

## II. Specieller Theil.

Man theilt die Elemente ein in Metalle und Metalloïde (oder Nichtmetalle). — Die Metalle characterisiren sich physikalisch durch das bekannte metallische Aussehen; sie sind gute Leiter der Wärme und Elektricität. Den Metalloïden mangeln diese Eigenschaften, oder sie besitzen sie nur in geringem Grade.

Zu den Metallen rechnen wir von den bekannteren Elementen:

Kalium	Calcium	Magnesium	Blei	Wismuth	Aluminium	Zinn
Natrium	Strontium	Zink	Kupfer		Mangan	Gold
Lithium	Baryum	Cadmium	Silber		Eisen	Platin
			Quecksilber		Kobalt	
					Nickel	
					Chrom.	

Zu den Metalloïden werden gezählt:

Wasserstoff	Sauerstoff	Stickstoff	Silicium
Fluor	Schwefel	Phosphor	Kohlenstoff
Chlor		Arsen	
Brom		Antimon	
Jod		Bor.	

In chemischer Hinsicht kennzeichnen sich die Metalle dadurch, dass sie, mit Sauerstoff gesättigt, basische Oxyde geben, welche mit Wasser die sogenannten Basen bilden, z. B.  $\text{Na}_2\text{O}$ ,  $\text{CaO}$ ,  $\text{Fe}_2\text{O}_3$ ,  $\text{PbO}$  u. s. w.; mit Wasserstoff verbinden sie sich im Allgemeinen nicht.

Die Metalloïde dagegen geben, mit Sauerstoff gesättigt, saure Oxyde (oder Säureanhydride), welche mit Wasser die Säuren (Säurehydrate) bilden. Z. B.  $\text{SO}_2$ ,  $\text{SO}_3$ ,  $\text{P}_2\text{O}_3$ ,  $\text{P}_2\text{O}_5$ .

Basische Oxyde.

$\text{Na}_2\text{O}$	Natriumoxyd
$\text{K}_2\text{O}$	Kaliumoxyd
$\text{CaO}$	Calciumoxyd
$\text{PbO}$	Bleioxyd
$\text{Fe}_2\text{O}_3$	Eisenoxyd

Von den basischen Oxyden sich ableitende Basen.

$\text{NaOH}$	Natriumhydroxyd
$\text{KOH}$	Kaliumhydroxyd
$\text{Ca}(\text{OH})_2$	Calciumhydroxyd
$\text{Pb}(\text{OH})_2$	Bleihydroxyd
$\text{Fe}_2(\text{OH})_6$	Eisenhydroxyd.

Saure Oxyde (Säureanhydride).	Von den sauren Oxyden sich ableitende Säuren.
SO <sub>2</sub> Schwefligsäureanhydrid	SO <sub>3</sub> H <sub>2</sub> Schweflige Säure
SO <sub>3</sub> Schwefelsäureanhydrid	SO <sub>4</sub> H <sub>2</sub> Schwefelsäure
P <sub>2</sub> O <sub>3</sub> Phosphorigsäureanhydrid	PO <sub>3</sub> H <sub>3</sub> Phosphorige Säure
P <sub>2</sub> O <sub>5</sub> Phosphorsäureanhydrid	PO <sub>4</sub> H <sub>3</sub> Phosphorsäure.

Mit Wasserstoff geben die Metalloide gut characterisirte Wasserstoffverbindungen, z. B. HCl, SH<sub>2</sub>, PH<sub>3</sub>, AsH<sub>3</sub> u. s. w.

Eine scharfe Grenze ist natürlich zwischen Metallen und Metalloiden nicht zu ziehen, im weiteren Verlauf werden wir vielmehr sehen, dass zwischen den beiden Gruppen allmähliche Uebergänge stattfinden.

Die Metalle pflegt man wiederum nach verschiedenen Gesichtspunkten einzutheilen, z. B. in leichte und schwere; ferner in edle und unedle Metalle.

Die Leichtmetalle kennzeichnen sich durch ihr niedriges specifisches Gewicht, ausserdem zersetzen sie Wasser schon bei gewöhnlicher Temperatur mit Energie. Zu ihnen werden gerechnet Kalium, Natrium, Lithium, Calcium, Strontium, Baryum, Magnesium.

Die Schwermetalle zeigen ein höheres specifisches Gewicht und zersetzen Wasser bei gewöhnlicher Temperatur nicht. Es gehören zu ihnen die übrigen der oben angeführten Metalle.

Die edlen Metalle sind solche, welche sich mit Sauerstoff nicht direct verbinden lassen. Ihre (auf anderen Wegen) dargestellten Oxyde zerfallen beim Glühen leicht in Metall und Sauerstoff. Zu ihnen werden gezählt Quecksilber, Silber, Gold, Platin.

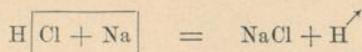
Die unedlen Metalle verbinden sich leicht direct mit Sauerstoff, sie oxydiren sich. Ihre Oxyde sind beständig und werden beim Glühen nicht verändert, z. B. Fe<sub>2</sub>O<sub>3</sub> Eisenoxyd, CuO Kupferoxyd. — Sie umfassen die übrigen der oben angeführten Metalle.

Auch unter den chemischen Verbindungen giebt es einige Gruppen, welche zweckmässig von allgemeinen Gesichtspunkten betrachtet werden. Dies gilt besonders von den Säuren, den Basen und den Salzen. Da diese Namen Begriffe darstellen, mit denen wir alsbald zu rechnen haben werden, erscheint es zweckmässig, schon jetzt ihre Besprechung einzuschalten.

