



Chemischer Unterrichtsstoff

in Untersekunda

bearbeitet vom

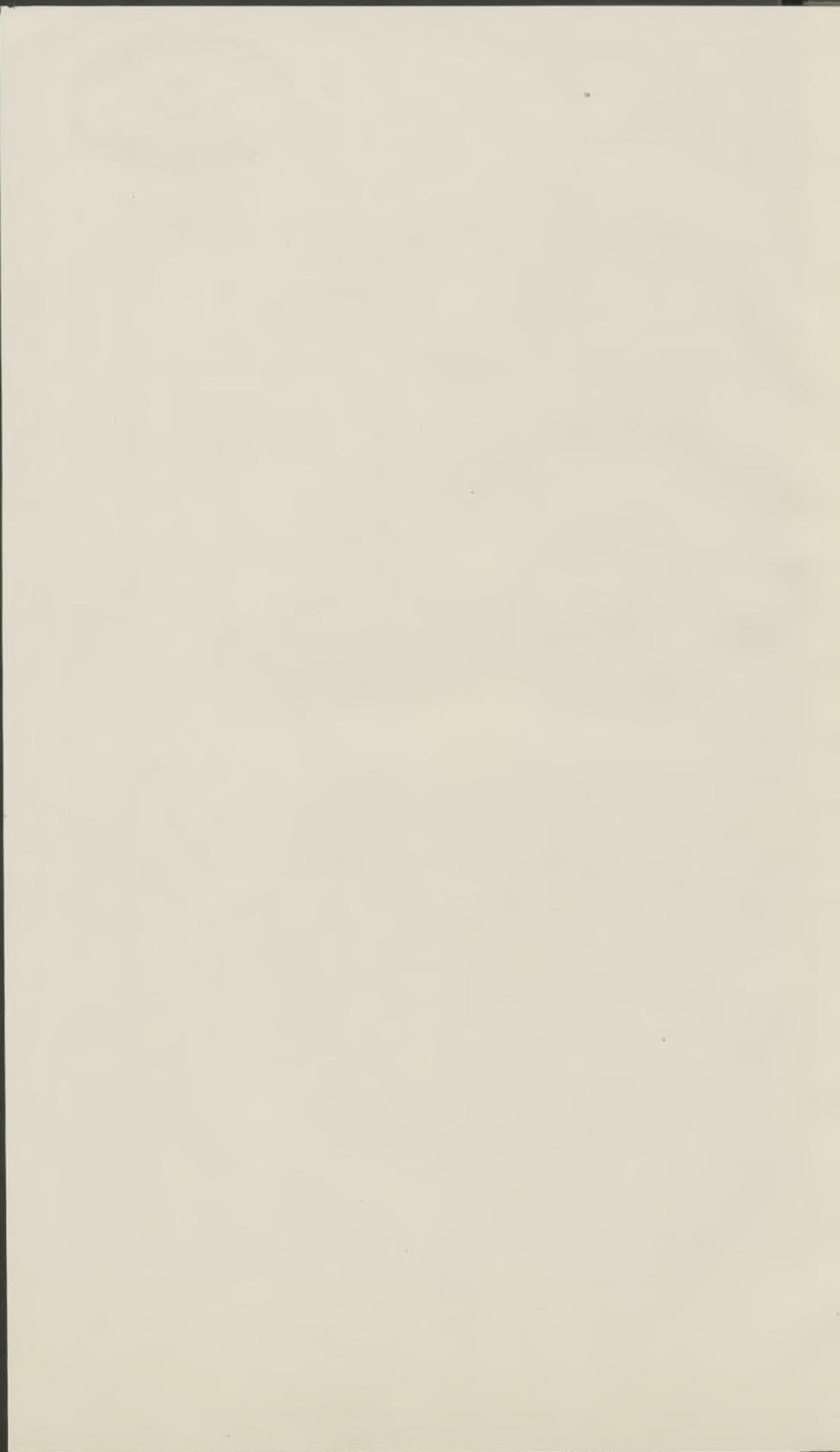
Oberlehrer Dr. Reinhold Loosch.

Beilage zum XXXIV. Jahresbericht des kgl. Gymnasiums zu Snowrazlaw
Ostern 1897.

Pr.-Nr. 161.

Snowrazlaw 1897.

Buchdruckerei „Kujawischer Bote“, G. m. b. H.



Allgemeines.

Physik ist derjenige Zweig der Naturwissenschaft, welcher sich mit den äußeren, räumlichen Veränderungen der Körper beschäftigt.

Chemie ist derjenige Zweig der Naturwissenschaft, welcher sich mit den inneren, stofflichen Veränderungen der Körper beschäftigt. Der Teil, welcher die organischen Stoffe (stammend aus dem Tier- und Pflanzenreiche) behandelt, heißt organische Ch.; der Teil, welcher die unorganischen (mineralischen) Stoffe behandelt, heißt unorganische oder anorganische Ch.

Physikalische Eigenschaften der Körper, insbesondere der Mineralien sind: Farbe, Durchsichtigkeit, Glanz (Metall-, Wachs-, Fett-, Perlmutter-, Seiden-), Schmelzbarkeit, Schweißbarkeit, Festigkeit, Härte (Skala: Talk 1, Steinsalz 2, Kalkspat 3, Flußspat 4, Apatit 5, Feldspat 6, Quarz 7, Topas 8, Korund 9, Diamant 10), Elastizität u. a.

Chemische Eigenschaften der Körper lernen wir durch folgende Betrachtungen kennen: Die zusammengesetzten Gesteine können in ihre Bestandteile so zerlegt werden, daß letztere nicht weiter zerlegbar sind. Diese einfachen, unzerlegbaren Stoffe heißen Urstoffe oder Elemente. Die Kraft, welche sie in dem Mineral zusammenhält, heißt chemische Verwandtschaft, chem. Anziehungskraft, chem. Vereinigungstreben, Affinität. Diese Affinität ist zwischen den Elementen verschieden groß. Sie zeigt sich am kräftigsten wirksam, wenn die Elemente aus Verbindungen frei werden oder, wie man sich ausdrückt, wenn sie sich im Entstehungszustande (in statu nascendi, im status nascens) befinden. Sie ist abhängig von Temperatur, Licht, Aggregatzustand. Ein Element vermag ein zweites aus einer Verbindung zu drängen, wenn seine Verwandtschaft zu einem dritten Element größer ist als die des zweiten zum dritten. Solch ein Vorgang heißt chemischer Vorgang, chem. Prozeß oder chem. Reaktion (reagere entgegenwirken). Die Körper, die auf einander chemisch einwirken (reagieren), heißen Agenzien oder Reagenzien. Die chemische Wirkung der Körper auf einander erfolgt oft schon bei bloßer Berührung, oft bei Erhitzen, durch Licht, Elektrizität.

Chemische Verbindung heißt eine Vereinigung mehrerer Körper zu einem neuen Körper, der andere Eigenschaften besitzt als seine

Bestandteile, z. B. Zinnober entsteht aus Quecksilber und Schwefel. Unterschiede zwischen a) chem. Verbindung und b) mechanischem Gemenge (Mischung): 1.) Bei a) wird Wärme entwickelt, bei b) nicht. Beisp.: Gebrannter Kalk und Wasser bilden unter starker Erhitzung gelöschten Kalk. Mischt man Stickstoff und Sauerstoff im Gewichtsverhältnis 77 : 23, so erhält man gewöhnliche Luft und man beobachtet dabei keine Wärmeentwicklung. 2.) Bei a) gehen die Bestandteile ihrer charakteristischen Eigenschaften verlustig, bei b) nicht. 3.) Bei a) sind die Bestandteile nicht mehr sinnlich wahrnehmbar, wohl aber bei b), mit dem bloßen Auge, Mikroskop, Geruch, Geschmack. 4.) Bei a) lassen sich die Bestandteile nicht auf mechanischem Wege trennen, wohl aber bei b), durch Filtrieren, Schmelzen, Abdampfen, Glühen. 5.) Bei a) vereinigen sich die Bestandteile stets in bestimmtem Gewichtsverhältnis, bei b) in einem beliebigen Gew.

Der kleinste Teil einer chemischen Verbindung heißt **Molekel** (moles Masse, moleculum Massenteilchen), der kleinste Teil der in dieser Verbindung enthaltenen Elemente **Atom** (*átomos* Teil, *átomos* unteilbar). Während das Molekel für sich frei bestehen kann, ist dies beim Atom nicht der Fall. Die Atome aller Körper sind von gleicher Form und Größe, aber von verschiedener Schwere. Ihr relatives Gewicht, bezogen auf Wasserstoff als Einheit, heißt **Atomgewicht**.

Jedes Element besteht aus Molekeln mit 2 gleichartigen Atomen. Die Elemente verbinden sich nur nach bestimmten Gewichtsverhältnissen und zwar in der Weise, daß jedem Element eine bestimmte Gewichtszahl (Verbindungs- oder Atomgewicht) zukommt. Daher hat die Chemie folgende einfache Zeichensprache: Mit dem Anfangsbuchstaben der lateinischen Namen der Elemente bezeichnet man 1.) das Element, 2.) ein Atom desselben, 3.) sein Verbindungs- oder Atomgewicht. C = 12 bedeutet: Kohlenstoff hat das Atomgewicht 12. Die Zusammenstellung mehrerer Zeichen giebt die Zusammensetzung einer Verbindung an, z. B. H₂O, das Zeichen für Wasser, giebt an, 1.) daß Wasser aus Wasserstoff (Hydrogenium) und Sauerstoff (Oxygenium) besteht; 2.) daß 2 Atome H und 1 Atom O sich verbunden haben; 3.) daß Wasser 2 Volumen (Raumteile) H und 1 Vol. O enthält; 4.) daß die Verbindung stattgefunden hat im Gewichtsverhältnis 2 : 16, da H = 1 und O = 16 ist. Eine chemische Gleichung deutet den chemischen Prozeß an; z. B. H₂O = H₂ + O drückt aus: Wasser ist (durch den el.

Strom) zerlegt worden in 2 Gewichtsteile Wasserstoff und 16 Gewt. Sauerstoff. Hiernach finden wir auch die prozentische Zusammensetzung einer Verbindung, z. B. 2 + 16 Gewt. Wasser enthalten 2 Gewt. H; 100 Gewt. Wasser enthalten folglich $\frac{2 \cdot 100}{18} = 11,1\%$ H und daher 88,9 $\frac{0}{10}$ O.

Man kannte im Jahre 1868 63 Elemente, heute kennt man deren wohl 80.

Die Elemente bilden 3 Gruppen:

- I.) Nichtmetalle (Metalloide): Bo, Br, C, Cl, Fl, H, J, N, O, P, S, Si.
- II.) Leichtmetalle, spec. Gew. < 7: Al (2,5), Ba (1,9), Ca (1,6), K (0,8), Mg (1,7), Na (0,9), Sr (2,3).
- III.) Schwermetalle, spec. Gew. > 7: Ag (10,5), Au (19), Cu (9), Fe (7,7), Hg (13,6), Mn (8), Pb (11,4), Pt (21), Sn (7,2), Zn (7,8).

I. Nichtmetalle.

Kohlenstoff, Carbonium C = 12. Schnell wachsende Kryptogamen, baumartige Farnkräuter und Schachtelhalme, wie sie jetzt nur in den Tropen vorkommen, lieferten uns die Steinkohle. Aus Nadelhölzern und Laubbäumen bildeten sich die Braunkohlen. Noch heute bildet sich aus den im Sumpfe lebenden Pflanzen, besonders den Torfmoosen und Tangen der Torf. Anthracit (mineralische Kohle) enthält bis 90 $\frac{0}{10}$ C, Steinkohle 75—90 $\frac{0}{10}$, Braunkohle 60—75 $\frac{0}{10}$, Torf 50—60 $\frac{0}{10}$, Holz 50 $\frac{0}{10}$.

Durch Verkohlung der Steinkohle in besonderen Öfen gewinnt man Koks (90 $\frac{0}{10}$ C); durch unvollständige Verbrennung des Holzes in Kohlenmeilern gewinnt man Holzkohle (93 $\frac{0}{10}$ C). Reiner amorpher Kohlenstoff ist Ruß, der durch unvollständige Verbrennung von Holz, Fett oder Öl entsteht. Er wird benutzt zur Buchdruckerschwärze und Tusche. Chinesische Tusche enthält als Hauptbestandteil sehr feinen Lampenruß.

KrySTALLINISCHER Kohlenstoff ist der Graphit (Wasserblei oder Reißblei); krySTALLISIRTER K. ist der Diamant (Hauptformen: Rhombendodekaeder oder Kautenzwölflächner, Pyramidenoktaeder oder Triakisoktaeder, 48-flächner oder Hexakisoktaeder).

Eigenschaften: geschmack- und geruchlos, brennbar, verflüchtigt sich nicht bei den höchsten Temperaturen, in allen Flüssigkeiten unlösbar. Holzjachen werden durch Ankohlen vor Fäulnis geschützt. Infolge der Porosität absorbiert (absorbere verschlucken) die organische

Kohle Gase und Dämpfe aus der Luft, desgl. Farbstoffe, riechende Stoffe und Salze aus Flüssigkeiten, z. B. frischgeglühte Holzkohle wird durch Liegen an der Luft durch Einengen von Luft und Feuchtigkeit schwerer und dient zur Desinfektion von Krankenzimmern; Rotwein läuft durch frischgeglühte, pulverisierte Holzkohle farblos durch; Eau de Cologne, über Kohle filtriert, wird geruchlos.

Verbindungen des Kohlenstoffes.

Kohlenoxyd, Kohlendunst, CO entsteht in Öfen mit ungenügendem Luftzutritt, in schlecht ziehenden Öfen (Ofenklappen), über Kohlenmeilern, über Ziegelöfen. Ein Kohlenbecken, bedeckt mit angefeuchtetem Kohlenruß oder feuchter Erde, zeigt bald über der Bedeckung eine bläuliche Flamme. Bei den mit Koks geheizten Füllöfen sieht man über der obersten glühenden Kohlenschicht eine blaue, leckende Flamme — bei eingeschränktem Luftzutritt.

CO ist farb-, geruch-, geschmacklos, brennbar, etwas leichter als Luft, giftig, kann das Atmen nicht unterhalten, verursacht Kopfschmerz, Bewußtlosigkeit, Tod. Der Betäubte muß sofort an die frische Luft; künstliche Atmung wird hergestellt durch Emporziehen und Beugen der Arme, durch wiederholtes Zusammendrücken des Unterleibes.

CO verbrennt durch Aufnahme von Sauerstoff zu

Kohlendioxyd, Kohlenäure, CO₂, d. i. eine zweite Verbindung von C und O, welche aber doppelt so viel O enthält als die vorige Verbindung und deshalb Dioxyd heißt. Ein Mensch atmet in 24 Stunden etwa 1 kg Kohlenäure aus. Sie bildet sich ferner bei Fäulnis und Gärung, in Wein- und Bierkellern, strömt in vulkanischen Gegenden aus den Erdspalten (Hundsgrotte bei Neapel, Lahnthal bei Gms, Burgbrohl a. Rhein), findet sich im Quellwasser, dem sie den erfrischenden Geschmack verleiht (Sauerbrunnen, Selters). CO₂ entweicht unter Brausen, wenn man Kreide oder Marmor mit Wasser übergießt und Salzsäure hinzusetzt.

