bei gewöhnlicher Temperatur beim Biegen und heißt dann **kaltbrüchig**. Viel Silicium macht das Eisen hart und spröde (**faulbrüchig**).

Nach der Menge des im Eisen enthaltenen Kohlenstoffs unterscheidet man: Guss- oder Roheisen mit 3 bis 5 Proc. C, Stahl mit 0·6 bis 2 Proc. C, Stabeisen mit 0·1 bis 0·5 Proc. C. **Gusseisen** ist die am leichtesten schmelzbare Eisensorte, spröde und daher nicht schmiedebare und nicht schweißbar. **Schweißbar** ist ein Metall, wenn sich zwei Stücke desselben bei hoher Temperatur durch Hämmern oder Pressen zu einem einzigen vereinigen lassen.

Nach der Farbe unterscheidet man weißes und graues Roheisen.

Das **weiße** Roheisen ist sehr hart und spröde, hat ein krystallinisches Gefüge und eine mehr oder weniger weißlichgraue Farbe. Weißes Eisen von besonders starkem Glanze heißt **Spiegeleisen**.

Das **graue** Roheisen ist schwarzgrau, weniger hart und etwas schwieriger schmelzbar als das weiße. Im weißen Roheisen ist aller Kohlenstoff chemisch gebunden, während im grauen ein Theil desselben in Form von kleinen Graphitblättchen mechanisch beigemischt ist, daher die dunklere Farbe.

Das **Stab- oder Schmiedeeisen** ist von hellgrauer Farbe, hämmerbar, dehnbar, schweißbar, hat eine sehnige und hakige Structur. Das sehnige Schmiedeeisen wird durch anhaltende Erschütterung körnig und verliert in Folge dessen an Festigkeit.

**Gewinnung.** Durch Entkühlung des Roheisens. Als Entkühlungsmittel dient Sauerstoff (verdichtete Luft, Eisenhammerschlag). Je nach den einzelnen Operationen und den verschiedenen Öfen, in welchen die Entkühlung vorgenommen wird, unterscheidet man den Frischprocess, Puddlingsprocess und Bessemerprocess.

**Stahl** ist von grauweißer Farbe und feinkörnigem Gefüge, härter und spröder als Stabeisen. Seine Härte ist verschieden, je nachdem er nach dem Glühen schneller oder langsamer erkaltet. Glühend in kaltes Wasser gebracht, wird er sehr hart, spröde und zugleich elastisch. Diesem **gehärteten** Stahle kann man durch Glühen und langsames Abkühlen einen Theil seiner Härte wieder nehmen, wie es beim **Anlassen** des Stahles geschieht. Das Erweichen des Stahles beim Anlassen ist zugleich von einer Farbenveränderung begleitet, und zwar entspricht jede der Farben, wie strohgelb, dunkelgelb, purpurroth, blau, einem bestimmten Grade von Erweichung. Der Stahl ist dehnbar, schmiedebare, schweißbar, im gehärteten Zustande außerordentlich elastisch, schmilzt leichter als Stabeisen, aber schwerer als Gusseisen und kann dauernd magnetisch gemacht werden. Stahl ist die festeste aller Eisenarten.

**Gewinnung.** Man erhält Stahl, indem man dem Roheisen Kohlenstoff entzieht (Frischstahl) oder zum Stabeisen Kohlenstoff hinzusetzt (Brenn- oder Cementstahl).

Das Eisen verändert sich an trockener Luft nicht. An feuchter Luft dagegen geht es allmählich in ein Hydroxyd über, es rostet. Glühendes Eisen zersetzt das Wasser unter Freiwerden von Wasserstoff.

**Eisenoxyd:**  $\text{Fe}_2\text{O}_3$ . Beim Glühen des Eisenvitriols bleibt Eisenoxyd als ein im Wasser unlösliches braunrothes Pulver (Engelroth, Caput mortuum, Colcothar) zurück, das als Farbe und Poliermittel Anwendung findet. Die Mineralien: Eisenglanz und Rotheisenstein (Hämatit) sind Eisenoxyde.

**Ferrisalze und Ferrosalze.** Salze mit dem 6wertigen Eisendoppelatome:  $\text{Fe}_2$  heißen Ferrisalze oder Eisenoxydsalze. Z. B.  $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$  = Ferrisulfat oder schwefelsaures Eisenoxyd. In den Ferroverbindungen oder Oxydulsalzen ist 1 Eisenatom mit nur 2 Verbindungseinheiten in die Verbindung eingetreten. Z. B.  $\text{Fe} = \text{SO}_4 = \text{FeSO}_4$  = Ferrosulfat oder schwefelsaures Eisenoxydul oder Eisenvitriol.

**Eisenhydroxyd:**  $\text{Fe}_2(\text{OH})_6$ . Wird die Lösung von Eisenchlorid ( $\text{Fe}_2\text{Cl}_6$ ) mit Kalilauge versetzt, so fällt ein rothbrauner, flockiger Niederschlag heraus, das Eisenhydroxyd. Das Mineral Brauneisenstein ist Eisenhydroxyd, ebenso der **Rost**. Frisch gefälltes Eisenhydroxyd dient als Gegenmittel bei Arsenvergiftungen und in Form von Ferrisalzen als Beizmittel in der Färberei.)

**Ferrosulfid oder einfach Schwefeleisen:**  $\text{FeS}$ . 3 Thl. Eisenspäne und 2 Thl. Schwefel geben, in der Rothglut zusammen-

geschmolzen, nach dem Erkalten das Einfachschwefeleisen oder Ferrosulfid, eine schwarze, brüchige Masse mit metallischem Reflex, welche mit Säuren zusammengebracht, Schwefelwasserstoff entwickelt:



**Ferrosulfat oder Eisenvitriol:**  $\text{FeSO}_4$ . Wird im großen durch Rösten und Auslaugen von Schwefelkiesen und Abdampfen der Lauge zur Krystallisation gewonnen.

Der Eisenvitriol bildet grüne, im Wasser leicht lösliche Krystalle. Gepulverter Eisenvitriol geht beim vorsichtigen Erwärmen unter Wasserabgabe in wasserfreien, weißen Vitriol:  $\text{FeSO}_4$  über. Eisenvitriol in wenig Wasser gelöst, nimmt rasch eine gelbliche bis bräunliche Farbe an, indem er aus der Luft Sauerstoff aufnimmt und sich höher oxydiert. Auf dieselbe Ursache ist der gelbbraune Beschlag von basischem Ferrosulfat zurückzuführen, mit welchem sich lange an der Luft liegender Eisenvitriol bedeckt.

**Anwendung.** Als Desinfectionsmittel, ferner in der Färberei, Medicin, zur Bereitung des Nordhäuser Vitriolöls und der Tinte.

**Ferrocyanat oder kohlen-saures Eisenoxydul:**  $\text{FeCO}_3$ , als Mineral Spateisenstein, findet sich aufgelöst in manchen Mineralquellen (Stahlquellen).

**Eisenoxyduloxyd:**  $\text{Fe}_2\text{O}_3$  ist der Magnet-eisenstein und theilweise auch der Eisenhammerschlag, d. i. die Oxydschichte, mit welcher sich das Eisen beim Glühen an der Luft überzieht.

**Ferrisilicat** ist im Bohnenerz und im Gelbeisensteine enthalten.

Das Mineral Schwefelkies oder Pyrit ist **doppelt Schwefeleisen:**  $\text{FeS}_2$ .

**Eigenschaften der Oxydsalze.** Mit gelbem Blutlaugensalz versetzt, entsteht Berlinerblau. Kalilauge oder Ätzammon fallen aus ihren Lösungen rothbraunes Eisenhydroxyd.

## Mangan.

IV.

Symbol = Mn; Atomgew. = 55; specif. Gew. = 7.14.

Ist ein graues, sprödes, aber sehr hartes Metall, kommt nicht gediegen vor.

**Mangansuperoxyd oder Braunstein:**  $\text{MnO}_2$  gibt beim starken Erhitzen ein Drittel seines Sauerstoffs ab.  $3\text{MnO}_2 = \text{Mn}_3\text{O}_4 + \text{O}_2$ . Mit Salzsäure entwickelt der Braunstein Chlorgas:



**Anwendung des Braunsteins.** Zur Bereitung von Sauerstoff und Chlorgas, in der Glasfabrication sowohl zum Violettfärben des Glases, als auch zum Entfärben der durch Kohlensubstanzen geschwärzten Glasmasse.

**Kaliumpermanganat oder übermangansaures Kali:**  $\text{KMnO}_4$  ist ein dunkelrother, in Prismen krystallisierender Körper, im Wasser mit violetter Farbe sehr leicht löslich, gibt leicht Sauerstoff ab und wird deshalb vielfach als Oxydationsmittel gebraucht.

## Kobalt (Cobaltum).

Symbol = Co; <sup>IV</sup> Atomgew. = 58·8, specif. Gew. = 8·96.

Kommt nicht gediegen vor. In Verbindung mit Arsen und Schwefel bildet es mehrere wichtige Kobalterze, wie den Speiskobalt, Kobaltkies, Kobaltglanz.

Kobaltvitriol, Kobaltnitrat:  $\text{Co}(\text{NO}_3)_2$  sind roth und werden beim Erhitzen unter Wasserabgabe blau. — Ein mit Kobaltsalzlösung befeuchtetes Glaspulver nimmt beim Schmelzen eine blaue Farbe an. Fein gepulvertes, durch Kobaltsalz blaue gefärbtes Glas kommt im Handel unter dem Namen **Smalte** vor.

**Eigenschaften der Kobaltsalze.** Die Kobaltsalze sind im wasserhaltigen Zustande roth, wasserfrei blau gefärbt. Sie ertheilen Glasflüssen eine blaue Farbe.

## Nickel.

Symbol = Ni; <sup>IV</sup> Atomgew. = 58·7; specif. Gew. = 8·28.

Das Nickel ist ein steter Begleiter des Meteoreisens, findet sich aber sonst nicht gediegen. Wasserhaltiges Nickelsulfat oder Nickelvitriol:  $\text{NiSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$  ist smaragdgrün und wird bei vorsichtigem Erhitzen gelb.

**Eigenschaften der Nickelsalze.** Die Nickelsalze sind giftig, im wasserhaltigen Zustande grün, wasserfrei gelb.

**Anwendung.** Das Nickel findet Anwendung zu wichtigen Legierungen, wie **Packfong** und **Neusilber**, die aus Kupfer, Zink und Nickel bestehen. Auch manche Silbermünzen sind nickelhältig.

## Chrom.

Symbol = Cr; <sup>IV</sup> Atomgew. = 52·4; specif. Gew. = 6·8.

Chrom kommt nicht gediegen vor. — Aus einer concentrirten Kaliumdichromatlösung scheidet conc. Schwefelsäure carmoisinrothe Nadeln von **Chromtrioxyd** oder **Chromsäureanhydrit**:  $\text{Cr}_2\text{O}_3$  aus.

**Chromtrioxyd** löst sich im Wasser mit rothbrauner Farbe. Die Lösung enthält Chromsäure ( $\text{H}_2\text{CrO}_4$ ), welche die Haut braun färbt. Bringt man Chromsäure auf Filtrierpapier, so wird letzteres allmählich durch das gebildete Chromoxyd ( $\text{Cr}_2\text{O}_3$ ) grün. Von Weingeist wird Chromtrioxyd unter Entzündung zu grünem Oxyd reducirt. Auch beim Erhitzen geht das Chromsäureanhydrit unter Sauerstoffabgabe in Chromoxyd über.

**Chromtrioxyd gibt leicht einen Theil seines Sauerstoffes ab und wird, namentlich durch organische Substanzen, zu Chromoxyd reducirt.**

Das **Chromoxyd**:  $\text{Cr}_2\text{O}_3$  bleibt beim Auslaugen einer Schmelze von Kaliumdichromat ( $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ ), Soda und Salmiak mit Wasser als ein grasgrünes, unschmelzbares, in Wasser unlösliches Pulver zurück. Eine in Chromsäureanhydritlösung getauchte Boraxperle nimmt beim Erhitzen von dem entstandenen Chromoxyd eine grüne Farbe an.

**Kaliumchromat:**  $\text{K}_2\text{CrO}_4$ . Fein gepulverter Chromeisenstein:  $\text{Cr}_2\text{FeO}_4$ , das wichtigste Chromerz, gibt mit Pottasche und Salpeter zusammen geschmolzen und ausgelaugt eine gelbe Lösung von Kaliumchromat, welches sich beim Abdampfen in gelben Krystallen abscheidet.

**Kaliumdichromat:**  $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ . Die gelbe Kaliumchromatlösung wird bei Zusatz von Salpetersäure oder Schwefelsäure roth durch das

gebildete Kaliumdichromat, welches sich beim Abdampfen in orange-rothen Krystallen ausscheidet.

Die Lösung von Kaliumchromat gibt mit Chlorbaryumlösung einen hellgelben Niederschlag von Baryumchromat (**gelber Ultramarin**). Aus Kaliumdichromatlösung fällt Bleizuckerlösung, ein tiefgelbes Pulver von Bleichromat ( $\text{PbCrO}_4$  [**Königsgelb, Chromgelb**]) aus. Bleichromat findet sich im Mineralreiche als Rothbleierz. Quecksilbersalze geben mit Chromaten hellrothe, die Silbersalze dunkelrothe Niederschläge.

**Die Chromsalze zeigen, wie die Chromverbindungen überhaupt, schöne Farben und werden als Malerfarbe und in der Färberei verwendet** (Chroma = Farbe). Die Chromverbindungen sind giftig.

### Zinngruppe.

Zinn = Sn, Zirkonium = Zr, Thorium = Th, Tantal = Ta, Niob = Nb.

#### Zinn (Stannum).

Symbol =  $\overset{\text{IV}}{\text{Sn}}$ ; Atomgew. = 118; specif. Gew. = 7.30.

Zinn kommt nicht gediegen vor. In Verbindung mit Sauerstoff als Zinnstein oder Cassiterit (Zinndioxyd [ $\text{SnO}_2$ ]), mit Schwefel als Zinnkies ( $\text{SnS}_2$ ).

**Gewinnung.** Durch Reduction des Zinnsteines mit Kohle.

**Eigenschaften.** Reines Zinn ist weiß und besteht aus sehr kleinen Krystallen, deren Flächen beim Biegen des Zinns sich an einander reiben und dadurch ein eigenthümliches Geräusch, das **Zinn-geschrei** hervorbringen. Bei gewöhnlicher Temperatur an der Luft unveränderlich, schmilzt es bei  $228^\circ \text{C}$ . und bedeckt sich dann rasch mit einer grauen Oxydschichte (Zinnasche). Löslich in  $\text{HCl}$  und  $\text{H}_2\text{SO}_4$  unter Wasserstoffentwicklung. Von Salpetersäure wird es zu Zinndioxyd ( $\text{SnO}_2$ ), einem weißen Pulver oxydiert.

**Zinnchlorür:**  $\text{SnCl}_2$ , im Handel **Zinnsalz** genannt, bildet durchscheinende, wasserhaltige Krystalle und wird wie das wasserhaltige **Zinntetrachlorid** ( $\text{SnCl}_4$ ) ein krystallinischer Körper, in der Färberei angewendet.

Die Salze der Zinnsäuren  $\text{H}_2\text{SnO}_3$  und  $\text{H}_2\text{SnO}_4$  heißen **Stannate**. Sie werden ebenfalls in der Färberei gebraucht.

**Musivgold:**  $\text{SnS}_2$ , durch Sublimation eines Gemisches aus Zinnamalgam, Schwefel und Salmiak in schönen gelben Krystallblättchen erhalten, wird zum Bronzieren verwendet.

### Antimongruppe.

$\overset{\text{III}}{\text{As}}$  = Arsen,  $\overset{\text{III}}{\text{Sb}}$  = Antimon,  $\overset{\text{III}}{\text{Bi}}$  = Wismut = Bi.

#### Arsen.

Symbol =  $\overset{\text{III}}{\text{As}}$ , Atomgew. = 75, Molekül =  $\text{As}_3$ , specif. Gew. = 5.53.

**Vorkommen.** Gediegen, in Verbindung mit Schwefel als Realgar ( $\text{As}_2\text{S}_3$ ), Auripigment ( $\text{As}_2\text{S}_5$ ). In Verbindung mit Eisen und Schwefel

als Arsenkies oder Mispickel ( $\text{FeAsS}$ ), mit Eisen und Nickel als Speiskobalt.

**Gewinnung.** Durch Erhitzen von Mispickel in großen thönernen Röhren. Das Arsen sublimiert über. — Beim Erhitzen eines Gemisches von Arsentrioxyd und Kohle in einem Glaskölbchen setzen sich an den kälteren Stellen kleine Krystalle von metallischem Arsen an. Also durch Reduction des Arsentrioxyds ( $\text{As}_2\text{O}_3$ ) mit Kohle.

**Eigenschaften.** Stahlgrau, metallisch glänzend, sublimierbar. An der Luft verliert es nach und nach seinen Glanz und wird grauschwarz. Die Arsendämpfe haben einen eigenthümlichen Knoblauchgeruch. Arsen ist giftig.

**Arsentrioxyd oder Arsenigsäureanhydrit:**  $\text{As}_2\text{O}_3$  = **Arsenik**. Erhitzt man in einer knieförmig gebogenen, an einem Ende zugeschmolzenen Glasröhre, die mit Sauerstoffgas gefüllt ist und mit ihrem offenen Ende unter Quecksilber taucht, etwas metallisches Arsen, so verbrennt es mit bläulichem Lichte zu weißen Dämpfen von Arsentrioxyd. Im großen erhält man das Arsentrioxyd durch Rösten von Arsenenzen. Dabei sammelt sich der weiße Arsenik als Pulver in Kammern an (Giftmehl).

**Eigenschaften.** Weißes Pulver, nach wiederholter Sublimation eine glasähnliche, durchsichtige, porzellanartige Masse (Arsenikglas). Im Wasser schwierig löslich, die wässrige Lösung oder die **arsenige Säure** ( $\text{H}_3\text{AsO}_3$ ) reagiert sauer:  $\text{As}_2\text{O}_3 + 3\text{H}_2\text{O} = 2\text{H}_3\text{AsO}_3$ . Versetzt man eine wässrige Lösung von  $\text{As}_2\text{O}_3$  mit Ammoniak und dann mit Kupfervitriollösung, so entsteht ein grüner Niederschlag von **Kupferarsenit** oder arseniksaurem Kupfer, auch **Scheel'sches Grün** genannt.

**Arsenwasserstoff:**  $\text{AsH}_3$ . In einer Gasentwickelungsflasche wird Wasserstoff entwickelt und angezündet und hierauf durch die Trichterröhre eine Arsenlösung gegossen. Die Wasserstoffflamme nimmt bald von dem entstandenen Arsenwasserstoff eine bläulich weiße Farbe an. Diese Flamme scheidet an einem kalten, glasierten Porzellanscherben metallisch glänzendes Arsen (**Arsenspiegel**) ab, welcher sich in Natriumhypochlorit löst. Arsenwasserstoff ist ein farbloses Gas von Knoblauchgeruch und äußerst giftig.

**Anwendung der Arsenverbindungen.** Das Arsen zu Legierungen, z. B. Schrot. Das Arsentrioxyd zur Fabrication von Farben, in der Färberei und zur Glasfabrication, als Rattengift. Die Arsensulfide als Malerfarbe.

### III **Antimon (Stibium).**

Symbol = Sb, Atomgew. = 122, specif. Gew. = 6.71.

**Vorkommen.** Selten gediegen, am häufigsten mit Schwefel verbunden als Grauspießglanzerz oder Antimonglanz ( $\text{Sb}_2\text{S}_3$ ).

**Eigenschaften.** Bläulichweißes Metall von krystallinischer Structur, sehr spröde, sublimiert in der Weißglühhitze in kleinen Rhomboëdern. An der Luft auf der Kohle stark erhitzt, verbrennt es zu einem weißen Pulver von Antimontrioxyd oder Antimonoxyd ( $\text{Sb}_2\text{O}_3$ ), welches

beim Erhitzen vorübergehend gelb wird. Fällt eine glühende, geschmolzene Antimonkugel auf den Boden, so theilt sie sich in eine Menge kleinerer Kügelchen, die radienförmig auseinander fahren und einen Streifen weißen Rauches hinter sich lassen.

**Anwendung.** Zu Legierungen, um dieselben härter und spröder zu machen, z. B. Letternmetall (1 Thl. Sb und 4 Thl. Blei), Britanniametall aus Sn und Sb.

(Aus der Lösung einer Antimonverbindung fällt Schwefelwasserstoff orange-farbiges **Antimontrisulfid** ( $Sb_2S_3$ ).

Der in derselben Weise wie der Arsenwasserstoff dargestellte **Antimonwasserstoff** ( $SbH_3$ ) färbt die Wasserstoffflamme grünlich. Der wie der Arsen Spiegel erhaltene **Antimon Spiegel** ist in Natriumhypochlorit unlöslich. Antimonwasserstoff ist farblos und sehr giftig.

### Wismut.

Symbol =  $\overset{III}{Bi}$ , Atomgew. = 210, specif. Gew. = 9.8.

Wismut findet sich gediegen und als Wismutglanz ( $Bi_2S_3$ ). Es wird durch Ausschmelzen des wismuthältigen Gesteins in thönernen, schiefliegenden Röhren (Saigerungsprocess) gewonnen.

**Eigenschaften.** Röthlichweiß, von blättrig krystallinischer Structur, hart und spröde, schmilzt bei  $246^\circ C$ . und erstarrt beim langsamen Erkalten in kleinen Rhomboedern. Beim Glühen an der Luft verbrennt es zu Wismuttrioxyd ( $Bi_2O_3$ ), einem gelben Pulver.

**Anwendung.** Zu leicht schmelzbaren Legierungen z. B. Rose'sches Metall aus Bi, Pb, Sn; Wood'sches Metall aus Bi, Pb, Sn und Cadmium.

### Zinkgruppe.

Zink =  $Zn$ , Cadmium =  $\overset{II}{Cd}$ , Indium =  $In$ .

### Zink (Zincum).

Symbol =  $Zn$ , Atomgew. = 65.2 Molekül =  $Zn$ , Molekulargew. = 65.2. specif. Gew. 6.86.

**Vorkommen.** Nicht gediegen. In Verbindung mit Schwefel als Zinkblende ( $ZnS$ ), mit Kohlensäure als Zinkspat oder edler Galmei ( $ZnCO_3$ ), mit Kieselsäure als Zinksilicat oder gewöhnlicher Galmei, mit Schwefelsäure als Zinkvitriol ( $ZnSO_4$ ).