Eine Säure ist eine wasserstoffhaltige Verbindung, deren Wasserstoff leicht gegen Metall austauschbar ist. — Der characteristische Bestandtheil der Säuren ist daher der Wasserstoff, und zwar der leicht durch Metalle vertretbare Wasserstoff.

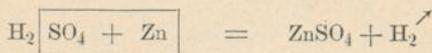
Gesetzt, wir hätten eine Verbindung HCl; dieser Körper enthält, wie wir sehen, Wasserstoff, und dieser letztere ist, wie wir sofort erkennen werden, leicht durch Metall vertretbar. Lassen wir nämlich auf die Verbindung HCl das Metall Natrium einwirken, so

tritt an Stelle des H-Atomes 1 Atom Na; wir erhalten den neuen Körper NaCl und der frei gewordene Wasserstoff entweicht gasförmig.



Wir sehen also, dass wir der Verbindung HCl nach ihrem Verhalten gegen Metalle den Character einer Säure zusprechen müssen, und zwar ist es die unter dem Namen Salzsäure oder Chlorwasserstoffsäure bekannte Säure.

Analoge Verhältnisse finden bei dem mit dem Namen Schwefelsäure benannten Körper  $\text{H}_2\text{SO}_4$  statt. Lassen wir nämlich auf  $\text{H}_2\text{SO}_4$  metallisches Zink einwirken, so tritt an Stelle der Wasserstoffatome das Metall Zink, es bildet sich der neue Körper  $\text{ZnSO}_4$  und Wasserstoff entweicht gasförmig.



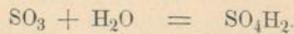
Wir sehen also, dass auch die Schwefelsäure allen an eine Säure gestellten Anforderungen entspricht.

Die beiden hier gewählten Beispiele, die Salzsäure und die Schwefelsäure, unterscheiden sich vorerst dadurch, dass letztere Sauerstoff enthält, während dieser bei ersterer fehlt. Der Sauerstoff ist, nach unseren heutigen Ansichten, für den Character der Säuren unwesentlich; das einzige chemische Kennzeichen einer Säure bleibt der gegen Metall austauschbare Wasserstoff. Früher war dies anders, früher erblickte man in dem Sauerstoff das säurebildende Princip und legte letzterem deswegen den Namen „Oxygenium“, d. h. Säureerzeuger bei; damals wurde auch das Chlor noch für einen sauerstoffhaltigen Körper, für das Oxyd eines Elementes „Murium“ gehalten, so dass also der saure Character der Salzsäure HCl fälschlich durch die Anwesenheit von Sauerstoff in dieser Verbindung erklärt wurde.

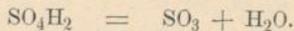
Ihrem physikalischen Verhalten nach haben die Säuren die Eigenschaft, „sauer zu reagiren“, d. h. die Farbe gewisser Pflanzensäfte zu verändern, so z. B. das Blau des Lackmusfarbstoffes in Roth überzuführen. Indessen ist dieses Verhalten kein scharfer Beweis für das Vorhandensein einer Säure, da auch andere Körper, welche durchaus keine Säuren sind, nämlich einige Salze, z. B. Kupfersulfat, Zinksulfat, die gleiche Eigenschaft besitzen.

Nicht zu verwechseln mit den Säuren sind die sogenannten Säureanhydride oder sauren Oxyde, z. B. Schwefelsäureanhydrid  $\text{SO}_3$  und Phosphorsäureanhydrid  $\text{P}_2\text{O}_5$ . Dieselben entstehen durch Sättigung der Metalloide mit Sauerstoff; sie enthalten keinen Wasserstoff und sind aus diesem Grunde auch keine Säuren. Sie greifen in trockenem Zustande die Metalle nicht an, weshalb,

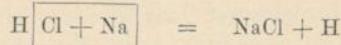
beiläufig bemerkt, z. B. Schwefelsäureanhydrid  $\text{SO}_3$  in metallenen Gefäßen verschickt werden kann, während dies bei der Schwefelsäure nicht angeht. Ihren Namen haben sie erhalten, weil sie durch Aufnahme von Wasser in Säuren (Säurehydrate) übergehen. So löst sich z. B. das Schwefelsäureanhydrid in Wasser zu Schwefelsäurehydrat (Schwefelsäure):



Umgekehrt können aus den Säuren (Säurehydraten) durch Abspaltung von Wasser, in den meisten Fällen wenigstens, die entsprechenden Säureanhydride erhalten werden. So zerfällt beim Erhitzen die Schwefelsäure in Schwefelsäureanhydrid und in Wasser:

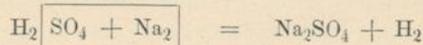


Durch Ersetzung des Wasserstoffes einer Säure mit Metall erhalten wir ein Salz. Lassen wir z. B. in der Chlorwasserstoffsäure  $\text{HCl}$  den Wasserstoff durch das Metall Natrium vertreten, so erhalten wir unter Freiwerden von Wasserstoff das Salz  $\text{NaCl}$



jenen Körper, der in der Praxis den Namen Kochsalz führt und welcher aufzufassen ist als das Natriumsalz der Chlorwasserstoffsäure.