CO₂ ist 1½ mal schwerer als Luft, bedeckt daher den Boden der Räume (Umgießen aus einem Cylinder in den andern), ist farblos, geruchlos, schmeckt säuerlich, färbt blaues Lackmuspapier rot (es reagiert sauer), brennt nicht, unterhält die Verbrennung nicht, wird bei geringer Temperatur und starkem Druck flüssig, wird in Metallflaschen aus den Fabriken versandt, wird vom Wasser leicht absorbiert; durch Anwendung stärkeren Druckes kann man in Wasser viel CO₂ hineinpresse; es entweicht wieder beim Nachlassen

des Druckes unter Brausen (Öffnen der Champagner- und Selterflaschen).

CO₂ ist in geringer Menge (0,04 %) stets in der Luft vorhanden; ein Gehalt von 3—4 % wirkt erstickend, tödlich; daher die Ventilation der Räume, in denen viele Menschen atmen und Gasflammen brennen.

Wo bleibt die von Menschen und Tieren ausgeatmete Kohlen säure? Die Pflanzen atmen sie mittels ihrer Blätter ein, zersetzen sie unter Einwirkung des Sonnenlichtes, behalten den C und atmen den O aus.

Erklärungen.

Oxydation heißt das Verbinden eines Körpers mit Sauerstoff (Oxygenium), die entstehende Verbindung heißt Oxyd. Viele Metalle erleiden schon bei gewöhnlicher Temperatur eine äußere Veränderung, indem sie z. B. den metallischen Glanz verlieren (Eisen rostet). Die Oxydation ist eine Verbrennung mit oder ohne Flammerscheinung, aber mit Wärmezeugung. Der Lebensprozeß der Tiere.

Reduktion oder Desoxydation, der entgegengesetzte Vorgang, heißt das Abcheiden eines Elementes (besonders eines metallischen) aus seiner Verbindung mit Sauerstoff, (allgemeiner mit einem andern Elemente, z. B. Chlor, Schwefel u. a.). Der Lebensprozeß der Pflanzen.

Eine gewöhnliche **Flamme** besteht aus 3 Teilen: 1.) Der innere, dunkle Kern einer Kerzen- oder Gasflamme besteht aus unverbrannten Gasen; diese lassen sich mittels gebogener Glasröhre herausleiten und anzünden. 2.) Der leuchtende Mantel enthält C, welcher glüht und leuchtet und wegen ungenügenden Zutritts von O noch nicht verbrennt; vorzugsweise der H verbrennt in dem Mantel. 3.) Die äußere Hülle leuchtet wenig und besteht aus verbrennendem C; hier herrscht die größte Hitze.

Der Mantel setzt an einer quer in die Flamme gehaltenen Porzellan- oder Schale Ruß ab, die Hülle nicht. Ein quer durch die Flamme gehaltenes Drahtnetz, ein dünner Platindraht erglüht in der Hülle am stärksten, im Kerne gar nicht.

Die **Lötrohrflamme** hat 1.) einen inneren Teil, die Reduktionszone; die hier anwesenden unverbrannten Gase suchen bei der hohen Temp. auf Kosten des erhitzten Körpers zu verbrennen, entziehen ihm den O und reduzieren also; 2.) einen äußeren Teil, die Oxydationszone, wo vollständige Verbrennung stattfindet, weil sich in der Hitze

der Körper mit dem O der Luft verbindet. Da auch dem Flammenteil ein Luftstrom zugeführt wird, beginnt schon hier die Verbrennung; auch der innere Teil der Flamme ist heiß; der Platindraht glüht dort. Da diesem inneren Luftströme der äußere entgegenkommt, geht die Verbrennung schneller vor sich, eine größere Hitze wird entwickelt, der leuchtende Mantel fehlt.

Wir unterscheiden:

1.) **Verbrennung mit Glüherscheinung:** Petroleum, Leuchtgas, Holz, d. i. Verbindungen zwischen C und H, brennen, indem C sich mit O zu CO_2 und H mit O zu H_2O vereinigt.

2.) **Verbrennung ohne Glüherscheinung:** Die C- und H-haltigen Verbindungen der Nahrungsmittel werden durch das Atmen und durch den O-gehalt des Blutes umgewandelt. CO_2 und H_2O werden durch die Lungen ausgeatmet. Es tritt keine Glüherscheinung ein, wohl aber wird Wärme erzeugt; hauptsächlich diesem chemischen Prozesse verdankt unser Körper seine Wärme.

3.) Eine **Glüherscheinung ohne Verbrennen** sehen wir bei der elektrischen Glühlampe. Daß hier keine Vereinigung mit O vor sich geht, folgt daraus, daß der Innenraum der Glasbirne vor dem Gebrauche luftleer gemacht worden ist.

Das Wesentliche des Verbrennungsprozesses ist die chemische Vereinigung zweier Körper zu einem neuen Körper; das Glühen und die Wärmeentwicklung sind begleitende Erscheinungen.

Leuchtgas.

In England 1786 entdeckt, in London 1812 zur Straßenbeleuchtung verwendet, in Berlin 1826. Leuchtgas wird durch trockene Destillation der Steinkohle dargestellt. In den Gasanstalten wird dieselbe in geschlossenen Gefäßen (Retorten) geglüht, die Dämpfe werden durch Röhren geleitet, gereinigt, getrocknet. In den Retorten bleibt Koks und Teer; aus letzterem werden Benzin, Anilin, Paraffin, Karbolsäure, Asphalt gewonnen.

Ein kaltes Glas, über eine kleine Gasflamme gehalten, beschlägt, ein Zeichen, daß durch die Flamme Wasser entsteht und in dem verbrennenden Gase Wasserstoff enthalten ist.

Ein Messer, in eine Gasflamme gehalten, beruht; folglich enthält das Gas C. Die Spiritusflamme dagegen leuchtet nicht; in ihr beruht das Messer nicht, weil der Spiritus wenig C und viel H enthält.

Eine Papierdüte, unten angezündet, läßt durch ein Loch an der Spitze ein brennbares Gas, Leuchtgas, entweichen.

Sägespäne, in einem Probiergläschen erhitzt, entwickeln Leuchtgas und Teer. Petroleum- und Öl-Lampen, Kerzen, brennendes Papier und Holz sind kleine Gasfabriken.

Durch das Erwärmen steigt Kohlenwasserstoff auf und brennt; die festen Stoffe (Docht, Papier, Holz) glühen und liefern die Leuchtkraft. Hält man ein Stück Holzkohle in die Spiritusflamme, bis die Kohle glüht, so leuchtet die Flamme mit weißem Lichte. Die Flamme erhält also ihre weißleuchtende Farbe durch die glühende Kohle. Die Leuchtgasflamme wird nicht leuchtend gemacht, zugleich aber ihre Heizkraft erhöht, indem man die Luftzufuhr steigert. Bunsenscher Gasbrenner.

Bringt man in einen mit Leuchtgas gefüllten Cylinder eine brennende Kerze, so entzündet sich das Gas an der Kerze und brennt mit leuchtender Flamme; die tiefer hineingetauchte Kerze erlischt.

Leuchtgas besteht aus einem Gemisch von Gasen, verdankt seine Leuchtkraft dem **schwereren Kohlenwasserstoff** C_2H_4 , ist farblos, nicht atembar, riecht stechend, unterhält die Verbrennung nicht.

Leichter Kohlenwasserstoff CH_4 . Sumpfgas genannt, weil es sich durch Vermodern von Pflanzen im Schlamm von Sümpfen und stehenden Gewässern bildet und beim Aufrühren in Blasen aufsteigt, z. B. am Teufelssee (Müggelberge bei Berlin), wo man nur den Stock in den nassen Uferstrand zu stecken braucht, um das entweichende Gas anzünden zu können; auf der Halbinsel Apsheron brennen die Erdgasquellen seit langer Zeit; die ewigen und heiligen Feuer von Baku.

Grubengas genannt, weil es sich häufig in Kohlengruben entwickelt und dort, mit Luft gemischt, gefährliche explosive Gasgemenge (schlagende Wetter) bildet. Vor ihnen wird der Bergmann gewarnt durch das Berpuffen der Gase in der Davy'schen Sicherheitslampe. Hier wird das brennende Gas durch das die Flamme umgebende Drahtnetz so abgekühlt, daß es außerhalb des Netzes nicht mehr brennt, sondern unverbraunt entweicht. Jeder brennbare Körper benötigt nämlich zu seiner Entzündung und zum Fortbrennen eine bestimmte Temperatur. Nimmt man ihm diese, so muß er verlöschen. Durch gute Wärmeleiter (Metalle) kann man einer Flamme die zum Brennen nötige Temperatur entziehen. Hält man z. B. ein genügend dichtes Drahtnetz in eine Flamme, so erscheint sie wie abgechnitten. Das Vorhandensein des Gases ober-

halb des Netzes weist man durch das Entzünden nach. Gase, welche in das Netz der Sicherheitslampe hineindringen, verbrennen inwendig; die Flamme kann aber wegen der Abkühlung durch das Netz nicht durchschlagen.

CH_4 ist farb- und geruchlos und brennt mit wenig leuchtender Flamme.

Carbonate.

Verbindungen der Kohlen Säure mit Metalloxyden, welche kenntlich sind an dem lebhaften Aufbrausen beim Übergießen mit Salzsäure (vgl. S. 6). Häufigste Krystallform: das Rhomboeder. Sie kommen zahlreich in der Natur vor, z. B. Kalkspat CaCO_3 , Magnesit MgCO_3 , Dolomit $\text{MgCO}_3 + \text{CaCO}_3$, Malachit CuCO_3 , Eisenpat FeCO_3 . Am verbreitetsten ist

Calciumcarbonat oder kohlen saurer Kalk. Vorkommen hexagonal als Kalkspat (Marmor, lithographischer Schiefer, Kalktuff, Kogenstein), rhombisch als Aragonit (Sprudelstein, Erbsenstein), unkrystallinisch als Kalkstein, Kreide, Tropfstein, Mergel, in den Schalen der Muscheln, der Eier, in Korallen, Perlen, Knochen.

Der reine Kalkspat (Kalkstein) ist farblos, durch Beimengung gewöhnlich grau oder gelb gefärbt; er wird in Kalköfen geglüht (Kalkbrennen), äußerlich dadurch wenig verändert, aber fast um die Hälfte leichter; er zerfällt in gebrannten Kalk (Kalk) und Kohlen Säure $\text{CaCO}_3 = \text{CaO} + \text{CO}_2$.

Der **gebrannte Kalk** ist etwas löslich im Wasser. Die Lösung, das Kalkwasser, ist scharf, äzend, färbt rotes Lackmuspapier blau. Bei Berührung mit Wasser zerfällt der gebr. K. unter bedeutender Erhitzung in ein feines Pulver von gelöschtem Kalk. $\text{CaO} + \text{H}_2\text{O} = \text{CaH}_2\text{O}_2$.

Der **gelöschte Kalk**, Calciumhydrat, Calciumhydroxyd, CaH_2O_2 nimmt aus der Luft begierig Kohlen Säure auf und verwandelt sich dabei in unlösliches Calciumcarbonat und Wasser. Deshalb ist Kalkwasser ein empfindliches Reagens auf Kohlen Säure. Steht klares Kalkwasser an der Luft, so bildet sich eine zarte Haut CaCO_3 . Bläst man mittels einer Röhre seinen Atem in Kalkwasser, so trübt es sich anfangs. Versetzt man es mit CO_2 im Ueberschuß, so verschwindet die Trübung, indem sich durch weitere Aufnahme von CO_2 saurer kohlen saurer Kalk $\text{CaH}_2\text{C}_2\text{O}_6$ bildet, der in H_2O löslich ist.

Aus jener Trübung folgt, daß gewöhnliche Luft, der Atem, Brunnenwasser, Bier CO_2 enthalten.

Hartes Wasser enthält Calciumcarbonat in geringer Menge gelöst; letzteres läßt sich durch Kochen abscheiden (Kesselstein). In **weichem Wasser** löst sich die Seife sehr leicht und schäumt deshalb stark; in hartem Wasser schäumt sie erst dann, wenn seine Kalksalze durch die Seife ausgefällt sind.

Der gelöschte Kalk, mit Wasser zu zähem Brei angerührt, dient als Mörtel:

1.) **Luftmörtel**, d. i. Kalkbrei und Sand. Der Sand dient dazu, die Bildung großer Risse beim Eintrocknen des Mörtels zu verhüten. Statt großer Risse bilden sich viele kleine, die Festigkeit erleidet dadurch keine Einbuße. Der Mörtel wird fest, weil CaH_2O_2 durch Aufnahme von CO_2 aus der Luft sich in festes CaCO_3 verwandelt. Die ungeheure Festigkeit des Mörtels an alten Gebäuden erklärt sich dadurch, daß sich durch jahrelange Einwirkung des Alkalis auf den Sand festes Calciumsilikat bildet. Indem der Mörtel Kohlen säure aufnimmt und sich dadurch in steinharten kohlen sauren Kalk verwandelt, wird Wasser frei; daher werden frisch gemauerte, scheinbar trockene Wände so lange feucht, bis alles Calciumhydrat des Mörtels jene Umwandlung durchgemacht hat. Beschleunigung dieses Prozesses durch Verbrennen von Koks.

2.) **Wassermörtel** oder hydraulischer M. ist ein Gemenge von Kalk, Thon und Silikaten (kieselerdehaltigen Körpern). Auf Zusatz von Wasser bildet sich ein in Wasser erhärtendes, unlösliches Calciumsilikat (Cement), z. B. Kalk + Ziegelmehl. Cemente kommen nicht bloß als künstliche Gemenge vor, sondern auch in der Natur: als Puzzuolane (Puzzuoli bei Neapel), Traß (bei Andernach).

Erklärungen.

Destillation (destillare herabtropfen) heißt das Verdampfen einer Flüssigkeit und das Verdichten (Kondensieren) der entstehenden Dämpfe in einer Vorlage. Das Produkt heißt Destillat.

Trockene Destillation heißt das Erhitzen eines festen Körpers bei Luftabschluß und das Aufsaugen der dampfförmigen Zerlegungsprodukte in einer Vorlage.

Schmelzen heißt der Uebergang aus dem festen in den flüssigen Aggregatzustand.

Sublimieren heißt der Uebergang aus dem festen in den gasförmigen Aggregatzustand, ohne zu schmelzen. — Verflüchtigen, verdunsten, verdampfen, sieden, erstarren, gefrieren.

Verwitterung heißt die Umwandlung der Mineralien durch Einwirkung von Luft und Wasser.

Verwesung ist ein Zersetzungsprozeß der organischen Stoffe. Sie werden durch Luft und Wasser in die einfachsten unorganischen Verbindungen (H_2O , CO_2 , NH_3) aufgelöst. Es ist also ein Oxydationsprozeß; dabei entstehen vor der vollständigen Auflösung zahlreiche C-haltige Zwischenprodukte, die sog. Humussubstanzen.

Fäulnis ist ein Zersetzungsprozeß N-haltiger Stoffe, bei welchem übelriechende Stoffe entstehen, die noch einer weiteren Zersetzung fähig sind.

Gärung ist ein Zersetzungsprozeß N-haltiger Stoffe, dessen Produkte zwar auch noch einer weiteren Zersetzung fähig sind, aber nicht übel riechen.

Bermoderung ist ein Zersetzungsprozeß N-haltiger Stoffe bei beschränktem Luftzutritt, unter Wasser oder in der Erde.

Die erwähnten 4 Zersetzungsprozesse treten selten einzeln auf. Bedingung: Luft, Wasser, Temperatur von 4—40°, ein Körper, der die Zersetzung beginnt, d. i. ein **Ferment** (fermentare in Gärung bringen, fermentum Gärungsmittel): Schimmelpilze, Hefepilze, Infusorien.