**Gewinnung.** Durch Reduction gerösteter Zinkerze in luftdicht geschlossenen Gefäßen.

**Eigenschaften.** Bläulichweiß, von strahlig blättrigem Gefüge, bei gewöhnlicher Temperatur spröde, verdampft in der Weißglut. An feuchter Luft überzieht es sich ziemlich rasch mit einer Oxydschichte von Zinkhydrocarbonat, welches die darunter liegenden Metallschichten vor weiterer Oxydation schützt.

**Anwendung.** Zu Legierungen, z. B. Messing aus Cu und Zink; Neusilber und Packfong aus Cu, Zn, Ni; Bronze aus Cu, Zn, Sn. Zu

Zinkblech, zum Galvanisieren des Eisens. **Galvanisiertes Eisen** ist ein Eisen, das mit einer dünnen Zinkschichte überzogen wurde, welche das Eisen vor Oxydation schützt.

**Zinkoxyd oder Zinkweiß:**  $ZnO$ . An der Luft bis zur Rothglut erhitzt, verbrennt das Zink mit bläulich weißer Flamme zu Zinkoxyd, ein weißer, leichter, flockiger Körper (Zinkblumen, philosophische Wolle), der als Anstrichfarbe benützt wird.

Zinkvitriol:  $ZnSO_4 \cdot 7H_2O$ . Prismen, die sich im Wasser leicht lösen. Sie finden in der Medicin, Färberei und Firnisbereitung Anwendung.

Die Zinksalze sind giftig.

### (Bleigruppe.

Blei =  $\overset{11}{Pb}$ , Thallium =  $\overset{1}{Tl}$ .

### Blei (Plumbum).

Symbol =  $Pb$ , Atomgew. = 207, specif. Gew. = 11.35.

**Vorkommen.** In Verbindung mit Schwefel als Schwefelblei oder Bleiglanz ( $PbS$ ), mit Kohlensäure als Weißbleierz (Bleicarbonat:  $PbCO_3$ ).

**Gewinnung.** Durch Erhitzen von geröstetem Bleiglanze bei Luftabschluss.

**Eigenschaften.** Bläulichgrau, frische Schnittflächen zeigen starken Metallglanz. Blei ist weich, lässt sich mit dem Fingernagel ritzen, in dünne Blättchen auswalzen, aber in keine feine Drähte ausziehen, schmilzt bei  $327^\circ C$ . In feuchter, kohlenensäurehaltiger Luft verwandelt sich das Blei in **Bleihydroxyd** ( $Pb[OH]_2$ ) und **Bleicarbonat** ( $PbCO_3$ ). Das Hydroxyd ist im Wasser etwas löslich. Im Wasser gelöste Carbonate und Sulfate verhindern diese Umwandlung. An der Luft erhitzt, überzieht sich das Blei mit rothgelbem Bleioxyd ( $PbO$ ). Blei ist löslich in conc.  $HCl$ ,  $H_2SO_4$ ,  $HNO_3$ .

**Anwendung.** Zu Legierungen, zur Schrotfabrication, zu Gas- und Wasserleitungsröhren, zur Verfertigung von Bleifolie und von verschiedenen Geräthen.

**Bleioxyd:**  $PbO$ . Wird Bleinitrat  $Pb(NO_3)_2$  erhitzt, so bleibt Bleioxyd zurück. Im großen wird es als Nebenproduct bei der Gewinnung des Silbers aus silberhaltigem Bleiglanze gewonnen, auch durch Schmelzen von Blei unter Luftzutritt (Massicot, Bleiglätte). Es wird verwendet zu Firnissen, Pflastern, zur Fabrication von Bleigläsern, Töpferglasuren und

**Mennige:**  $Pb_3O_4$ . Bleioxyd nimmt bei starkem Erhitzen unter Luftzutritt Sauerstoff auf und verwandelt sich in ein hochrothes Pulver, die Mennige. Dieselbe ist im Wasser unlöslich und nimmt beim Erhitzen eine dunklere Farbe an. Mennige findet als Malerfarbe, dann in der Glas- und Porzellanfabrication Anwendung.

**Bleiweiß:**  $\text{PbCO}_3$ . Wird ein gelöstes Bleisalz mit Natriumcarbonat versetzt, so fällt ein Gemisch von Bleicarbonat und Bleihydroxyd als weißes Pulver heraus. Dieselbe Zusammensetzung zeigt das Bleiweiß, welches nach verschiedenen Methoden gewonnen wird, die aber alle darin übereinstimmen, dass man sich ein basisches Bleiacetat darstellt und dieses mit Kohlensäure zersetzt (holländisches, französisches, englisches Verfahren). Bleiweiß wird von Schwefelwasserstoff geschwärzt, weil sich schwarzes **Schwefelblei** oder **Bleisulfid** ( $\text{PbS}$ ) bildet. Es wird als Farbe verwendet.

**Eigenschaften der Bleisalze.** Aus Auflösungen der Bleisalze scheidet ein hinein gestellter Zinkstab das Blei in baumartig verzweigten Gestalten (Bleibaum) aus. Die Bleisalze sind giftig und verursachen die Bleikolik, eine Krankheit, von welcher namentlich Arbeiter in Bleiweißfabriken heimgesucht werden.

### Kupfer (Cuprum).

Symbol =  $\text{Cu}$ , Atomgew. = 63·5, specif. Gew. = 8·80

**Vorkommen.** Gediegen, in Verbindung mit Sauerstoff als Rothkupfererz ( $\text{Cu}_2\text{O}$ ), Kupferschwarze ( $\text{CuO}$ ); mit Kohlensäure als Malachit und Kupferlasur; mit Schwefelsäure als Kupfervitriol ( $\text{CuSO}_4 + 5\text{H}_2\text{O}$ ); mit Schwefel als Kupferglanz ( $\text{Cu}_2\text{S}$ ), Kupferindig ( $\text{CuS}$ ), Kupferkies ( $\text{Cu}_2\text{S} \cdot \text{Fe}_2\text{S}_3$ ).

**Gewinnung.** Aus den Oxyden und Carbonaten durch Reduction mit Kohle, aus den Schwefelverbindungen durch wiederholtes Rösten und Niederschmelzen des Röstproductes. — Aus Kupfervitriollösung durch Zerlegen derselben mit Eisen:  $\text{CuSO}_4 + \text{Fe} = \text{FeSO}_4 + \text{Cu}$ .

**Eigenschaften.** Fleischroth, schmilzt bei ungefähr  $1100^\circ \text{C}$ ., ist sehr dehnbar und hämmerbar. An feuchter Luft bedeckt es sich mit einer grünen Schichte von Kupfercarbonat, fälschlich Grünspan genannt. An der Luft geglüht, überzieht es sich rasch mit einer schwarzen Kupferoxydschichte ( $\text{CuO}$ ). In der Weißglut verdampft das Kupfer. Kupferdampf färbt die Flamme grün. Kühlt man glühendes Kupfer rasch ab, so wird es weich. Kupfer löst sich in heißer conc.  $\text{H}_2\text{SO}_4$  zu Kupfersulfat unter Entwicklung von Schwefeldioxyd, in  $\text{HNO}_3$  zu Kupfernitrat unter Freiwerden von Stickoxyd. In kochender Salzsäure löst sich Kupfer langsam zu Kupferchlorür. In Ätzammon ist dieses Metall mit blauer Farbe löslich. Löslich in organischen Säuren bei Luftzutritt.

**Anwendung.** Zu Münzen, Blech, Draht, verschiedenen Hausgeräthen, Röhren, Legierungen, Farben.

**Kupferoxyd:**  $\text{CuO}$ . Wird durch Glühen von Kupfer an der Luft oder im Sauerstoffgase als ein braunschwarzes Pulver erhalten. Kupferoxyd färbt Glasflüsse grün. Organische Substanzen, mit Kupferoxyd erhitzt, entziehen demselben Sauerstoff und reducieren es zu Kupfer.

**Kupfersulfat oder Kupfervitriol.** Beim Auflösen von Kupfer in Schwefelsäure entsteht eine Kupfersulfatlösung, aus welcher beim Abdampfen blau gefärbte Krystalle von Kupfervitriol ( $\text{CuSO}_4 + 5\text{H}_2\text{O}$ ) herausfallen, die im Wasser mit blauer Farbe löslich sind und beim Erhitzen unter Wasserabgabe in wasserfreies, weißes Kupfersulfat ( $\text{CuSO}_4$ ) übergehen, welches beim Befeuchten mit Wasser wieder blau wird. Wasser, die Kupfervitriol gelöst enthalten, heißen **Cementwässer**. Aus diesen, sowie aus der Lauge von gerösteten Kupfererzen gewinnt man durch Abdampfen den Kupfervitriol im großen.

**Anwendung.** In der Medicin, Färberei und Galvanoplastik.

**Eigenschaften der Kupferoxydsalze.** Sie sind im wasserhaltigen Zustande blau oder grün, im wasserfreien weiß. Eisen, Zink und Phosphor scheiden aus ihren Lösungen metallisches Kupfer ab. Ätzzinn färbt ihre Lösungen blau. Die Kupfersalze sind giftig.

### Edelmetalle.

Quecksilber =  $\overset{\text{II}}{\text{Hg}}$ , Silber =  $\overset{\text{I}}{\text{Ag}}$ , Gold =  $\overset{\text{III}}{\text{Au}}$ , Platin =  $\overset{\text{IV}}{\text{Pt}}$ , Palladium =  $\overset{\text{IV}}{\text{Pd}}$ , Iridium =  $\overset{\text{IV}}{\text{Ir}}$ , Ruthenium =  $\overset{\text{IV}}{\text{Ru}}$ , Rhodium =  $\overset{\text{IV}}{\text{Rh}}$ , Osmium =  $\overset{\text{IV}}{\text{Os}}$ .

### Quecksilber (Hydrargyrum).

Symbol =  $\overset{\text{II}}{\text{Hg}}$ , Atomgew. = 200, 1 Atom = 1 Molekül, specif. Gew. = 13.54.

**Vorkommen.** Gediegen und in Verbindung mit Schwefel als Zinnober, ( $\text{HgS}$ ).

**Gewinnung.** Durch Erhitzen des Zinnobers in eigenen Öfen unter Luftzutritt:  $\text{HgS} + \text{O}_2 = \text{Hg} + \text{SO}_2$ . Auch durch Erhitzen des Zinnobers mit Eisen:  $\text{HgS} + \text{Fe} = \text{FeS} + \text{Hg}$ .

**Eigenschaften.** Flüssiges Metall, gefriert bei  $-40^\circ \text{C}$ ., siedet bei  $360^\circ \text{C}$ ., verdunstet schon bei gewöhnlicher Temperatur etwas. Die Quecksilberdämpfe, sowie alle Quecksilberverbindungen sind giftig. Reines Quecksilber bildet auf glatten Flächen runde, unreines längliche Tropfen, die eine graue Haut zurücklassen. Längere Zeit an der Luft erhitzt, verwandelt es sich allmählich in rothes, pulveriges Quecksilberoxyd ( $\text{HgO}$ ). Quecksilber löst sich in Salpetersäure und heißer conc. Schwefelsäure. Stark und anhaltend mit Wasser geschüttelt, verwandelt es sich in ein feines, graues Pulver.

**Anwendung.** Zur Gewinnung des Silbers und Goldes, als Amalgam zur Feuersilberung und Feuervergoldung, zum Belegen der Spiegel. Quecksilber findet Anwendung in der Medicin, zur Verfertigung von Barometern und Thermometern, in der Physik und Chemie.

Verbindungen mit 1 Atom Quecksilber heißen Mercuridverbindungen oder Oxydverbindungen. Die Mercurverbindungen oder Oxydulverbindungen enthalten ein Quecksilberdoppelatom:  $\text{Hg}_2$ .

**Quecksilberoxyd:**  $\text{HgO}$ . Wird Mercuridnitrat oder salpetersaures Quecksilberoxyd so lange in einem Kölbchen erhitzt, bis sich keine rothbraunen Dämpfe mehr entwickeln, so bleibt ein orangerotes krystallinisches Pulver, das Quecksilberoxyd zurück. Beim Glühen färbt sich das Quecksilberoxyd dunkelroth und zerfällt schließlich in  $\text{Hg}$  und  $\text{O}$ .

**Quecksilberchlorid** oder **Ätzsublimat:**  $\text{HgCl}_2$ . Leitet man über Quecksilberoxyd Chlorwasserstoffgas, so macht die rothe Farbe des Quecksilberoxyds der weißen des entstandenen krystallinischen Quecksilberchlorids Platz. Seine wässrige Lösung schmeckt ätzend metallisch. Im großen erhält man es durch Sublimation eines Gemenges von Quecksilbersulfat und Chlornatrium. Ätzsublimat wird in der Medicin und als Conservierungsmittel von Holz, anatomischen Präparaten und ausgestopften Thieren verwendet.

**Eigenschaften der Quecksilbersalze.** Kupfer, Eisen, Zink fallen aus Quecksilbersalzen metallisches Quecksilber.

## Silber (Argentum).

Symbol =  $\text{Ag}$ , Atomgew. = 108, specif. Gew. = 10.5.

**Vorkommen.** Gediegen und als Bestandtheil einiger Mineralien.

**Gewinnung aus silberhaltigem Bleiglanze.** Das aus dem Bleiglanze gewonnene Blei, welches noch alles Silber enthält, wird in einem Luftstrome zu Bleioxyd oder Bleiglätte verbrannt, während das Silber wegen seiner geringen Verwandtschaft zum Sauerstoffe im metallischen Zustande zurückbleibt.

**Eigenschaften.** Weiß, hämmerbar, dehnbar, lässt sich in sehr dünne Blättchen auswalzen, schmilzt bei ungefähr  $1000^\circ \text{C}$ ., bleibt an der Luft und im Wasser bei jeder Temperatur unverändert. Im geschmolzenen Zustande absorbiert es beträchtliche Mengen Sauerstoff, welche es beim Erkalten wieder unter Geräusch abgibt (Spratzen des  $\text{Ag}$ ).

Löslich in  $\text{HNO}_3$  und conc. heißer Schwefelsäure. Von Schwefelwasserstoff wird es rasch in schwarzes Schwefelsilber verwandelt. (Aus den Silberverbindungen durch Reduction im feinvertheilten Zustande erhalten, ist das Silber ein graues bis schwarzes Pulver.) Mit den meisten Metallen gibt es Legierungen, die härter sind als Silber.

**Silbernitrat oder Höllenstein.**  $\text{AgNO}_3$ . Beim Abdampfen einer salpetersauren Silberlösung fallen farblose Krystalle von Silbernitrat heraus, die sich im Wasser leicht lösen, die Haut, Leinwand u. dgl. organische Substanzen durch das infolge von Reduction ausgeschiedene Silber schwärzen und sich ebenso, dem Lichte ausgesetzt, unter Abscheidung von Silber zersetzen. Das geschmolzene und in Stangenform gegossene Silbernitrat führt den Namen Höllenstein. Es wird in der Medicin, Photographie, als chemische Tinte zum Zeichnen der Wäsche und zum Schwarzfärben der Haare verwendet.

**Chlorsilber.**  $\text{AgCl}$ . Aus einer Silbernitratlösung fällt Salzsäure einen weißen, käsigen Niederschlag von Chlorsilber, welches sich am Lichte unter Ausscheidung von Silber zersetzt.

**Eigenschaften der Silbersalze.** Sie werden durch das Licht, durch Eisen, Kupfer, Quecksilber, Phosphor reducirt. Aus ihren Lösun-

gen fällen Salzsäure, dann Chlor-, Jod- und Brommetalle Chlor-, Jod- und Bromsilber, Schwefelwasserstoff Schwefelsilber.

**Anwendung des Silbers und der Silbersalze.** Das Silber zu Legierungen, namentlich mit Kupfer und Gold legiert zu Münzen, Geräthen und Schmucksachen. Die Silberverbindungen in der Medicin und Photographie und zum Versilbern.

### Gold (Aurum).

Symbol = Au, <sup>III</sup>Atomgew. = 197, specif. Gew. = 19.5.

**Vorkommen.** Gediegen, legiert mit anderen Metallen und Bestandtheil mancher Mineralien.

**Eigenschaften.** Gold ist im compacten Zustande gelb, als Pulver braun, weicher als Silber, lässt sich in sehr feine Drähte ziehen und in äußerst dünne Blättchen ausschlagen (Blattgold), welche das Licht mit grüner Farbe durchlassen. Gold ist nur in Königswasser löslich, wird aber auch von Chlorgas direct angegriffen. An der Luft bleibt es bei jeder Temperatur unverändert. Auch von Schwefelwasserstoff wird es nur wenig verändert. Es schmilzt bei etwa 1100° C.

**Anwendung.** Mit Silber und Kupfer legiert zu Geräthen, Schmucksachen und Münzen.

**Goldpurpur.** Versetzt man Goldchloridlösung (AuCl<sub>3</sub>) mit Zinnsalzlösung, so fällt ein braunviolettes Pulver, bestehend aus Sn, Au und O, der Goldpurpur heraus. Er wird in der Porzellan- und Glasmalerei als rothe Farbe und zur Darstellung des Rubinglases verwendet.

**Eigenschaften der Goldsalze.** Aus Goldsalzlösungen fällt Eisen- vitriol, Zink, Eisen und Kupfer braunes Goldpulver.

### Platin (Platina).

Symbol = Pt, <sup>IV</sup>Atomgew. = 197.4, specif. Gew. = 21.4

**Vorkommen.** Gediegen und legiert mit geringen Mengen der sogenannten Platinmetalle.

**Eigenschaften.** Grauweißes Metall, hämmerbar, dehnbar, in der Weißglut schweißbar, weich, an der Luft unveränderlich, zersetzt das Wasser nicht und ist nur in Königswasser löslich. Alkalien und Alkalinitrate greifen dieses Metall stark an. Es schmilzt nur in der Hitze der Knallgasflamme.

**Platinschwamm** ist eine schwammige, weiche Masse, die durch Zusammenpressen und Hämmern das compacte Platin gibt.

Der **Platinmohr** ist ein schwarzes, stark abfärbendes Pulver.

Hält man nahe an die Spitze des Entbindungsrohres eines Wasserstoffapparates, nach dem die Gasentwicklung schon einige Zeit im Gange ist, einen gut ausgeglühten Platinschwamm, so wird so viel Wasserstoff absorbiert, dass das Platin ins Glühen geräth und den ausströmenden Wasserstoff entzündet (Döbereiner'sche Zündmaschine).

Schwefeldioxyd, mit Sauerstoff über glühenden Platinschwamm geleitet, oxydiert sich zu Schwefeltrioxyd.

**Das Platin, besonders das feinvertheilte, hat die Eigenschaft, Gase, namentlich Sauerstoff in seinen Poren zu absorbieren.** 1 Volumen Platinmohr absorbiert 700 bis 1000 Vol. Sauerstoff. Dabei geht der Sauerstoff in die active Form über.

**Anwendung.** Zu verschiedenen chemischen Geräthen, zu Draht und Blech, zu Destillationsapparaten in der Schwefelsäurefabrication.

### Verhalten der Salze gegen Wärme.

Gewogenes Calciumcarbonat wird in einem Platintiegel stark erhitzt und nach dem Erkalten wieder gewogen. Die Substanz ist leichter geworden. Beim Betupfen mit einer Säure entsteht kein Aufbrausen mehr. Feuchtes, rothes Lackmuspapier wird vom geglühten Calciumcarbonat gebläut. Diese Verbindung hat beim Glühen die Kohlensäure abgegeben.  $\text{CaCO}_3 = \text{CaO} + \text{CO}_2$ .

Beim starken Erhitzen von Kaliumchlorat entweicht Sauerstoff:  
 $\text{KClO}_3 = \text{KCl} + \text{O}_2$

Wird Bleinitrat:  $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$  in einer Proberöhre stark erhitzt, so bleibt rothgelbes Bleioxyd zurück, während rothbraune Dämpfe von Stickstofftetroxyd und Sauerstoff entweichen:  $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2 = \text{PbO} + \text{N}_2\text{O}_4 + \text{O}$ . Eine ähnliche Zersetzung erleidet beim Glühen Kupferniträt:  $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$ . Es bleibt Kupferoxyd zurück und Stickstofftetroxyd und Sauerstoff entweichen.  $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2 = \text{CuO} + \text{N}_2\text{O}_4 + \text{O}$ .

Beim Glühen von Eisenvitriol bleibt Eisenoxyd zurück, während Schwefeldioxyd und Schwefeltrioxyd entweichen:



**Salze mit schwachen Basen oder Salze, deren Säuren schwach und flüchtig sind, lassen sich durch Wärme leicht zersetzen.** Hieher gehören die Sulfate und Nitrate der schweren Metalle, die Carbonate der alkalischen Erden und der schweren Metalle und die Chlorate.

Die Sulfate der Alkalien und alkalischen Erden (Salze mit starken Basen), die Borate und Phosphate (Salze mit feuerbeständigen Säuren) sind durch Wärme schwieriger oder gar nicht zersetzbar.

Von der Zersetzbarkeit der Salze durch Wärme macht man Gebrauch: beim Kalkbrennen, bei der Fabrication von Vitriolöl, bei der Sauerstoffgewinnung.

### Verhalten der Salze gegen Basen.

Man fügt zu Lösungen von Silbernitrat, Magnesiumsulfat, Bleinitrat tropfenweise Natriumhydroxyd (Natronlauge); zu Lösungen von Zinksulfat, Kupfersulfat, Zinkchlorid tropfenweise Kaliumhydroxyd (Kalilauge); zu Eisenchloridlösung gibt man Ätzzammon.

Überall bilden sich Niederschläge von Hydroxyden, während neu entstandene Salze in Lösung bleiben.



Beim Zusammenreiben von Salmiak mit Calciumhydroxyd entweicht Ammoniakgas, während Chlorcalcium in Lösung bleibt:



**Beim Einwirken von Basen auf Salze findet Wechselsetzung statt und gewöhnlich wird die schwächere Base von der stärkeren aus ihren Verbindungen verdrängt.**

Gießt man in eine Lösung von Kaliumsulfat ( $\text{K}_2\text{SO}_4$ ) Barytwasser ( $\text{BaH}_2\text{O}_2$ ), so fällt Baryumsulfat zu Boden:



**Die stärkere Base wird durch die schwächere ersetzt, wenn letztere mit der Säure eine unlösliche Verbindung eingeht.**

Wird Kaliumhydrosulfat ( $\text{KHSO}_4$ ) mit Kalilauge versetzt, so entsteht neutrales Kalisulfat:  $\text{KHSO}_4 + \text{KHO} = \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$ . Wird eine Lösung von Bleiacetat (essigsäures Blei) mit Bleioxyd gekocht, und die Lösung mit Weingeist vermischt, so scheiden sich Nadeln von basischem Bleiacetat aus.