Durch Ersetzung der Wasserstoffatome der Schwefelsäure mit Natrium resultirt das schwefelsaure Natrium oder das Glaubersalz



Einige Säuren nun haben wie die Salzsäure  $\text{HCl}$  nur ein vertretbares H-Atom, z. B. die Jodwasserstoffsäure  $\text{JH}$  und die Bromwasserstoffsäure  $\text{BrH}$ , die Salpetersäure  $\text{NO}_3\text{H}$ ; andere besitzen analog der Schwefelsäure deren zwei, wie z. B. die Chromsäure  $\text{CrO}_4\text{H}_2$ ; noch andere deren drei, wie die Phosphorsäure  $\text{PO}_4\text{H}_3$ , und einige sogar vier, z. B. die Pyrophosphorsäure  $\text{P}_2\text{O}_7\text{H}_4$ . Je nach Anzahl der vorhandenen, durch Metall vertretbaren H-Atome nennt man nun diejenigen Säuren einbasische, welche ein vertretbares H-Atom besitzen, zweibasische, die mit zwei, dreibasische, die mit drei, vierbasische, die mit vier vertretbaren H-Atomen<sup>1)</sup>. Die Ersetzung der Wasserstoffatome geschieht nach der auf S. 14 angegebenen

<sup>1)</sup> Die Basicität einer Säure richtet sich nur nach Anzahl der durch Metall vertretbaren H-Atome. Daher ist die phosphorige Säure  $\text{PO}_3\text{H}_3$ , trotzdem sie 3 H-Atome enthält, nur zweibasisch, weil nur zwei der H-Atome durch Metall vertretbar sind und die unterphosphorige Säure  $\text{PO}_2\text{H}_3$  ist trotz ihrer 3 H-Atome nur einbasisch, weil nur eins der H-Atome durch Metall ersetzt werden kann.

Werthigkeitstabelle. Demnach würde ein 1werthiges Metallatom nur ein Wasserstoffatom vertreten können, ein 2werthiges deren zwei, ein 3werthiges deren drei u. s. w. Soll daher z. B. ein 3werthiges Atom die H-Atome einer einbasischen Säure ersetzen, so werden dazu von der Säure drei Moleküle erforderlich sein, welche dann drei vertretbare H-Atome enthalten.

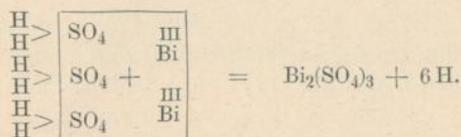
So wird ein Wismuthatom beispielsweise 3 Moleküle Salpetersäure erfordern, um das salpetersaure Wismuthsalz zu bilden:



Dagegen wird ein 2werthiges Atom im Stande sein, beide Wasserstoffatome einer zweibasischen Säure zu vertreten, z. B.



Soll ein 3werthiges Element die Wasserstoffatome einer zweibasischen Säure ersetzen, so werden hierbei drei Moleküle der zweibasischen Säure und zwei Atome des 3werthigen Elementes in Wirkung treten müssen, da den dann vorhandenen 6 vertretbaren H-Atomen der Säure die 6 Affinitäten der beiden 3werthigen Atome entsprechen, z. B.:



Sind in einer Säure sämtliche vertretbare H-Atome durch Metall ersetzt, so ist das resultirende Salz ein neutrales.

Nachstehend sind einige neutrale Salze aufgeführt und daneben die Säuren, von denen sie sich herleiten:

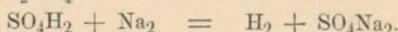
Säuren.	Salze.	
HCl	NaCl	Chlornatrium.
H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>	ZnSO <sub>4</sub>	neutrales Zinksulfat.
H <sub>3</sub> PO <sub>4</sub>	K <sub>3</sub> PO <sub>4</sub>	neutrales Kaliumphosphat.
H <sub>4</sub> P <sub>2</sub> O <sub>7</sub>	Ag <sub>4</sub> P <sub>2</sub> O <sub>7</sub>	neutrales Silberpyrophosphat.

Die neutralen Salze sind im Allgemeinen gegen Pflanzenfarbstoffe (z. B. gegen Lackmus) indifferent, einige aber, wie Kupfersulfat, Zinksulfat u. a., röthen den blauen Lackmusfarbstoff.

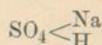
Man darf sich durch die saure Reaction aber nicht verleiten lassen, diese Salze für saure zu halten. Neutral ist nur ein solches Salz, welches keinen durch Metall vertretbaren Wasserstoff enthält.

Enthält eine Säure mehrere vertretbare H-Atome, ist sie also mehrbasisch, so können entweder sämtliche H-Atome durch Metall ersetzt werden, und man erhält in diesem Falle ein neutrales Salz, oder sie werden nur theilweise ersetzt; das im letzten Falle resultirende Salz heisst ein saures Salz.

Werden z. B. in der Schwefelsäure  $H_2SO_4$  beide Wasserstoffatome durch Metall (z. B. Natrium) ersetzt, so erhält man das neutrale Natriumsulfat  $Na_2SO_4$

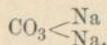


Erstreckt sich die Ersetzung dagegen nur auf eins der Wasserstoffatome, so erhalten wir in dem Körper

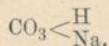


das saure Natriumsulfat.