Um die Zersetzung zu verhindern, ist nötig:

- a) Abschluß der Luft zur Fernhaltung des O.
- b) Beseitigung des Wassers durch Dörren (Obst), Auspressen (Gemüse), Einkochen (Früchte), Versehen mit Stoffen, die das Wasser an sich ziehen (Einsalzen des Fleisches, Aufbewahren in Alkohol).
- c) Geringe Temperatur: Aufbewahren im Keller.
- d) Erhöhung der Temperatur, um die niederen Organismen zu töten.
- e) Antiseptische und fäulniswidrige Stoffe, welche die niederen Organismen töten: Bestreichen zoologischer Präparate mit Lösungen von Arsenik, Merkurichlorid. Konservieren der tierischen Haut (Gerben) durch Alaun oder Gerbstoffe, des Fleisches durch Räuchern, des Holzes durch Bestreichen mit Teer, Ausschwefeln der Gefäße.

Desinfektion ist das Reinigen der Luft, Kleider zc. von gesundheitswidrigen Stoffen (Krankheitserzeugern) mittels zerstörender Stoffe: Chlor, Chlorkalk, Karbolsäure, Lösungen von Kaliumpermanganat, Eisenvitriol, Zinkvitriol zc. Bei Cholera: gesättigte Eisenvitriollösung (1 Eimer) mit Karbolsäure (1 Tasse).

Einteilung der Chemischen Verbindungen.

1.) **Säuren**, d. i. Wasserstoffverbindungen, deren H ganz oder teilweise durch ein Metall ersetzt werden kann unter Bildung von Salzen; sie schmecken sauer und färben blaues Lackmuspapier rot, z. B. Kohlensäure H_2CO_3 , Salpetersäure HNO_3 , Salzsäure HCl etc.

2) **Basen** sind Verbindungen eines Metalles mit H und O, schmecken laugenhaft und färben rotes Lackmuspapier blau, z. B. Calciumhydroxyd CaH_2O_2 , Kalilauge KHO , Natronlauge $NaHO$, überhaupt die Metallhydrate.

Die Basen heißen auch Alkalien, weil die alkalische oder laugenhafte Reaktion einigen Verbindungen des Kaliums in stärkstem Maße eigen ist.

Hydrate heißen Verbindungen nach dem Vorbilde (Typus) Wasser. Wird die Hälfte seines Wasserstoffes durch ein Metalloxyd ersetzt, so erhält man die Metallhydrate oder Hydroxyde, z. B. $\frac{Na}{H}O = NaHO$. Wird die Hälfte seines Wasserstoffes durch ein Metalloxyd ersetzt, so erhält man die Säurehydrate oder Säuren, z. B. $\frac{NO_2}{H}O = HNO_3$.

Die Hydroxyde heißen Basen, weil sie gewissermaßen die Grundlage, die Basis für die Entstehung eines Salzes bilden. Basen heben die Wirkung von Säuren auf (Neutralisation), indem sie sich mit ihnen zu einem Salze vereinigen.

3.) **Anhydride** (früher wasserfreie Säuren und Basen genannt, *ἀνυδρος* wasserlos) sind Körper, welche übrig bleiben, wenn aus einem oder mehreren Molekeln einer Säure oder einer Basis der gesamte typische H mit dem zur Wasserbildung erforderlichen O ganz oder teilweise austritt, z. B. CO_2 Kohlendioxyd oder Kohlen säureanhydrid, SO_3 Schwefeltrioxyd oder Schwefelsäureanhydrid u. a.

4.) **Salze** sind Verbindungen einer Basis und einer Säure, z. B. $CaCO_3$ kohlen-saurer Kalk, Na_2SO_4 Natriumsulfat u. a.

Lackmus, abgekürzt aus *lacca musci*, ist der blaue Farbstoff der Lackmusflechte, welche an den Küsten der Nordsee, des atl. Oceans und des Mittelmeeres wächst, bleich aussieht und wurmförmige Äste trägt. Lackmuspapier ist mit blauem Lackmusfarbstoff durchtränktes Löschpapier. Es wird durch eine Säure geröthet, während es nach der Röthung ebenso leicht durch Alkalien blau gefärbt wird. Das Alkali verbindet sich nämlich mit der Säure zu einem Salze und Salzlösungen verhalten sich gegen Lackmusfarbstoff neutral.

Sauerstoff, Oxygenium O = 16.

Entdeckt 1774, beträgt etwa $\frac{1}{5}$ der atmosphärischen Luft (S. 4), aber $\frac{2}{3}$ der flüssigen Luft, kommt außerdem in zahlreichen Verbindungen vor und macht etwa $\frac{1}{3}$ des Gewichts der ganzen Erde aus.

Kennzeichnende Versuche: 1.) Rote Quecksilberäpfel HgO , in einem Probierglase erhitzt, färbt sich dunkel und zerfällt. Hg setzt sich in spiegelnden Tröpfchen an der Glaswand ab; der entweichende O wird dadurch nachgewiesen, daß in ihm ein glimmender Span, der glimmende Docht eines eben ausgelöschten Lichtes sofort hell aufflammt.

2.) Braunstein MnO_2 wird in schmiedeeisernen Gefäßen geglüht.
 $3\text{MnO}_2 = \text{Mn}_3\text{O}_4 + 2\text{O}$.

3.) Kaliumchlorat zerfällt durch Erhitzen in O und Kaliumchlorid. $\text{KClO}_3 = \text{KCl} + 3\text{O}$. Man mengt KClO_3 mit pulverisiertem MnO_2 in einer Retorte in gleichen Mengen; MnO_2 wirkt nicht chemisch, sondern bleibt unverändert, erleichtert durch Bervielfältigung der Berührungspunkte die Gasentwicklung und verhindert die Bildung einer Kruste.

4.) Brennender Schwefel verbrennt in O mit schön blauem Lichte.

5.) Brennender Phosphor (in einem eisernen Löffelchen) verbrennt mit sonnenähnlicher, hellleuchtender Flamme.

6.) Ein Eisendraht, eine stählerne Uhrfeder, an der Spitze mit glimmendem Zunder (Feuerschwamm) versehen, verbrennt in O unter Funkenprühen zu Eisenoxyd.

7.) Magnesiumband verbrennt in O mit blendend weißem Lichte.

Sauerstoff wird durch die Pflanzen gebildet, welche ihn im Sonnenlichte an den grünen Teilen ausatmen. — Einrichtung der Lampen und Öfen. Die brennenden Körper nehmen den O aus der zuströmenden Luft auf (S. 7). Auch Milch, Wein, Bier u. a. nehmen leicht O aus der Luft auf; sie werden, in offenen Gefäßen einige Zeit stehend, sauer. Beim Verbrennen des S in O bildet sich die stechend riechende schwefelige Säure $\text{S} + \text{O}_2 = \text{SO}_2$. Schüttelt man das Glas mit Wasser, so schmeckt das Wasser säuerlich; es ist das Hydrat der Säure. — S. 6 lernten wir die Bildung der Kohlensäure kennen. Von dieser Eigenschaft, mit den Elementen Säuren zu bilden, hat O den Namen Säureerzeuger, Säurebildner, Oxygenium. Früher nahm man irrthümlicherweise an, daß alles Saure O enthalte.

Sauerstoff ist ein farb-, geruch- und geschmackloses Gas, etwas schwerer als Luft (spec. Gew. 1,108), atembar, nicht brennbar. Angezündete Körper verbrennen in O unter weit stärkerer Licht- und Wärmeentwicklung als in der Luft. O wird bei -130° unter einem Druck von 273 Atmosphären flüchtig.

Ozon, Aktiver Sauerstoff O_3 (özeiv riechen), entdeckt 1840, ist eine besondere, eigentümlich riechende, stark oxydierende Form des Sauerstoffes. Es verbindet sich direkt mit andern Körpern, während gewöhnlicher Sauerstoff unter gleichen Umständen keinen Einfluß auf sie ausübt. Es findet sich in geringer Menge in der atmosphärischen Luft, besonders in der Seeluft. Es bildet sich beim Durchschlagen des el. Funken durch die Luft, beim Ausströmen der Gl. aus Spitzen, bei der Pflanzenatmung (Rasenbleiche).

Man gebraucht jetzt Ozon z. B. in der Pianofortefabrikation, um Resonanzholz altern zu machen (vermutlich werden die im Holze enthaltenen Harze chemisch verändert). Die bleichende Eigenschaft benutzt man bei der Darstellung besonders reiner Produkte: Bienenwachs, Dextrin, Stärke u. a. In Schlesien fängt man an, die Rasenbleiche durch die Ozonbleiche im Hause zu ersetzen (schneller, unabhängig von Wiese und Jahreszeit).

Wasserstoff, Hydrogenium H = 1.

Entdeckt im 16. Jahrh., bildet einen Bestandteil von Wasser (S. 4) und von fast allen Tier- und Pflanzenstoffen.

Darstellung durch Uebergießen von Zinkstücken mit Wasser und einer Säure. $Zn + H_2SO_4 = ZnSO_4 + H_2$.

Zinksulfat ist in Schwefelsäure unlöslich und hindert den weiteren Zutritt der Säure zum Metall; deshalb muß die Säure mit Wasser verdünnt werden, um das Sulfat aufzulösen.

Aus der Entwicklungsflasche durch eine Spitze austretend, verbrennt das Gas mit bläulicher Flamme.

Führt man von unten her eine brennende Kerze in einen mit H gefüllten Cylinder, so entzündet sich das Gas an der Mündung des Cylinders. Tiefer in die Röhre eingeführt, erlischt die Kerze, entzündet sich aber wieder beim Herausziehen an der Wasserstoffflamme.

Eine Glasglocke, über die H-flamme gehalten, beschlägt von innen; bald fließen Wassertropfen an der Glockenwand herab. H verbrennt durch Vereinigung mit dem O der Luft zu Wasser.

Jede Mischung von H und Luft ist ein explosives Gemenge. Wenn man folglich den zuerst entwickelten, noch mit Luft gemischten H in einem Cylinder auffängt und an eine Flamme bringt, so verpufft er. Daher muß man bei Versuchen mit H stets erst prüfen, ob er rein ist. Die Verpuffung steigert sich zur gefährlichen Explosion, wenn H und O in dem Verhältnis gemischt werden, in welchem sie sich zu H_2O verbinden (2 Raumteile H und 1 R. O). Eine solche Mischung heißt Knallgas. Seine Explosion ist in Gefäßen gefährlich, in Seifenblasen ungefährlich. Bei der Knallgasverbrennung entsteht die größte Hitze, welche man auf chemischem Wege überhaupt hervorbringen kann. Zur Vermeidung der Gefahr bedient man sich des Daniell'schen Hahnes: 2 konzentrische Röhren mit je 1 Hahne; durch die innere wird O, durch die äußere H geleitet. Durch Regulierung beider Hähne werden die Gase im Volumenverhältnis 1:2 gemischt. Solche Vorrichtung, wo der O mitten in die brennende H-Flamme geleitet wird, heißt Knallgasgebläse. Durch den O wird die Flamme kleiner, weniger leuchtend, aber ungleich heißer (etwa $6000^{\circ} C$). Eisendraht oder Uhrfedern verbrennen darin unter lebhaftem Funkenprühen. Früher für unschmelzbar gehaltene Körper schmelzen darin; unschmelzbare Körper wie Kalk, Porzellan, Magnesia werden weißglühend und leuchten mit blendendem Lichte (Drummond'sches Kalklicht). Benutzt zum Schmelzen von Pt, zur Erzeugung des Signallichtes auf Leuchttürmen, zur Beleuchtung von Objekten unterm Mikroskop.

Der galvanische Strom zerlegt Wasser in H und O; die eine Röhre des Zerlegungsapparates enthält doppelt soviel Gas als die andere (S. 4).

Eigenschaften: farb-, geruch-, geschmacklos; in Wasser unlöslich, deshalb über Wasser auffangbar; brennbar, unterhält die Verbrennung nicht; $14\frac{1}{2}$ mal leichter als Luft, spec. Gew. 0,069, der leichteste Körper; deshalb wird H als Einheit bei der Bestimmung des spec. Gew. gasförmiger Körper gewählt. Das spec. Gew. der Gase ist zugleich ihr Verbindungs- und ihr Atomgewicht (S. 4). 1 Liter H wiegt 0,0898 g; das sp. Gew. des O ist 16, N 14, Wasserdampf 9.

Stickstoff, Nitrogenium N = 14.

Entdeckt 1777, beträgt $\frac{4}{5}$ der atm. Luft (S. 4), aber $\frac{1}{3}$ der flüssigen Luft, kommt vor in der organischen Natur, besonders im

Tierreiche; bildet einen Bestandteil des Salpeters (nitrum) und heißt deshalb Salpetererzeuger.

Darstellung: Man verbrennt Phosphor unter einer über Wasser abgesperrten Glocke. Der vorhandene O wird vollkommen verzehrt. Bald senken sich in der Glocke die weißen Nebel von Phosphorsäure und lösen sich im Wasser auf.

Eigenschaften: N ist ein farb-, geruch-, geschmackloses Gas, leichter als atm. Luft (sp. Gew. 0,96), wird flüchtig bei -146° unter einem Druck von 32 Atmosphären; nicht brennbar, nicht atembar.

Verbindungen: In der Atmosphäre bilden N und O nur ein Gemenge, aber sie gehen auch chemische Verbindungen ein:

N_2O Stickstoffmonoxyd, welches als Lachgas in der Medizin zur Betäubung vor Operationen verwendet wird.

NO oder N_2O_2 Stickstoffdixyd, N_2O_3 St.-trioxyd, NO_2 (N_2O_4) St.-tetroxyd und N_2O_5 St.-pentoxyd. Letzteres ist das Anhydrid der Salpetersäure: $N_2O_5 + H_2O = 2HNO_3$.

Salpeter, ein Salz der HNO_3 , bildet sich an Orten, wo Dungstoffe, tierische Rückstände u. dergl. vermodern; dort überzieht sich die Mauer häufig mit einer weißen Schicht aus feinen Krystallen, welche einen salzigen Geschmack haben. Sal petrae eig. Stein Salz, weil das Salz als Beschlag der Wände in vulkanischen und Kalksteinhöhlen vorkommt. Es wittert in heißen Gegenden (Ungarn, Ostindien) in nadel förmigen Krystallen aus dem Boden. Auch künstlich wird Salpeter in den Salpeterplantagen (Ungarn, Schweden) erzeugt: Man mengt Erde mit tierischen Abfällen und Kalk, übergießt diese Haufen öfters mit Sauche, läßt sie austrocknen, kratzt die 5—8 cm dicke Rinde der Oberfläche ab (d. i. CaN_2O_6) und bildet dieses Calciumnitrat (Kalksalpeter, aus dem auch die weißen Auswitterungen der Stallmauern bestehen) nun weiter um.

Die Wüste Atacama (Chili) hat ein 120 Meilen langes und 2 M. breites Lager von 40—80 cm Mächtigkeit Chili- oder Natronsalpeter ($NaNO_3$), von dem 5 Mill. Centner jährlich bergmännisch gewonnen werden. — In Indien findet man den Kalisalpeter KNO_3 . Da die Pflanzen aus den Salpetersalzen ihren Bedarf an N beziehen, so sind letztere wichtige Düngemittel. Sind die Salpetersalze im Trinkwasser aufgelöst, so machen sie es ungesund wegen ihres N-gelaltens. Sie werden zum Aufbewahren und Rotfärben von Fleischwaren benutzt.

Erhitzt man in einer Porzellanschale Salpeter und hält in ihn ein Holzstäbchen oder streut Schwefelblumen auf ihn, so entzündet

sich beide und verbrennen wie in O. Schluß: Salpeter giebt an leicht oxydierbare Körper O ab.