**Wenn eine Base zu einem Salze gesetzt wird, welches diese Base schon enthält, so bildet sich aus einem sauren ein neutrales, aus einem neutralen ein basisches Salz oder es findet gar keine Einwirkung statt.**

Die Zersetzung der Salze durch Basen gibt ein Mittel an die Hand, die verschiedenen Metallhydroxyde und aus diesen durch Glühen die entsprechenden Oxyde darzustellen.

## Verhalten der Salze gegen Säuren.

(Siehe Verhalten der Säuren zu einander.)

Auf der Zersetzbarkeit der Salze durch Säuren beruht die Gewinnung mancher Säuren im großen z. B. der Salzsäure aus Kochsalz und Schwefelsäure, der Salpetersäure aus Salpeter und Schwefelsäure, der Kohlensäure aus einem Carbonat und einer stärkeren Säure. Ebenso kann man gewinnen: Borsäure aus Borax und Schwefelsäure oder Salzsäure, Kieselsäure aus Wasserglas und Salzsäure.

In eine Lösung von Kaliumcarbonat leitet man Kohlensäure und erhält beim Verdampfen große, leicht lösliche Krystalle von Kaliumhydrocarbonat:  $\text{K}_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2 = 2\text{KHCO}_3$ . Zu einer Lösung von neutralem Kaliumsulfat setzt man noch ebensoviel Schwefelsäure als es

bereits enthält und dampft zur Krystallisation ein. Es fällt Kaliumhydro-  
sulfat ( $\text{KHSO}_4$ ) in langen 4seitigen Säulen heraus.  $\text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4$   
 $= 2\text{KHSO}_4$ . Basisches Bleinitrat mit Salpetersäure versetzt gibt  
neutrales Bleinitrat.  $\text{Pb} \begin{array}{c} \text{--- OH} \\ \text{--- NO}_3 \end{array} + \text{HNO}_3 = \text{Pb}(\text{NO}_3)_2 + \text{H}_2\text{O}$ .

**Bringt man zu einem Salze dieselbe Säure, welche es  
bereits enthält, so bildet sich aus einem neutralen ein saures,  
aus einem basischen ein neutrales Salz, oder es findet keine  
chemische Einwirkung statt.**

### Verhalten der Salze gegen andere Salze.

Die blaue Lösung von Kupfervitriol färbt sich, mit einer Koch-  
salzlösung gemischt, von dem entstandenen aber in Lösung gebliebenen  
Kupferchlorid grün:



Aus einer Lösung von Kupfervitriol wird durch Chlorbaryum-  
lösung unlösliches Baryumsulfat ausgefällt, während Kupferchlorid in  
Lösung bleibt:

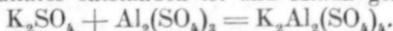


Man mischt eine Chlornatriumlösung mit einer Bittersalzlösung.  
Die Mischung bleibt farblos und klar, obgleich eine Umsetzung statt-  
gefunden hat:



**Bei der Einwirkung zweier Salze auf einander findet  
doppelte Zersetzung statt. Es entstehen durch gegenseitigen  
Umtausch der Metalle zwei neue Salze.**

**Doppelsalze.** Eine concentrirte Auflösung von Kaliumsulfat wird  
mit einer concentrirten Auflösung von Aluminiumsulfat vermischt. Es  
fällt ein Krystallpulver heraus, das durch die Vereinigung des Kalium-  
und Aluminiumsulfates entstanden ist und Alaun genannt wird.



Verbindungen zweier neutraler Salze, welche ein und dieselbe  
Säure enthalten, heißen Doppelsalze.

**Beim Vermischen zweier in Lösung befindlicher Salze,  
die gleiche Säure haben, verbinden sich beide Salze zu einem  
Doppelsalze.**

Auf dem Verhalten der Salze zu einander beruht die Gewinnung  
verschiedener Salze und des Alauns.

### Verhalten der Salze gegen Metalle.

In eine Lösung von Silbernitrat taucht man ein Kupferblech.  
Das Kupfer ersetzt in der Lösung das Silber, welches sich als feines

Pulver auf dem Kupferbleche niederschlägt:  $2\text{AgNO}_3 + \text{Cu} = \text{Cu(NO}_3)_2 + \text{Ag}_2$ . Ein Eisendraht, der in eine Kupfervitriollösung taucht, bedeckt sich sofort mit einer Schichte von metallischem Kupfer, welches durch das Eisen aus seiner Verbindung verdrängt wird. Die früher blaue Lösung färbt sich durch den in Lösung bleibenden Eisenvitriol grün:  $\text{CuSO}_4 + \text{Fe} = \text{FeSO}_4 + \text{Cu}$ . Statt Kupfervitriollösung nimmt man eine Lösung von Kupferchlorid ( $\text{CuCl}_2$ ). Es tritt dieselbe Erscheinung auf. Die Umsetzungsproducte aber sind hier Eisenchlorür ( $\text{FeCl}_2$ ) und Kupfer nach der Gleichung:  $\text{CuCl}_2 + \text{Fe} = \text{FeCl}_2 + \text{Cu}$ .

In eine verdünnte Lösung von essigsäurem Blei ( $\text{Pb}[\text{C}_2\text{H}_3\text{O}_2]_2$ ) stellt man einen Zinkstab. Es bildet sich Zinkacetat unter Freiwerden von Blei, welches sich in blättrigen Formen am Zinkstab ansetzt (Blei- oder Saturnusbaum).

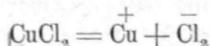
Zink	} Diese Reihe ist so zusammengestellt, dass jedes Metall aus seinen Lösungen durch alle höher stehenden Metalle ausgeschieden wird, nicht aber umgekehrt. <b>Gewisse Metalle werden aus ihren Salzlösungen durch gewisse andere Metalle ausgeschieden.</b> <b>Anwendung:</b> Um Metalle im reinen Zustande darzustellen z. B. Cementkupfer. In der gegebenen Reihe nimmt die Oxydationsfähigkeit der Metalle von oben nach unten und ebenso ihre Löslichkeit in verdünnten Säuren ab. Je weniger leicht ein Metall sich oxydiert und in verdünnten Säuren sich löst, für desto edler wird es gehalten. Daher kann man sagen:
Eisen	
Kupfer	
Zinn	
Blei	
Quecksilber	
Silber	
Platin	
Gold	

**Edlere Metalle werden durch unedlere gefällt.**

### Verhalten der Salze gegen den elektrischen Strom.

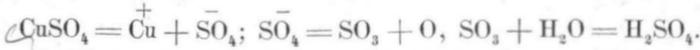
Die Stellen des Ein- und Austrittes des elektrischen Stromes werden Elektroden genannt, und zwar die Eintrittsstelle oder der positive Pol die Anode und die Austrittsstelle oder der negative Pol die Kathode (hodos = Weg, ana = aufwärts, kata = abwärts).

Durch eine U-förmige Röhre, welche mit einer Lösung von Kupferchlorid ( $\text{CuCl}_2$ ) gefüllt ist, lässt man mittelst Platinelektroden den elektrischen Strom gehen. Am negativen Pole setzt sich das Kupfer ab, während am positiven Pole sich ein Gas, das Chlor entwickelt:



Nimmt man statt Kupferchlorid Kupfersulfat ( $\text{CuSO}_4$ ), so gibt sich das Kupfer wieder an den negativen Pol und die Atomgruppe  $\text{SO}_4$  an den positiven. Die Gruppe  $\text{SO}_4$  kann aber für sich im freien Zustande nicht bestehen. Sie spaltet sich in  $\text{SO}_3 =$  Schwefeltrioxyd, welches sich im Wasser der Kupfervitriollösung zu Schwefelsäure löst,

und in Sauerstoff, welcher sich in Gasblasen um den positiven Pol entwickelt:



In einer u-förmigen Röhre wird durch eine von Veilchensirup blau gefärbte Glaubersalzlösung ( $\text{Na}_2\text{SO}_4$ ) der elektrische Strom geleitet. An beiden Polen steigen Gasblasen auf. Am positiven Pole sammelt sich der negative Bestandtheil der Verbindung, das ist die Atomgruppe  $\text{SO}_4$ , welche in O und  $\text{SO}_3$  zerfällt.  $\text{SO}_3$  löst sich im Wasser zu  $\text{H}_2\text{SO}_4$ , die als Säure blaue Pflanzensäfte roth färbt. Der frei werdende Sauerstoff steigt am positiven Pole empor. Der positive Bestandtheil des Glaubersalzes, das Natrium, wird am negativen Pole auftreten. Dieses Metall zersetzt schon bei gewöhnlicher Temperatur das Wasser unter Wasserstoffentwicklung:  $\text{Na}_2 + 2 \text{H}_2\text{O} = 2 \text{NaHO} + \text{H}_2$ . Im Momente des Freiwerdens wird daher das Natrium aus dem Wasser der Lösung Wasserstoff freimachen. Das am negativen Pole aufsteigende Gas ist daher Wasserstoff. Die Verbindung  $\text{NaHO}$  bildet in wässriger Lösung die sogenannte Natronlauge, welche als sehr starke Base den Veilchensaft grün färbt.

**Der elektrische Strom zerlegt die Salze in 2 Bestandtheile, in einen elektropositiven, das ist ein Metall, welches sich am negativen Pole ansammelt, und in einen elektronegativen, den säurebildenden Rest, welcher am positiven Pole auftritt.**

Der elektronegative Bestandtheil kann ein einfacher Körper sein wie in den Haloidsalzen, oder aber eine Atomgruppe wie in den Sauerstoffsalzen.

Die Zerlegung eines Stoffes durch Electricität wird **Elektrolyse** genannt. Derjenige Körper, welcher durch Electricität zerlegt werden kann, heißt ein Elektrolyt. Die Bestandtheile des durch Electricität zersetzten Körpers nennt man die **Jonen**, den an der Anode ausgeschiedenen Bestandtheil das **Anion**, und den an der Kathode auftretenden Körper das **Kathion**.

Wenn aus einer Kupfervitriollösung das Kupfer durch einen nicht zu stark wirkenden Strom ausgeschieden wird, so setzt es sich an der Kathode in zusammenhängenden Formen ab. Nimmt man nun als wirksamen Theil der Kathode eine Münze, eine gravierte Kupferplatte, einen mit Graphit oder Silber leitend gemachten Gipsabguss etc., so schlägt sich das Kupfer darauf nieder und bildet einen genauen Abdruck des Originals. Auf diesem Vorgange beruht die

### Galvanoplastik.

In eine concentrirte Kupfervitriollösung, die sich in einem mit Bleiplatten oder Harz ausgekleideten Holztroge befindet, taucht man an einem Metallstabe eine Kupferplatte, an einem zweiten Metallstabe die

leitend gemachten Formen, welche nachgebildet werden sollen. Den Metallstab der Kupferplatte bringt man mit dem positiven Pole, den Metallstab der Formen mit dem negativen Pole einer Batterie in Verbindung. Die Kupferplatte stellt dann die Anode, die leitend gemachte Form die Kathode vor. An letzterer, also an der Form, schlägt sich das Kupfer des Kupfervitriols zusammenhängend nieder und gibt einen genauen Abdruck. Die Schwefelsäure des Kupfervitriols sammelt sich an der Anode, also an der Kupferplatte und löst diese allmählich zu Kupfervitriol auf, wodurch der Elektrolyt fort und fort ersetzt wird.

Wendet man anstatt des Kupfervitriols passende Gold-, Silber- und Platinverbindungen an, so lässt sich auf galvanischem Wege vergolden, versilbern und platinieren. (Zum Vergolden dient eine Lösung von Goldchlorid und Cyankalium in Wasser; zum Versilbern eine Lösung von 1 Thl. Chlorsilber und 6 Thl. Cyankalium in 100 Theilen Wasser; zum Platinieren eine Lösung von Platinsalmiak in Wasser.)

---

## VI. Abschnitt.

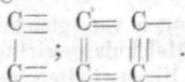
**Kohlenstoffverbindungen (organische Chemie).****Einleitung.**

Die organische Chemie ist die Lehre von den Kohlenstoffverbindungen.

**Zusammensetzung organischer Verbindungen.** Unter den Verbrennungsproducten jeder organischen Verbindung ist Kohlensäure, meistens auch Wasser. Es ist daher in allen organischen Verbindungen Kohlenstoff enthalten, in den meisten auch Wasserstoff. Da sich bei der trockenen Destillation (Erhitzen unter Luftabschluss) organischer Verbindungen unter den Destillationsproducten häufig auch Wasser ( $H_2O$ ) und Ammoniak ( $NH_3$ ) finden, so müssen Sauerstoff und Stickstoff Bestandtheile vieler organischer Verbindungen sein. Auch alle anderen Elemente können in organischen Verbindungen als Bestandtheile vorkommen. Neben Kohlenstoff als Grundelement trifft man jedoch als häufigere Bestandtheile nur Wasserstoff, Sauerstoff, Stickstoff, Schwefel und Phosphor, namentlich in solchen Verbindungen, welche in Pflanzen- und Thierorganismus vorkommen.

**Bildung und Vorkommen organischer Verbindungen.** Viele bilden sich bloß durch den Lebensprocess der Pflanzen und Thiere und konnten bis jetzt künstlich nicht dargestellt werden. Andere werden zwar im lebenden Pflanzen- und Thierorganismus gebildet, lassen sich aber auch künstlich darstellen. Eine dritte Gruppe organischer Verbindungen ist nur künstlich darstellbar, entweder durch Zersetzen der in dem Thiere oder der Pflanze entstandenen Verbindung oder durch Zusammensetzen aus den Elementen.

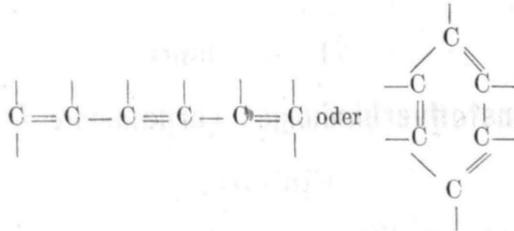
**Bau oder Structur der Kohlenstoffverbindungen.** Der Kohlenstoff ist 4wertig:  $C\equiv$ . Durch die unmittelbare oder mittelbare Anlagerung anderer Elemente an den Kohlenstoff als Stammkern entstehen die verschiedenen organischen Verbindungen. Die sich anlagernden Elemente können auch Kohlenstoffatome sein, indem sich letztere mit 1, 2 oder 3 Verbindungseinheiten untereinander binden, z. B.



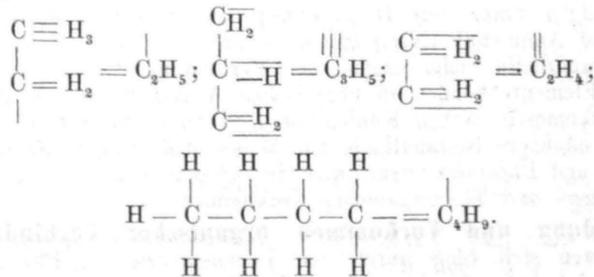
Die Zahl der freien Verbindungseinheiten von n Kohlenstoffatomen, die mit je einer Verbindungseinheit untereinander gebunden sind, ist

$2n + 2$ . Es ist z. B., wenn  $n = 5$  ist, die Zahl der freien Verbindungseinheiten gleich 12.

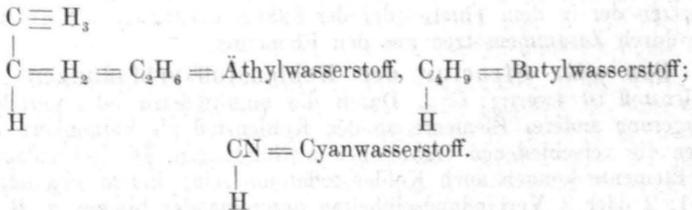
Bei vielen organischen Verbindungen mit mehr als 2 Kohlenstoffatomen wechselt einfache und doppelte Bindung. Z. B.:



Treten 2 oder mehrere Kohlenstoffatome zusammen, gleichgiltig, wie sie sich binden, so kann es geschehen, dass die freien Verbindungseinheiten durch Bindung anderer Elemente nur unvollständig befriedigt werden, wodurch 1, 2, 3 . . . n-wertige, zusammengesetzte Radicale entstehen, je nachdem 1, 2, 3 . . . n Verbindungseinheiten unbefriedigt bleiben. Z. B.:

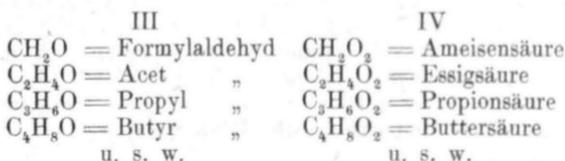
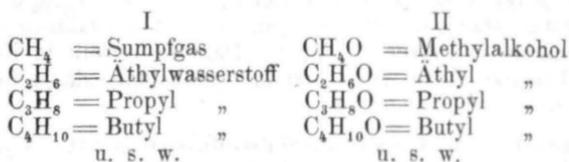


Treten an die nicht befriedigten Verbindungseinheiten zusammengesetzter Radicale andere Elemente, so entstehen gesättigte Kohlenstoffverbindungen, z. B.:



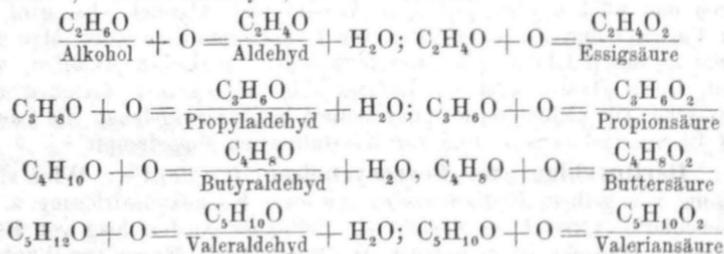
**Isomerie.** Verbindungen von gleicher procentischer Zusammensetzung und gleich großem Molekulargewichte, aber verschiedenen physikalischen und chemischen Eigenschaften nennt man isomere Verbindungen. Die Ursache der Isomerie ist die verschiedene Anordnung der Atome in den Molekülen.

## Homologe Reihen.



Reihen, in denen jedes folgende Glied um CH<sub>2</sub> mehr enthält als das unmittelbar vorausgehende, nennt man homologe Reihen.)

Die Glieder einer und derselben Reihe zeigen denselben chemischen Charakter. So sind alle Glieder der Reihe I Kohlenwasserstoffe, von II Alkohole, von III Aldehyde, von IV Säuren.



Die Glieder einer und derselben homologen Reihe geben, gleichen Veränderungen unterworfen, ähnliche Zersetzungsproducte, die selbst unter einander homolog sind. So entstehen durch Oxydation aus den Alkoholen Aldehyde, aus diesen Säuren.

Verbindungen, welche aus einander erzeugt werden können, bilden zusammen eine **genetische** oder **heterologe Reihe**. So ist Äthylalkohol, Aldehyd und Essigsäure eine genetische Reihe.

## Cyanverbindungen.

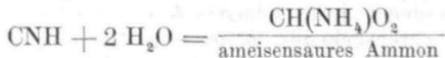
Das Radical Cyan ist:  $\overset{1}{C}N = \overset{1}{C}y$ . Das **freie Cyan**: Cy<sub>2</sub> ist ein farbloses, äußerst giftiges Gas von, den bitteren Mandeln ähnlichem Geruche, das, angezündet, mit violetter Flamme brennt und im Wasser und Alkohol löslich ist.

**Cyankalium**: CyK = CNK ist ein farbloser, krystallisierbarer Körper, der nach bitteren Mandeln riecht, in der Rothglühhitze schmilzt und im Wasser und Alkohol leicht löslich ist. Die wässrige Lösung

bläut rothes Lackmuspapier und löst Chlor-, Jod- und Bromsilber auf, daher die Anwendung des Cyankaliums in der Photographie. Es ist äußerst giftig. Man gewinnt das Cyankalium durch Glühen von gelbem Blutlaugensalze in eisernen Gefäßen. Dasselbe zerfällt in Kohlenstoffeisen, welches zu Boden sinkt und in Cyankalium, das schmilzt, abgegossen wird und dann erstarrt.

**Blausäure oder Cyanwasserstoffsäure:**  $\text{CNH} = \text{CyH}$  ist eine wasserhelle, leicht bewegliche, wenig beständige Flüssigkeit und äußerst giftig, schon ihr Dampf kann tödtlich wirken. Sie riecht nach bitteren Mandeln, siedet bei  $26.5^{\circ} \text{C}$ ., röthet Lackmuspapier und mischt sich mit Wasser und Weingeist in jedem Verhältnisse. Eine verdünnte Blausäure, welche 1 bis 2 Proc. wasserfreie Säure enthält, wird als Heilmittel gebraucht und **officinelle Blausäure** genannt.

Die wasserhaltige Blausäure zersetzt sich mit der Zeit von selbst.



**Ferrocyanalium oder gelbes Blutlaugensalz:**  $\text{Cy}_6\text{FeK}_4 + 3 \text{H}_2\text{O}$ . Blassgelbe Krystalle, die bei  $100^{\circ} \text{C}$ . ihr Krystallwasser verlieren und weiß werden, löslich in Wasser und Alkohol. Es wird in der Färberei und zur Fabrication von Cyankalium verwendet. Man gewinnt es durch Glühen von stickstoffhaltigen thierischen Abfällen, wie Blut, Horn, Haare, Klauen, Lederabfällen in eisernen Gefäßen mit Pottasche. Die Schmelze wird mit heißem Wasser ausgelaugt, die Lauge mit Eisenvitriol versetzt und zur Krystallisation eingedampft.

**Berlinerblau oder Ferrocyaneisen:**  $(\text{Cy}_6\text{Fe})_3\text{Fe}_3$ . Wird eine Lösung von gelbem Blutlaugensalze mit einer Eisenoxydsalzlösung, z. B. Eisenchlorid, versetzt, so entsteht ein tiefblauer Niederschlag von Berlinerblau. Dasselbe ist getrocknet eine dunkelblaue Masse von kupferrothem Striche, unlöslich in Wasser und Alkohol, löst sich aber in Oxalsäure  $(\text{C}_2\text{H}_2\text{O}_4)$  auf. Eine solche Lösung wird als blaue Tinte verwendet. Berlinerblau wird in der Färberei gebraucht.

**Ferricyanalkalium oder rothes Blutlaugensalz:**  $\text{Cy}_6\text{FeK}_3$ . Wird Chlorgas in eine Lösung von gelbem Blutlaugensalz geleitet, so färbt sich dieselbe grünlich braun. Beim Abdampfen der Lösung scheidet sich rothes Blutlaugensalz in rothen Krystallen aus. In Wasser mit grünlich-brauner Farbe löslich, unlöslich in Alkohol. Aus Ferrisalzen (Eisenoxydulsalzen) fällt rothes Blutlaugensalz (**Ferricyaneisen oder Turnbillsblau:**  $(\text{Cy}_{12}\text{Fe}_3)\text{Fe}_3$ ).