Die Kohlensäure hat die Formel  $CO_3H_2$ ; von dieser Säure leitet sich durch Ersetzung beider Wasserstoffatome mit Natrium das neutrale Natriumcarbonat (die Soda) her:



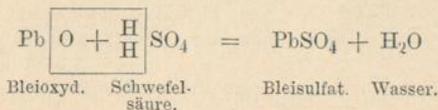
Wird dagegen nur eins der beiden H-Atome durch Natrium ersetzt, so erhalten wir das saure Natriumcarbonat, das *Natrium bicarbonicum* der Officinen, von der Formel:



Man hat die zuletzt angeführten Verbindungen saure Salze genannt, weil sie zugleich Salze und Säuren sind. Salze deswegen, weil sie entstanden sind aus Säuren durch Ersetzung von Wasserstoff mit Metall, Säuren aus dem Grunde, weil sie noch durch Metall vertretbaren Wasserstoff enthalten.

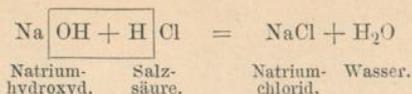
Den Säuren pflegen gegenübergestellt zu werden die Basen.

Eine Base entsteht durch Sättigung eines Metalles mit Sauerstoff oder der Hydroxylgruppe (OH)<sup>1)</sup>. Im ersteren Falle ist die Base ein basisches Oxyd (z. B.  $Pb = O$ ), im letzteren Falle ein basisches Hydroxyd (z. B. KOH, NaOH). Die Basen verbinden sich mit den Säuren unter Austritt von Wasser zu Salzen, z. B.:



<sup>1)</sup> Die Hydroxylgruppe, —OH oder der Wasser-Rest ist eine hypothetisch angenommene Gruppe, oder ein Radical; sie leitet sich vom Wasser  $\begin{matrix} H \\ H \end{matrix} > O$  ab durch Abspaltung eines H-Atomcs. Sie hat eine freie Affinität und functionirt wie ein Iwerthiges Elementaratom.

Ferner:

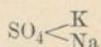


Im Allgemeinen verhalten sich die Basen Pflanzenfarbstoffen gegenüber umgekehrt wie die Säuren: die in Wasser löslichen verwandeln durch Säuren gerötheten Lackmusfarbstoff wieder in Blau. Indessen bleibt das Characteristische für die Basen stets ihre Fähigkeit, mit Säuren Salze zu bilden.

Ausser den vorhin erwähnten neutralen und sauren Salzen kennen wir noch andere, von welchen Erwähnung finden sollen die Doppelsalze und die basischen Salze.

Doppelsalze leiten sich ab von mehrbasischen Säuren, und zwar dadurch, dass die Wasserstoffatome derselben durch ungleichartige Metallatome ersetzt werden.

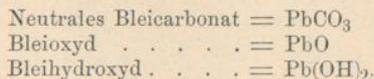
Wird z. B. in der Schwefelsäure  $\text{SO}_4 \begin{smallmatrix} \text{H} \\ < \\ \text{H} \end{smallmatrix}$  das eine Wasserstoffatom durch Kalium, das andere durch Natrium ersetzt, so erhalten wir in dem Natrium-Kaliumsulfat von der Formel



ein echtes Doppelsalz. Solche echte Doppelsalze sind z. B. noch die in den Officinen vorrätigen Salze: *Tartarus natronatus* oder weinsaures Natrium-Kalium und der *Tartarus stibiatus* oder weinsaures Antimonyl-Kalium.

Die basischen Salze entstehen durch Verbindung von neutralem Salz mit dem zugehörigen Metalloxyd oder Metallhydroxyd.

Gesetzt, wir wollten die Formel für das basische Bleicarbonat (*Cerussa*) aufstellen. Nach unserer Erklärung wäre dieser Körper eine Verbindung von neutralem Bleicarbonat mit Bleioxyd oder Bleihydroxyd.

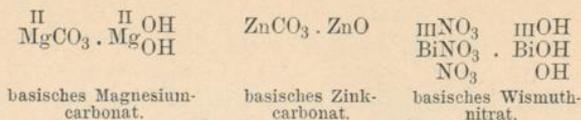


Darnach könnten wir bei der gesuchten Formel zwischen folgenden beiden Formeln schwanken:

1.  $\text{PbCO}_3 \cdot \text{PbO}$  (neutrales Salz mit Metalloxyd),
2.  $\text{PbCO}_3 \cdot \text{Pb(OH)}_2$  (neutrales Salz mit Metallhydroxyd),

und in der That haben beide Formeln ihre Berechtigung. Analog drücken wir die Zusammensetzung des basischen Magnesiumcarbonates,

des basischen Zinkcarbonates und des basischen Wismuthnitrates durch nachstehende Formeln aus:



### Die Reagentien und die Reactionen.

Jeder, der irgend einen Beruf ergreift, ist genöthigt, vor allen Dingen sich eine genaue Bekanntschaft mit der Handhabung derjenigen Hilfsmittel anzueignen, die er in Ausführung seines Berufes anzuwenden hat. So ist es für jeden Handwerker das Erste, sein Handwerkszeug und dessen Handhabung genau kennen zu lernen.

Auch die Chemie hat ihr Handwerkszeug, und was dem Tischler Säge, Stemmeisen und Hobel, das sind dem Chemiker die Reagentien: es sind die Mittel, seine Wissenschaft auszuüben. Ihre genaue Kenntniss ist der erste Schritt zum Studium der Chemie, und je genauer man über ihre Wirkung unterrichtet ist, um so leichter wird man chemische Processe ausführen, beobachten und verstehen lernen.