Schießpulver = 75 % Kalisalpeter + 12 % S + 13 % C. Natronsalpeter ist hygroskopisch, deshalb zur Pulverbereitung unbrauchbar. Berthold Schwarz 1350 als Erfinder genannt. Beim Verbrennen bilden sich Gase, besonders CO_2 und N, welche einen mehrtausendfachen Raum einnehmen wollen und deshalb große Kraft haben. Der Pulverrauch ist Schwefelkalium K_2S .

Sprengöl oder Nitroglycerin entsteht durch Mischen von Glycerin mit Salpetersäure und Schwefelsäure, ist eine ölige Flüssigkeit, welche bei Erwärmung oder Stoß explodiert. An feinen Sand (Infusoriensand) gebunden, giebt sie **Dynamit**. Wenn man Baumwolle mit Salpetersäure und Schwefelsäure tränkt, auswäscht und trocknet, so erhält man **Schießbaumwolle**. Dynamit, Nitroglycerin wirken 12mal, Schießbaumwolle 5mal so stark als Schießpulver.

Die **Salpetersäure** wird dargestellt durch Erhitzen von Kalisalpeter mit Schwefelsäure; das entweichende, stechend riechende Gas wird in einer Vorlage beständig abgekühlt und verdichtet sich zu Salpetersäure. $\text{KNO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{KHSO}_4$ (saures Kaliumsulfat) + HNO_3 .

Sie ist eine der stärksten Säuren, höchstätzend: 1 Tropfen, einem Glase Wasser zugesetzt, bewirkt, daß die Flüssigkeit sauer reagiert. Schwach blau gefärbtes Wasser, versetzt mit einigen Tropfen HNO_3 und erwärmt, wird farblos. Kupferstecher äzen mit HNO_3 die Kupferplatten. Sie raucht an der Luft, siedet bei 86° , erstarrt bei -49° , wird vom Lichte unter Annahme einer gelben Farbe zerlegt in H_2O und N_2O_4 , spec. Gew. 1,52, färbt die Haut gelb, zerstört organische Stoffe. — Einige Tropfen HNO_3 , erwärmt, entwickeln bei ihrer Einwirkung auf Kupfer ein farbloses Gas: $2\text{HNO}_3 = 2\text{NO} + \text{H}_2\text{O} + \text{O}_2$. Dieses Stickstoffdioxid geht in Berührung mit Luft durch Aufnahme von O über in rote Dämpfe von St.-tetroxyd NO_2 .

Weiße Wollenfäden, Federkiele, Holz und dergl., mit verdünnter HNO_3 benetzt und im Wasserbade erhitzt, färben sich gelb beim Eintrocknen der Flüssigkeit.

Die Salze der Salpetersäure heißen Nitrate. Verdünnte Salpetersäure (spec. Gew. 1,30) heißt **Scheidewasser**, weil sie Ag und Cu, nicht aber Au und Pt löst, folglich diese von jenen aus Legierungen scheidet.

Söllenstein, Silbernitrat AgNO_3 , dient als Ätzmittel in der Medizin, wird durch Licht oder organische Stoffe zersetzt in HNO_3 und fein verteiltes, deshalb schwarz erscheinendes Silber. Auf diesem Vorgange beruht die Bedeutung leicht zersetzlicher Silbersalze für die Photographie.

Königswasser ist eine Mischung von HNO_3 und HCl im Verhältnis 1:3; sie löst sogar Gold, den König der Metalle, auf.

Das **Ammoniak** NH_3 , ein Bestandteil des Salmiaks oder Chlorammoniums NH_4Cl . Sal ammoniacum wurde früher in der Provinz Ammonium (Egypten) gewonnen aus den Verbrennungsprodukten des dort als Heizmittel gebrauchten Kamelmistes, welche sich in den Schornsteinen absetzten und nur durch Sublimation gereinigt zu werden brauchten.

A. entsteht, wenn organische, stickstoffhaltige Körper sich durch Fäulnis zersetzen; von ihm rührt der stechende Geruch in Viehställen und bei Dungstätten her. — Jetzt wird A. dargestellt aus den Nebenprodukten der Gasbereitung. Wir stellen es dar, indem wir gelöschten Kalk, Salmiak und Wasser in einem Reagensglase erwärmen: $\text{CaH}_2\text{O}_2 + 2\text{NH}_4\text{Cl} = \text{CaCl}_2 + 2\text{NH}_3 + \text{H}_2\text{O}$.

Das Gas, in eine farblose Flamme geleitet, färbt die Flamme schmutzig gelb; es brennt nicht in gewöhnlicher Luft, wohl aber in reinem O. Es reagiert alkalisch. Es wird stark vom Wasser absorbiert: Fängt man A. in einer mit der Öffnung nach unten gerichteten Flasche auf, verschließt die Flasche mittels eines Gummipfropfens mit an der Spitze zugeschmolzenem Glasrohr, steckt die Spitze in lauwarmes Wasser und bricht sie ab, so dringt das Wasser, indem es NH_3 absorbiert, springbrunnenartig in die Flasche ein und färbt sich gleichzeitig aus rot in blau.

Nähert man einen mit HCl befeuchteten Glasstab dem A., so entstehen weiße Nebel von Salmiak. $\text{NH}_3 + \text{HCl} = \text{NH}_4\text{Cl}$.

Der galvanische Strom zerlegt das Ammoniakgas in N und H. Die Wasserstoffröhre enthält 3mal so viel Gas als die Stickstoffröhre.

Die freien Gase N und H vereinigen sich nicht. Bringen wir sie aber im Augenblicke des Entstehens mit einander in Berührung, so vereinigen sie sich. Erhitzt man z. B. Eisenpulver und Salpeter, so entweicht N; ferner Eisenpulver und Ätzkali, so entweicht H; ferner Eisenpulver, Ätzkali und Salpeter, so entweicht NH_3 .

A. ist farblos, von stechendem Geruch, eine Basis, leichter als Luft (sp. G. 0,59), leicht löslich in Wasser (1 l H_2O kann 1000 l NH_3 absorbieren). Die wässrige Lösung heißt Salmiakgeist, Ätz-

ammoniak oder A.-flüssigkeit. $\text{NH}_3 + \text{H}_2\text{O} = (\text{NH}_4) \text{HO}$. Sie dient zum Einreiben der Haut nach Insektenstichen; vermischt mit dem gleichen Volumen Terpentinöl, als vorzügliches Reinigungsmittel zur Entfernung von Fettflecken aus Kleidungsstücken.

Durch Addition von A. und einer Säure entstehen die A.-salze,
z. B. $\text{NH}_3 + \text{HCl} = (\text{NH}_4) \text{Cl}$ Chlorammonium.

$\text{NH}_3 + \text{HNO}_3 = (\text{NH}_4) \text{NO}_3$ Ammoniumnitrat.

$2\text{NH}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 = (\text{NH}_4)_2 \text{SO}_4$ Ammoniumsulfat.

Elementgruppen wie NH_4 , d. i. Ammonium, welche sich wie ein Element verhalten, nennt man zusammengesetzte Grundstoffe (zusammengesetzte Radikale).

Verbindungsgesetze.

1. Die Atome der Elemente vereinigen sich zu Molekeln derselben Verbindungen stets in demselben Zahlenverhältnis, z. B. H und O ergeben Wasser im Verhältnis 2:1.

Anmerkung: Häufig bilden 2 Elemente in verschiedenen Atomverhältnissen verschiedene Verbindungen, z. B. CO, CO_2 .

2. Gesetz von der Erhaltung der Quantität der Materie: Bei einer chemischen Verbindung oder Trennung erleidet das Gewicht der Körper keine Veränderung (das Gew. eines zusammengesetzten Körpers ist gleich der Summe der Gewichte seiner Bestandteile), z. B. 2 Gewichtsteile H + 16 Gew. O = 18 Gew. H_2O .

3. Die Elemente vereinigen sich in konstanten Gewichtsverhältnissen, z. B. H und O vereinigen sich zu H_2O in dem Gew.-verhältnis 2:16 (d. i. eine Folgerung vom Gesetz 1, indem man für die Atome die Atomgewichte setzt).

4. Die gasförmigen Elemente vereinigen sich nach einfachen Raumverhältnissen und zwar verbinden sich mehrere gleiche Raumteile verschiedener Gase so, daß die Verbindung immer nur 2 Raumteile (Volumen) einnimmt. 2 Vol. H und 1 Vol. O vereinigen sich zu 2 Vol. Wasserdampf; es findet also eine Verdichtung der 3 Vol. Gas auf 2 Vol. statt. Desgl. 3 Vol. H + 1 Vol. N = 2 Vol. NH_3 .

Schwefel, Sulfur S = 32.

Vorkommen: 1. dimorph, d. h. er krystallisiert in 2 verschiedenen Krystallsystemen: a) rhombisches System: Oktaeder, z. B. in Sizilien; b) monoklines System: Prismen (Säulen), nadelförmig in vulkanischen Gegenden.

2. amorph: im Handel als Stangenschwefel, an den Streichhölzern unter den Phosphorköpfchen.

3. in Schwefelerzen: Glanze (Bleiglanz PbS), Kiese (Eisenerz FeS_2), Blenden (Zinkblende ZnS .)

Gewinnung: Schwefelhaltige Gesteine werden in eisernen Kesseln erhitzt; der geschmolzene S wird über den zu Boden sinkenden Gesteinen abgeschöpft.

Eigenschaften: spec. Gew. 2, Härte 2,5, schmilzt bei 111° zu einer dünnen, gelben Masse, wird zwischen $200\text{--}250^\circ$ dunkel und zähflüssig (Gefäß umkehren!); darüber hinaus erhitzt, wird er dünnflüssig und siedet bei 450° . Seine braunroten Dämpfe setzen an den kalten Gefäßwänden ein gelbes Pulver, Schwefelblumen, an. S sublimiert. Erhitzt man Schwefelblumen und gießt den flüssig werdenden S in feuchte, hölzerne Röhren, so erhält man den gelben Stangenschwefel. Gießt man flüssigen S in dünnem Strahle in kaltes Wasser, so erhält man eine braune, knetbare, elastische, amorphe Masse, welche sich allmählich wieder in gelben S umwandelt. S ist unlöslich in H_2O , leicht löslich in Schwefelkohlenstoff CS_2 ; aus der Lösung krystallisiert S bei langsamer Verdunstung des CS_2 in rhombischen Krystallen.

Eine mit Wolle geriebene S-stange wird negativ elektrisch, S ist ein elektrischer Nichtleiter. S knistert in der warmen Hand, da er als schlechter Wärmeleiter an der Oberfläche Sprünge bekommt.

Erhitzt man S in einem Probierglase bis zum Kochen und hält in den Dampf dünnes Cu-blech, so bildet sich unter Glüherscheinung schwarzes, leicht zerbröckliges Schwefelkupfer CuS .

Mischt man Eisenfeilspäne und Schwefelblumen (7:4), so ergiebt sich ein grün-schwarzes Pulver; im Reagensglase erwärmt, glüht die Masse plötzlich auf und es entsteht broncefarbiges Schwefeleisen FeS . — $Hg + S = HgS$ Schwefelquecksilber oder Zinnober, ein roter Farbstoff.

S besitzt eine große Affinität zu den Elementen. Er verbrennt mit bläulicher Flamme zu Schwefligsäure-Anhydrid oder

Schwefeldioxyd SO_2 . Dieses Gas riecht stechend, reizt zum Husten, färbt blaues Lackmuspapier rot, unterhält die Verbrennung nicht (Schornsteinbrände werden gelöscht durch Verbrennen von S auf dem Herde), ist nicht atembar (die Bienenstöcke werden totgeschwefelt), wird gebraucht zum Desinfizieren von Räumen und Kleidern nach ansteckenden Krankheiten, zum Zerstören der Pilzkeime

(Weinfässer, Einnachegläser werden ausgeschwefelt), zum Bleichen der Strohhitte, Seide und Wolle, der Obft- und Rotweinflecke.

Bringt man eine rote Rose mit brennendem Schwefel unter eine Glocke, fo wird fie bleich. Taucht man die gebleichte Blume in verdünnte Schwefelfäure, fo erſcheint die Farbe wieder. SO_2 vereinigt ſich nämlich mit den organischen Farbstoffen zu chemischen Verbindungen, wird aber von H_2SO_4 , der stärkeren Säure, verdrängt. Auch durch bloßes Stehen an der Luft wird die Rose wieder rot.

SO_2 wird vom Wasser stark abſorbiert. Wir erhalten ſo das Hydrat der ſchwefeligen Säure, welches beim Abdampfen wieder in SO_2 und H_2O zerfällt. Die ſchwefelige Säure H_2SO_3 iſt eine ſchwache Säure; ihre Salze heißen **Sulfit** und ſind in H_2O ſchwer oder nicht löslich (ausgenommen K_2S , Na_2S); ſie kommen in dem Auswurf der Vulkane vor.

Sulfide heißen die Schwefelmetalle, z. B. CuS Kupferſulfid.

Sulfate heißen die Salze der **Schwefelfäure**.

H_2SO_3 ſaugt beim Stehen an der Luft O auf und verwandelt ſich dadurch in H_2SO_4 , d. i. Schwefelfäure, deren Anhydrid SO_3 Schwefeltrioxyd iſt.

Im Großen wird H_2SO_4 dargeſtellt in Bleikammern, in welchen Salpeterſäure aufgeſtellt iſt und in welche SO_2 , Waſſerdampf und Luft hineingeleitet wird. $\text{SO}_2 + 2\text{HNO}_3 = \text{H}_2\text{SO}_4 + 2\text{NO}_2$; $3\text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O} = 2\text{HNO}_3 + \text{NO}$ (S. 18); $2\text{NO} + \text{O} = 2\text{NO}_2$. Indem die Gaſe abwechſelnd auf einander einwirken, geht von der Salpeterſäure nichts verloren.

Die ſo zuerſt (1750) in England hergeſtellte Säure heißt auch wohl Engliſche Sch. oder kurz Schwefelfäure. Sie iſt eine farb- und geruchloſe, ölige, dicke, äzende Flüssigkeit vom ſpec. Gew. 1,85, ſiedet bei 338° , erſtarrt bei 0° zu farbloſen Prismen, iſt hygroskopisch, d. h. ſie nimmt begierig H_2O auf und dient deſhalb zum Trocknen von Gaſen und abgeſchloſſenen Räumen.

Ein offenes Becherglas mit H_2SO_4 , auf einer Wage tariert, zeigt bald eine Gewichtszunahme. — Benetzt man eine Thermometerkugel mit H_2SO_4 , ſo zeigt ſich bald eine Temperaturerhöhung. Miſcht man 4 Teile Säure und 1 Teil Schnee, ſo erhöht ſich die Temp. um 100° ; miſcht man dagegen 1 Teil Säure und 4 Teile Schnee, ſo erniedrigt ſich die Temp. um 20° (Kältemiſchung). Beim Miſchen von Säure und Waſſer muß man H_2SO_4 in H_2O gießen. Gießt man H_2O in H_2SO_4 , ſo tritt ein gefährliches Spritzen ein, ev. eine Explotion, weil viel Säure wenig Waſſer bis über die

Siedetemp. erhitzt. — Die beim Vermischen stattfindende Kontraktion ist mittels graduirter Röhre zu beobachten. 50 Vol. Wasser + 50 Vol. Säure = 97 Vol. Mischung. — Stückchen von Holz, Papier, Leinwand, Leder, Zucker, in H_2SO_4 gehalten, werden schwarz. Die Säure nimmt nämlich den organischen Stoffen den H und O, weshalb nur eine C-reiche Masse zurückbleibt.