### Harnstoff: $\text{CON}_2\text{H}_4$ .

Gestreifte, lange, farblose Prismen von kühlendem Geschmacke, leicht löslich in Wasser und Alkohol. Die Krystalle schmelzen bei  $100^{\circ} \text{C}$ . und zersetzen sich, wenn sie stark erhitzt werden. Harnstoff ist ein Hauptbestandtheil des Harns und kann auch aus demselben gewonnen werden. Beim Faulen des Harns verwandelt sich der Harn-

stoff unter Wasseraufnahme in Ammoniumcarbonat:  $\text{CH}_4\text{N}_2\text{O} + 2\text{H}_2\text{O} = (\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$ . Daher ist im faulen Harn kein Harnstoff enthalten.

## Kohlenstoffverbindungen mit einfacher Bindung der Kohlenstoffe.

Kohlenwasserstoffe von der allgemeinen Form:  $\text{C}_n\text{H}_{2n+2}$ .

Sie bilden eine homologe Reihe:

$\text{C}_1\text{H}_4$ = Methylwasserstoff	$\text{C}_8\text{H}_{18}$ = Octylwasserstoff
$\text{C}_2\text{H}_6$ = Aethylwasserstoff	$\text{C}_9\text{H}_{20}$ = Nonylwasserstoff
$\text{C}_3\text{H}_8$ = Propylwasserstoff	$\text{C}_{10}\text{H}_{22}$ = Rutilwasserstoff
$\text{C}_4\text{H}_{10}$ = Butylwasserstoff	$\text{C}_{11}\text{H}_{24}$
$\text{C}_5\text{H}_{12}$ = Amylwasserstoff	$\text{C}_{12}\text{H}_{26}$ = Laurylwasserstoff
$\text{C}_6\text{H}_{14}$ = Hexylwasserstoff	$\text{C}_{13}\text{H}_{28}$ = Cocylwasserstoff
$\text{C}_7\text{H}_{16}$ = Heptylwasserstoff	$\text{C}_{14}\text{H}_{30}$ = Myrylwasserstoff

**Methylwasserstoff Sumpfgas:**  $\text{CH}_4$ . Beim Glühen eines innigen Gemenges von Natriumacetat ( $\text{C}_2\text{H}_3\text{NaO}_2$ ) und Natronkalk in einer schwer schmelzbaren Glasröhre entweicht Methylwasserstoff als ein farb- und geruchloses Gas, das man über Wasser auffängt.

Man füllt einen Glascylinder, der mit einem Hahn versehen ist, mit Sumpfgas, drückt den Cylinder in das Wasser der pneumatischen Wanne, öffnet den Hahn und nähert dem ausströmenden Gase einen brennenden Körper. Es brennt mit gelblicher, wenig leuchtender Flamme. Ein Reagentienfläschchen wird zu  $\frac{1}{3}$  mit Sumpfgas, zu  $\frac{2}{3}$  mit Sauerstoff gefüllt und mit einem Tuche umwickelt. Hierauf entzündet man das Gemisch mit einem langen, brennenden Holzspäne. Es tritt heftige Explosion ein.

**Das Sumpfgas bildet mit dem doppelten Volumen Sauerstoff oder dem 10fachen Volumen atmosphärischer Luft ein entzündliches, explodierbares Gemenge.**

In Kohlenbergwerken tritt der Methylwasserstoff als Zersetzungsproduct der Steinkohlen auf und bildet hier mit Luft gemengt die schlagenden Wetter. In sehr reichlicher Menge entwickelt sich Sumpfgas aus dem Schlamme stehender Wässer, in denen organische Substanzen verwesen.

Die anderen Kohlenwasserstoffe der Reihe  $\text{C}_n\text{H}_{2n+2}$ , sind bis inclusive Butylwasserstoff ( $\text{C}_4\text{H}_{10}$ ) brennbare Gase, die folgenden bis  $\text{C}_{12}\text{H}_{26}$  Flüssigkeiten, welche Fettstoffe auflösen und sich im amerikanischen Petroleum finden, die höheren Glieder dieser Reihe sind fest und werden mit dem Namen Paraffine bezeichnet.

**Chloroform:**  $\text{CHCl}_3$  erhält man im großen durch Destillation eines Gemisches aus Alkohol oder Holzgeist, Chlorkalk und Wasser. Chloroform ist eine farblose, leicht bewegliche Flüssigkeit von eigenthümlich angenehmem Geruche, schwerer als Wasser, in demselben unlöslich und nur schwer entzündlich. Die Dämpfe des Chloroforms führen, eingeathmet, eine größere oder geringere Herabminderung des

Gefühls und des Bewusstseins herbei. Daher seine Anwendung in der Medicin und Chirurgie.

### Alkohole.

$\text{CH}_4$  = Methylwasserstoff,  $\text{CH}_3\text{OH}$  = Methylalkohol  
 $\text{C}_2\text{H}_6$  = Äthylwasserstoff,  $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$  = Äthylalkohol,  $\text{C}_2\text{H}_4(\text{OH})_2$  = Äthylenalkohol.

$\text{C}_3\text{H}_8$  = Propylwasserstoff,  $\text{C}_3\text{H}_7\text{OH}$  = Propylalkohol,  $\text{C}_3\text{H}_6(\text{OH})_2$  = Propylenalkohol,  $\text{C}_3\text{H}_5(\text{OH})_3$  = Glyceralkohol.

Alkohole sind flüssige oder feste aus Kohlenstoff, Wasserstoff und Sauerstoff bestehende Körper, die aus Kohlenwasserstoffen entstehen, indem in diesen ein oder mehrere Wasserstoffatome durch je ein Hydroxyl (OH) ersetzt werden. Nach der Anzahl der vorhandenen Hydroxyle unterscheidet man 1, 2, 3 und mehratomige Alkohole.

**Methylalkohol oder Holzgeist:**  $\text{CH}_3\text{OH} = \text{CH}_4\text{O}$ . In den Destillationsproducten des Holzes ist etwa 1 Proc. Holzgeist enthalten. Methylalkohol ist eine farblose, leicht bewegliche Flüssigkeit von angenehmem geistigem Geruche, siedet bei  $65^\circ \text{C}$ ., brennt angezündet mit schwach leuchtender Flamme, ist mit Wasser in allen Verhältnissen mischbar und löst viele Harze, Fette und ätherische Öle. Innerlich genommen wirkt er im concentrirten Zustande als Gift, im verdünnten berauschend. Er findet als Lösungsmittel und als Brennmaterial Anwendung.

**Äthylalkohol, gewöhnlicher Alkohol oder Spiritus:**  
 $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH} = \text{C}_2\text{H}_6\text{O}$ .

**Gewinnung.** Der Äthylalkohol bildet sich bei der geistigen Gährung, d. i. bei der Spaltung einer Traubenzuckerlösung in Alkohol und Kohlensäure.  $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6 = 2\text{C}_2\text{H}_6\text{O} + 2\text{CO}_2$ .

Die gegohrene Flüssigkeit wird in eigens dazu construirten Apparaten der Destillation unterworfen. Die Alkoholdämpfe gehen mit Wasserdämpfen gemischt über und werden durch Abkühlung zu einer Flüssigkeit verdichtet. Daher ist der so gewonnene Alkohol immer mehr oder weniger wasserhaltig. Durch Schütteln mit gebranntem Kalk oder entwässertem Kupfervitriol erhält man wasserfreien oder **absoluten** Alkohol.

**Eigenschaften.** Farblose, leicht bewegliche Flüssigkeit von angenehmem geistigem Geruche, specif. Gew. =  $0.8095$ , siedet bei  $78.4^\circ \text{C}$ ., gefriert noch nicht bei  $-100^\circ \text{C}$ . Beim Verdünnen mit Wasser tritt Erwärmung des Gemisches und Volumverminderung ein. Das specifische Gewicht des Alkohols nimmt mit dem Wassergehalte zu. Gießt man auf Chromtrioxyd Alkohol, so entzündet sich derselbe sofort und reducirt die Chromsäure zu Chromoxyd. Der Äthylalkohol löst eine große Anzahl gasförmiger, flüssiger und fester Körper, namentlich Harze, Fette, flüchtige Öle, Lacke und viele Farbstoffe. Alkoholische Lösungen verschiedener in der Medicin verwendeter Substanzen nennt man auch

**Tincturen**, z. B. Jodtinctur. Organischen Substanzen entzieht er begerig das Wasser. Daher wirkt absoluter Alkohol giftig. Verdünnter Alkohol berauscht.

**Anwendung.** Als Brennmaterial, als Lösungsmittel, zur Gewinnung von Essigsäure, Äther, Chloroform, als Wasser entziehendes Mittel zur Aufbewahrung anatomischer Präparate, zur Verfertigung von Weingeistthermometern für niedere Temperaturgrade, verdünnt als Getränk in den verschiedenen geistigen Getränken wie Brantwein, Liqueure, Bier und Wein.

### Gährung, Fäulnis, Verwesung.

Eine mäßig concentrirte Traubenzuckerlösung versetzt man mit etwas Bierhefe und überlässt sie dann bei einer Temperatur zwischen 20 und 30° C. sich selbst. Bald entwickeln sich Gasblasen von Kohlensäure. Die Flüssigkeit trübt sich. Unterwirft man dieselbe, nachdem die Entwicklung von Kohlensäure aufgehört hat, der Destillation, so erhält man als Destillationsproduct kleine Mengen von Äthylalkohol. Der Zucker ist verschwunden, indem er sich in Alkohol und Kohlensäure gespalten hat. Wird der Zuckerlösung keine Bierhefe zugesetzt, so geht diese Spaltung nicht vor sich.

Die Spaltung einer organischen Verbindung in einfachere Verbindungen unter dem Einflusse und der Berührung eines anderen bestimmten Stoffes heißt **Gährung**.

Der Stoff, welcher die Spaltung durch seine Gegenwart veranlasst, wird **Ferment** genannt.

Unter dem Einflusse faulender, stickstoffhaltiger Stoffe verwandelt sich der Traubenzucker zuerst in Milchsäure, dann unter Entwicklung von Kohlensäure und Wasserstoff in Buttersäure.

**Die Gährungsproducte sind verschieden nach der Natur des Fermentes.**

Nach der Beschaffenheit der Gährungsproducte unterscheidet man eine Alkohol-, Milchsäure- und Buttersäuregährung. Die Alkoholgährung wird auch **geistige Gährung** genannt.

**Verwesung** ist ein Oxydationsprocess organischer Körper bei gewöhnlicher Temperatur, in Folge dessen sie sich in die einfachsten anorganischen Verbindungen, nämlich in Kohlensäure, Wasser und Ammoniak spalten.

Findet der Zersetzungsprocess des dem Lebensinflusse entzogenen Thier- oder Pflanzenkörpers bei ungenügendem Luftzutritte statt und ist er begleitet von der Bildung übelriechender Gase, so wird er **Fäulnis** genannt.

**Bedingungen der geistigen Gährung.**

1. Eine wässrige Lösung von Zucker im Verhältnisse von 1 Theil Zucker bis 10 Thl. Wasser.
2. Gegenwart von Hefe.
3. Atmosphärische Luft.
4. Eine Temperatur zwischen 4° und 30° C.

## Geistige Getränke.

**Brantwein** ist ein mit Wasser verdünnter Alkohol. Durch Gäh- rung zuckerhaltiger Flüssigkeiten erhält man alkoholische, aus wel- chen man durch Destillation den Brantwein darstellt. Zuckerhaltige Flüssigkeiten sind die Kartoffelmaische, die Cerealienmaische, Melasse aus Zuckerfabriken. Durch den Maischprocess wird das Stärkemehl der Cerealien und Kartoffeln in Zucker verwandelt. Der Alkoholgehalt des Brantweins beträgt 20 bis 30 Procent.

**Liqueure** sind Brantweine, die man mit Zucker und aromatischen Pflanzenstoffen versetzt hat.

**Bier** ist der wässrige, gegohrene Auszug gekeimter Gerste. Die wichtigsten Operationen bei der Bierbereitung sind:

1. Das **Malzen** besteht in der künstlich herbeigeführten Keimung der Gerste. Die gekeimte Gerste heißt **Malz**. Der Zweck des Malzens ist das Überführen des Stärkemehls der Gerste in Zucker.

2. Das **Maischen**. Man bereitet aus dem zerkleinerten (geschro- tenen) Malze einen heißen (70 bis 75° C.) wässrigen Auszug. In Lösung geht Zucker und Dextrin. Diesen Auszug nennt man die **Bierwürze**.

3. Das **Kochen der Würze mit Hopfen**. Das Kochen bezweckt das Concentriren der Würze und Ausscheiden der Eiweißstoffe. Durch den Hopfen erhält das Bier Wohlgeschmack und größere Halt- barkeit.

4. Das **Kühlen der Würze** bis auf mindestens 12° C., um die Essigbildung zu verhindern.

5. Das **Gähren**. Unter Zusatz von Hefe zerfällt der Zucker der Würze in Alkohol und Kohlensäure. Leitet man die Gähung bei einer Temperatur von 14° C. ein, so geht dieselbe stürmisch und sehr rasch vor sich, die Hefe scheidet sich an der Oberfläche der Flüssigkeit ab (Oberhefe) und lässt einen größeren Theil von stickstoffhaltigen, fäul- nisfähigen Bestandtheilen zurück. Daher sind durch Obergähung er- haltene Biere wenig haltbar.

Unter 10° C. geht die Gähung ruhig und langsam vor sich. Die Hefe sammelt sich größtentheils am Boden des Gährgefäßes (Unterhefe) mit den meisten in der Würze enthaltenen Eiweißstoffen ab. Durch Untergähung erzeugte Biere sind daher haltbarer als die durch Ober- gähung erhaltenen.

6. Durch das **Nachgähren und Lagern** wird die im Biere ge- löste Kohlensäure erzeugt.

**Bestandtheile des Bieres**. Alkohol 2 bis 5 Procent, Wasser 75 bis 95 Proc., Kohlensäure 0.1 bis 0.8 Proc., unzersetzter Zucker 2 bis 8 Proc., Dextrin 2 bis 10 Proc., außerdem Hopfen und Mine- ralsalze.

**Wein** ist gegohrener Weintraubensaft. Den aus den Trauben gepressten Saft nennt man **Most**, die Pressrückstände **Trester**. Der Most enthält Traubenzucker gelöst, welcher beim Gähren in Alkohol

und Kohlensäure zerfällt. Den gegohrenen Most lässt man in Fässern nachgähren. Bei der Nachgärung wird der noch nicht zersetzte Zucker vollständig in Alkohol und Kohlensäure zerlegt und Weinstein (saurer weinsaures Kali) ausgeschieden. Der Wein wird darauf durch Abziehen in die Lagerfässer gefüllt.

Um **Rothwein** zu erzeugen, lässt man die Schalen der blauen Weinbeeren mit dem Saft gähren. Der blaue Farbstoff wird durch die freie Säure des Weines in Roth übergeführt.

Der Alkoholgehalt der Weine ist sehr verschieden. Er variiert zwischen 7 und 24 Procent. Außerdem enthält der Wein Wasser, Gummi, Extractivstoffe, Weinsäure, Weinstein, Mineralsalze, unzersetzten Traubenzucker und kleine Mengen von zusammengesetzten Äthern, welche die Ursache des feinen Geschmacks (Aroma, Bouquet, Blume) sind, der jeder Weinsorte eigenthümlich ist.

**Amylalkohol oder Kartoffelfuselöl:**  $C_5H_{11}.OH = C_5H_{12}O$ . Dieser Alkohol bildet sich neben Äthylalkohol bei der Gärung der Kartoffelmaische, daher er häufig in nicht gut gereinigtem Kartoffelbrantweine enthalten ist. Um fuselhaltigen Brantwein zu entfuseln, destilliert man denselben über Knochenkohle, welche den Amylalkohol aufnimmt. Der Amylalkohol ist eine farblose, in Wasser wenig lösliche Flüssigkeit von unangenehmem, zum Husten reizenden Geruche, ist giftig. Gießt man etwas fuselhaltigen Brantwein auf die Hand und reibt, so tritt der Fuselgeruch sehr deutlich hervor.

#### Kohlenwasserstoffe der allgemeinen Form: $C_nH_{2n}$ .

$C_2H_4$ = Äthylen	} Gase	$C_8H_{16}$ = Octylen	} Flüssigkeiten
$C_3H_6$ = Propylen		$C_9H_{18}$ = Nonylen	
$C_4H_8$ = Butylen		$C_{10}H_{20}$ = Diamylen	
$C_5H_{10}$ = Amylen		$C_{16}H_{32}$ = Ceten	
$C_6H_{12}$ = Hexylen		$C_{27}H_{54}$ = Ceroten	
$C_7H_{14}$ = Heptylen	} Flüssigkeiten.	$C_{30}H_{60}$ = Melen	} fest.

**Freies Äthylen:**  $C_2H_4$ . Man erhitzt ein Gemenge von 1 Thl. Alkohol und 5 Thl. conc. Schwefelsäure, welches mit Sand zu einer halbflüssigen Masse angerührt wurde. Das entweichende Äthylengas wird unter Wasser aufgefangen:  $C_2H_6O + H_2SO_4 = C_2H_4 + H_2SO_4 + H_2O$ . Das Äthylen ist ein farbloses Gas von unangenehmem Geruche, lässt sich durch Druck zu einer Flüssigkeit verdichten. Gibt mit 3 Vol. Sauerstoff oder 15 Vol. atmosphärischer Luft ein beim Entzünden heftig explodierendes Gemenge. Angezündet zerfällt das Äthylen zu Methylwasserstoff und Kohlenstoff:  $C_2H_4 = CH_4 + C$ . Brennt mit heller, leuchtender Flamme. Äthylen bildet neben Butylen einen Hauptbestandtheil des **Leuchtgases**, welches durch trockene Destillation von Steinkohlen oder auch von Holz gewonnen wird.

Die Kohlenwasserstoffe von der Form  $C_nH_{2n}$  können sich durch Addition mit 2 Atomen Chlor oder Brom verbinden und erscheinen daher als 2wertige Radicale. Treten an die Stelle von Chlor oder Brom Hydroxyle (OH), so entstehen

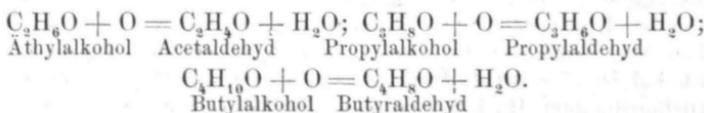
### Zweiatomige Alkohole.

Die zweiatomigen Alkohole sind farblose, dickliche Flüssigkeiten von meist süßem Geschmacke, daher man sie auch Glykole nennt (glykys = süß). Im Wasser und Alkohol löslich.

### Dreiatomige Alkohole.

Glycerylalkohol oder Glycerin:  $C_3H_5(OH)_3 = C_3H_8O_3$  erhält man als Nebenproduct bei der Zerlegung der Fette durch Wasserdampf oder starke Basen (Verseifung), so namentlich bei der Stearinkerzen-fabrication. Glycerin ist eine farblose, sirupdicke, süß schmeckende Flüssigkeit, die sich in allen Verhältnissen im Wasser und Alkohol löst, wenig löslich in Äther. An der Luft erhitzt wird es theils zersetzt, theils verflüchtigt es sich. Es wird in der Medicin, dann zur Fabrication von Seifen, Pomaden und von Nitroglycerin (Nobels Sprengöl) angewendet.

### Aldehyde.



Die Aldehyde entstehen durch gemäßigte Oxydation aus den Alkoholen. Die Aldehyde sind flüchtige Flüssigkeiten, die sich an der Luft rasch höher oxydieren. Mit Ammoniak und sauren schweflig-sauren Alkalien gehen sie krystallisierte Doppelverbindungen ein. Aus Silbersalzen scheiden sie das Silber als Metallspiegel ab.

### Säuren, welche den Alkoholen mit einfacher Bindung des Kohlenstoffs entsprechen.

Einatomigen Alkoholen entsprechende Säuren von der allgemeinen Form:  $C_nH_{2n}O_2$ .

**Ameisensäure:**  $CH_2O_2$ . In einer tubulierten Glasglocke lässt man etwas Methylalkohol bei gewöhnlicher Temperatur verdampfen und den Dampf über frisch ausgeglühten Platinmohr streichen. Nach kurzer Zeit wird sich ein in den Tubulus eingeklemmtes, befeuchtetes Lackmuspapier röthen. Der vom Platinmohr absorbierte Sauerstoff oxydiert unter Vermittelung des Platins den Holzgeist zu Ameisensäure.  $CH_4O + O_2 = CH_2O_2 + H_2O$ . Die Ameisensäure ist eine farblose, nach Ameisen riechende Flüssigkeit, siedet bei  $99^\circ C.$ , erstarrt bei  $1^\circ C.$  zu einer krystallinischen Masse, mischt sich mit Wasser in allen Verhältnissen. Diese Säure findet sich in den Ameisen, in den Haaren der Processionsraupe, in den Brennesseln und Fichtennadeln, sowie in verschiedenen thierischen Säften.

Die Ameisensäure ist Ibasisch. Ihre Salze werden **Formiate** genannt. Sättigt man Ameisensäure durch Ammoniak ab, so fallen im

Urw. Bibl.  
München

Wasser leicht lösliche Krystalle von ameisensaurem Ammonium oder **Ammoniumformiat**:  $\text{CH}(\text{NH}_4)\text{O}_2$  heraus, die rasch auf  $200^\circ \text{C}$ . erhitzt, in Wasser und Blausäure zerfallen:  $\text{CH}(\text{NH}_4)\text{O}_2 = 2\text{H}_2\text{O} + \text{CNH}$ .

**Essigsäure.** Äthylalkohol wird wie Holzgeist durch Platinmohr oxydiert. Das Oxydationsproduct ist Essigsäure:



Wird Holz der trockenen Destillation unterworfen, so erhält man als Destillationsproduct unreine Essigsäure (Holzessig) und Theer, welcher von dem dünnflüssigen Holzessig abgossen werden kann. Holzessig reagiert sauer.

Die Essigsäure ist eine farblose, stark sauer riechende, ätzende Flüssigkeit, die unter  $+17^\circ \text{C}$ . zu blätterigen Krystallen erstarrt (Eisessig), zieht aus der Luft Wasser an und mischt sich damit in allen Verhältnissen.