Ein Reagens ist ein chemischer Körper, welcher, mit einem anderen zusammengebracht, gewisse auffallende Erscheinungen hervorbringt, aus welchen man auf die Anwesenheit bestimmter Körper oder Körperklassen schliessen kann. — Das Mittel zur Hervorbringung derartiger Erscheinungen also nennt man Reagens, die Erscheinungen selbst Reactionen. Die letzteren können darin bestehen, dass klare Lösungen beim Vermischen sich trüben und Niederschläge bilden, z. B. Lösungen von Schwefelsäure und Baryumchlorid, oder aber, dass vorhandene Niederschläge auf Zusatz einer anderen Substanz sich auflösen, wie z. B. Niederschläge von basischen Antimon-salzen durch Weinsäure; ferner dass ungefärbte oder wenig gefärbte Lösungen auf Zusatz eines anderen Körpers sich plötzlich färben oder ihre Färbungen verändern, z. B. wird farblose Jodkaliumstärkelösung durch Chlor intensiv blau, eine Eisenchloridlösung durch Kalium-rhodanid tief roth gefärbt. Oder aber es werden ursprünglich gefärbte Substanzen entfärbt, z. B. Kaliumpermanganat durch Reductionsmittel wie Eisenoxydulsalze, oder Indigo durch Chlor.

Auch das Auftreten von Gasen und Dämpfen beim Erhitzen einer Substanz oder beim Uebergiessen mit Säuren muss unter die Reactionen gerechnet werden.

Ein Reagens ist um so feiner oder schärfer, je geringere Mengen einer Substanz hinreichen, die Reaction hervorzurufen, und man nennt es characteristisch oder ein Specialreagens, wenn die

nämliche Erscheinung durch möglichst wenige, am besten nur durch einen bestimmten Körper, hervorgebracht wird, wie z. B. die Färbung der Blutlaugensalze durch Eisenverbindungen; anderenfalls, wenn ganze Körperklassen dieselbe Erscheinung geben, nennt man es wohl ein Gruppenreagens, wie dies beispielsweise der Schwefelwasserstoff ist.

Will man eine Klassifikation der Reagentien versuchen, so dürfte nachstehende Eintheilung sich als rationell erweisen:

- |                      |                       |
|----------------------|-----------------------|
| 1. Oxydationsmittel, | 5. Lösungsmittel,     |
| 2. Reductionsmittel, | 6. Specialreagentien, |
| 3. Säuren,           | 7. Gruppenreagentien. |
| 4. Basen,            |                       |

### 1. Oxydationsmittel.

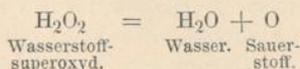
Unter Oxydation verstehen wir einen Vorgang, bei welchem einem Körper (Element oder chem. Verbindung) Sauerstoff zugeführt oder Wasserstoff entzogen wird. Geht die Oxydation unter Feuererscheinung vor sich, so nennt man sie zugleich Verbrennung. Als Beispiel für die Oxydation durch Vereinigung mit Sauerstoff führen wir an: das Verbrennen von Schwefel und Phosphor an der Luft zu Schwefligsäure-Anhydrid  $\text{SO}_2$  und Phosphorsäure-Anhydrid  $\text{P}_2\text{O}_5$ , das Rosten des Eisens, die Verwandlung von Oxydulsalzen in Oxydsalze, wie wir sie beim Eisen so häufig beobachten.

Als Beispiel für Oxydation unter Austritt von Wasserstoff sei die Mangansäure erwähnt. Diese entspricht der Formel  $\text{H}_2\text{MnO}_4$  und geht durch Einwirkung von Oxydationsmitteln unter Abgabe eines H-Atomes in die sauerstoffreichere Uebermangansäure  $\text{HMnO}_4$  über, welche sich von der ersteren durch das Minus eines H-Atomes unterscheidet.

Unter den Oxydationsmitteln sind zu merken:

1. Der Sauerstoff (O). Dieser wirkt auf einige Körper schon bei niedriger Temperatur ein, z. B. auf die Leichtmetalle und auf Phosphor, weshalb man erstere unter Petroleum, letzteren unter Wasser aufbewahrt. Im Allgemeinen aber oxydirt er nur bei höheren Temperaturen, d. h. wenn man die zu oxydierenden Körper auf ihre Entzündungstemperatur gebracht hat. Energischer wirkt die active Modification des Sauerstoffs, das Ozon  $\text{O}_3$ , und zwar schon bei gewöhnlicher Temperatur.

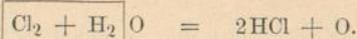
2. Wasserstoffsuroxyd ( $\text{H}_2\text{O}_2$ ) wirkt kräftig oxydirend, indem es selbst in Wasser und in Sauerstoff zerfällt:



In ähnlicher Weise wirkt Natriumsuroxyd  $\text{Na}_2\text{O}_2$ . Dasselbe zerfällt in Natriumoxyd  $\text{Na}_2\text{O}$  und Sauerstoff.

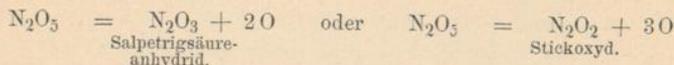
3. Chlor (Cl) wirkt in der Weise oxydirend, dass es Wasser zersetzt,

mit dem Wasserstoff derselben Salzsäure bildet und Sauerstoff frei macht. Letzterer wirkt dann oxydierend:

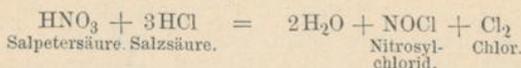


Brom wirkt in analoger Weise wie Chlor unter Bildung von Bromwasserstoff H-Br; auch das Jod hat oxydierende Eigenschaften, aber in schwächerem Maasse wie Chlor und Brom. So wird durch Jod beispielsweise schwefelige Säure zu Schwefelsäure oxydirt; seine oxydierende Wirkung ist in der nämlichen Weise zu erklären wie diejenige des Chlors.