Die rauchende Sch., Nordhäuser Sch. oder Vitriolöl erhält man durch Einleiten von Schwefeltrioxyd in englische Sch.: $H_2SO_4 + SO_2$. Sie raucht, weil sich schon bei gewöhnlicher Temp. das Trioxyd verflüchtigt; sein farbloser, unsichtbarer Dampf bildet mit der atmosphärischen Feuchtigkeit H_2SO_4 . Die entstehende Säure ist bei gewöhnlicher Temp. nicht flüchtig und verdichtet sich daher in der Luft zu flüssiger Säure in Form von Nebeln.

Weil H_2SO_4 die Metalle angreift, Metalloxyde auflöst, benutzt man sie zum Putzen der Metalle, namentlich von Kupfer und Messing, unter dem Namen Kupferwasser, d. i. verdünntes Vitriolöl. — H_2SO_4 ist eine der stärksten Säuren, d. h. sie zersetzt die Salze der meisten übrigen Säuren.

$H_2SO_4 + Zn = ZnSO_4 + H_2$. $ZnSO_4 + 7H_2O$ **Zinkvitriol**, im großen dargestellt aus der Zinkblende, bildet große, säulenförmige, farblose Krystalle mit aufgesetzten 4seitigen Pyramiden, dient als Beize in der Rattendruckerei, zum Tränken der Eisenbahnschwellen, als Arzneimittel gegen Augenentzündung.

$CuSO_4 + 5aq$ (Krystallwasser) **Kupfervitriol**, blaue Krystalle, benutzt zur Herstellung grüner Farben (Schweinfurter Grün), zur Sicherung des Holzwerkes gegen Schwamm. Das Sulfat ist weiß.

$FeSO_4 + 7aq$ **Eisenvitriol**, grüne, klinorhombische Säulen, verwittert leicht an trockner Luft, d. h. verliert das Krystallwasser. In einer Röhre erst wenig, dann stärker erhitzt, ist es anfangs grün, dann weiß, rot. Es entweichen Dämpfe von SO_2 und H_2SO_4 . Benutzt zum Schwarz- und Blaufärben, zur Bereitung von Tinte.

$CaSO_4 + 2aq$ **Gips**, krystallisiert in monoklinen, feinen, biegsamen, spaltbaren Blättchen. Häufig Zwillingkrystalle: Schwalbenschwänze. Gebraucht zur Herstellung von Figuren, Bekleiden der Wände, Kitten, Düngen. Beim Erhitzen bis 160° entweicht das Krystallwasser; es entsteht **totgebrannter Gips** $CaSO_4$, der in der Natur als Anhydrit vorkommt (rhombisches System). Krystallinisch kommt Gips vor als Marienglas oder Fraueneis (weil zum Schmuck von Muttergottesbildern gebraucht) und Marmor.

BaSO_4 **Schwerspat**, Bariumsulfat. Das künstlich hergestellte Salz, ein feines, in Wasser und Säuren unlösliches Pulver, dient als Anstrichfarbe (Permanentweiß), als Verfälschungsmittel von Mehl und Zucker.

Schwefelwasserstoff H_2S kommt vor in Schwefelquellen [Aachen, Warmbrunn], bei Vulkanen, bei der Fäulnis schwefelhaltiger organischer Stoffe, z. B. in faulen Eiern, Excrementen, stehenden Gewässern.

Darstellung durch Übergießen von Schwefeleisen mit verdünnter Schwefelsäure $\text{FeS} + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{H}_2\text{S} + \text{FeSO}_4$.

Farblos, unangenehm riechend, schwerer als Luft, löslich in H_2O . Schwefelwasserstoffwasser zerfällt allmählich in Berührung mit Luft, wobei es durch den ausgeschiedenen S milchig trübe wird. H_2S rötet feuchtes Lackmus, ist folglich eine Säure, und zwar eine Säure ohne O, wie HCl; ist giftig, in größeren Mengen eingeatmet, tödlich; verbrennt mit blauer Flamme bei ungenügendem Luftzutritt zu Wasser und Schwefel (S setzt sich an dem von der Flamme berührten, kalten Glase ab), bei genügendem Luftzutritt zu H_2O und SO_2 . Bedeckt man einen mit H_2S gefüllten Cylinder mit einer blanken Cu- oder Ag-münze, so wird sie schwarz. Ein mit einer Bleisalzlösung getränkter Papierstreifen schwärzt sich schon in einiger Entfernung von der offenen H_2S -flasche. H_2S greift die Metalle an, selbst Au und Ag und ist im chemischen Laboratorium ein wichtiges Erkennungsmittel der Bestandteile anderer Verbindungen.

Leitet man H_2S in Lösungen von H_2O und grünem Eisenvitriol, blauem Kupfervitriol, farblosem Bleizucker, farblosem Zinkvitriol, so bilden sich schwarze Niederschläge von FeS, CuS, PbS und ein weißer Niederschlag von ZnS.

Schwefelkohlenstoff CS_2 entsteht durch Hinüberleiten von Schwefeldampf über glühende Kohlen: eine farblose, übelriechende, stark lichtbrechende Flüssigkeit; sp. G. 1,27; siedet bei 48° , ist leicht entzündlich, unlöslich in H_2O , löslich in Weingeist und Äther, löst S, P, Harze, Öle, Fette, erweicht Kautschuk, d. i. den eingetrockneten Milchsaft einiger tropischen Bäume. Durch Eintauchen in eine Lösung von CS_2 und S erhält man bleibend elastisches, vulkanisiertes Kautschuk.

Phosphor P = 31,

kommt frei nicht vor, sondern bloß in Verbindungen, besonders in Calciumphosphat (Apatit), gefangt aus den Gesteinen in den Boden,

in die Pflanzen, zumal in die Samen (der Boden, der kein Phosphat enthält, entwickelt wohl die Pflanzen bis zur Blüte, erzeugt aber keine Samen), dient den Tieren zum Aufbau der Knochen. Diese bestehen aus 58 % Calciumphosphat, 32 % Leim und Fett, 10 % $\text{CaCO}_3 + \text{MgCO}_3 + \text{MgF}_2$ (Magnesiumfluorid).

P kommt in Stangenform in den Handel und wird vornehmlich aus Knochenasche dargestellt.

Eigenschaften: **gelblichweiß**, sehr giftig, bei gewöhnlicher Temp. weich, in der Kälte spröde, schmilzt bei 44° , siedet bei 290° , riecht knoblauchartig, leuchtet im Dunkeln, deshalb Phosphoros d. i. Lichtträger genannt, verbindet sich bei gewöhnlicher Temp. mit dem O der Luft, wobei Entzündung eintreten kann, wird daher im Dunkeln unter H_2O aufbewahrt, überzieht sich dabei mit einer weißen, undurchsichtigen Krystallschicht, ist unlöslich in H_2O , wenig löslich in Weingeist und Äther, leicht löslich in CS_2 .

Unter Abschluß der Luft längere Zeit auf 250° erhitzt, wird er **rotbraun**, nicht leuchtend, geschmack- und geruchlos, verliert dabei die giftige und lösliche Eigenschaft des gelben, schmilzt bei 260° und kehrt hierbei in den gewöhnlichen Zustand zurück.

Spuren von P werden leicht nachgewiesen, da er, mit H_2O erhitzt, den Wasserdampf in einer Kühlröhre leuchtend macht. Schreibt man mit einer Lösung von P in CS_2 mittels Pinsels auf Löschpapier, so brennen die unsichtbaren Schriftzüge heraus, weil der fein verteilte P sich oxydiert und dabei die zur Entzündung nötige Wärme chemisch erzeugt.

Phosphoreszenz ist die Eigenschaft gewisser Mineralien, bei gewöhnlicher Temp. zu leuchten. Beim P rührt sie her von einem langsamen Oxydationsprozeß. Vielfach ist Bestrahlung mit Sonnenlicht, Insolation, die Ursache, z. B. beim Diamant.

Fluoreszenz heißt der Farbenwechsel gewisser Körper bei reflektiertem und durchgehendem Lichte. Gelbes Uranglas fluoresziert grün, gelbes Steinöl (Petroleum) blaugrün, gewisse Flußspatarten grün und blau.

Streichhölzer: Trocknes Tannenholz wird getaucht in geschmolzenen S, nach dem Antrocknen in eine Mischung von gelbem Phosphor, Leim und sehr feinem Sand. Die Gummimasse schützt den P vor der Oxydation an der Luft. Beim Anstreichen wird soviel Wärme erzeugt, daß der P sich entzündet. Die Wärme des brennenden P genügt, um den S zu entzünden. Das entstehende Gas brennt, der C des Holzes glüht, dadurch leuchtet die Flamme.

Die Zündmasse der sog. schwedischen Zündhölzchen enthält keinen P, sondern hauptsächlich chlorsaures Kali $KClO_3$. Sie verlangen eine besondere Reibfläche, welche roten P enthält; er entzündet sich an der geriebenen Stelle und überträgt das Feuer auf die Zündmasse der Köpfe.

Chlor (χλωρός) $Cl = 35,5$.

1774 von Scheele entdeckt, kommt niemals frei vor, sondern nur in Verbindungen, vorzugsweise in $NaCl$.

Darstellung: Wird Braunstein mit Salzsäure erhitzt, so bildet sich Mangandichlorid, Wasser und freierdendes Chlor. $MnO_2 + 4HCl = MnCl_2 + 2H_2O + Cl_2$.

Eigenschaften: ein grünlich-gelbes Gas von ersticken- dem Geruch, sp. Gew. 2,45; nicht brennbar, nicht atembar; es greift die Atmungsorgane furchtbar an, bewirkt Schleimhautentzündung und Blutspen. In Wasser geleitet, wird es von ihm absorbiert und man erhält Chlorwasser, eine grünliche Flüssigkeit mit den Eigenschaften des Chlors. Chlorwasser wird im Dunkeln oder in schwarzen Flaschen aufbewahrt, weil es durch das Sonnenlicht zersetzt wird. $H_2O + Cl_2 = 2HCl + O$.

Chlor hindert zwar die Verbrennung nicht, aber die Leuchtgas- oder Kerzenflamme wird in dem Gase kleiner, dunkelrot und rußt stark. Chlor entzieht der Flamme den H, die Hitze wird geringer und ein Teil des C geht unverbrannt fort.

Bringt man einen mit Terpentinöl getränkten Papierstreifen in Cl , so wird das Terpentin unter Feuererscheinung und Aus- scheidung von Ruß zerstört.

Bei Anwesenheit von H_2O ist Chlor, obwohl sauerstofffrei, ein gutes Oxydationsmittel; es zerstört üble Gerüche und Krankheits- stoffe, dient daher als Desinfektionsmittel.

Lackmüstinktur, Tinte, Indigolösung, Anilin, überhaupt Pflanzen- und Tierstoffe werden zerstört. Cl dient daher als Bleich- mittel. Trockenes Lackmuspapier bleibt in trockenem Cl unverändert. Die stickstoffhaltigen org. Farbstoffe werden gelb, die N-freien werden weiß. Da auch Gummi ein org. Körper ist, hat man die Aufbe- wahrungsflasche durch einen Glaspfropfen zu verschließen.

H_2S -wasser, versetzt mit Chlorwasser, scheidet S ab und wird geruchlos. Chlorwasser scheidet aus Ammoniak den N ab. Chlor besitzt ein starkes Vereinigungstreiben; es bildet mit den meisten

Metallen unter Feuererscheinung Chloride. Wirft man z. B. unechtes Blattgold (Messing) und unechtes Blattsilber (Zinn) angewärmt in einen Chlorcylinder, so leuchten sie auf und bilden CuCl_2 , ZnCl_2 , SnCl_2 .

Chlorwasserstoff HCl entsteht beim Durchschlagen des el. Funkens durch eine Mischung von 1 Vol. Cl mit 1 Vol. H ; ein farbloses, stechend riechendes Gas, welches an der Luft Nebel bildet; sp. Gew. 1,27.

Eine H -flamme brennt in dem Chlorgase hell, indem die grüne Chlorfarbe schwindet und sich Chlorwasserstoffgas bildet. Dieses Gas ist im Wasser unter starker Wärmeentwicklung löslich. Die wässrige Lösung heißt Chlorwasserstoffsäure oder **Salzsäure**. Um die leichte Löslichkeit des Gases in Wasser zu zeigen, leitet man es in eine leere Flasche, bis alle Luft aus ihr verdrängt ist, d. i. bis dicke Nebel aus ihrer Mündung steigen. Hierauf steckt man einen Pfropfen mit zugespitzter Glasröhre in die Flasche und taucht sie umgekehrt wenig tief in mit Lackmus gebläutes Wasser. Ist der erste Wassertropfen in die Flasche hineingedrungen, so erhebt sich ein roter Strahl springbrunnenartig in die Flasche (S. 19).

Die Salzsäure wird dargestellt durch Übergießen von Kochsalz mit Schwefelsäure, anfangs ohne Erhitzen: $2\text{NaCl} + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{Na}_2\text{SO}_4 + 2\text{HCl}$. Man leitet das Gas in gekühltes Wasser und beobachtet das Niedersinken der Lösung, sp. G. 1,21, die Wärmeentwicklung, die Volumenvermehrung. Reine Salzsäure ist farblos, die gelbliche ist durch Eisen verunreinigt.

Versezt man die Metalloxyde mit Salzsäure, so entstehen die Chloride:

Natriumchlorid, Chlornatrium, Kochsalz, Stein-, Sol-, See-, NaCl .

Kaliumchlorid KCl überlagert die Steinsalzflöße als Sylwin und in Verbindung mit Magnesiumchlorid MgCl_2 als Carnallit. Diese Lager, z. B. bei Staßfurt, entstanden durch Austrocknen von Binnenseen früherer Erdperioden.

Ammoniumchlorid, Salmiak NH_4Cl wird jetzt im großen durch Destillation von stickstoffhaltigen Tierstoffen dargestellt; es dient zum Löten, Verzinnen, zur Darstellung von Ammoniak (S. 19).

Calciumchlorid CaCl_2 ist ein Bestandteil des Chlor- oder Bleichalkes, eines weißen, hygroskopischen Salzes, welches zum Desinfizieren und Bleichen gebraucht wird (S. 19). Quecksilberchlorid, Sublimat oder Ätzsublimat HgCl_2 ist ein sublimierbares,

sehr giftiges Salz, findet wegen seiner keimtötenden Eigenschaft Verwendung zum Konservieren von Pflanzen, ausgestopften Tieren, Holz, als Arzneimittel.

Kaliumchlorat KClO_3 (S. 14, 27) wird benutzt in der Medizin (bei Halsentzündungen zum Gurgeln), zur Herstellung von Feuerwerkskörpern, z. B. bengalischer Flammen: KClO_3 + Kreide gelbrot, + CuCO_3 blau, + SrNO_3 rot.

Silicium (Kiesel) Si = 28,

lat. silex der Kieselstein; ein glanzloses, braunes Pulver (amorph) oder glänzende, harte, schwarze Oktaeder (kristallisiert); kommt in der Natur wegen seiner Affinität zu O nie frei vor; in Verbindung mit anderen Grundstoffen macht es den Hauptbestandteil der festen Erdrinde aus. Mit O verbunden, bildet es Siliciumdioxid, Kieselsäure (Anhydrid) SiO_2 . Die Salze dieser Säure heißen Silikate. Sie sind schwer schmelzbar und meist in Wasser unlöslich. Um sie in eine lösliche Form zu bringen, werden sie mit kohlensaurem Kali oder Natron geglüht; dabei bildet sich lösliches kiesel-saures Kali oder Natron. $\text{K}_2\text{CO}_3 + \text{SiO}_2 = \text{K}_2\text{SiO}_3 + \text{CO}_2$.

Doppelsilikate, Vereinigungen von 2 kiesel-sauren Salzen zu einem Doppelsalz, sind auch in Wasser unlöslich.

Sind sie durchsichtig und amorph, so heißen sie Glas.