**Essig** ist verdünnte Essigsäure mit verschiedenen Beimengungen.

Die **Essigbildung** ist ein Oxydationsprocess alkoholhaltiger Flüssigkeiten. Diese Oxydation findet am leichtesten statt:

1. Wenn die alkoholische Flüssigkeit nicht unter 3 Procent und nicht über 20 Proc. Alkohol enthält.

2. Wenn die Temperatur zwischen  $12^\circ$  und  $38^\circ \text{C}$ . liegt.

3. Wenn die atmosphärische Luft reichlich Zutritt hat und häufig erneuert wird.

4. Wenn ein Körper vorhanden ist, welcher den Sauerstoff auf den Alkohol überträgt (Essigferment), wie der Essig selbst, der Essigpilz, der Platinmohr und der Platinschwamm.

Die Essigbildung nennt man wohl auch Essiggährung.

**Verfälschungen des Essigs.** Abgesehen von der Verdünnung mit Wasser wird der Essig bisweilen durch Zusatz stärkerer Säuren, wie Schwefelsäure, Salzsäure, Salpetersäure, Weinsäure und Beimengung scharfer Pflanzenstoffe, wie Pfeffer, gefälscht.

Die Essigsäure ist eine Ibasische Säure und gibt mit Metallen die essigsäuren Salze oder **Acetate**.

**Bleiacetat oder Bleizucker:**  $\text{Pb}(\text{C}_2\text{H}_3\text{O}_2)_2 + 3\text{H}_2\text{O}$ . Bleiglätte ( $\text{PbO}$ ) wird in Essigsäure gelöst und die Lösung durch Abdampfen concentrirt. Es fallen große, farblose, prismatische Krystalle heraus, von widrig-süßem Geschmacke, löslich in Wasser und Alkohol. Bleiacetat ist giftig und findet in der Medicin und zur Gewinnung verschiedener Farben Anwendung.

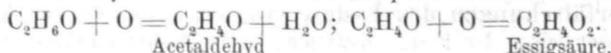
**Kupferacetat:**  $\text{Cu}(\text{C}_2\text{H}_3\text{O}_2)_2 + 3\text{H}_2\text{O}$ . Man mischt warme Lösungen von Natriumacetat und Kupfervitriol. Beim Erkalten fallen blaugüne, prismatische Krystalle von Kupferacetat oder destilliertem Grünspan heraus. Der gewöhnliche Grünspan ist basisches Kupferacetat, welches man erhält, wenn man in Essigsäure oder Essig getauchtes Kupfer an der Luft liegen lässt. Das Kupfer überzieht sich mit einer dicken, grünen Kruste von Grünspan, welche von Zeit zu Zeit abgeschabt wird. Grünspan ist giftig. Er wird in der Färberei und Zeugdruckerei und zur Verfertigung von Farben verwendet.

**Schweinfurter Grün.** Heiße, wässrige Lösungen von arseniger Säure und Kupferacetat werden gemischt, einige Zeit gekocht und dann mit etwas Essig versetzt. Es scheidet sich ein hellgrünes Pulver aus, das ein Gemisch von arsenigsaurem und essigsaurem Kupferoxyd ist und im Handel unter dem Namen Schweinfurter Grün vorkommt. Es findet als Farbe Anwendung, ist aber höchst giftig.

**Buttersäure:**  $C_4H_8O_2$  findet sich in verschiedenen thierischen Säften, so z. B. im Schweiß, in Verbindung mit Glycerin in der Butter. Beim Ranzigwerden derselben wird die Buttersäure frei und gibt dann der ranzigen Butter den eigenthümlichen Geruch. Buttersäure ist enthalten in den sauren Gurken, im Sauerkraut und bildet sich bei der Buttersäuregährung aus Zucker:  $C_6H_{12}O_6 = C_4H_8O_2 + 2CO_2 + H_2$ . Die reine Buttersäure ist eine farblose, nach ranziger Butter riechende Flüssigkeit von stark saurem Geschmacke.

Die **Palmitinsäure:**  $C_{16}H_{32}O_2$  und die **Stearinsäure:**  $C_{18}H_{36}O_2$  sind feste, krystallinische Körper. Mit Glycerin verbunden bilden sie einen Hauptbestandtheil der Fette. Die Stearinkerzen sind ein Gemenge aus vorwiegender Stearinsäure mit Palmitinsäure, welches man mit etwas Wachs verschmolzen hat.

**Allgemeines über die Säurereihe  $C_nH_{2n}O_2$ .** Die Säuren dieser homologen Reihe sind einbasisch und werden wegen ihres Vorkommens in Pflanzen- und Thierfetten auch Fettsäuren genannt. Sie entstehen durch Oxydation aus den einatomigen Alkoholen der Reihe:  $C_nH_{2n+2}O$ . Jedem solchen Alkohole entspricht eine Fettsäure von gleichem Kohlenstoffgehalte. Bei der Oxydation geht der Alkohol zuerst in den Aldehyd und dieser in die entsprechende Säure über. Z. B.



Die Säuren bis mit inclusive 10 Kohlenstoffen sind bei gewöhnlicher Temperatur flüssig und lassen sich unzersetzt destillieren, d. h. sie sind flüchtig. Einige dieser **flüchtigen Fettsäuren** bringen auf Papier wieder verschwindende Fettflecken hervor. Sie sind im Wasser, Alkohol und Äther meistens löslich. Die Löslichkeit nimmt aber mit der Erhöhung des Kohlenstoffgehaltes ab. Sie reagieren sauer. Von mit 12 Kohlenstoff angefangen nach aufwärts sind die Fettsäuren bei gewöhnlicher Temperatur fest, geruch- und geschmacklos und bringen auf Papier nicht wieder verschwindende Fettflecken hervor, im Wasser unlöslich, löslich in heißem Alkohol und Äther.

### Zweiatomigen Alkoholen entsprechende Säuren.

Der saure Charakter der organischen Säuren wird bedingt durch die Carboxylgruppe: COOH, welche durch Oxydation aus der Atomgruppe:  $CH_2.OH$ , einem Alkoholreste, entsteht. Diese Atomgruppe ist in den 2atomigen Alkoholen 2mal enthalten. Daher entsprechen jedem solchen Alkohole 2 Säuren. Die Säuren, welche nur eine Carboxylgruppe haben und den 2atomigen Alkoholen von der Form  $C_nH_{2n+2}O_2$  entsprechen, werden nach der best bekannten unter dem Namen

Milchsäurereihe zusammengefasst. Die Dicarbonsäuren dieser 2atomigen Alkohole — Säuren mit 2 Carboxylgruppen — bilden zusammen die Oxalsäurereihe, benannt nach dem ersten Gliede dieser Reihe.

### Milchsäurereihe: $C_nH_{2n}O_n$ .

Die **Gährungsmilchsäure**:  $C_3H_6O_3$  findet sich in der sauren Milch, im Sauerkraut, in der Gerberlohe. Sie entsteht bei der Milchsäuregärung des Traubenzuckers. Sie ist eine farb- und geruchlose, dickliche Flüssigkeit von saurem Geschmacke, in Wasser, Alkohol und Äther löslich.

**Sauerwerden der Milch.** Der in der Milch der Säugethiere vorkommende Milchzucker wird durch den Käsestoff der Milch (Casein), welcher als Ferment wirkt, in Milchsäuregärung versetzt. Die entstandene Milchsäure säuert die Milch an.

Die **Fleischmilchsäure**:  $C_2H_6O_3$  findet sich im Muskelfleische und in verschiedenen thierischen Säften.

Die Salze der Milchsäuren heißen **Lactate**.

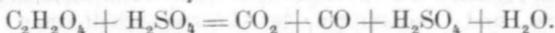
### Oxalsäurereihe: $C_nH_{2n-2}O_4$ .

**Oxalsäure**:  $C_2H_2O_4$  findet sich als Kalisalz im Sauerklee (Oxalis acetosella), im Sauerampfer, als Natronsalz in Salicornia- und Salsolaarten, als Kalksalz in manchen Harnsteinen, als Ammoniumsalz im Guano.

Die Oxalsäure bildet sich bei der Oxydation der verschiedensten organischen Substanzen und auf diesen Umstand gründet sich auch ihre Darstellung aus Zucker und Sägespänen (Cellulose).

Man kocht Zucker mit Salpetersäure und dampft zur Krystallisation ab. Die Oxalsäure scheidet sich in farblosen Prismen aus und wird durch Umkrystallisieren gereinigt.

Die Oxalsäure bildet farblose Prismen mit 2 Molekülen Krystallwasser, die an der Luft verwittern, in Wasser und Alkohol löslich sind. Beim Erhitzen mit Schwefelsäure zerfällt die Oxalsäure in Kohlensäure und Kohlenoxyd:



Oxalsäure ist giftig. Da diese Säure 2 Carboxylgruppen enthält, so ist sie eine 2basische Säure und kann 2 Reihen von Salzen geben: neutrale und saure. Die oxalsauren Salze werden auch **Oxalate** genannt.

Aus dem Saft des Sauerklees und des Sauerampfers scheiden beim Abdampfen farblose Krystalle von **saurem Kaliumoxalat**:  $C_2HKO_4$  aus, welche im Wasser nur wenig löslich sind. Das saure Kaliumoxalat (Kaliumhydroxalat) erscheint im Handel unter dem Namen **Kleesalz**.

**Alkoholischer und basischer Wasserstoff organischer Säuren.** Der Wasserstoff sämtlicher Hydroxyle lässt sich leicht durch Alkoholradicale ersetzen. Man nennt solchen Wasserstoff **alkoholischen Wasserstoff**. Die Zahl der **alkoholischen Wasserstoff-**

**atome** einer Säure ist gleich der Anzahl der in der Säure vorhandenen Hydroxyle.

Durch Metalle ist nur der Wasserstoff der Carboxylgruppen leicht ersetzbar. Man nennt solchen Wasserstoff **basischen** Wasserstoff. Die **Basieität** einer Säure ist gleich der Anzahl ihrer Carboxylgruppen.

Es hat somit jede Fettsäure 1 alkoholisches und 1 basisches Wasserstoffatom, jede Säure der Milchsäurereihe 2 alkoholische und 1 basisches, jede Säure der Oxalsäurereihe 2 alkoholische und 2 basische Wasserstoffatome.

**Vier alkoholische und zwei basische** Wasserstoffatome hat die **Weinsäure**:  $C_4H_6O_6$ . Es gibt mehrere isomere Weinsäuren von der Zusammensetzung  $C_4H_6O_6$ . Die wichtigste ist die

**Rechtsweinsäure** oder gewöhnliche Weinsäure. Dieselbe ist im Pflanzenreiche sehr verbreitet, sowohl im freien Zustande, als auch als saures Kali- und Kalksalz, besonders in den unreifen Früchten, namentlich in den Trauben. Man gewinnt sie aus Weinsteinlösungen durch Behandlung mit Kreide und Schwefelsäure.

Die Weinsäure krystallisiert in großen, monoklinischen, an der Luft unveränderlichen Prismen, die sich im Wasser und Alkohol lösen, nicht aber in Äther. Die wässrige Lösung lenkt die Polarisationsebene nach rechts, daher Rechtsweinsäure genannt. Die Weinsäure schmeckt angenehm sauer. Wird sie rasch über freiem Feuer erhitzt, so verwandelt sie sich unter Wasserabgabe in das Weinsäureanhydrit, eine gelbliche, zerfließliche Masse:



Bei starkem Erhitzen tritt unter Kohlensäure- und Wasserabgabe vollständige Zersetzung ein.

Weinsäure wird in der Medicin und Färberei verwendet. Die Salze der Weinsäure heißen **Tartrate**.

**Weinstein** = saures weinsaures Kali = **Kaliumhydrotartrat**:  $C_4H_5KO_6$  setzt sich beim Lagern des Weines in den Weinfässern in Form brauner Krusten ab und wird durch Umkrystallisieren gereinigt.

**Seignettesalz**. Durch Absättigen von Weinsteinlösung mit Natriumcarbonat und Verdampfen der Lösung erhält man weinsaures Kali-Natron (Seignettesalz):  $C_4H_4KNaO_6$  in farblosen, säulenförmigen Krystallen, das in der Medicin Anwendung findet.

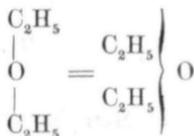
**Brechweinstein**. Wird Weinsteinlösung mit Antimonoxyd gekocht und die Lösung zur Krystallisation eingedampft, so scheiden sich farblose Krystalle aus von weinsaurem Antimonoxyd-Kali oder Brechweinstein:  $C_4H_4O_6KSbO$ . Dieses Salz hat einen metallisch ekelhaften Geschmack, wirkt brechenerregend und ist giftig. Es findet in der Medicin Anwendung.

**Vier alkoholische und drei basische** Wasserstoffatome hat die **Citronensäure**:  $C_6H_8O_7$ . Sie findet sich in den Citronen, Stachelbeeren, Johannisbeeren und Vogelbeeren. Farblose, stark sauer schmeckende, im Wasser und Alkohol lösliche Krystalle.

## Äther.

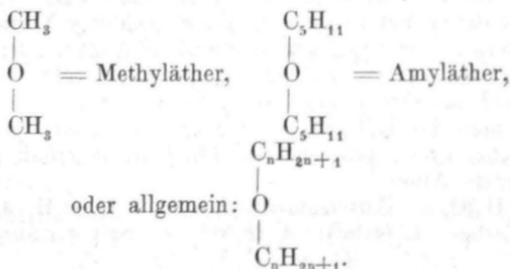
### Einfache Äther.

Äthyläther = gewöhnlicher Äther:



In einem Kochkolben erhitzt man ein Gemisch aus 9 Thl. conc. Schwefelsäure und 5 Thl. Alkohol bis auf eine Temperatur von 140° C. Die entstehenden Dämpfe werden in einem Kühlgefäße (Liebig'scher Kühler) zu einer Flüssigkeit verdichtet und in einer ebenfalls gekühlten Vorlage gesammelt.

Destilliert man die Schwefelsäure mit Methylalkohol oder mit Amylalkohol oder mit einem anderen Alkohole, so erhält man:



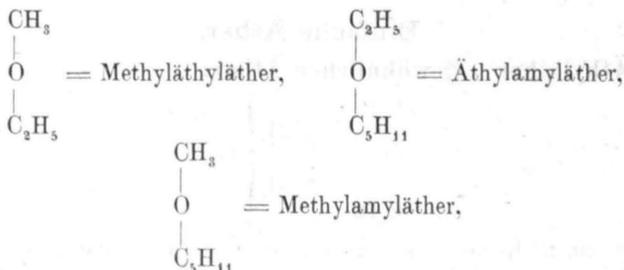
In einfachen Äthern werden 2 gleiche Alkoholradicale durch einen Sauerstoff zusammen gehalten. Die einfachen Äther erhält man durch Erhitzen des betreffenden Alkohols mit conc. Schwefelsäure.

**Eigenschaften des Äthyläthers.** Farblose, leicht bewegliche Flüssigkeit von angenehmem Geruche und brennendem Geschmacke, die bei 35° C. siedet. Ihr specif. Gewicht ist 0.736. Der Äther sondert sich, mit Wasser geschüttelt, von demselben ab, da er nur sehr wenig darin löslich ist. Mit Alkohol mischt er sich in allen Verhältnissen. Der Äther löst Öle, Fette, Harze und verdunstet sehr rasch. Die Ätherdämpfe wirken eingeathmet berauschend und rufen Bewusst- und Gefühllosigkeit hervor. Äther ist sehr entzündlich und brennt mit leuchtender Flamme.

In ein Kelchglas, in welchem sich etwas Äther befindet, hängt man eine glühende Platindrahtspirale so, dass sein unteres Ende den Äther nicht berührt. Der Platindraht glüht fort. Der Ätherdampf verbrennt, mit dem glühenden Platin in Berührung gekommen, langsam, wodurch so viel Wärme erzeugt wird, dass der Draht fortglühen kann. Ätherdampf, mit Luft gemengt, bildet ein explosives Gemenge.

Äther wird als Lösungsmittel und in der Medicin verwendet.

### Gemischte Äther.



Werden 2 verschiedene Alkoholradicale durch Sauerstoff zu einem Molekül zusammen gehalten, so entstehen die gemischten Äther.

### Zusammengesetzte Äther.

**Essigsäureäthyläther = Essigäther** =  $\text{C}_2\text{H}_3(\text{C}_2\text{H}_5)\text{O}_2$ . Ein Gemisch aus Alkohol, Schwefelsäure und Kalium- oder Natriumacetat wird der Destillation unterworfen. In einer gekühlten Vorlage sammelt sich eine farblose, sehr angenehm riechende Flüssigkeit, der Essigäther. Derselbe siedet bei  $74^\circ \text{C}$ . und hat ein specif. Gewicht von 0.91, löst sich in Alkohol und Äther, aber wenig im Wasser.

Nimmt man das Kaliumsalz einer anderen Säure und destilliert mit Äthylalkohol oder einem anderen Alkohole, so erhält man andere zusammengesetzte Äther.

$\text{C}_4\text{H}_7(\text{C}_2\text{H}_5)\text{O}_2$  = Buttersäureäthyläther;  $\text{C}_3\text{H}_9(\text{C}_3\text{H}_{11})\text{O}_2$  = Valeriansäureamyläther (Äpfelöl);  $\text{C}_4\text{H}_5\text{NO}_3$  = Salpetersäureäthyläther;  $\text{C}_3\text{H}_5(\text{C}_{18}\text{S}_{35}\text{O}_2)_3$  = Stearinsäure — Triglycerid oder Stearin.

Die zusammengesetzten Äther sind Säuren, in denen der sämtliche basische Wasserstoff durch Alkoholradicale ersetzt wurde.

Die zusammengesetzten Äther werden im allgemeinen dargestellt, wenn man das Kalium- oder Natriumsalz der betreffenden Säure mit dem betreffenden Alkohole und mit Schwefelsäure gemischt der Destillation unterwirft.

Wird der basische Wasserstoff der Säure nur theilweise durch Alkoholradicale ersetzt, so bleibt die Verbindung eine Säure, es entstehen dann die sogenannten **Äthersäuren** z. B.  $\text{CH}_3 \cdot \text{HSO}_4$  = Methylschwefelsäure.

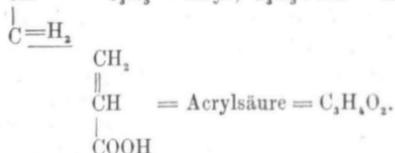
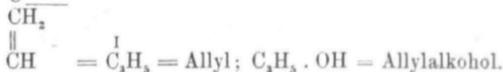
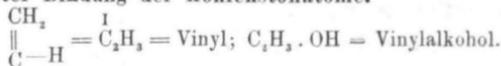
Die zusammengesetzten Äther, in welchen das Alkoholradical  $\text{C}_3\text{H}_5$  ist, nennt man **Glyceride**.

**Salpetersäuretriglycerid = Nitroglycerin = Nobels Spreng-**

**öl:**  $\text{C}_3\text{H}_5(\text{NO}_3)_3$ . Wird Glycerin mit conc. Salpetersäure oder mit einem Gemisch von Salpetersäure und Schwefelsäure behandelt, so bildet sich eine gelbliche, öartige, geruchlose, giftige Flüssigkeit, die beim Erhitzen oder durch Druck, Stoß oder Schlag mit großer Heftigkeit explodiert und dabei etwa 5mal stärker wirkt als die gleiche Menge Schießpulver.

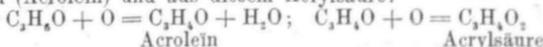
Das **Dynamit** ist mit Nitroglycerin getränkte Holzkohle, Infusorien-erde oder Kieselguhr. Nitroglycerin und Dynamit finden als Sprengmaterial Anwendung.

**Einatomige Alkohole und ihnen entsprechende Säuren mit theilweise doppelter Bindung der Kohlenstoffatome.**



Die allgemeine Form für die Alkohole dieser Reihe ist:  $\text{C}_n\text{H}_{2n}\text{O}$ , die der ihnen entsprechenden Säuren:  $\text{C}_n\text{H}_{2n-2}\text{O}_2$ .

Wird Allylalkohol mit Platinmohr in Berührung gebracht, so bildet sich Acrylaldehyd (Acrolein) und aus diesem Acrylsäure:



Werden die Zwiebeln des Knoblauchs mit Wasser der Destillation unterworfen, so erhält man als Destillationsproduct eine schwach gelb gefärbte ölige Flüssigkeit vom Geruche nach Knoblauch, das **Knoblauchöl** oder **Schwefelallyl**:  $(\text{C}_3\text{H}_5)_2\text{S}$ .

**Ölsäure:**  $\text{C}_{18}\text{H}_{34}\text{O}_2$ . Farb-, geruch- und geschmacklose Flüssigkeit, die nicht sauer reagiert, an der Luft aber Sauerstoff absorbiert, sich dabei gelblich, braun färbt und dann blaues Lackmuspapier röthet. Bei  $4^\circ \text{C}$ . erstarrt sie zu einer weißen, krystallinischen Masse. Die Ölsäure kommt in Verbindung mit Glycerin als zusammengesetzter Äther — Ölsäuretriglycerid oder Olein — in den meisten Pflanzen- und Thierfetten vor, namentlich in den fetten Ölen, daher der Name Ölsäure. Nach ihr wird die ganze Säurereihe  $\text{C}_n\text{H}_{2n-2}\text{O}_2$  Ölsäurereihe genannt.

Der Aldehyd der Acrylsäure ist das Acrolein:  $\text{C}_3\text{H}_4\text{O}$ , eine dünne farblose Flüssigkeit von sehr widrigem, Auge und Nase reizendem Geruche, welchen man wahrnehmen kann, wenn Fett anbrennt, da sich dabei dieser Aldehyd bildet.

## Fette.

Die Fette sind Gemische zusammengesetzter Äther, namentlich von Glyceriden der Fettsäuren und Ölsäuren. Die bei gewöhnlicher Temperatur festen Fette, die **Talge**, enthalten hauptsächlich Palmitinsäuretriglycerid oder Palmitin:  $\overset{\text{III}}{\text{C}_3\text{H}_5}(\text{C}_{16}\text{H}_{31}\text{O}_2)_3$  und Stearinsäuretriglycerid oder Stearin:  $\overset{\text{III}}{\text{C}_3\text{H}_5}(\text{C}_{18}\text{H}_{35}\text{O}_2)_3$  nebst einer geringen Menge Ölsäuretriglycerid oder Olein:  $\overset{\text{III}}{\text{C}_3\text{H}_5}(\text{C}_{18}\text{H}_{33}\text{O}_2)_3$ .

In den halbfesten Fetten, den **Schmalzen**, ist zwar Palmitin und Stearin noch vorwaltend, aber auch schon eine bedeutende Menge

Ölein, welches den Hauptbestandtheil der bei gewöhnlicher Temperatur flüssigen Fette, der **fetten Öle**, bildet.