4. Salpetersäure ( $\text{N}_2\text{O}_5$ ) wirkt oxydierend, indem sie Sauerstoff abgibt und dabei selbst in niedrigere Oxydationsstufen des Stickstoffs, in Salpetersäureanhydrid und Stickoxyd übergeht.

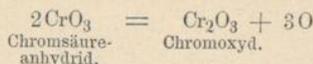


5. Königswasser, eine Mischung von 1 Th. Salpetersäure und 3 Th. Salzsäure, wirkt dadurch oxydierend,

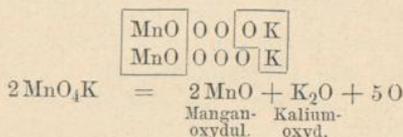


dass es Chlor bildet. cf. Chlor, S. 27.

6. Chromsäure ( $\text{CrO}_3$ ) giebt Sauerstoff ab und geht in Chromoxyd über; ebenso wirken die chromsauren Salze in saurer Lösung.



7. Kaliumpermanganat ( $\text{KMnO}_4$ ) zerfällt bei der Oxydation in saurer Lösung in Kaliumoxyd, Manganoxydul und Sauerstoff.



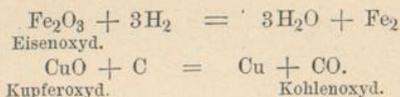
Bei Anwesenheit von freier Säure (z. B. Schwefelsäure) entstehen natürlich die betreffenden Salze des Mangans und des Kaliums: Mangansulfat  $\text{MnSO}_4$  und Kaliumsulfat  $\text{K}_2\text{SO}_4$ .

Welches der angeführten Oxydationsmittel im einzelnen Falle anzuwenden ist, hängt von Umständen ab; im Allgemeinen bedient man sich, wenn die Oxydationsproducte nichtflüchtige Substanzen sind, z. B. bei der Oxydation von Eisenoxydulsalzen zu Eisenoxydsalzen, der flüchtigen Oxydationsmittel, also der Salpetersäure, des Chlors oder des Broms, zur Oxydation solcher Körper, welche flüchtige Oxydationsproducte liefern, z. B. bei der Oxydation zahlreicher organischen Substanzen (Alkohole, Aldehyde etc.), der nichtflüchtigen Oxydationsmittel, z. B. der Chromsäure und des Kaliumpermanganates. Bei richtiger Auswahl ist es möglich, Oxydationsmittel und Oxydationsproduct schon auf Grund ihrer verschiedenen Flüchtigkeit zu trennen.

## 2. Reductionsmittel.

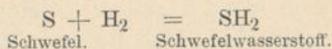
Unter Reduction verstehen wir einen Vorgang, bei welchem einem Körper entweder Sauerstoff entzogen oder Wasserstoff zugeführt wird.

Als Beispiele für Reduction durch Entziehung von Sauerstoff seien angeführt die Reduction der Metalloxyde mittelst Wasserstoff oder Kohle; so werden Eisenoxyd, Kupferoxyd u. a. durch Erhitzen im Wasserstoffstrome bez. mit Kohle in metallisches Eisen bez. Kupfer übergeführt.

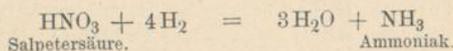


Als Beispiele für Reduction durch Zuführung von Wasserstoff mögen die folgenden gelten:

Schwefel wird beim Erhitzen im Wasserstoffstrome zu Schwefelwasserstoff reducirt.

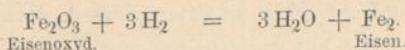


Salpetersäure kann durch Einwirkung von Wasserstoff in Ammoniak übergeführt werden.

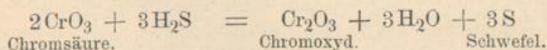


Unter den Reductionsmitteln wären als hauptsächlichste die folgenden zu merken:

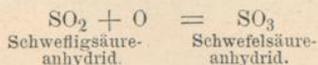
1. Der Wasserstoff (H), namentlich *in statu nascendi*<sup>1)</sup>; er wirkt reducirend, indem er Sauerstoff entzieht und Wasser bildet.



2. Der Schwefelwasserstoff (H<sub>2</sub>S) wirkt ebenso wie der Wasserstoff reducirend durch Bildung von Wasser; zugleich aber wird Schwefel abgeschieden.

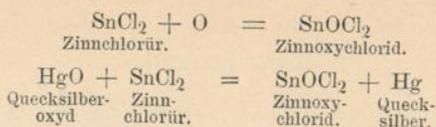


3. Schwefligsäureanhydrid (SO<sub>2</sub>) entzieht Sauerstoff und geht dabei selbst in Schwefelsäureanhydrid über.



4. Zinnchlorür (SnCl<sub>2</sub>) nimmt Sauerstoff auf und verwandelt sich in Zinnoxchlorid SnOCl<sub>2</sub>.

<sup>1)</sup> Unter dem *status nascendi* verstehen wir den Moment, in welchem Elementar-Atome aus Verbindungen abgeschieden werden. Sie sind in diesem Augenblicke besonders reactionsfähig, weil die einzelnen Atome sich noch nicht zu geschlossenen Molekülen vereinigt haben.