Sind sie trübe oder undurchsichtig und dienen sie als Überzug von Metallen, so heißen sie Email.

Werden sie als Nebenprodukt bei metallurgischen Prozessen (Hochöfen) gewonnen, so heißen sie Schlacken.

Silikate, mit denen Thonwaren überzogen werden, heißen Glasuren.

Das gewöhnliche Glas entsteht durch Schmelzen von Soda und Kalkstein mit reinem Sand unter Ausscheiden von CO_2 ; es ist also vornehmlich Calcium-Natriumsilikat.

Die gewöhnlichsten Silikate sind:

1. Edelsteine: Granat, Topas, Beryll (Smaragd), Korund, Turmalin.

2. Quarze, d. i. jene scharfen Körnchen, welche wir fühlen können, wenn wir Sand (feinkörnig) oder Kies (grobkörnig) in der Hand zerreiben; sie sind SiO_2 .

a. kristallisiert als Bergkristall, Amethyst, Rauchtopas, Rosenquarz, Schillerquarz oder Katzenauge;

- b. krystallinisch als Chalcedon, Carneol, Achat, Heliotrop, Jaspis;
- c. amorph als Opal, Hornstein, Feuerstein.

3. Feldspate, Doppelsalze von kiesel-saurem Kali und kiesel-saurer Thonerde.

Einige Feldspatforten sind: Orthoklas, Oligoklas, Leucit. Granit, Gneis und Porphyr bestehen aus Quarz, Glimmer und hauptsächlich Feldspat. Syenit = Feldspat + Hornblende.

Durch Verwitterung dieser Gesteine bilden sich die lockeren Erdschichten, welche vorzugsweise Quarz und Feldspat enthalten. Schütteln wir eine Handvoll Ackerkrume in einem Glase Wasser, so sinken zuerst die Steinchen und der Sand zu Boden, darüber lagert sich Thon. Sand und Thon sind jeder für sich ganz unfruchtbar; die richtige Mischung beider bedingt die Güte des Bodens. Humus enthält verwesende organische Stoffe.

Kaolin oder Porzellanerde ist das Zeretzungsprodukt des Feldspates, reines Aluminiumsilikat.

Thon ist Kaolin mit verschiedenen Beimengungen, fühlt sich fett an.

Lehm ist Thon mit Quarzsand, Eisenocker, oft Calciumcarbonat. Mergel ist kalkreicher Thon.

Der Thon wird zu einer gleichförmigen, zähen, formbaren Masse verarbeitet. Die geformten Gefäße werden im Schatten getrocknet, im Töpferofen gebrannt; sie sind steinhart, aber porös (Blumentöpfe). Sollen sie zum Aufbewahren von Flüssigkeiten dienen, überzieht man sie mit einer Glasur, die aus Bleiglätte und Lehm oder Quarzsand besteht.

Thonwaren sind:

- a. Porzellan.
- b. Steingut, eine Töpferware aus feuerfestem Thon, die im Feuer so stark zusammengesintert ist, daß sie steinartig geworden ist. Sie giebt am Stahle Funken; sie ist an der Oberfläche verglast.
- c. Fayence oder Majolika, zuerst in Faenza (Italien), später auf der Insel Majorka, jetzt besonders in England fabriziert, besteht aus Thon, Mergel und Quarz, ist mit einer durchsichtigen oder farbigen Glasur überzogen.
- d. Ziegel bestehen aus Lehm. Je stärker sie gebrannt werden, desto heller werden sie.

Terracotten sind aus Ziegelmateriel geformte und gebrannte Bauornamente, z. B. Rosetten, Portalverzierungen.

Chamotte(Sch.motte)steine sind aus feuerfestem, stark quarzhaltigem Thon gebrannt.

4. Glimmer (bergmännischer Name: glimmen = glänzen); bildet dünne, leicht spaltbare, glänzende Blättchen.

Einige Sorten sind: Lepidolith oder Lithiumglimmer, Magnesiaglimmer, Kaliglimmer. Letzterer dient zerrieben als Streufand, mit HCl ausgekocht und ausgewaschen als Brokatfarbe oder Glimmerbronze, in Sibirien als Marienglas zu Fensterseiben (S. 23).

5. Augite bilden als Pyroxen und Hornblende einen wesentlichen Bestandteil des Basaltcs; als Asbest oder Amiant (im Handel Federweiß) benutzt zu Lampendochten, zum Filtrieren papierzerstörender Flüssigkeiten, zu unverbrennbaren Geweben (Anzüge für Feuerwehr), indem man die Amiantfäden mit Flachs verspinnt, zu Tüchern u. a. verwebt, die Flachsteile durch Glühen zerstört, wobei reines Amiantgewebe zurückbleibt.

Talk (Speckstein) dient als Streupulver in Handschuhe, mit Öl vermengt als Wagenschmiere, pulverisiert als weiße, mit Karmin in Wasser gekocht als rote Schminke.

6. Serpentine (Magnesiumsilikat) sind fleckig wie eine Schlangenhaut, werden verwendet zu Dosen, Vasen, Tintenfassern, zur Darstellung von Bittersalz ($MgSO_4 + 7aq$).

Als Meerschaum (Kleinasien) bildet Serpentin derbe, knollige Massen und haftet an der Zunge, weil er den Speichel einsaugt.

Den bisher betrachteten Nichtmetallen (Metalloiden) stehen gegenüber die Metalle. Letztere besitzen starken Glanz (Metallglanz) und großes Leitungsvermögen für Wärme und Elektrizität, während den Metalloiden im allgemeinen diese Eigenschaften fehlen.

Die Metalle teilten wir in Leicht- und Schwermetalle (S. 5).

II. Leichtmetalle.

Kalium K = 39, arabisch al Kali die Asche; die Kaliumverbindungen wurden zuerst aus Pflanzenasche gewonnen. Kalium kommt vor in Feldspat, Glimmer, Sylvin u. a. Mineralien.

Es wird dargestellt durch Glühen von Kaliumkarbonat (Pottasche) mit Kohle. $K_2CO_3 + 2C = K_2 + 3CO_2$. K ist silberglänzend, wachsw weich, schmilzt bei 62° , sp. Gew. 0,8; schwimmt auf Wasser und verbrennt dabei mit violetter Flamme: $K_2 + 2H_2O =$

$H_2 + 2KHO$ (Kaliumhydroxyd, Alkali). K ist leicht oxydierbar und wird in dem sauerstofffreien Petroleum aufbewahrt.

Kali d. i. Kaliummonoxyd K_2O .

Natrium Na = 23 kommt vor in vielen Mineralien, z. B. Steinjalz $NaCl$, Glaubersalz $Na_2SO_4 + 10aq$, Soda Na_2CO_3 , in Tier- und Pflanzenkörpern. Es wird dargestellt wie K. Na ist silberweiß, sehr weich, schmilzt bei 95° , sp. Gew. 0,9; auf Wasser geworfen, verbrennt es mit gelber Flamme. $Na_2 + 2H_2O = H_2 + 2NaHO$ (Natriumhydrat, Ahtatron). Es ist leicht oxydierbar und wird deshalb unter Petroleum aufbewahrt.

Natron d. i. Natriummonoxyd Na_2O .

Calcium Ca = 40. Seine Verbindungen: Flußpat, Kalkspat, Marmor, Kreide, Gips, Anhydrit u. s. w. bilden einen großen Bestandteil der Erdrinde. Ca ist schwer darstellbar, gelblich, dehnbar, leicht oxydierbar, sp. Gew. 1,6. Calciumoxyd CaO ist gebrannter Kalk (S. 10).

Magnesium Mg = 24 kommt wie alle Leichtmetalle nicht gediegen in der Natur vor, findet sich aber in vielen Gesteinen: Asbest, Talk, Meerschaaum, Magnesit, Dolomit, Bittersalz. Es wird dargestellt durch Erhitzen von Chlormagnesium mit Natrium. $MgCl_2 + 2Na = 2NaCl + Mg$. Es ist silberweiß, geschmeidig, sp. G. 1,7; wird in Bandform zur Erzeugung eines hellen Lichtes gebraucht, z. B. beim Photographieren und verbrennt mit blendend weißem Glanze zu einem weißen, lockeren, unschmelzbaren Pulver, zu Magnesiumoxyd MgO (Magnesia, Talkerde, Bittererde), welches als gebrannte Magnesia (Magnesia usta) medizinisch verwendet wird.

Aluminium Al = 27, genannt nach dem Mineral Alaun, lat. alumen, von dem es den Hauptbestandteil bildet; kommt allenthalben im Thon und Lehm vor. Reine Thonerde Al_2O_3 kommt vor: 1.) als Saphir (blau); die karmoisinrote Abänderung heißt Rubin; 2.) als Korund; 3.) als Smirgel, welcher gepulvert zum Schleifen und Polieren von Edelsteinen, Glas und Metallen gebraucht wird.

Das Metall Al wird jetzt hauptsächlich mit Hilfe der Elektrizität dargestellt; es ist silberweiß, sehr geschmeidig, glänzend, hellklingend, politurfähig, sp. G. 2,6; gegen Luft, Wasser und Säuren beständig wie die Edelmetalle, fest und bearbeitbar wie Cu und Fe. Legierungen mit Cu (Aluminiumbronzen) sehen aus wie Gold. Blattaluminium verbrennt in einer Flamme mit blendendem Glanze.

III. Schwermetalle.

Eisen, Ferrum Fe = 56 kommt gediegen nur als Meteor-eisen (mit anderen Metallen legiert) vor. Die häufigsten Eisenerze, welche etwa 60—70 % Fe enthalten, sind: Roteisenstein Fe_2O_3 (= Rost), Brauneisenerz $2\text{Fe}_2\text{O}_3 + 3\text{H}_2\text{O}$, Magneteisenstein Fe_3O_4 , Eisenspat (Spateisenstein) FeCO_3 , Eisenkies FeS_2 .

Die größte Eisenindustrie besteht in Westdeutschland und England, wo Eisenerze und Kohlen zugleich abgebaut werden. Schweden ist zwar reich an Eisen, aber arm an Kohlen.

Man unterscheidet 3 Sorten Eisen: Guß- oder Roheisen (2—5 % C), Stahl (0,5—2 % C) und Schmiede- oder Stabeisen (0,2—0,5 % C).

Das Gußeisen gewinnt man durch den Hochofenprozeß: Die Erze werden gattiert, d. h. reichere Erze werden mit ärmeren so gemengt, daß das Gemenge, die Gattierung, nicht über 50 % Fe enthält. Durch die Gicht, den oberen cylindrischen Teil, wird der Schacht-ofen mittels kleiner Wagen (Hunde) beschickt, sodaß je eine Schicht Gattierung mit je einer Schicht Zuschläge (Koks, Kohle, Anthracit, Kalk, Sand) abwechselt. Die Zuschläge dienen zur Bildung eines Glasflusses, in welchem die Eisenteile niedersinken. Im oberen Teile des Schachtes wird die Beschickung auf 400° erwärmt und getrocknet. Weiter unten (800°) wird das Eisenerz durch die glühende Kohle zu schmiedbarem Eisen reduziert; es enthält aber noch viele Gesteinsteilchen. Das reduzierte Eisen sinkt in die Raft (1200°), wird durch weitere Aufnahme von C stahlartig und gelangt in das Gestell (1800°). Hier sättigt sich das Eisen mit C zu Gußeisen und sinkt in den Herd (2000°). Durch Düsen (kegelförmige Röhren) wird heiße Luft (die aus der Gicht entweichenden Gase) eingeblasen und das Brennmaterial zu CO_2 verbrannt. Den Erzen wird der O entzogen und das geschmolzene Metall tropft auf die Herdsohle. Gleichzeitig bilden sich aus den Zuschlägen Schlacken (schlechte Wärmeleiter), welche das flüssige Metall bedecken, es vor der oxydierenden Wirkung der Gebläseluft schützen und zeitweise mit eisernen Haken über den Wallstein aus dem oberen Herde gezogen werden. Durch die Abstichöffnung im Wallsteine, welche bisher mit Thon verstopft war, wird alle 12 Stunden das geschmolzene Eisen abgelassen. Es fließt in bereitstehende Sandformen von Gestalt langer Brote und erstarrt zu Barren.

Aus dem Gußeisen erhält man durch Oxydation der Kohle Stahl und Schmiedeeisen.

Während das Gußeisen hart und spröde, weder hämmerbar, noch schweißbar und von körnigem Bruche ist, ist das Schmiedeeisen weich, zähe, hämmerbar, schweißbar und von faserigem Gefüge. Wird der Stahl in glühendem Zustande abgelöscht, ist er hart und spröde; wird er aber langsam abgekühlt, ist er biegsam, hämmerbar und schweißbar. In gehärtetem Zustande erhitzt, verliert er Härte und Sprödigkeit und wird elastisch und biegsam. Bei diesem Anlassen des Stahles zeigen sich infolge oberflächlicher Oxydation eine Reihe von Anlauffarben, welche den verschiedenen Härtestufen und Temperaturen entsprechen. Rasiermesser und Feilen (hart, spröde) werden bis zur blassen Strohfarbe (230 °), Tischmesser und Scheren (weicher) bis zur Purpurfarbe (275 °), Uhrfedern und Sägeblätter (elastisch und zähe) bis zur blauen Farbe (290 °) erhitzt.

Der Wert von 1 Centner Gußeisen beträgt 2 *M.*, von 1 Ctr. Cylinderuhrspiralen 10 Millionen *M.*, von verarbeitetem Golde $\frac{1}{2}$ Million *M.*

Zink, Zincum Zn = 65 kommt besonders in den Erzen: Galmei $ZnCO_3$ und Zinkblende ZnS vor und wird daraus durch Rösten, d. h. durch Erhitzen unter Luftzutritt gewonnen. Zn ist bläulichweiß, krystallinisch, ziemlich spröde, sp. Gew. 7,2, bei 150 ° walzbar, schmilzt bei 420 °, verwandelt sich in der Rotglut in Dampf, welcher sich an der Luft entzündet und mit grünlicher Flamme zu weißer Asche verbrennt (Zinkweiß, Malerfarbe), überzieht sich in feuchter Luft mit einem weißen Häutchen von Zinkcarbonat, welches das darunter liegende Metall vor weiterer Oxydation schützt, ebenso wie ein Zinküberzug Eisen vor Rost schützt. Zn wird benutzt zu Dachbedeckungen, Rinnen, Eimern, Legierungen (vergl. Cu).

Zinn, Stannum Sn = 118 wird aus dem Zinnstein SnO_2 durch Zusatz von Kohle und durch Erhitzen unter Luftzutritt in Schachtöfen dargestellt. Es ist silberglänzend, biegsam, von krystallinischer Struktur. Beim Biegen reiben sich die kleinen Krystalle und verursachen ein knisterndes Geräusch, das Zinngeschrei. Sn läßt sich zu dünnen Platten auswalzen (Zinnfolie, Stanniol), schmilzt bei 228 °, ist bei 200 ° so spröde, daß es gepulvert werden kann, sp. G. 7,3. Gebraucht zu Weißblech, d. i. verzinntes Eisen, zu Britanniametall, d. i. 90 % Zinn + 10 % Antimon, zu Spiegelbelag, zu Legierungen, zum Löten.