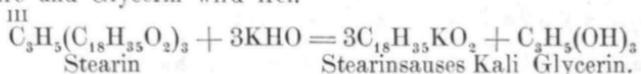
Von den fetten vegetabilischen Ölen trocknen einige in dünnen Schichten zu einer durchsichtigen, harzartigen Masse ein. Man nennt sie deshalb auch **trocknende Öle**. Anderen vegetabilischen Ölen, den **nicht trocknenden Ölen**, geht diese Eigenschaft ab.

**Gewinnung der Fette.** Durch Ausschmelzen oder durch Auspressen bei gewöhnlicher oder erhöhter Temperatur.

**Eigenschaften.** Die Fette können fest (Talge), halbfest (Schmalze) und flüssig (Öle) sein.

Die Fette sind leichter als Wasser, in demselben unlöslich, leicht löslich in Äther, ätherischen Ölen und Benzol, wenig löslich in Alkohol. Sie machen Papier und Gewebe dauernd durchscheinend (Fettflecke). An der Luft nehmen sie unter Erwärmen Sauerstoff auf, erhalten einen unangenehmen Geruch und Geschmack, sie werden **ranzig**. Beim starken Erhitzen (über 250° C.), beim Verbrennen und bei der trockenen Destillation geben die Fette Acrolein neben anderen Zersetzungsproducten.

**Verseifung** ist die Zersetzung der Fette durch Alkalien. Bei der Einwirkung von Alkalien auf Fette bildet sich das Alkalisalz einer Fettsäure und Glycerin wird frei.

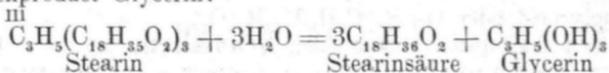


Die Kali- oder Natronsalze der Fettsäuren und der Ölsäuren nennt man **Seifen**. Ähnliche Umsetzungen wie durch Alkalien erleiden die Fette durch Bleioxyd. Es bildet sich ein Bleisalz der Fettsäuren oder der Ölsäuren und Glycerin wird frei. Die Bleisalze der Fett- und Ölsäuren nennt man **Pflaster**.

**Seifenfabrication.** Die Fette werden mit Kali- oder Natronlauge gekocht. Das Glycerin löst sich im Wasser. Die gebildeten fettsauren Alkalien sind ebenfalls im Wasser löslich, nicht aber in Kochsalz. Man setzt daher zu den verseiften Fetten Kochsalz (Operation des Aussalzens), wodurch die fettsauren Alkalien (Seifen) in fester Form abgeschieden werden. Die ausgeschiedene Seife wird in durchlöcherzte Formen geschöpft, damit das Wasser abfließe und die Seife trockene. Die Kaliseifen sind weich (**Schmierseifen**), die Natronseifen im Vergleich zu den ersteren hart (**Hartseifen**).

**Wirkung der Seife.** Die Seife wird durch Wasser in ein saures fettsaures Alkali und freies Alkali zerlegt. Sowohl letzteres als auch das saure Salz binden das Fett und die Säuren des Schmutzes, welcher durch den Schaum fortgeführt wird.

**Stearinkerzenfabrication.** Wird die Zersetzung der Fette durch überhitzten Wasserdampf vorgenommen, wie es bei der Stearinkerzenfabrication geschieht, so erhält man die Fettsäuren im freien Zustande und als Nebenproduct Glycerin:



Die Stearinkerzen macht man gewöhnlich aus Hammeltalg. Dieser besteht aus Palmitin, Stearin und Olein. Durch überhitzten Wasserdampf wird Palmitinsäure, Stearinsäure und Ölsäure in Freiheit gesetzt und Glycerin ausgeschieden. Das halbflüssige Gemenge der 3 Säuren wird ausgepresst, um die flüssige Ölsäure zu entfernen. Der Pressrückstand ist ein Gemenge von Palmitinsäure und Stearinsäure, welche vorwaltet. Das Gemenge wird mit Wachs geschmolzen und die Schmelze in Kerzenformen, durch die bereits der Docht gezogen ist, gegossen.

### Kohlenhydrate.

Kohlenhydrate sind aus C, H und O bestehende Verbindungen, welche Wasserstoff und Sauerstoff in dem Verhältnisse enthalten, in welchem diese 2 Elemente zusammen Wasser bilden. Es ist daher die allgemeine Zusammensetzung der Kohlenhydrate:  $C_x(H_2O)_n = C_xH_{2n}O_n$ .

Die Kohlenhydrate werden eingetheilt in Verbindungen von der Zusammensetzung:  $C_6H_{10}O_5$ , in Glykosen von der Zusammensetzung:  $C_6H_{12}O_6$  und in Polyglykosen:  $C_{12}H_{22}O_{11}$ .

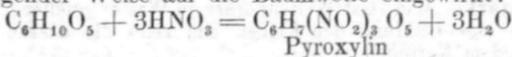
Verbindungen von der Zusammensetzung:  $C_6H_{10}O_5$  sind Cellulose, Stärke, Gummi.

**Cellulose:**  $C_6H_{10}O_5$ . Hauptbestandtheil der Pflanzenzellhaut. Die Wände junger Pflanzenzellen bestehen fast nur aus Cellulose. In den älteren Zellen, namentlich in der Holzfaser, ist die Cellulose durchdrungen von verschiedenen anderen Substanzen, den sogenannten incrustierenden Materien. Die Leinwandfaser, Baumwolle, reines Filtrierpapier sind fast reine Cellulose.

Die Cellulose ist eine feste, weiße, durchscheinende Substanz, unlöslich in Wasser, Alkohol, Äther, Säuren und verdünnten Alkalien, löslich in Kupferoxyd-Ammoniak, welches man durch Auflösen von Kupferhydroxyd ( $CuH_2O_2$ ) in conc. Ätzammon erhält. Bei der trockenen Destillation hinterlässt die Cellulose Kohle und gibt mehrere flüssige und gasförmige Destillationsproducte. Die letzteren bilden den Hauptbestandtheil des Leuchtgases. Beim längeren Kochen mit verdünnter Schwefelsäure verwandelt sich die Cellulose in Traubenzucker.

Man taucht reines Filtrierpapier auf 1 bis 2 Minuten in ein Gemisch aus 1 Vol. conc.  $H_2SO_4$  und  $\frac{1}{2}$  Vol. Wasser, wäscht dann sorgfältig mit Wasser und trocknet. Das Papier ist dicht und fest geworden, hat seine faserige Beschaffenheit verloren und das Aussehen einer getrockneten Thierhaut (Pergament) angenommen, weshalb es auch **vegetabilisches Pergament** oder **Pergamentpapier** genannt wird.

**Pyroxylin** oder **Schießbaumwolle**. Man lässt Baumwolle etwa 15 Minuten in einem Gemisch aus gleichen Thl. conc.  $H_2SO_4$  und rother rauchender Salpetersäure liegen, wäscht gut mit Wasser aus und trocknet bei einer Temperatur unter  $100^\circ C$ . Die Salpetersäure hat dabei in folgender Weise auf die Baumwolle eingewirkt:



Die Schießbaumwolle ist im Wasser unlöslich und explodiert beim Erhitzen bis auf 100° C. oder durch Stoß und Schlag mit großer Heftigkeit. Angezündet brennt sie rasch ab, ohne Asche zu hinterlassen, da das Verbrennungsproduct nur aus Gasen besteht.

Die Lösung der Schießbaumwolle in Äther und Alkohol heißt **Collodium**, welches in der Chirurgie und Photographie vielfach Anwendung findet, da dasselbe nach dem Verdunsten des Lösungsmittels eine feine, durchsichtige, für Wasser undurchdringliche Haut zurücklässt.

**Stärke** oder **Amylum**:  $C_6H_{10}O_5$  ist eine im Pflanzenreiche sehr verbreitete Substanz. Sie findet sich namentlich in den Samen der Hülsenfrüchte, des Getreides und in den Knollen der Kartoffelpflanze. Die Stärke ist ein weißes, geruch- und geschmackloses Pulver, welches, unter dem Mikroskope angesehen, aus kleinen, organisierten Körnchen von verschiedener Form und Größe besteht. Meist zeigen die Körnchen einen concentrisch geschichteten Bau. Die Stärke ist unlöslich in Wasser, Alkohol und Äther. Mit Wasser bis auf 60° oder 70° C. erwärmt, verwandelt sie sich unter Volumszunahme in eine durchscheinende, gelatinöse, klebrige Masse, welche man **Kleister** nennt. Kocht man Stärke in viel Wasser und filtriert, so geht eine wenig getrübbte Flüssigkeit durch das Filter, in welcher die Stärkekörnchen so fein vertheilt sind, dass sie durch das Filter zu dringen vermögen. Eine solche Stärkelösung wird von Jodtinctur sofort schön blau gefärbt. Erwärmt man bis auf etwa 90° C., so verschwindet die Färbung, stellt sich aber beim Erkalten wieder ein. Von Brom wird Stärkelösung gelb gefärbt.

Auf 160° bis 200° C. erhitzt, wird die Stärke gelblich und im Wasser vollkommen löslich. Diese Lösung wird von Jod nicht mehr blau gefärbt und dreht die Polarisationsebene stark nach rechts. Man nennt deshalb die so umgewandelte Stärke **Dextrin** (dexter = rechts). Die concentrirte Dextrinlösung ist stark klebrig und wird als Klebmittel wie Gummi verwendet. Kocht man Stärke mit Wasser, welchem man einige Tropfen  $H_2SO_4$  zugesetzt hat, so geht die Stärke in Dextrin und dieses in Traubenzucker über:  $C_6H_{10}O_5 + H_2O = C_6H_{12}O_6$   
Traubenz.

Die Umwandlung der Stärke in Dextrin und des letzteren in Traubenzucker geht leicht unter dem Einflusse der als Ferment wirkenden **Diastase** vor sich, eines N-hältigen Körpers, welcher sich im Getreidekorn, namentlich der Gerste beim Keimen entwickelt.

**Gewinnung. Kartoffelstärke.** Rohe, zerriebene Kartoffeln werden so lange mit Wasser gewaschen, als dieses noch milchig abfließt. Aus dieser milchigen Flüssigkeit setzt sich die Stärke zu Boden und wird durch wiederholtes Schlämmen und Trocknen gereinigt.

**Weizenstärke.** Man lässt Weizenkörner in Wasser quellen, zerdrückt sie, zerstört durch eine Gährung den Kleber und zieht die Stärke auf dieselbe Weise wie aus dem Kartoffelbrei aus.

Die aus dem Marke des Stammes mancher Palmen gewonnene Stärke heißt **Sago**, welcher auch als Kartoffelsago aus Kartoffelstärke bereitet werden kann.

Die **Gummiarten** sind entweder im Wasser löslich, wie das **arabische Gummi** oder **Arabin** und das Dextrin, oder sie quellen in demselben bloß auf, wie das **Bassorin** und **Cerasin**. In Alkohol sind alle Gummiarten unlöslich. Sie finden sich in vielen Pflanzensäften, aber auch in Thierstoffen.

Zu den Gummiarten zählt auch der Pflanzenschleim, der sich in reichlicher Menge in manchen Samen, Wurzeln und Knollen vorfindet, z. B. in den Leinsamen, Quittenkernen, in der Althäawurzel, in den Knollen der Orchideen (Salep).

### Glykosen: $C_6H_{12}O_6$ .

**Traubenzucker** (Dextrose, Krümelzucker, Stärkezucker, Harnzucker) findet sich im Saft vieler Pflanzen, als weiße Ausblüfung ist er an der Oberfläche vieler getrockneter Früchte abgelagert, z. B. auf getrockneten Trauben, Pflaumen, Kirschen, Feigen. Er findet sich auch im Honig, in geringer Menge im Blute und Chylus. In großer Menge trifft man ihn im Harn der an Zuckerharnruhr Leidenden.

Traubenzucker krystallisiert in kleinen, weißen, blumenkohllartigen Warzen mit 1 Molekül Krystallwasser, die an der Luft unveränderlich sind und bei  $100^{\circ} C$ . ihr Krystallwasser abgeben. Der Traubenzucker ist im Wasser, weniger im Alkohol löslich. Die Lösung schmeckt weniger süß als die des gewöhnlichen Zuckers (Rohrzuckers) und lenkt die Polarisationssebene nach rechts ab. Beim starken Erhitzen verwandelt er sich in eine braune nicht mehr süß schmeckende Masse, das **Caramel**, welches die Eigenschaft hat, große Mengen Wasser und Alkohol braun zu färben und deshalb auch zur Bereitung künstlichen Rums verwendet wird. Zu einer Kupferoxydsalzlösung (Kupfervitriol) gibt man eine conc. Lösung von Traubenzucker und fügt Ätzkali im Überschuss zu. Beim langen Stehen fällt dann ein rother Niederschlag von Kupferoxydul ( $Cu_2O$ ) heraus, welcher sich beim Erhitzen sogleich bildet. Der Traubenzucker reducirt daher Metalloxyde.

Zu den Glykosen gehört noch der Fruchtzucker und die Galactose.

### Polyglykosen: $C_{12}H_{22}O_{11}$ .

**Rohrzucker** oder **Saccharose** ist im Saft des Zuckerrohres, der Runkelrübe, des Zuckerahorns, der Birke, einiger Palmen und des Mais enthalten.

Der Rohrzucker ist krystallisierbar, die deutlich ausgebildeten, monoklinischen Krystalle heißen **Kandiszucker**. Löslich in Wasser, schwer löslich in Alkohol, schmeckt süß, schmilzt bei  $160^{\circ} C$ . und erstarrt dann beim Erkalten zu einer glasigen Masse, dem **Gerstenzucker**. Stärker erhitzt gibt er **Caramel**. Wässerige Rohrzuckerlösungen lenken die Polarisationssebene nach rechts ab. In Kupferoxydsalzen reducirt er beim Erhitzen das Kupferoxyd zu Kupferoxydul.

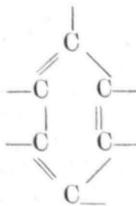
**Milchzucker** oder **Lactose** findet sich in der Milch der Säugethiere. Er bildet milchweiße, quadratische, harte Krystalle, welche

zwischen den Zähnen knirschen. 1 Theil Milchzucker löst sich in 6 Theilen kaltem und 2 Theilen warmem Wasser, unlöslich in Alkohol und Äther. Die Lösung lenkt die Polarisationsebene nach rechts ab. Der Milchzucker reducirt aus alkalischen Kupferoxydsalzlösungen Kupferoxyd zu Oxydul.

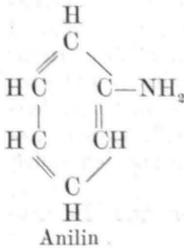
Man erhält den Milchzucker, wenn man Molken zur Krystallisation eindampft.

Molken ist die Flüssigkeit, welche von der Milch nach Abscheidung des Käsestoffes zurück bleibt. Der Käsestoff wird aus der Milch durch Zusatz einer geringen Menge einer organischen Säure, wie Essigsäure oder Weinsäure abgeschieden (**saure Molken**) oder durch Lab, welcher den Käsestoff gerinnen macht (süße Molken).

### Aromatische Verbindungen.



Benzolkern



Anilin

Den aromatischen Verbindungen liegt eine aus 6 Kohlenstoffatomen bestehende Atomgruppe (Benzolkern) mit abwechselnd einfacher und doppelter Bindung zu Grunde.

Mehrwertige Elemente und Radicale lagern sich immer nur an je einen Kohlenstoff des Benzolkernes an und führen mit ihren frei bleibenden Wertigkeiten andere Elemente und Atomgruppen in die Verbindung ein, z. B. Anilin.

**Aromatische Kohlenwasserstoffe.** Werden im Benzolkern die 6 freien Verbindungseinheiten durch 6 Wasserstoffatome abgesättigt, so erhält man den Kohlenwasserstoff:  $C_6H_6$  = Benzol. Ersetzen wir im Benzol der Reihe nach die Wasserstoffatome durch Methyl, so erhalten wir die Kohlenwasserstoffe:  $C_6H_5 \{ CH_3 = C_7H_8 =$  Toluol,  $C_6H_4 \{ (CH_3)_2 = C_8H_{10} =$  Xylol,  $C_6H_3 \{ (CH_3)_3 = C_9H_{12} =$  Cumol,  $C_6H_2 \{ (CH_3)_4 = C_{10}H_{14} =$  Cymol.

**Benzol** oder **Benzin**:  $C_6H_6$ . Eine farblose, dünne Flüssigkeit von eigenthümlich ätherischem Geruch, ist sehr flüchtig und brennt angezündet mit leuchtender, aber rußender Flamme, unlöslich in Wasser, löslich in Alkohol und Äther, ein ausgezeichnetes Lösungsmittel für Fette und Harze. Man erhält es durch Destillation des Steinkohlentheers, auch aus Petroleum. Das Benzol kann auch als die Wasserstoffverbindung des Phenyls:  $C_6H_5$ , eines einwertigen Radicals, aufgefasst werden:  $C_6H_5 \{ H$ .

**Einführung des Hydroxyls (OH) in den Benzolkern. Phenol** oder **Carbolsäure** = **Phenylalkohol** =  $C_6H_5 \{ OH$ . Die Carbolsäure krystallisiert bei Abwesenheit von Wasser in farblosen, glänzenden Nadeln, die bei  $35^\circ C$ . schmelzen und bei  $186^\circ C$ . sieden. Bei Gegenwart von Wasser krystallisiert das Phenol nicht und ist dann eine farblose, ölige Flüssigkeit. Carbolsäure schmeckt brennend, wirkt ätzend,

zieht auf der Haut Blasen, hat einen kreosotähnlichen Geruch und ist auch das gewöhnliche Kreosot des Handels (unechtes Kreosot oder Steinkohlentheerkreosot).

Das echte Kreosot wird durch trockene Destillation von Buchenholztheer gewonnen (Buchenholztheerkreosot) und besteht aus Kreosol und Guajacol.

Die Carbonsäureflüssigkeit ist wenig im Wasser, leicht in Alkohol, Äther und Essigsäure löslich, ein heftiges Gift für Thiere und Pflanzen und wirkt fäulniswidrig, indem sie die Fäulniskeime tödtet. Die Carbonsäure reagiert weder sauer noch alkalisch. Sie wird im großen aus Steinkohlentheer dargestellt.

#### Einführung der Nitrogruppe $\text{NO}_2$ in den Benzolkern.

**Nitrobenzol:**  $\text{C}_6\text{H}_5\{\text{NO}_2$ . Gibt man zu Benzol rauchende Salpetersäure und mischt dann Wasser hinzu, so scheidet sich eine ölige Schichte, das Nitrobenzol ab:  $\text{C}_6\text{H}_6 + \text{HNO}_3 = \text{C}_6\text{H}_5\{\text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O}$ .  
Nitrobenzol

Das Nitrobenzol ist eine gelbliche, ölige Flüssigkeit, schwerer als Wasser, vom Geruche nach bitteren Mandeln, wird deshalb auch **künstliches Bittermandelöl** genannt und unter diesem Namen oder als **Mirbaneöl** in der Parfümerie verwendet.

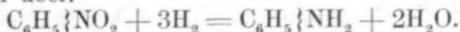
#### Trinitrophenol oder Pikrinsäure = $\text{C}_6\text{H}_2\left\{\begin{matrix} (\text{NO}_2)_3 \\ \text{OH} \end{matrix}\right.$ . Man

lässt Carbonsäure mit concentr. Salpetersäure kochen. Es scheiden sich citronengelbe Krystallblättchen aus:  $\text{C}_6\text{H}_5\{\text{OH} + 3\text{HNO}_3 = 3\text{H}_2\text{O} + \text{C}_6\text{H}_2\left\{\begin{matrix} (\text{NO}_2)_3 \\ \text{OH} \end{matrix}\right.$ . Die Pikrinsäure ist wenig löslich in kaltem, leichter in heißem Wasser, in Alkohol und Äther. Die Lösung schmeckt stark bitter, daher der Name (pikros = bitter). Beim raschen Erhitzen verpuffen die Krystalle. Pikrinsäure gibt mit Basen gelb- bis gelbroth gefärbte Verbindungen, die pikrinsauren Salze oder **Pikrinat**e, welche beim Erhitzen mit großer Heftigkeit explodieren. Pikrinsäure ist ein heftiges Gift. Thierische Gewebe, wie Wolle und Seide werden von Pikrinsäure gelb gefärbt, während die Pflanzenfaser, wie z. B. Baumwolle und Leinwand, die Farbe nicht annimmt. Die Pikrinsäure sowie ihre Salze werden in der Färberei und Medicin angewendet.

#### Einführung der Amidogruppe $\text{NH}_2$ in den Benzolkern.

**Amidobenzol** oder **Anilin:**  $\text{C}_6\text{H}_5\{\text{NH}_2$ .

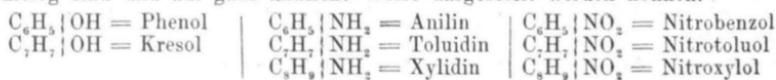
Das Nitrobenzol geht bei der Behandlung mit reducierend wirkenden Substanzen, wie Zink und Salzsäure, Eisenfeilspäne und Essigsäure in Anilin über.



Das Anilin ist eine farblose, leicht bewegliche, das Licht stark brechende Flüssigkeit von eigenthümlichem Geruche und brennendem Geschmacke. Durch den Einfluss von Licht und Luft färbt es sich roth, unreines braun. Das Anilin brennt angezündet mit rußender Flamme, ist etwas schwerer als Wasser, wenig löslich in kaltem, leichter in heißem Wasser, in Alkohol und Äther. Es ist stark giftig. Der Anilin-

dampf erzeugt eingeathmet Zustände, welche den bei Quecksilbervergiftungen beobachteten ähnlich sind.

Wie im Benzol, so kann man auch in seinen Homologen, dem Toluol, Xylol, Cumol und Cymol Hydroxyle, Nitro- und Amidogruppen einführen. Man erhält dann Verbindungen, welche mit den betreffenden Verbindungen des Benzols homolog sind und auf ganz ähnliche Weise dargestellt werden können.

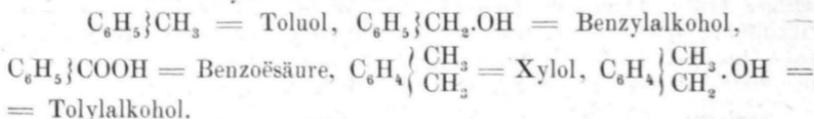


Das käufliche Anilin enthält neben Anilin oft zu  $\frac{2}{3}$  Toluidin:  $\text{C}_7\text{H}_7\{\text{NH}_2$ . Wird das käufliche Anilin mit oxydierenden Körpern z. B. mit arseniger Säure bis auf  $180^\circ \text{C}$ . erhitzt, so entsteht eine Farbbasis, das Rosanilin:  $\text{C}_{20}\text{H}_{19}\text{N}_3$ , welches mit Säuren das **Anilinroth** oder **Fuchsin** gibt.