5. Kohlenstoff (C), eines der wichtigsten Reductionsmittel, entzieht namentlich bei höheren Temperaturen vielen Körpern (Oxyden) Sauerstoff und geht dabei selbst in Kohlenoxyd CO oder Kohlensäure CO<sub>2</sub> über, z. B.



Auf die reducirenden Eigenschaften des Kohlenstoffs gründen sich die meisten metallurgischen Prozesse.

### 3. Säuren.

Dieselben dienen dazu, alkalische Verbindungen zu neutralisiren oder schwächere Säuren in Freiheit zu setzen (Ansäuern). Verschiedene Reactionen treten nur in saurer Lösung ein. So z. B. das Ausfällen von Arsentrisulfid (As<sub>2</sub>S<sub>3</sub>) durch Schwefelwasserstoff; in solchen Fällen muss eben mit einer indifferenten Säure angesäuert werden. Die wichtigsten sind:



Man wählt zum Ansäuern immer eine solche Säure, welche mit den Componenten einer Reaction möglichst keine Veränderung eingeht. Will man z. B. in einer Lösung durch Fällung mittels Silbernitrat etwa anwesende Chloride als Silberchlorid nachweisen, so benutzt man Salpetersäure zum Ansäuern, weil diese weder auf die gelösten Chloride, noch auf Silbernitrat oder Silberchlorid verändernd einwirkt. Salzsäure darf nicht benutzt werden, weil man mit dieser einen Stoff in die Flüssigkeit hineinbringen würde, auf welchen man gerade prüfen will. Schwefelsäure und Essigsäure sind in diesem Falle zum Ansäuern nicht zu empfehlen, weil sie zur Bildung von schwerlöslichem Silbersulfat bez. Silberacetat Veranlassung geben und somit durch das Entstehen eines Niederschlags auch in einer chlorfreien Lösung die Anwesenheit von Chloriden vortäuschen könnten.

### 4. Basen.

Diese werden angewendet, um Säuren zu neutralisiren, oder um schwächere Basen in Freiheit zu setzen. So wird z. B. das Ammoniak aus seinen Salzverbindungen durch Kalihydrat, Natronhydrat, Kalkhydrat u. s. w. frei gemacht und giebt dann erst die

für das freie Ammoniak bekannten Reactionen. Die wichtigsten Basen sind:

Kalihydrat	K.OH	Kalkhydrat	Ca(OH) <sub>2</sub>
Natronhydrat	Na.OH	Bariumhydrat	Ba(OH) <sub>2</sub>
Ammoniak	NH <sub>3</sub> .OH	Magnesiumhydrat	Mg(OH) <sub>2</sub> .

Bei der Auswahl der Basen als Mittel zum Neutralisiren lässt man sich gleichfalls von dem Gesichtspunkte leiten, hierzu stets solche Basen auszuwählen, welche mit den zu neutralisirenden Säuren möglichst keine störenden Verbindungen eingehen. Hat man also Schwefelsäure lediglich zu neutralisiren, so benutzt man hierzu Kalihydrat, Natronhydrat, Magnesiumhydrat oder Ammoniak, nicht aber Kalkhydrat oder Barythydrat, da diese die Schwefelsäure zwar neutralisiren, gleichzeitig aber auch als unlösliches Calciumsulfat bez. Baryumsulfat ausfallen würden.

### 5. Lösungsmittel.

Sie werden benutzt, um feste Körper in Lösung zu bringen, und richten sich nach der Art der vorliegenden Substanzen. Die wichtigsten sind:

Wasser H<sub>2</sub>O löst viele Säuren, Basen, Salze etc.,  
 Alkohol C<sub>2</sub>H<sub>6</sub>O löst namentlich eine Reihe organischer Körper, z. B.  
 Benzoessäure, Salicylsäure, Campher,  
 Aether löst Fette, Oele, Harze, Jod etc.,  
 Chloroform löst namentlich Jod, Fette, Oele, Kautschuk,  
 Schwefelkohlenstoff löst Jod, Fette, Oele, Schwefel, Phosphor,  
 Benzol löst eine Anzahl organischer Präparate, auch Jod, Brom,  
 Eisessig, Aceton, Amylalkohol, Amylacetat sind vorzügliche  
 Auflösungsmittel für eine Reihe sonst nicht oder schwer löslicher  
 Körper.

Auch bei den Lösungsmitteln ist darauf zu achten, ob sie die aufzulösende Substanz verändern oder nicht. Will man z. B. wasserfreies Chloral CCl<sub>3</sub>CHO lediglich auflösen, so hat man hierzu Alkohol zu vermeiden, weil sich dieser mit dem Chloral zu einer neuen Verbindung, dem Chloralalkoholat CCl<sub>3</sub>CH(OH)OC<sub>2</sub>H<sub>5</sub> vereinigt.

### 6. Special-Reagentien.

Sie dienen dazu, um mit möglichster Sicherheit die Anwesenheit eines bestimmten Körpers zu erkennen. Es würde zu weit führen, dieselben hier eingehend zu besprechen, um so mehr, als im Folgenden bei den einzelnen Elementen und Verbindungen die wesentlichen Reactionen derselben angegeben werden sollen.