Kupfer, Cuprum Cu = 63, genannt nach seinem ältesten Fundort Cyprien (aes cyprium), kommt gediegen vor und wird durch Röstfen folgenden Erze gewonnen: Rotkupfererz Cu_2O , Kupferglanz Cu_2S , Kupferkies $\text{Cu}_2\text{S} + \text{Fe}_2\text{S}_3$, Malachit $\text{CuCO}_3 + \text{CuH}_2\text{O}_2$. Cu ist rot, sehr dehnbar, zähe, schmilzt bei 1050° und verbrennt mit hellgrünem Lichte zu schwarzem Dryd CuO . Benutzt zu Gerätschaften, zum Beschlagen der Schiffe, zum Decken der Häuser, sp. G. 8,9. Kupferlegierungen sind: 1.) Messing = 70 % Cu + 30 % Zn. 2.) Tombak = 84 % Cu + 16 % Zn (unechtes Blattgold). 3.) Talmigold = 87 % Cu + 12 % Zn + 1 % Sn. 4.) Kanonenmetall Cu + 9 bis 10 % Sn. 5.) Glockenmetall Cu + 20 bis 25 % Sn. 6.) Neusilber 50 % Cu + 25 % Zn + 25 % Ni. 7.) Mfenide ist Neusilber, mit Ag überzogen. 8.) Bronze, genannt nach seinem alten Darstellungsort Brundisium (aes Brundisi). Statuenbronze = Cu + Zn + Sn. Auf den Bronzeplasten und kupfernen Dächern bildet sich ein grüner Überzug, Patina, d. i. edler Grünspan CuCO_3 . Gemeiner Grünspan, d. i. essigsaures Kupfer, ist wie alle Kupferverbindungen sehr giftig. Die echte Bronze, die Cu-Sn-Legierung, welche zu Glocken, Geschützen, Metallspiegeln, Münzen, Maschinentheilen gebraucht wird, ist dicht, politurfähig, klingend, leichter schmelzbar als reines Cu.

Die Cu-haltigen Farben, z. B. Schweinfurter Grün, Mineralgrün, sind wegen ihres Arsengehaltes sehr gefährlich.

Blei, Plumbum Pb = 208 wird vorzugsweise dargestellt aus den Erzen: Bleiglanz PbS und Weißbleierz PbCO_3 . Es ist bläulichweiß, stark glänzend, abfärbend, wenig fest, deshalb nicht zu Drähten ziehbar; schmilzt bei 335° , sp. G. 11,4; überzieht sich an der Luft mit einer dünnen, schützenden Drydschicht PbO , wird von reinem Wasser sehr stark, von hartem Wasser (S. 11) fast gar nicht angegriffen (bleierne Wasserleitungsröhren), wird benutzt zu Bedachungen, Schrot, Kugeln. Bleiweiß PbCO_3 , ein weißes Pulver, dient mit Öl oder Firnis gemischt als Anstrichfarbe.

Bleioryd PbO dient zur Glasur bei Töpferwaren und giebt als Bleiglätte (gelb) mit Glycerin einen guten Kitt. Ein anderes Dryd Pb_3O_4 oder Mennige (rot) wird benutzt zu Malerfarben und zur Herstellung des Bleiglasses.

Bleieffig, erhalten aus Bleizucker (essigsaures Blei) und Antimon, dient als Bleiwasser zu kühlenden Umschlägen.

Nickel, Nicolum Ni = 59, ein altes bergmännisches Schimpfwort; die Bergleute nannten ein kupferrotes Erz, das so wie Cu

aus sah, aber keins enthielt, Kupfernickel. Ni wird gewonnen aus Kupfernickel oder Rotnickelkies $NiAs$ und Nickelglanz $NiAs + NiS_2$. Es ist magnetisch, glänzend, beständig gegen Luft und Wasser, dehnbar, biegsam, schmilzt bei 1400° , sp. G. 8,8. Es verleiht dem Messing das Ansehen von Silber und dient daher zur Darstellung von Neusilber (S. 34). Die deutschen Nickelmünzen enthalten 75 % Cu und 25 % Ni.

Schreibt man mit Nickelchloridlösung auf Papier, so wird die grüne Schrift beim Erwärmen gelb. Die Salze sind in wasserhaltigem Zustande grün, in wasserfreiem gelb.

Quecksilber, Hydrargyrum oder Mercurius $Hg = 200$, kommt in der Natur als Schwefelquecksilber oder Zinnober HgS vor und wird daraus durch Rösten dargestellt. Es ist silberglänzend, flüchtig, erstarrt bei -39° , siedet bei 360° , verdunstet schon bei gewöhnlicher Temperatur; die Dämpfe sind farblos und giftig, sp. G. 13,6; alle Metalle außer Gold und Platin schwimmen folglich auf Hg. Verwendung bei vielen physikalischen Apparaten. Die Legierungen des Hg heißen Amalgame, sind bei Vorwiegen des Hg flüchtig oder breiartig, bei Vorwiegen der andern Metalle fest. Zinnamalgame dient als Spiegelbelag, Gold- und Silberamalgame zum Vergolden und Versilbern, Zinnober HgS als rote Malerfarbe. Quecksilberchlorid oder Ätsublimat $HgCl_2$ ist sehr giftig, wirkt auf organische Gewebe ätzend und zerstörend, dient als wichtiges Arzneimittel ebenso wie Kalomel Hg_2Cl_2 .

Edle Metalle nennt man Silber Ag, Gold Au und Platin Pt, weil sie im Gegensatz zu den andern, unedlen Metallen sich an der Luft nicht verändern und beim Glühen wenig oder gar nicht. Sie bestehen die Feuerprobe. Ihre Oxyde dagegen werden durch die Glühhitze zerlegt.

Aus der organischen Chemie.

Während die unorganische Chemie sich mit den Veränderungen der mineralischen Stoffe beschäftigt, hat die organische Chemie die Veränderungen der aus dem Tier- und Pflanzenreiche stammenden Stoffe zum Gegenstande (S. 3). Letztere stammen von Körpern, welche Organe, d. h. Werkzeuge zu bestimmten Lebensverrichtungen haben: Blütenorgane der Pflanzen, Atmungsorgane der Tiere.

Die organischen Körper (Tiere und Pflanzen) bestehen aus Zellen. Diese sind Verbindungen des C 1.) entweder bloß mit H

(Kohlenwasserstoffe) oder 2.) mit H und O (Kohlehydrate) oder 3.) mit H, O und N (Eiweißstoffe).

Da alle organischen Körper C-Verbindungen sind, hat man die organische Chemie auch die Chemie der Kohlenstoffverbindungen genannt. Viele ziehen diesen Namen jetzt vor, weil man sehr viele org. Verbindungen aus den unorganischen Stoffen herstellen kann. Die Zahl dieser C-Verbindungen ist außerordentlich groß. Der Tierkörper besteht hauptsächlich aus stickstoffhaltigen Stoffen, besonders Eiweißstoffen, abgesehen von dem hohen Wassergehalt, der z. B. beim menschlichen Körper etwa 70 % beträgt. Hingegen besteht der Pflanzenkörper besonders aus stickstofffreien Stoffen, vorzugsweise Stärkemehl und Zucker.

1. Kohlenwasserstoffe.

Verbindungen, welche aus C und H bestehen. S. 9 lernten wir den leichten Kohlenwasserstoff CH_4 kennen. Andere Kohlenwasserstoffe haben die Zusammensetzung $\text{CH}_4 + x.\text{CH}_2$ oder $\text{C}_2\text{H}_4 + x.\text{CH}_2$.

Ein Gemenge von Kohlenwasserstoffen ist das

Petroleum (petra Stein, oleum Öl) oder Erdöl, Bergöl, Steinöl, Naphta. Hauptfundorte Kaukasus und Nordamerika, besonders Pennsylvanien. Das gewöhnliche Brennöl muß möglichst frei sein von den leichter flüchtigen Kohlenwasserstoffen; sonst explodiert es leicht. Es wird auf seine Feuericherheit geprüft, indem man es auf 20° erhitzt und die Oberfläche mit einer Flamme in Berührung bringt; dabei darf es sich nicht entzünden.

Benzin wird dargestellt aus Teer und Petroleum, ist leicht flüchtig, macht auf Papier einen verschwindenden Fettfleck. Die Dämpfe sind leicht entzündlich, brennen mit weißer, rußender Flamme und sind mit Luft gemischt höchst explosiv. B. wird in der chemischen Wäsche gebraucht, weil es manche im Wasser unlösliche Stoffe, z. B. Fette, eingetrockneten Schweiß, fettigen Schmutz u. dergl. auflöst.

Paraffin, eine farblose, wachsähnliche Masse, wird aus den Destillationsprodukten des Braunkohlen- und Torfteers gewonnen und zur Verfertigung von Kerzen benutzt. Parum wenig, affinis verwandt: es zeigt geringes Vereinigungstreiben mit andern Stoffen. Je härter, desto wertvoller.

Von den organischen Verbindungen, welche mit den Kohlenwasserstoffen im Zusammenhange stehen, seien hier folgende erwähnt:

Weingeist, schlechtweg Alkohol oder Spiritus genannt. C_2H_5O , farblos, leicht beweglich, angenehm riechend, wirkt in verdünntem Zustande berauschend, in konzentriertem Zustande als Gift, siedet bei 87° , brennt mit bläulicher Flamme, wird selbst bei -100° nicht fest und ist mit Wasser in jedem Verhältnisse mischbar. Den Prozentgehalt giebt das Alkoholometer (Spirituswage) an. Diese Senkwage beruht darauf, daß ein in einer Flüssigkeit schwimmender Körper desto tiefer einsinkt, je kleiner das sp. G. der Flüssigkeit ist. Dem sp. G. entspricht der Prozentgehalt oder der Grad, z. B. 0,998 entspricht 1° ; 0,935 für 5° ; 0,835 für 90° und schließlich 0,794 für 100° .

Der hundertprozentige Alkohol heißt absoluter A.

Denaturierter Alkohol ist versetzt mit 5% Holzgeist und $0,5\%$ Pyridin. Als Brennmaterial heißt er Brennspritus. Löst man ätherische Öle, z. B. Bittermandelöl, Citronenöl, Fenchelöl, Nelkenöl, Rosenöl in Alkohol, so redet man von Essenzen. Löst man Harze (S. 40) mit A., so hat man Firnisse und Lacke. Zieht man heilkräftige Stoffe aus, so nennt man diese Extrakte Tinkturen.

A. bildet einen wesentlichen Bestandteil der sog. geistigen Getränke (Spirituosen). Branntwein (spiritus vini) heißen alle durch Destillation von gegorenen alkoholischen Flüssigkeiten erzeugten Getränke; sie enthalten $20-30\%$ Alkohol. Man unterscheidet je nach dem Herstellungstoff: Kornbranntwein (aus Getreide), Kartoffelbranntwein (aus Kartoffeln, enthält stets Fuselöl), Kirchwasser (aus den Kernen von Steinobst), Cognac (aus französischem Wein), Rum (aus Zuckerrohr), Arrak (aus Reis).

Glycerin ($\gamma\lambda\upsilon\kappa\epsilon\iota\varsigma$ süß) $C_3H_8O_3$ wird bei der Seifen- und Pflasterbereitung als Nebenprodukt erhalten, bildet sich bei der Alkoholgärung des Zuckers, daher sein Vorkommen in Bier und Wein. Eine farb- und geruchlose, sirupdicke, sehr süß schmeckende Flüssigkeit, in Wasser und Alkohol löslich, siedet bei 200° , sp. G. 1,26. Gebraucht bei der Likörfabrikation, zum Aufbewahren von Früchten, als Zusatz zum Bier und Wein, zum Extrahieren leicht veränderlicher Farb- und Riechstoffe, als Heilmittel bei Hautkrankheiten.

Ein Gemisch von Schwefelsäure und Salpetersäure bildet mit Glycerin eine ölige, giftige, süßlich schmeckende, explosive Flüssigkeit, das Nitroglycerin (S. 18).

Ameisensäure CH_2O_2 , das Verteidigungsmittel der Waldameise, der Bienen und anderer stechender Insekten, kommt vor in den Haaren der Prozessionsraupe, den Brennesselhaaren, den Fichtennadeln. Sie ist farblos, raucht an der Luft, ätzt die Haut, veranlaßt schmerzhaft eiternde Wunden.

Essigsäure $\text{C}_2\text{H}_4\text{O}_2$ ist farblos, riecht sauer, zieht auf der Haut Blasen. Gewöhnlicher Essig enthält 2—3 % Essigsäure, Essigsprit bis 13 %. Die gewöhnlichen Essigsorten: Wein-, Bier-, Obst-, Holz-Essig sind nach dem Herstellungstoffe genannt.

Obwohl konzentrierter Alkohol sich an der Luft nicht verändert, verwandelt sich Alkohol in verdünntem Zustande an der Luft in Gegenwart stickstoffhaltiger Stoffe durch Aufnahme von O in Essig. Diesem Oxydationsprozeß setzt man alkoholische Getränke (Wein, Bier, Branntwein) in offenen Gefäßen bei etwa 30° aus oder man läßt das Essiggut durch hohe, mit Hobelspänen gefüllte Fässer fließen, deren Wände zum Zweck des Luftzutritts durchbohrt sind (Schnelleßig). Die hierbei auftretenden Schimmelpilze wirken sauerstoffübertragend.

Aus solchen Pilzen besteht auch der **Rahn**, jene weiße Haut, mit welcher sich Wein und Bier in längere Zeit offenstehenden Gefäßen überzieht.

Äther, Schwefeläther $\text{C}_4\text{H}_{10}\text{O}$ wird aus Alkohol mit Hilfe von Schwefelsäure dargestellt. Er riecht angenehm und erfrischend, ist farblos, leicht beweglich, siedet bei 35°, verdampft bei gewöhnlicher Temp., wobei eine starke Temp.-erniedrigung eintritt, ist ungemein entzündlich und feuergefährlich. Siedender Äther, rasch über die Hand gegossen, bringt starke Abkühlung hervor. Äther ist ein ausgezeichnetes Lösungsmittel für viele organische Stoffe, z. B. Fette und Harze. Er dient zur Entfernung von Fettflecken.

2. Kohlehydrate.

Zusammengesetzt aus C, H und O; so genannt, weil sie H und O in dem bei Wasser vorkommenden Verhältnisse enthalten: $\text{C}_x(\text{H}_2\text{O})_y$. Hierher gehören:

Traubenzucker $\text{C}_6(\text{H}_2\text{O})_6 + \text{H}_2\text{O}$ kommt vor in den süßen Früchten, im Honig, in der Leber, im Harn (bei der Zuckerruhr, Diabetes, bis 10 %); eine feste, krystallinische Masse, im Wasser leicht löslich; zerfällt bei der Gärung in Kohlensäure und Alkohol.

Rohrzucker $C_{12}(H_2O)_{11}$, weit verbreitet im Pflanzenreiche, besonders im Saft des Zuckerrohres, der Zuckerrübe und Mohrrübe. Er bildet eine weiße, krystallinische Masse (Gutzucker) oder größere, durchsichtige Krystalle (Randsüßzucker). Mit Wasser übergossen und gelinde erwärmt, schmilzt er zu dickem, sehr süßem Sirup, Zuckersirup, der bei gewöhnlicher Temp. nicht wieder erstarrt.

Erfrorene Kartoffeln schmecken süßlich, weil sich das Stärkemehl in Zucker verwandelt hat. Weintrauben läßt man gern hängen, bis Frost eintritt. Auch feuchte Wärme verwandelt Stärke in Zucker: Gefeimte Gerste (Malz), die Keime junger Pflanzen überhaupt schmecken süßlich.

Stärke, Stärkemehl, Amylum d. h. ungemahlen, weil dieses Mehl ohne Mahlen erhalten wird. St. wird vorwiegend aus Kartoffeln, Weizen und Reis gewonnen. Die Kartoffeln werden zerrieben und der Brei auf Sieben mit Wasser ausgewaschen. Dabei gehen die Stärkekörner mit dem Wasser durch das Sieb und setzen sich am Boden ab.