Das gewöhnliche **Fuchsin** ist das chlorwasserstoffsäure Rosanilin:  $\text{C}_{20}\text{H}_{19}\text{N}_3 \cdot \text{HCl}$ . Es bildet goldgrüne, mit prachtvoll rother Farbe in Wasser und Alkohol lösliche Krystalle. Thierische Substanzen färben sich mit Fuchsin intensiv roth. Seine Färbekraft ist außerordentlich groß. Ein Theil Farbstoff, in 25 Million Theilen Wasser gelöst, gibt noch eine deutlich rothe Flüssigkeit. Da das meiste Fuchsin durch Oxydation des Anilins mit arseniger Säure dargestellt wird, so ist es gewöhnlich arsenhaltig und deshalb giftig, abgesehen davon, dass es eine Anilinverbindung ist.

### Aromatische Alkohole und Säuren.

Führt man in die Methylgruppe der methylierten Benzole (Toluol, Xylol, u. s. w.) die Hydroxylgruppe ein, so erhält man wahre Alkohole. Durch Oxydation der Atomgruppe  $\text{CH}_2\text{OH}$  in den aromatischen Alkoholen zur Carboxylgruppe:  $\text{COOH}$  entstehen aromatische Säuren, welche, je nachdem die Carboxylgruppe 1, 2, 3...n mal vorhanden ist, Mono-, Di-, Tri- und Polycarbonsäuren sind.



**Benzoëssäure:**  $\text{C}_6\text{H}_5\{\text{COOH}$ . Glänzende Krystallblättchen von aromatischem Geruche und schwach saurem Geschmacke, die bei  $120^\circ \text{C}$ . schmelzen und beim starken Erhitzen sublimieren, schwer in kaltem, leicht in heißem Wasser, in Alkohol und Äther löslich. Im thierischen Organismus wird die Benzoëssäure in eine stickstoffhaltige Verbindung, die **Hippursäure:**  $\text{C}_9\text{H}_9\text{NO}_3$  verwandelt, welche sich in großer Menge im Harn von Pflanzen fressender Säugethiere findet. Die Benzoëssäure findet sich im Benzoëharze, Storax, Perubalsam, Drachenblut, im Waldmeister und einigen anderen Pflanzen, in gefaulten Pferdeharn.

**Bittermandelöl** oder **Aldehyd der Benzoëssäure:**  $\text{C}_6\text{H}_5\{\text{COH}$ . Im reinen Zustande eine farblose, stark lichtbrechende Flüssigkeit von

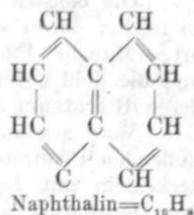
angenehmem Geruche und scharfem, aromatischem Geschmacke, siedet bei 180° C. Der Luft und dem Lichte ausgesetzt nimmt das Bittermandelöl Sauerstoff auf und geht in Benzoësäure über. Das Bittermandelöl wird aus den bitteren Mandeln gewonnen. Geriebene, vom fetten Öle durch Auspressen befreite, bittere Mandeln werden mit Wasser einige Zeit stehen gelassen und destilliert. Neben rohem Bittermandelöl geht auch Blausäure als Destillationsproduct über. Das käufliche, rohe Bittermandelöl ist daher giftig und muss vor seinem Gebrauche früher von der Blausäure gereinigt werden.

**Gaultheriaöl** oder **Wintergrünöl**:  $C_6H_4 \left\{ \begin{array}{l} OH \\ COOCH_3 \end{array} \right.$  ist der Methyläther der **Salicylsäure**:  $C_6H_4 \left\{ \begin{array}{l} OH \\ COOH \end{array} \right.$ . Das Gaultheriaöl ist eine ölige, angenehm riechende Flüssigkeit und Hauptbestandtheil des aus der Pflanze: *Gaultheria procumbens* gewonnenen ätherischen Öls. Erhitzt man Salicylsäure, Methylalkohol und Schwefelsäure zusammen, so erhält man auf künstlichem Wege Salicylsäuremethyläther oder Gaultheriaöl. Mit Eisenoxydsalzen gibt es eine tief violette Färbung. Es wird in der Parfümerie angewendet.

Die **Gallussäure**:  $C_6H_2 \left\{ \begin{array}{l} (OH)_3 \\ COOH \end{array} \right.$  bildet farb- und geruchlose, seideglänzende Nadeln von säuerlich zusammenziehendem Geschmacke. Sie löst sich etwas schwierig in kaltem, leicht in heißem Wasser, sehr leicht in Alkohol, auch in Äther. Aus Gold- und Silbersalzen scheidet sie die Metalle aus. Gallussäure findet sich in geringer Menge in den Galläpfeln, in den Blättern der Bärentraube, im Sumach, Divi-Divi und anderen Gerbstoffen, sowie in der Rhabarberwurzel.

### Naphthalin: $C_{10}H_8$ .

Das Naphthalin bildet sich bei der trockenen Destillation organischer Substanzen und wird im großen durch Destillation des Steinkohlentheers gewonnen. Es sind weiße, glänzende Blättchen von eigenthümlichem Geruch und brennendem Geschmack, die bei 79° C. schmelzen, bei 218° C. sieden und dann in glänzenden Krystallen sublimieren. Naphthalin ist in Wasser unlöslich, leicht löslich in Alkohol und Äther.



Im **Anthracen**:  $C_{14}H_{10}$ , das weiße, glänzende und sublimierbare Krystallblättchen bildet, sind 3 Benzolkerne zusammengetreten.

### Indigo.

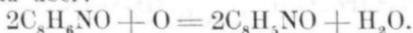
Der käufliche Indigo ist ein Gemenge verschiedener Stoffe. Der eigentlich färbende Bestandtheil desselben ist das **Indigoblau**:  $C_8H_5NO$ , welches jedoch nicht als solches in den Indigopflanzen enthalten ist, sondern erst durch eine Art Gährung derselben gebildet wird. Aus

dem käuflichen Indigo kann man das Indigoblau durch vorsichtige Sublimation erhalten.

Das Indigoblau bildet eine dunkelblaue Masse von Kupferglanz, unlöslich in Wasser, Alkohol und Äther, löslich in Nordhäuser Vitriolöl, wird von Chlor gebleicht und von Salpetersäure gelb gefärbt. In alkalischen Flüssigkeiten löst sich Indigo bei Gegenwart von reducierend wirkenden Substanzen auf, unter gleichzeitiger Umwandlung in **Indigoweiß**:  $C_8H_6NO$ .



Das Indigoweiß ist unlöslich in Wasser, löslich in Alkohol, Äther und Alkalien. In Berührung mit Luft entzieht es derselben Sauerstoff und geht in Indigoblau über:



Auf diesem Verhalten des Indigoweiß zur atmosphärischen Luft beruht das **Indigoblaufärben**. In eine alkalische Indigoweißauflösung, die man **Indigoküpe** nennt, taucht man das zu färbende Gewebe. Wird nun dasselbe mit Indigoweiß getränkt der Luft ausgesetzt, so färbt es sich blau.

### Ätherische Öle.

Die ätherischen Öle sind meist Gemenge von verschiedenen organischen Verbindungen, bald sauerstofffrei, bald sauerstoffhaltig, manche enthalten auch Schwefel, sind flüssig oder fest, sehr flüchtig, lassen sich unzersetzt destillieren und gehen, mit Wasser erhitzt, mit den Wasserdämpfen über, machen auf Papier einen wieder verschwindenden Fettfleck und haben meist ein ölartiges Aussehen. Sie sind brennbar, nehmen an der Luft Sauerstoff auf und verharzen. Beim Abkühlen scheidet sich häufig ein fester (Stearopten) und ein flüssig bleibender Bestandtheil (Eläopten) ab.

Die meisten ätherischen Öle finden sich in den Pflanzen, die um so reicher daran sind, je heißer das Klima und je sonniger ihr Standort. Manche Pflanzenfamilien, wie die Kreuzblütler, Lippenblütler und die doldenblütigen Gewächse, zeichnen sich durch einen besonderen Reichthum an ätherischen Ölen aus.

Man gewinnt die ätherischen Öle in folgender Weise: Die betreffenden Pflanzen oder Pflanzentheile werden mit Wasser in Destillierkesseln mit doppeltem Boden, um das Anbrennen zu verhindern, der Destillation unterworfen. Das ätherische Öl destilliert mit den Wasserdämpfen über, schwimmt auf dem Wasser und wird abgeschöpft.

Die ätherischen Öle finden Anwendung in der Medicin, Parfümerie und Liqueurfabrication.

**Sauerstofffreie ätherische Öle.** Das **Terpentinöl**:  $C_{10}H_{16}$ , farblose Flüssigkeit von starkem, unangenehmem Geruche, die durch Destillation des Terpentins, eines aus verschiedenen Coniferenpflanzen ausfließenden Harzes gewonnen wird. Ist ein gutes Lösungsmittel für viele organische und anorganische Stoffe.

Andere sauerstofffreie ätherische Öle sind das **Citronenöl**, **Pomeranzenöl**, **Wachholderöl**, **Rosenöl** und das **Steinöl** oder **Petroleum**, welches im Mineralreiche vorkommt und ein Gemenge verschiedener Kohlenwasserstoffe ist.

**Sauerstoffhaltige ätherische Öle.** Bei gewöhnlicher Temperatur flüssig: **Zimmtöl** aus der Zimmtinde. **Anisöl** aus den Anissamen. Fenchelöl, Römisch-Kümmelöl, Nelkenöl, Thymianöl, Rautenöl u. a. m.

Bei gewöhnlicher Temperatur fest: **Campherarten.** **Gewöhnlicher Campher**, auch Laurineencampher oder Japancampher genannt:  $C_{15}H_{16}O$ . Feste, durchscheinende, zähe Masse von durchdringendem, lange haftendem Geruche, leichter als Wasser, auf welchem er sich in Rotationen hin- und herbewegt. Er ist im Wasser nur sehr wenig löslich, leicht löslich in Alkohol, Äther und fetten Ölen, schmilzt bei  $175^{\circ} C.$ , siedet bei  $204^{\circ} C.$ , verflüchtigt sich aber schon bei gewöhnlicher Temperatur nach und nach gänzlich. Wird in Japan und China durch Destillation der Zweige und Blätter des Campherbaumes gewonnen.

Dem gewöhnlichen Campher sehr ähnlich ist der **Borneocampher**:  $C_{10}H_{16}O$ . Wird aus dem Holze eines auf den großen Sundainseln wachsenden Baumes (Dryobalanops Camphora) gewonnen.

Der **Menthencampher**:  $C_{15}H_{24}O$  scheidet sich aus dem Pfefferminzöle der Pfefferminze ab.

## Glucoside.

Die Glucoside sind im Pflanzenreiche vorkommende, feste, organische Verbindungen, welche durch die Einwirkung von Säuren, Alkalien oder Fermenten in Zucker und andere organische Stoffe zerfallen. Die Glucoside bestehen aus Kohlenstoff, Wasserstoff und Sauerstoff, manche enthalten auch noch Stickstoff.

**Stickstofffreie Glucoside.** **Salicin**:  $C_{13}H_{18}O_6$ . Farblose, bitterschmeckende Krystalle, in der Rinde der Weide (Salix = Weide) und verschiedener Pappelarten. Wird in der Medicin als fiebertreibendes Mittel, als Surrogat für Chinin angewendet.

**Populin**:  $C_{20}H_{22}O_8 + 2H_2O$ , in der Rinde und den Blättern der Zitterpappel (Populus tremula).

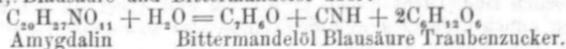
**Phloridzin**:  $C_{21}H_{24}O_{10} + 2H_2O$  in der Rinde und Wurzelrinde der Obstbäume.

**Äsculin**:  $C_{21}H_{24}O_{12}$ , in der Rinde der Rosskastanie. Die Lösung fluoresciert.

**Digitalin**, der wirksame Bestandtheil des Fingerhutes (Digitalis purpurea), ein heftiges Gift.

**Stickstoffhaltige Glucoside.** **Solanin**:  $C_{33}H_{57}NO_{16}$ , in verschiedenen Nachtschattengewächsen, so in den Keimen und im Kraute der Kartoffel, im schwarzen Nachtschatten und im Bittersüß (Solanum dulcamara), ist giftig.

**Amygdalin**:  $C_{20}H_{27}NO_{11} + 3H_2O$ . In den bitteren Mandeln, in den Kernen der Kirschen, Aprikosen und Pflirsiche. Geht bei der Gährung unter Mithilfe des in den bitteren Mandeln ebenfalls enthaltenen Emulsins als Ferment in Zucker, Blausäure und Bittermandelöl über:



## Gerbstoffe.

Gerbstoffe sind Verbindungen, die aus Kohlenstoff, Wasserstoff und Sauerstoff bestehen, einen herben, zusammenziehenden Geschmack besitzen und durch die Fähigkeit ausgezeichnet sind, mit Leim und der thierischen Haut unlösliche Verbindungen zu geben, die nicht mehr fäulnisfähig sind (Leder). Mit Eisenoxydsalzen geben sie schwarze oder blauschwarze Niederschläge, die in Gummiwasser fein vertheilt als **Tinte** verwendet werden. Die Gerbstoffe kommen im Pflanzenreiche

vor. Sie finden die meiste Anwendung in der Gerberei, dann in der Färberei und Medicin. Der wichtigste Gerbstoff ist das **Tannin** oder die **Galläpfelgerbsäure**:  $C_{27}H_{22}O_{17}$ ; enthalten in den Galläpfeln, Knoppeln, im Sumach und im grünen Thee. Das Tannin ist ein farbloses bis schwachgelbliches Pulver, in Wasser, Alkohol und Äther löslich.

Das Gerben der Haut, das ist die Umwandlung derselben in Leder, geschieht durch Gerbsäure in der **Loh- oder Rothgerberei**, durch Alaun und Kochsalz in der **Weißgerberei**, durch Fett in der **Sämisch- oder Ölgerberei**.

## Alkaloide.

Die Alkaloide sind organische Basen. Die starken Alkaloide bläuen rothes Lackmuspapier und bräunen Curcuma. Von diesen basischen Eigenschaften rührt wohl auch der Name her (Alkaloïd = den Alkalien ähnlich). Die Alkaloide kommen im Pflanzenreiche fertig gebildet vor und bestehen aus Kohlenstoff, Wasserstoff und Stickstoff, einige enthalten außer diesen Elementen noch Sauerstoff. Sie schmecken meist bitter und sind sehr wirksame Arzneistoffe und Gifte. Die sauerstofffreien Alkaloide sind flüchtig, die sauerstoffhaltigen nicht. Die Alkaloide sind in den Pflanzen mit Säuren verbunden als Salze vorhanden.

**Sauerstofffreie oder flüchtige Alkaloide.** **Coniin**:  $C_8H_{15}N$  findet sich im gefleckten Schierling (*Conium maculatum*). Es ist eine farblose, nach Schierling riechende Flüssigkeit.

**Nicotin**:  $C_{10}H_{14}N_2$ , farblose an der Luft sich bräunende Flüssigkeit, ist in den Blättern und Samen der verschiedenen Tabaksorten enthalten. Die ordinären Tabaksorten haben bis zu 8%, die feineren Sorten nur etwa 2%.

**Sauerstoffhaltige oder nicht flüchtige Alkaloide.** **Morphin**:  $C_{17}H_{19}NO_2$ . Weiße Prismen von bitterem Geschmack, die beim Erhitzen unter Wasserverlust sich röthen und mit rother Flamme brennen. Es ist sehr giftig und der wichtigste und wirksamste Bestandtheil des Opiums, des getrockneten Milchsaftes von der Samenkapsel verschiedener Mohnarten, namentlich von *Papaver somniferum*.

**Chinin**:  $C_{20}H_{24}N_2O_2$  ist in den Chinarinden der Chinabäume (*Cinchona*-arten) enthalten und ein sehr wirksames Arzneimittel gegen Fieber. Es stellt seidglänzende Nadeln vor von stark bitterem Geschmack, die im Wasser nur wenig löslich sind, leicht löslich in Alkohol und Äther. In der Medicin werden statt des reinen Chinins gewöhnlich Chininsalze angewendet, am häufigsten das neutrale schwefelsaure Chinin.

**Strychnin**:  $C_{21}H_{22}N_2O_2$  und **Brucein**:  $C_{23}H_{26}N_2O_4$  kommen vor in den Krähenaugen oder Brechnüssen (*nux vomica*), das sind die Samen des Krähenaugenbaumes (*Strychnos nux vomica*), in den Samen von *Strychnos Ignatii* (*Ignatiusbohnen*) und in anderen *Strychnos*-arten. Beide Alkaloide krystallisieren in farblosen, in Wasser unlöslichen Prismen. Es sind heftige Gifte.

**Atropin**:  $C_{17}H_{23}NO_3$ , in der Tollkirsche (*Atropa belladonna*), geruchlose, seidglänzende, im Wasser und Alkohol lösliche Nadeln von scharfem, bitterem Geschmacke. Ein heftiges Gift, welches Erweiterung der Pupille bewirkt.

**Thein** oder **Kaffein**:  $C_8H_{10}N_4O_2 + H_2O$ , in der Frucht des Kaffeebaumes (*Kaffeebohne*) und im Thee. Kaffee enthält 0·8 bis 1 Procent, Thee bis 2 Procent. Das Thein bildet weiße, seidglänzende Nadeln, die im kalten Wasser schwer

löslich sind. Thein regt die Nerven auf, bewirkt Schlaflosigkeit, Zittern, Congestionen und verlangsamt zugleich den Stoffwechsel.

**Theobromin**, in den Cacaobohnen, den Samen des Cacao- oder Chocolatebaumes, enthalten.

## Eiweißkörper = Albuminate = Proteinstoffe.

Stickstoffhaltige, im Thier- und Pflanzenkörper allgemein verbreitete Verbindungen. Außer Stickstoff enthalten sie noch Kohlenstoff, Wasserstoff, Sauerstoff und Schwefel. Sie finden sich entweder gelöst in den verschiedenen Thier- und Pflanzensäften oder aber treten organisiert auf. Die Lösungen der Albuminate werden durch Metallsalze zu unlöslichen, salzartigen Verbindungen niedergeschlagen, so durch Kupfer-, Blei-, Quecksilber- und Silbersalze. Deshalb können bei Metallvergiftungen Albuminate als Gegenmittel angewendet werden. Concentrierte Salzsäure färbt die Albuminate violett, heiße Salpetersäure und Jod gelb. In Kalilauge sind sie löslich. Die Albuminate gehen leicht in Fäulnis über. Man scheidet die Albuminate

1. In solche, welche sich aus ihren Lösungen sogleich von selbst ausscheiden, sobald sie dem lebenden Organismus entzogen werden: die verschiedenen Arten des Fibrins.

2. In Albuminate, welche erst beim Erhitzen ihrer Lösungen auf 60° C. bis 70° C. gerinnen: die verschiedenen Arten des Albumins.

3. Albuminate, welche nicht oder nur unvollständig durch Erhitzen, dagegen leicht durch Einwirkung von organischen Säuren oder von gewissen Fermenten, namentlich von Lab, zum Gerinnen gebracht werden können: Caseinstoffe.

**Fibrin.** Im Blute des lebenden Thierkörpers im gelösten Zustande als **Blutfibrin**. Sobald das Blut aus dem lebenden Körper tritt, gerinnt das Fibrin und in Folge dessen scheidet sich das Blut in eine dunkelrothe, gallertartige Masse, den Blutkuchen, und in eine gelbliche Flüssigkeit, das **Blutserum**. Entfernt man durch Auswaschen die Blutkörperchen aus dem Blutkuchen, so bleibt eine weiße, faserige, geruch- und geschmacklose Masse, das **Blutfibrin**, zurück.

Das **Pflanzenfibrin** ist neben **Pflanzenleim** im **Kleber** enthalten. Wenn man Weizenmehl so lange mit Wasser knetet, bis letzteres nicht mehr milchig abfließt, so bleibt der Kleber als gelbgraue, im Wasser und Alkohol unlösliche, in verdünnten Säuren und Alkalien lösliche Masse zurück.

**Albumin** oder **Eiweiß** ist als **Thieralbumin** gelöst in verschiedenen thierischen Flüssigkeiten, namentlich im Eiweiß der Eier, im Blutserum und im Chylus, bei manchen Krankheiten auch im Harn.

In den meisten Pflanzensäften findet sich das dem Thieralbumin sehr ähnliche **Pflanzenalbumin**.

**Casein.** Im gelösten Zustande als Thiercasein in der Milch der Säugethiere. Aus der Milch wird das Casein durch Zusatz von Lab oder einer geringen Menge einer organischen Säure, wie Essigsäure

oder Weinsäure, ausgeschieden. Das frisch ausgeschiedene Casein ist weiß und flockig, getrocknet hart und gelblich.

In den Pflanzen finden sich verschiedene Arten von **Pflanzen-casein**, die immer Phosphorsäure gebunden enthalten. Das wichtigste Pflanzencasein ist das **Legumin** der Erbsen, Bohnen und Linsen.

### Albuminoide.

Albuminoide sind im Thierorganismus vorkommende stickstoffhaltige organisierte Stoffe, welche Bestandtheile der verschiedenen thierischen Gewebe bilden. Werden sie lange Zeit mit Wasser gekocht, so lösen sie sich auf. Beim Concentriren der Lösung bleibt eine klebrige Masse, der **Leim** oder die **Gallerte** zurück.

Der **Leim** ist löslich im Wasser, unlöslich in Alkohol und fault leicht. Man unterscheidet den **Knochenleim** oder **Glutin** und **Knorpelleim** oder **Chondrin**.

Der **Knochenleim** wird durch Kochen von Knochenknorpeln, Sehnen, Bindegewebe, Kalbfüßen u. s. w. mit Wasser erhalten.

**Chondrin** gewinnt man durch Kochen von Knorpel mit Wasser. Die Lösung des Knorpelleims wird von Alaun und den meisten Metallsalzen gefällt, die Lösung des Glutins aber nicht.

**Hornstoff** oder **Keratin** im Horngewebe, in der Oberhaut (Epidermis), in den Nägeln, Klauen, Haaren, in der Wolle, den Federn, im Fischbein und Schildpatt. Beim Kochen mit Wasser wird der Hornstoff weich, gibt aber keinen Leim. Löslich in Alkalien. Mit Wasser gekocht, entwickelt Horn Schwefelwasserstoff.

**Fibroin** oder **Seidenfibrin**:  $C_{15}H_{23}N_5O_6$  ist der innere Theil der Seide und umgeben von einer leimähnlichen Substanz, dem **Seidenleim** oder **Sericin**:  $C_{15}H_{25}N_5O_8$ . Der Seidenleim kann durch Auskochen der Seidenfaser als eine leimähnliche, gelbliche, im Wasser leicht lösliche Substanz erhalten werden.