## 7. Gruppen-Reagentien

dienen dazu, ganze Körperklassen nachzuweisen. Das wichtigste ist der Schwefelwasserstoff, welcher mit den meisten Schwermetallen unlösliche Verbindungen eingeht und durch das Entstehen derselben die Anwesenheit von Schwermetallen anzeigt.

Zu den Gruppen-Reagentien gehören auch die Reagenspapiere (Lackmuspapier), mit Hilfe deren man sämtliche Körper in drei grosse Gruppen: indifferente (neutrale), saure und alkalische einteilen kann.

Es erübrigt noch zu bemerken, dass die Reagentien, wenn man durch dieselben sichere Aufschlüsse erhalten will, vor Allem selbst in chemisch reinem Zustande sich befinden müssen; insbesondere dürfen sie nicht schon durch diejenigen Substanzen verunreinigt sein, die man durch sie auffinden will. Im anderen Falle würden natürlich Irrthümern Thür und Thor geöffnet sein.

## I. Metalloide oder Nichtmetalle.

## Wasserstoff.

*Hydrogenium.* H = 1.

Dieses Element kommt auf der Erde nur ausnahmsweise in freiem Zustande vor, z. B. in den Darmgasen der Menschen und mancher Thiere. In einigen Meteorsteinen ist er in eigenthümlicher Weise verdichtet. In Verbindungen dagegen findet er sich weit verbreitet, z. B. als Wasser  $H_2O$ ; ausserdem bildet er einen wesentlichen Bestandtheil fast aller sogenannten organischen Verbindungen. Sein lateinischer Name *Hydrogenium* kommt her von ὕδωρ Wasser und γεννώω erzeuge, also zu deutsch „Wassererzeuger“, weil nämlich bei der Verbrennung von Wasserstoff an der Luft oder bei Gegenwart von Sauerstoff in der That Wasser gebildet wird.

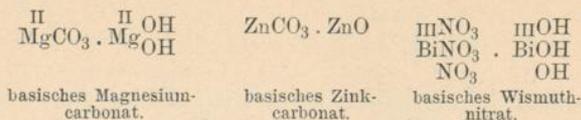
Der Wasserstoff wurde schon im 16. Jahrhundert von *Paracelsus* beobachtet, aber erst 1766 von *Cavendish* näher studirt.

Von den mannigfachen Methoden seiner Darstellung sollen die folgenden hier erwähnt werden:

1. Durch Zersetzung des Wassers mittels der Leichtmetalle, Kalium, Natrium u. s. w.

Wirft man ein Stückchen metallisches Kalium auf Wasser, so geräth dieses Metall, welches auf Wasser schwimmt, in stürmische Bewegung, zugleich tritt eine violette Feuererscheinung ein. Schliesslich explodirt die Kugel mit lautem Knall. — Dem Kalium ähnlich wirkt Natrium; indessen kommt es hier

des basischen Zinkcarbonates und des basischen Wismuthnitrates durch nachstehende Formeln aus:



### Die Reagentien und die Reactionen.

Jeder, der irgend einen Beruf ergreift, ist genöthigt, vor allen Dingen sich eine genaue Bekanntschaft mit der Handhabung derjenigen Hilfsmittel anzueignen, die er in Ausführung seines Berufes anzuwenden hat. So ist es für jeden Handwerker das Erste, sein Handwerkszeug und dessen Handhabung genau kennen zu lernen.

Auch die Chemie hat ihr Handwerkszeug, und was dem Tischler Säge, Stemmeisen und Hobel, das sind dem Chemiker die Reagentien: es sind die Mittel, seine Wissenschaft auszuüben. Ihre genaue Kenntniss ist der erste Schritt zum Studium der Chemie, und je genauer man über ihre Wirkung unterrichtet ist, um so leichter wird man chemische Processe ausführen, beobachten und verstehen lernen.

Ein Reagens ist ein chemischer Körper, welcher, mit einem anderen zusammengebracht, gewisse auffallende Erscheinungen hervorbringt, aus welchen man auf die Anwesenheit bestimmter Körper oder Körperklassen schliessen kann. — Das Mittel zur Hervorbringung derartiger Erscheinungen also nennt man Reagens, die Erscheinungen selbst Reactionen. Die letzteren können darin bestehen, dass klare Lösungen beim Vermischen sich trüben und Niederschläge bilden, z. B. Lösungen von Schwefelsäure und Baryumchlorid, oder aber, dass vorhandene Niederschläge auf Zusatz einer anderen Substanz sich auflösen, wie z. B. Niederschläge von basischen Antimon-salzen durch Weinsäure; ferner dass ungefärbte oder wenig gefärbte Lösungen auf Zusatz eines anderen Körpers sich plötzlich färben oder ihre Färbungen verändern, z. B. wird farblose Jodkaliumstärkelösung durch Chlor intensiv blau, eine Eisenchloridlösung durch Kalium-rhodanid tief roth gefärbt. Oder aber es werden ursprünglich gefärbte Substanzen entfärbt, z. B. Kaliumpermanganat durch Reductionsmittel wie Eisenoxydulsalze, oder Indigo durch Chlor.

Auch das Auftreten von Gasen und Dämpfen beim Erhitzen einer Substanz oder beim Uebergiessen mit Säuren muss unter die Reactionen gerechnet werden.

Ein Reagens ist um so feiner oder schärfer, je geringere Mengen einer Substanz hinreichen, die Reaction hervorzurufen, und man nennt es characteristisch oder ein Specialreagens, wenn die