Der Stärkegehalt der Pflanzen bedingt ihren Nährwert; es enthält Weizenmehl 66, Roggenmehl 60, Hülsenfrüchte 38, Kartoffelmehl 23 % Stärke. Sie ist ein weißes, geruch- und geschmackloses Pulver, unlöslich in kaltem Wasser und Alkohol.

In heißem Wasser quillt die Stärke auf zu Kleister.

Durch Erhitzen oder durch Einwirkung verdünnter Säuren wird die Stärke umgebildet zu **Dextrin** oder Stärkégummi, welches wie alle Gummiarten im Wasser leicht löslich, im Weingeist unlöslich ist. Als derbe, klebende Masse ersetzt es das arabische Gummi, Gummi arabicum, welches aus der Rinde verschiedener Akazienarten (Heimat Arabien) dargestellt wird.

Zellulose, Holzfaser, Pflanzenzellstoff $C_6(H_2O)_5$, bildet die Wandung der Pflanzenzellen, ist in den gewöhnlichen Lösungsmitteln: Wasser, Alkohol, Äther, verdünnten Säuren unlöslich, wird verwendet in der Textilindustrie (Baumwolle, Flachs, Hanf, Jute, Nessel) und Papierfabrikation.

In konzentrierte Schwefelsäure kurz eingetaucht, quillt das Papier (die Zellulose) stark auf und bildet nach dem Auswaschen und Trocknen das feste **Pergamentpapier**, welches als Ersatz für die tierische Blase dient.

Anders zusammengesetzt als die Kohlehydrate, aber ebenfalls Verbindungen von C, H, O sind die Harze und Fette.

Harze sind klebrige Ausschüßungen mancher Baumstämme; sie erhärten an der Luft, riechen nach ätherischen Ölen, sind im Wasser unlöslich, im Weingeist aber löslich (umgekehrt wie beim Gummi). Bekanntere Harze sind: Bernstein, Pech, Schellack, Gummigutt, Guttapercha, Kautschuk oder Gummi elastikum (S. 24).

Harze, welche wegen größeren Gehalts an ätherischen Ölen weicher sind und auch Balsame heißen, sind: Terpentin, Kanadabalsam, Perubalsam.

Fette sind in reinem, frischen Zustande geruch- und farblos. Beim Stehen an der Luft zersetzen sie sich durch Aufnahme von Wasserdampf in Fettsäuren und Glycerin; sie werden ranzig. Sie sind unlöslich in Wasser, aber löslich in Äther, Benzin, heißem Alkohol, Schwefelkohlenstoff. Feste Fette heißen Talg, weiche Fette Butter oder Schmalz, flüssige Fette Öle. Dem Tierreiche entstammend, heißen letztere Thran.

Durch Kochen von Fetten mit Kali- oder Natronlauge erhält man Seife (S. 11). Durch Kochen von Fetten mit Bleiglätte PbO erhält man Bleiseifen oder Pflaster.

3. Eiweißstoffe oder Proteinstoffen

bestehen aus C, H, O, N, bilden sich vornehmlich in den Samen der Pflanzen und gehen dann unter gewissen Veränderungen in den Tierkörper über.

Drei Hauptarten von Eiweißstoffen sind:

- a) **Eiweiß** oder **Albumin**, z. B. das Hühnereiweiß in den Eiern, welches dem jungen Tierchen während seines Aufenthaltes in dem Ei als alleinige Nahrung dient. Es ist in kaltem Wasser löslich. In heißes Wasser gegossen, gerinnt es zu weißen Flocken. Hierauf beruht der Unterschied zwischen Kochen und Braten: Beim K. legt man das Fleisch in kaltes Wasser, beim B. in heißes. Beim K. gehen die Fleischsäfte allmählich ins Wasser, beim B. gerinnt das Eiweiß und verstopft die Poren, sodaß die Säfte im Fleische bleiben.
- b) **Tierfaserstoff** oder **Fibrin**. Wenn man frisch gelassenes Blut stehen läßt, so gerinnt es; die weißlichen Fasern der geronnenen Masse sind Blutfibrin. Solche Fasern bleiben auch an einem

Gegenstände hängen, mit welchem man frisches Blut tüchtig umrührt.

- c) **Käsestoff** oder **Kasein** kommt besonders in Hülsenfrüchten und in der Milch vor. Die Milch gerinnt, wenn man sie in warmer Luft frei stehen läßt oder eine geringe Menge von einer Säure, z. B. Essig hinzusetzt. Die Milch wird sauer, die ausgeschiedene Masse ist das Kasein. Verhindert wird das Gerinnen der Milch durch Zusetzen von Soda oder doppeltkohlen-saurem Natron NaHCO_3 oder durch Kochen.



Verzeichnis.

(Die Zahlen geben die Seiten an.)

Achat	29	Au	35
Äther	38	Augit	30
Ämmoniak	19	Ba (Barium)	5
Ätzkali	19, 31	Balsam	40
Ätzalk	10	Bariumsulfat	24
Ägnatron	31	Basalt	30
Ätzsublimat	27, 35	Basen	13
Affinität	3	Benzin	8, 33
Ag	35	Bergkry stall	28
Agenzien	3	Bergöl	36
Al	31	Bernstein	40
Alabaster	23	Beryll	28
Allaun	12, 31	Bittermandelöl	37
Albumin	40	Bitterfalz	30
Alfenide	34	Blattgold	27, 34
Alkalien	13	Blei	34
Alkohol	37	Bleichmittel	14, 26
Aluminium	31	Bleiglätte	29, 34, 40
Amalgam	35	Bleiglanz	21, 34
Ameisensäure	38	Blenden	21
Amethyst	28	Blutfibrin	40
Amiant	30	B (Bor)	5
Ammoniak	19	Braten	40
Ammonium	20	Brauneisenstein	32
Amorph	5, 21, 29	Braunkohle	5
Amylum	39	Braunstein	14, 26
Anhydrid	13	Brennessel	38
Anhydrit	23, 31	Brennöl	36
Anilin	8, 26	Brennspiritus	37
Anthracit	5	Britanniametall	33
Antimon	33, 34	Brokatsfarbe	30
Apatit	3, 24	Brom Br	5
Aragonit	10	Bronze	31, 34
Arraf	37	Bunfenscher Brenner	9
Arsen	12, 34	Butter	40
Asbest	30, 31,		
Asphalt	8	C	5
Atmung	7	Ca	31
Atom	4	Calciumhydroxyd	10

Calciumcarbonat	10, 29
— nitrat	17
— oxyd	10, 31
— sulfat	23
Carbolsäure	8, 12
Carbonate	10
Carnallit	27
Carneol	29
Cement	11
Chalcedon	29
Chamotte	30
Chemie	3
Chlorsilber	17
Chlor	12, 26
Chlorkalk	12, 27
Chlornatrium	27
Chlorwasserstoff	27
Citronenöl	37
Cl	26
Cognac	37
Cu	34
Daniell'scher Hahn	16
Davy'sche Lampe	9
Denaturirter Alkohol	37
Desinfiziren	12, 21, 27
Desoxydation	7
Destillation	11
Dextrin	39
Diabetes	38
Diamant	3, 5
Dimorph	20
Dofomit	10, 31
Drummond'sches Kalklicht	16
Düsen	32
Dynamit	18
Edelmetalle	35
Edelsteine	31, 28
Eisen	32
— kies	21, 32
— oxyd	14
— spat	10, 32
— vitriol	12
Eiweißstoffe	36, 40
Elemente	3, 5
Esmail	28
Erbsenstein	10

Erdöl	36
Essenz	37
Essigsäure	38
Fäulnis	12
Fayence	29
Fe	32
Feldspat	3, 29
Fenchelöl	37
Ferment	12
Fett	40
Fettfleck	20, 38
Feuerstein	29
Fibrin	40
Firnis	34, 37
Flachs	30
Flamme	7, 28
Fluor Fl	5
Fluoreszenz	25
Flußspat	3, 31
Fraueneis	23
Fuselöl	37
Gärung	12
Galmei	33
Gemenge	4
Gerste	39
Gew., spec.	5
Gips	23, 31
Glanze	21
Glas, Glasuren	28
Glauber'salz	31
Gleichung, chemische	4
Glimmer	29, 30
Glockenmetall	34
Glüherscheinung	8
Glycerin	18, 34, 37
Gneis	29
Gold	35
Granat	28
Granit	29
Graphit	5
Grubengas	9
Grundstoffe	20
Grün	23, 34
Grünspan	34
Gummi arabicum	39
— elasticum	40

Gummigutt	40
Guseisen	33
Guttapercha	40
H ärtestala	3
Hanf	39
Hartes Wasser	11
Harze	40
Heliotrop	29
Hg	35
Hochofen	32
Höllenstein	19
Holz	5
Holzfaser	39
Holzgeist	37
Hornblende	29, 30
Hornstein	29
Hülsenfrüchte	38, 41
Humus	12, 29
Hutzucker	39
Hydrargyrum	35
Hydrat	13
Hydrogenium	15
Hydroxyde	13
J (Jod)	5
Jaspis	29
Indigo	26
Infusorien	18
Jute	39
K	30
Käsestoff	40
Kahm	38
Kalilauge	40
Kalifalpete	17
Kalium	30
—, chlorsaures	26
—, kiesel-saures	28, 29
—, kohlen-saures	28, 30
—chlorat	14, 28
—hydroxyd	31
—carbonat	30
Kalk	10
Kalk, gebrannter	10, 31
—, gelb-schter	10, 19
—, kohlen-saurer	10
Kalkfalpete	17

Kalkspat	3, 10, 31
Kalkstein	10, 28
Kalktuff	10
Kalomel	35
Kanadabalsam	40
Kandi-s-zucker	39
Kanonenmetall	34
Kaolin	29
Karbois-säure	8, 12
Karbonate	10
Karmin	30
Karnallit	27
Kartoffeln	37, 39
Kasein	40
Kahenaug	28
Kautschut	24, 40
Kerze	9, 36
Kesselftein	11
Kies	21, 28
Kiesel	11, 28
Kiesel-säure	28
Kirschwasser	37
Kitt	34
Kleister	39
Knallgas	16
Knochen	10, 25
Kochen	40
Kochsalz	27
Königswasser	19
Kohle	5
Kohlehydrate	36, 38
Kohlenoxyd	6
—säure	6
—stoff	5
—wasserstoff	9, 36
Koks	5, 8
Korallen	10
Kornbranntwein	37
Korund	3, 28, 31
Kreide	10, 31
Kry stallwasser	23
Kupfer	34
Kupfervitriol	23
L achgas	17
Lacke	37
Lackmuspapier	13

Legierungen	31, 34
Lehm	29, 31
Leichtmetalle	5, 30
Lepidolith	30
Leuchtgas	8
Leucit	29
Litör	37
Lithionglimmer	30
Löten	33
Lötrohrflamme	7
Luft	4
Magnesit	10, 31
Magnesium	14, 31
Magneteisen	32
Majolika	29
Malachit	10, 34
Malz	39
Mangan	5
Marienglas	23, 30
Marmor	10, 31
Meerschaum	30, 31
Mehl	39
Mennige	34
Mercurius	35
Mergel	10, 29
Messing	27, 34
Metalle	5, 35
Metalloide	5
Mg (Magnesium)	31
Milch	40
Mineralgrün	34
Mischung	4
Mn (Mangan)	5, 14
Mörtel	11
Molekel	4
N	16
Na (Natrium)	31
Naphtha	36
Natronalpeter	17
Nelkenöl	37
Nessel	39
Neusilber	34
Ni (Nicolum)	34
Nichtmetalle	5
Nickel	34
Nitrate	18

Nitrogenium	16
Nitroglycerin	18, 37
Nordhäuser Schwefelsäure	22
O (Oxygenium)	14
Öl	34, 37, 40
Oligoklas	29
Opal	29
Organische Stoffe	3
Orthoklas	29
Oryd	7
Ozon	15
P	24
Papier	39
Paraffin	8, 36
Patina	34
Pb (Plumbum)	34
Bech	40
Bergamentpapier	39
Berle	10
Bermanentweiß	24
Perubalsam	40
Petroleum	25, 36
Pflanzenzellstoff	39
Pflaster	40
Phosphor	24
Photographie	31
Phyfit	3
Platin	35
Porphyr	29
Porzellan	29
Pottasche	30
Proteinsubstanzen	40
Prozeß, chemischer	3
Pt	35
Puzzuolane	11
Pyridin	37
Pyroxen	30
Quarz	3, 28
Quecksilber	35
Radikal	20
Rauchtopas	28
Reagenzien	3
Reaktion	3
Reduktion	7

Reis	37	— wasserstoff	24
Reißblei	5	Schweflige Säure	14, 21
Rogenstein	10	Schweinfurter Grün	23, 34
Roggenmehl	39	Schwermetalle	5, 32
Roh Eisen	32	Schwerspat	24
Rohrzucker	39	Seife	11, 40
Rosenöl	37	Serpentin	30
Rosenquarz	28	Si (Silicium)	28
Rost	32	Silber	35
Rösten	33	Silikate	11
Roteisenstein	32	Sirup	39
Rotkupfererz	34	Smaragd	28
Rotnickelfies	35	Smirgel	31
Rubin	31	Sn (Stannum)	33
Ruß	5	Soda	28, 31
		Spateisenstein	32
S	20	spec. Gew.	5
Salmiak	19, 27	Speckstein	30
Salmiakgeist	19	Spiegelbelag	33
Salpeter	17	Spiritus	8, 37
Salpetersäure	18	Sprengöl	18
Salze	13	Sprudelstein	10
Salzsäure	27	Sr (Strontium)	5
Sand	11, 28	Stabeisen	32
Saphir	31	Stärke	39
Sauerstoff	14	Stahl	32
Säure	13	Stanniol	33
Schamotte	30	Steingut	29
Scheidewasser	18	Steinohle	5
Schellack	40	Steinöl	25, 36
Schiefer	10	Steinsalz	3, 17, 31
Schießbaumwolle	18	Stickstoff	16
Schießpulver	18	Streichhölzer	25
Schillerquarz	28	Sublimat	27
Schlacke	28	Sublimieren	11
Schlagende Wetter	9	Sulfat	22
Schmalz	40	Sulfid, Sulfit	22
Schmelzen	11	Sumpfgas	9
Schmiedeeisen	32	Syenit	29
Schminke	30	Sylvin	27, 30
Schnelleffig	38		
Schwefel	20	Falg	40
— äther	38	Talk	3, 30, 31
— blumen	17, 21	Talmigold	34
— kohlenstoff	24	Teer	8, 12, 36
— kupfer	21	Terpentin	20, 26, 40
— quecksilber	21, 35	Terracotten	29
— säure	18, 22	Thon	11, 29, 31

Thran	40
Tierfaserstoff	40
Tinkturen	37
Tinte	23, 26
Tombak	34
Topas	3, 28
Torf	5
Traß	11
Traubenzucker	38
Tropstein	10
Turmalin	28
Tusche	5
Uedle Metalle	35
Unorganische Chemie	3
Urstoffe	3
Verbindung, chemische	3, 13
Verbindungsgewicht	4
Verbrennung	8
Vergolden	35
Vermodern	12
Verwandtschaft, chemische	3
Verwesung	12
Verwitterung	12

Vitriolöl	23
Volumgefes	20
Wasser	5, 11
Wasserblei	5
Wasserstoff	15
Weingeist	37
Weißblech	33
Weißbleierz	34
Wetter, schlagende	9
Zellulose	39
Ziegel	11, 29
Zink	33
—blende	21, 23
—sulfat	15
—vitriol	12, 23
—weiß	33
Zinn	27, 33
Zinnamalgam	35
Zinnober	4, 21, 35
Zn	33
Zucker	36, 39
Zündhölzchen	26