# Alphabetisches Sachregister.

	Seite		Seite
<b>A.</b>			
Abdampfen . . . . .	10	Ammoniumchlorid . . . . .	89
Absorption . . . . .	5	Amorph . . . . .	11
Acetaldehyd . . . . .	122	Amygdalin . . . . .	139
Acrolein . . . . .	129	Amylalkohol . . . . .	121
Acrylsäure . . . . .	129	Analyse, chemische . . . . .	41
Addition, chemische . . . . .	32	Anhydrit . . . . .	75
Äquivalentgewicht . . . . .	47	Anilin . . . . .	135
Äther . . . . .	127	Anthracen . . . . .	137
Äther, einfache . . . . .	127	Antimon . . . . .	100
Äther, gemischte . . . . .	128	Antimonglanz . . . . .	100
Äther, zusammengesetzte . . . . .	128	Antimontrichlorid . . . . .	33
Äthyläther . . . . .	127	Antimontrioxyd . . . . .	100
Äthylalkohol . . . . .	118	Antimontrisulfid . . . . .	101
Äthylen . . . . .	121	Antimonwasserstoff . . . . .	101
Ätzkali . . . . .	84	Aromatische Verbindungen . . . . .	134
Ätznatron . . . . .	84	Arsen . . . . .	99
Ätzsublimat . . . . .	105	Arsenige Säure . . . . .	100
Affinität . . . . .	18	Arsenwasserstoff . . . . .	100
Aggregatzustand . . . . .	1	Atmosphäre . . . . .	25
Alaun . . . . .	93	Atmosphäre, Druck einer . . . . .	24
Albumin . . . . .	141	Atom . . . . .	55
Aldehyd . . . . .	122	Atomgewicht . . . . .	56
Alkalien . . . . .	84	Auffangen von Gasen . . . . .	19
Alkalimetalle . . . . .	84	Auflösen . . . . .	4
Alkalische Erden . . . . .	89	Auripigment . . . . .	99
Alkaloide . . . . .	140	Auslaugen . . . . .	13
Alkohol . . . . .	118	Aussüßen . . . . .	13
Alkoholgährung . . . . .	119	Auswaschen . . . . .	13
Allotropie . . . . .	24	<b>B.</b>	
Allylalkohol . . . . .	129	Baryum . . . . .	89
Allylsulfid . . . . .	129	Baryumoxyd . . . . .	90
Aluminium . . . . .	92	Baryumsulfat . . . . .	91
Aluminiumhydroxyd . . . . .	92	Baryt . . . . .	90
Aluminiumoxyd . . . . .	92	Basen . . . . .	21
Amalgam . . . . .	81	Benzoësäure . . . . .	136
Ameisensäure . . . . .	122	Benzol . . . . .	134
Amidobenzol . . . . .	135	Benzylalkohol . . . . .	136
Amidotoluol . . . . .	136	Berlinerblau . . . . .	116
Ammoniak . . . . .	58	Bittermandelöl . . . . .	136
Ammonium . . . . .	89	Bittersalz . . . . .	91

	Seite		Seite
Bitterwässer . . . . .	45	Chromtrioxyd . . . . .	98
Blausäure . . . . .	116	Citronensäure . . . . .	126
Blei . . . . .	102	Collodium . . . . .	132
Bleiacetat . . . . .	123	Coniin . . . . .	140
Bleichen mit Chlor . . . . .	48	Cyngas . . . . .	115
Bleichen mit schwefliger Säure . . . . .	36	Cyanwasserstoff . . . . .	116
Bleiglanz . . . . .	102		
Bleiglas . . . . .	94	<b>D.</b>	
Bleiglätte . . . . .	102	Decantation . . . . .	13
Bleihydroxyd . . . . .	102	Decrepitationswasser . . . . .	10
Bleikammer . . . . .	63	Desinfectionsmittel . . . . .	48
Bleinitrat . . . . .	102	Destillation . . . . .	4
Bleioxyd . . . . .	102	Dextrin . . . . .	132
Bleisulfat . . . . .	102	Dextrose . . . . .	133
Bleisulfid . . . . .	103	Dialysator . . . . .	14
Bleiweiß . . . . .	103	Dialyse . . . . .	13
Bleizucker . . . . .	123	Diamant . . . . .	66
Blutlaugensalz, gelbes . . . . .	116	Diastase . . . . .	132
Blutlaugensalz, rothes . . . . .	116	Dimorph . . . . .	11
Bor . . . . .	66	Dolomit . . . . .	91
Borax . . . . .	88	Drumond'sches Kalklicht . . . . .	43
Borneocampher . . . . .	139		
Borsäure . . . . .	66	<b>E.</b>	
Braunstein . . . . .	97	Einfache Körper . . . . .	17
Brech Weinstein . . . . .	126	Einleitung . . . . .	1
Brom . . . . .	28	Eisen . . . . .	95
Bromwasser . . . . .	28	Eisenkies . . . . .	97
Brucin . . . . .	140	Eisenoxyd . . . . .	96
Buttersäure . . . . .	124	Eisenvitriol . . . . .	97
		Eisenwässer . . . . .	45
<b>C.</b>		Eiweißkörper . . . . .	141
Caffein . . . . .	140	Elemente . . . . .	18
Calcium . . . . .	89	Erdalkalimetalle . . . . .	89
Calciumcarbonat . . . . .	90	Erdmetalle . . . . .	92
Calciumoxyd . . . . .	90	Essig . . . . .	123
Calciumsulfat . . . . .	91	Essigäther . . . . .	128
Campher . . . . .	139	Essigsäure . . . . .	123
Carbolsäure . . . . .	134		
Carbonate . . . . .	72	<b>F.</b>	
Casein . . . . .	141	Fällung . . . . .	12
Cellulose . . . . .	131	Fermente . . . . .	119
Cementstahl . . . . .	96	Ferrocobonat . . . . .	97
Chilisalpeter . . . . .	87	Ferrosulfat . . . . .	97
Chinin . . . . .	140	Fette . . . . .	129
Chlor . . . . .	27	Fibrin . . . . .	141
Chloride . . . . .	34	Filtrat . . . . .	13
Chlorkalk . . . . .	91	Filtration . . . . .	13
Chloroform . . . . .	117	Flamme . . . . .	68
Chlorstickstoff . . . . .	58	Fluor . . . . .	62
Chlorwasser . . . . .	28	Fluorwasserstoff . . . . .	62
Chlorwasserstoff . . . . .	48	Flusssäure . . . . .	62
Chrom . . . . .	98	Flusspat . . . . .	62
Chrom Eisenstein . . . . .	98	Formelgleichung, chemische . . . . .	61
Chromgelb . . . . .	99	Formeln, chemische . . . . .	56
Chromoxyd . . . . .	98	Fuchsin . . . . .	136
Chromsäure . . . . .	98		

	Seite		Seite
<b>G.</b>			
Gährung . . . . .	119	Kaliumferrocyanid . . . . .	116
Gallussäure . . . . .	137	Kaliumhydrotartrat . . . . .	126
Galmei . . . . .	101	Kaliumhydroxyd . . . . .	84
Gase . . . . .	1	Kalium-Natriumtartrat . . . . .	126
Gemenge . . . . .	25	Kaliumnitrat . . . . .	86
Gerbsäure . . . . .	140	Kaliumsulfid . . . . .	89
Gips . . . . .	94	Kaliumtartrat . . . . .	126
Glas . . . . .	94	Kalk . . . . .	90
Gleichung, chemische . . . . .	61	Kalk, gelöschter . . . . .	90
Glucoside . . . . .	139	Kalkspat . . . . .	90
Glühen . . . . .	4	Kesselstein . . . . .	91
Glycerin . . . . .	122	Kiesel . . . . .	72
Glycerylnitrat . . . . .	128	Kieselerde . . . . .	72
Glycole . . . . .	122	Kieselsäure . . . . .	73
Gold . . . . .	106	Kleber . . . . .	144
Graphit . . . . .	67	Knallgas . . . . .	43
Grauspießglanz . . . . .	100	Knoblauchöl . . . . .	129
Grubengas . . . . .	117	Kobalt . . . . .	98
Gummi . . . . .	133	Kochsalz . . . . .	87
Gusseisen . . . . .	95	Kohle . . . . .	67
<b>H.</b>			
Halogene . . . . .	34	Kohlendioxyd . . . . .	70
Harnstoff . . . . .	116	Kohlendisulfid . . . . .	37
Heterologe Reihen . . . . .	115	Kohlenhydrate . . . . .	131
Hippursäure . . . . .	136	Kohlenoxyd . . . . .	70
Hochofen . . . . .	81	Kohlenstoff . . . . .	66
Höllenstein . . . . .	105	Kohlenstoffverbindungen . . . . .	113
Holzgeist . . . . .	118	Kohlenwasserstoffe . . . . .	117, 121, 134
Homologe Reihen . . . . .	115	Königswasser . . . . .	75
Hydrate . . . . .	45	Kreosot . . . . .	135
Hydroxyd . . . . .	45	Kryolith . . . . .	62
Hydroxyl . . . . .	82	Krystallisation . . . . .	10
<b>I.</b>			
Indigo . . . . .	137	Krystalloide . . . . .	14
Indigoblau . . . . .	137	Krystallwasser . . . . .	7
Indigoweiß . . . . .	138	Kupfer . . . . .	103
Jod . . . . .	28	Kupferarsenit . . . . .	100
Isomerie . . . . .	114	Kupferlasur . . . . .	103
Isomorph . . . . .	93	Kupferoxyd . . . . .	103
<b>K.</b>			
Kältemischung . . . . .	8	Kupfersulfat . . . . .	104
Kaliglas . . . . .	94	Kupfervitriol . . . . .	104
Kalilauge . . . . .	84	<b>L.</b>	
Kalium . . . . .	84	Lactate . . . . .	125
Kaliumalaun . . . . .	93	Lackmuspapier . . . . .	20
Kaliumcarbonat . . . . .	85	Latente Wärme . . . . .	1
Kaliumchlorat . . . . .	87	Legierung . . . . .	81
Kaliumchromat . . . . .	98	Legumin . . . . .	142
Kaliumcyanid . . . . .	115	Letternmetall . . . . .	101
Kaliumdichromat . . . . .	98	Leuchtgas . . . . .	121
Kaliumferricyanid . . . . .	116	Löslichkeit, abhängig vom Aggregatzustand . . . . .	8
<b>L.</b>			
		Löslichkeit, abhängig von der Temperatur . . . . .	9
		Lösung . . . . .	4
		Lösung, chemische . . . . .	6
		Lösung, einfache . . . . .	6

	Seite		Seite
Lösung, gesättigte . . . . .	5	Natriumnitrat . . . . .	87
Lösungsmittel . . . . .	5	Natriumsilicat . . . . .	88
Luft, atmosphärische . . . . .	25	Natron, doppelt kohlensaures . . . . .	86
		Natronglas . . . . .	94
<b>M.</b>		Neutral . . . . .	21
Magnesia . . . . .	90	Nickel . . . . .	98
Magnesium . . . . .	89	Nicotin . . . . .	140
Magnesiumcarbonat . . . . .	91	Nitrate . . . . .	74
Magnesiumoxyd . . . . .	90	Nitrobenzol . . . . .	135
Magnesiumsulfat . . . . .	91	Nitrogenium . . . . .	24
Magneisenstein . . . . .	97		
Malachit . . . . .	103	<b>O.</b>	
Mangan . . . . .	97	Öle, ätherische . . . . .	138
Mangandioxyd . . . . .	97	Öle, fette . . . . .	130
Mennige . . . . .	102	Ölsäure . . . . .	129
Messing . . . . .	101	Organische Chemie . . . . .	113
Metalle . . . . .	80	Oxalsäure . . . . .	125
Metalle, Gewinnung derselben . . . . .	81	Oxalsäurereihe . . . . .	125
Metalle der Alkalien . . . . .	84	Oxydation . . . . .	17
Metalle der alkalischen Erden . . . . .	89	Oxyde . . . . .	20
Metalle der Antimongruppe . . . . .	99	Oxygen . . . . .	19
Metalle der Erden . . . . .	92	Oxysäuren . . . . .	82
Metalle der Bleigruppe . . . . .	102	Ozon . . . . .	24
Metalle der Eisengruppe . . . . .	95		
Metalle der Zinkgruppe . . . . .	101	<b>P.</b>	
Metalle der Zinngruppe . . . . .	99	Paraffin . . . . .	117
Metalle, Eintheilung der . . . . .	84	Pergamentpapier . . . . .	131
Metalloxyde . . . . .	23	Permanentweiß . . . . .	91
Metalloxyde, Classification der . . . . .	23	Pflanzencasein . . . . .	141
Metallurgie . . . . .	81	Pflanzenfibrin . . . . .	141
Metallsäuren . . . . .	23	Pflanzenleim . . . . .	141
Metaphosphorsäure . . . . .	78	Phenol . . . . .	134
Methylalkohol . . . . .	118	Phosphate . . . . .	78
Methylwasserstoff . . . . .	117	Phosphorpentoxyd . . . . .	20
Miasmen . . . . .	48	Phosphorsäure . . . . .	78
Milchsäure . . . . .	125	Phosphorsäureanhydrit . . . . .	78
Milchsäurereihe . . . . .	125	Phosphortrichlorid . . . . .	38
Milchzucker . . . . .	133	Pikrinsäure . . . . .	135
Mineralquellen . . . . .	44	Platin . . . . .	106
Mineralwässer . . . . .	44	Polymorphie . . . . .	11
Mischung (Auflösung) . . . . .	5	Pottasche . . . . .	85
Molekulargewicht . . . . .	58	Porzellan . . . . .	94
Mörtel . . . . .	90	Präcipitation . . . . .	12
Mörtel, hydraulischer . . . . .	90	Pyroxylin . . . . .	131
Morphin . . . . .	140		
Musivgold . . . . .	99	<b>Q.</b>	
Mutterlauge . . . . .	10	Quecksilber . . . . .	104
		Quecksilberchlorid . . . . .	105
<b>N.</b>		Quecksilberoxyd . . . . .	105
Naphthalin . . . . .	137		
Natrium . . . . .	84	<b>R.</b>	
Natriumborat . . . . .	88	Radicale, zusammengesetzte . . . . .	89
Natriumchlorid . . . . .	87	Reaction, alkalische . . . . .	21
Natriumcarbonat . . . . .	86	Reaction, neutrale . . . . .	21
Natriumhydrocarbonat . . . . .	86	Reaction, saure . . . . .	21
Natriumhydroxyd . . . . .	84	Reagenspapier . . . . .	20

	Seite		Seite
Realgar . . . . .	99	Steinöl . . . . .	138
Reducieren . . . . .	46	Stearin . . . . .	129
Reductionsflamme . . . . .	69	Stickstoff . . . . .	24
Rohrzucker . . . . .	133	Stickstofftetroxyd . . . . .	74
Rosanilin . . . . .	136	Strontium . . . . .	89
<b>S.</b>		Strychnin . . . . .	140
Salicin . . . . .	139	Sublimation . . . . .	4
Salicylsäure . . . . .	137	Suboxyde . . . . .	23
Salmiak . . . . .	89	Substitution . . . . .	35
Salpeter . . . . .	86	Sulfate . . . . .	64
Salpetersäure . . . . .	73	Sulfide . . . . .	31
Salze . . . . .	21	Sumpfgas . . . . .	117
Salzerzeuger . . . . .	34	Süßwasser . . . . .	45
Säuerlinge . . . . .	44	Superoxyde . . . . .	23
Sauerstoff . . . . .	19	Symbole . . . . .	18
Säuren . . . . .	20	Synthese, chemische . . . . .	15
Scheele's Grün . . . . .	100	<b>T.</b>	
Schießbaumwolle . . . . .	131	Tannin . . . . .	140
Schießpulver . . . . .	87	Terpentinöl . . . . .	138
Schmiedeeisen . . . . .	96	Theobromin . . . . .	141
Schwefel . . . . .	26	Thon . . . . .	93
Schwefelblumen . . . . .	27	Tinkal . . . . .	88
Schwefeldioxyd . . . . .	36	Toluidin . . . . .	136
Schweflige Säure . . . . .	36	Toluol . . . . .	134
Schwefelkohlenstoff . . . . .	37	Traubenzucker . . . . .	133
Schwefelmilch . . . . .	89	Trocknen . . . . .	4
Schwefelsäure . . . . .	63	<b>U.</b>	
Schwefeltrioxyd . . . . .	37	Übersoxyde . . . . .	23
Schwefelwasser . . . . .	44	Untersalpetersäure . . . . .	74
Schwefelwasserstoff . . . . .	52	<b>V.</b>	
Schweifurter Grün . . . . .	124	Valenz . . . . .	60
Schwerspat . . . . .	91	Verbindungen, aromatische . . . . .	134
Seife . . . . .	130	Verbindungsgewicht . . . . .	60
Seignettesalz . . . . .	126	Verbrennung . . . . .	20
Silber . . . . .	105	Verbrennungsproduct . . . . .	20
Silberchlorid . . . . .	105	Verdunstung . . . . .	1
Silberbromid . . . . .	106	Verhalten der Halogene zu den Metallen . . . . .	33
Silbernitrat . . . . .	105	Verhalten der Halogene zu den Sulfiden . . . . .	40
Silicate . . . . .	73	Verhalten der Körper an der Luft . . . . .	15
Silicium . . . . .	72	Verhalten der Metalloxyde zu den Halogenen . . . . .	38
Siliciumdioxyd . . . . .	72	Verhalten der Salze zur Wärme . . . . .	107
Smalte . . . . .	98	Verhalten der Salzsäure zu Hydro- xyden . . . . .	51
Soda . . . . .	86	Verhalten der Salzsäure zu Metallen . . . . .	50
Solwasser . . . . .	44	Verhalten der Salzsäure zu Metall- oxyden . . . . .	50
Spateisenstein . . . . .	97	Verhalten der Salzsäure zu Schwefel- metallen . . . . .	52
Speiskobalt . . . . .	98		
Sperrfähigkeit . . . . .	19		
Spiegeleisen . . . . .	95		
Sprätzen des Silbers . . . . .	105		
Stabeisen . . . . .	96		
Stahl . . . . .	96		
Stahlwasser . . . . .	45		
Stangenschwefel . . . . .	27		
Stärkezucker . . . . .	133		
Stärkemehl . . . . .	132		

	Seite		Seite
Verhalten der Salzsäure zu Super- oxyden . . . . .	51	Wasserstoff . . . . .	42
Verhalten des Sauerstoffs zu Ha- loïdverbindungen . . . . .	39	Wasserstoffsulfid . . . . .	52
Verhalten des Sauerstoffs zu Sul- fiden . . . . .	40	Weingeist . . . . .	118
Verhalten des Schwefels zu den Metallen . . . . .	29	Weinsäure . . . . .	126
Verhalten des Schwefels zu den Metalloxyden . . . . .	38	Wirkung der Elektrizität auf Salze	110
Verhalten des Schwefelwasserstoffs zu den Chloriden . . . . .	55	Wirkung der Metalle auf Salze .	109
Verhalten des Schwefelwasserstoffs zu den Halogenen . . . . .	53	Wirkung von Salzlösungen auf einander . . . . .	109
Verhalten des Schwefelwasserstoffs zu den Metallen . . . . .	54	Wirkung von Säuren auf Salze .	108
Verhalten des Schwefelwasserstoffs zu Metalloxyden . . . . .	54	Wismut . . . . .	101
Verhalten des Schwefelwasserstoffs zu Salzen . . . . .	55	Witherit . . . . .	90
Verhalten des Wasserstoffs zu den Halogenen . . . . .	47	<b>X.</b>	
Verhalten des Wasserstoffs zu den Metalloxyden . . . . .	46	Xylol . . . . .	134
Verhalten des Wasserstoffs zu Sauerstoff . . . . .	46	<b>Z.</b>	
Verknüsterungswasser . . . . .	10	Zeichen, chemische . . . . .	18
Verrichtungen, phys.-chemische . .	4	Zinn . . . . .	99
Verwandtschaft, chemische . . . .	18	Zinndichlorid . . . . .	99
Verwittern der Krystalle . . . . .	11	Zinndioxyd . . . . .	99
Vitriolwässer . . . . .	45	Zinndisulfid . . . . .	99
<b>W.</b>		Zinnoxyd . . . . .	99
Wahlverwandtschaft, doppelte . . .	50	Zinnober . . . . .	30, 104
Wahlverwandtschaft, einfache . . .	35	Zinnsalz . . . . .	99
Wasser . . . . .	44	Zinnstein . . . . .	99
Wasser, hartes . . . . .	44	Zinntetrachlorid . . . . .	99
Wasser, weiches . . . . .	44	Zink . . . . .	101
Wasser, Zusammensetzung des . . .	41	Zinkblende . . . . .	30, 101
Wasserglas . . . . .	88	Zinkcarbonat . . . . .	101
		Zinkoxyd . . . . .	102
		Zinksulfat . . . . .	102
		Zinkvitriol . . . . .	102
		Zinkweiß . . . . .	102
		Zündmaschine, Döbereiner'sche .	43
		Zusammengesetzte Körper . . . .	17
		Zusammensetzung des Ammoniaks	58
		Zusammensetzung des Chlorwasser- stoffs . . . . .	48
		Zusammensetzung des Wassers .	41

### Druckfehler.

Auf Seite 54 28. Zeile von oben ist zu lesen „Metalloxyden“ statt Metallen.

Chromsäure - grünlich

Chromsäure - weißgelblich

Chromsäure ist löslich in kaltem Wasser.

Chromchlorid - weißlich.

Chromsäure =  $\text{Cr}_2\text{O}_7$

mit Salpeter in kaltem Wasser gelöst  
gelblich gelb im Wasser chromat

$\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$  (gelb)

Chromsäure

mit Salpeter in kaltem Wasser gelöst  
gelblich gelb im Wasser chromat

Chromsäure mit Salpeter  
vermischt chromsäurehaltig

$\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$

Chromsäure in Chlorwasser

mit Salpeter in kaltem Wasser  
gelblich gelb im Wasser  
vermischt.  $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$

Chromsäure

Review of chemical Union with King's ...  
... ..

H Gale Amber ... ..  
... ..

Zinn  
Stomach ... ..  
... ..

Platin ... ..

Zinn ... ..

Zinn ... ..  
... ..

Zinn ... ..

... ..  
... ..

Zinn ... ..

Zinn ... ..

Zinn ... ..  
... ..

Zinn ... ..

Zinn ... ..

Zinn ... ..  
... ..

When this is done O'Leary's -

1840

1841

1842

1843

1844

1845

1846

JOHN K. WILSON