

bis jetzt nur an ein oder zwei Orten aufgefunden worden; andere dagegen sind sehr häufig und treten in mächtigen Massen auf. Wie die Tabelle auf Seite 9 zeigt, besteht die Hauptmasse der krystallinischen Gesteine, welche die feste Erdkruste bilden, aus Aluminium, Eisen, Calcium, Magnesium und Natrium, verbunden mit Silicium und Sauerstoff; man benutzt jedoch dieses Vorkommen nicht, um diese Metalle daraus darzustellen, sondern verwendet hierzu andere Verbindungen, die zwar in kleinen Mengen auftreten, aus denen sich aber die Metalle leichter abscheiden lassen, als aus den Silicaten. Man nennt solche Verbindungen Erze. Die Schwermetalle und ihre Erze finden sich hauptsächlich in den älteren krystallinischen und sedimentären Gesteinsschichten in Adern und Gängen. Dieselben sind Risse oder Spalten in der Gesteinsmasse, welche mit dem Erz ausgefüllt sind. Auch in neueren geologischen Formationen treten manche Erze in grösseren Massen auf und haben sich da wahrscheinlich aus wässriger Lösung abgesetzt.

Das Vorkommen und die Verbreitung der Erze wird ausführlich in der Wissenschaft der Geologie abgehandelt; die Aufgabe des Bergmanns ist, dieselben in ihren Lagerstätten aufzusuchen und daraus zu fördern. Die Abscheidung der Metalle aus den Erzen beruht hauptsächlich auf chemischen Vorgängen, deren nähere Beschreibung das Gebiet der chemischen Metallurgie bildet; dieselbe ist ein Zweig der Hüttenkunde oder der Lehre von den mechanischen und chemischen Operationen, welche man bei der Darstellung der Metalle im Grossen anwendet.

#### Chemische Eigenschaften der Metalle.

Die Metalle können sich sowohl unter sich, als mit den Nichtmetallen verbinden. Die ersteren Verbindungen, welche Legirungen genannt werden, zeigen den Metallglanz und andere physikalische Eigenschaften der einfachen Metalle; während diese Eigenschaften in den Oxiden, Sulfiden, Chloriden u. s. w. in der Regel verschwinden.

Legirungen. Die meisten Metalle mischen sich im geschmolzenen Zustande und bilden Verbindungen in unbestimmten Verhältnissen, welche mehr den Charakter eines Gemisches haben und die mittleren Eigenschaften der Metalle, aus welchen sie zusammengesetzt sind, zeigen. Sind die Bestandtheile einer

Legirung im Verhältnisse der Atomgewichte vorhanden, so tritt dieselbe häufig in Krystallen auf. Viele Legirungen werden technisch verwendet, da dieselben häufig werthvolle Eigenschaften besitzen, welche den einzelnen Metallen fehlen. Gold und Silber sind im reinen Zustande zu weich, um zu Münzen verwendet zu werden, dieselben würden sich zu schnell abnutzen; durch Zusatz von Kupfer aber wird eine genügend harte Legirung erhalten. Kupfer ist zu weich und zähe, um auf der Drehbank verarbeitet zu werden; mit der Hälfte seines Gewichtes Zink legirt, entsteht das harte, aber leicht zu bearbeitende Messing. Kanonenmetall ist eine harte und zähe Legirung von 9 Theilen Kupfer und 1 Theil Zinn; eine noch härtere ist die Glockenspeise, welche aus 2 Theilen Zinn und 8 Theilen Kupfer besteht; je mehr Zinn eine solche Legirung enthält, um so heller wird die Farbe; das Spiegelmetall besteht aus 1 Theil Zinn und 2 Theilen Kupfer; dasselbe hat eine fast weisse Farbe und nimmt eine hohe Politur an, es wird deshalb zu Spiegeln für Fernröhre angewendet.

Der Schmelzpunkt einer Legirung liegt gewöhnlich niedriger als die Schmelzpunkte der Metalle, aus denen sie besteht, so sind die Schmelzpunkte von

Blei . . .	334°
Zinn . . .	235°
Wismuth	270°
Cadmium	315°

Eine Legirung von 2 Theilen Wismuth, 1 Theil Zinn und 1 Theil Blei schmilzt schon bei 95° und eine, welche 8 Theile Blei, 15 Theile Wismuth, 4 Theile Zinn und 3 Theile Cadmium enthält, wird bei 60° weich und ist bei 65° vollkommen flüssig.

Die Verbindungen des Quecksilbers mit anderen Metallen werden Amalgame genannt; der Schmelzpunkt derselben liegt immer über dem des Quecksilbers.

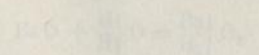
Metalloxyde. Sauerstoff wirkt sehr verschieden auf die Metalle ein. Einige verbinden sich mit solcher Leichtigkeit damit, dass sie vor Luftzutritt geschützt aufbewahrt werden müssen; andere widerstehen dem Einfluss des Sauerstoffs bei gewöhnlicher Temperatur mehr oder weniger gut, aber bei höherer Temperatur oxidiren sie sich leicht, und wenn flüchtig verbrennen sie mit Flamme, wie Magnesium und Zink; andere wiederum, wie Gold und Platin, werden auch bei der höchsten



... die ...

1. ...

...



...

...

...

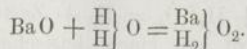




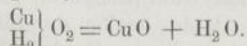
Temperatur nicht von Sauerstoff angegriffen und können damit nur auf indirectem Wege in Verbindung gebracht werden. Die Oxide lassen sich in drei Classen theilen.

1. Basische Oxide. Dieselben können als Wasser betrachtet werden, in welchem der Wasserstoff durch ein Metall ersetzt ist. Diese Ersetzung kann eine nur theilweise sein; man nennt solche Verbindungen Hydroxide. Durch Einwirkung von Kalium auf Wasser wird Wasserstoff frei, und es entsteht Kaliumhydroxid,  $\left. \begin{matrix} \text{K} \\ \text{H} \end{matrix} \right\} \text{O}$ ; in demselben kann wiederum Wasserstoff durch Kalium ersetzt werden, und man erhält Kaliumoxid,  $\left. \begin{matrix} \text{K} \\ \text{K} \end{matrix} \right\} \text{O}$ . Ein zweiwerthiges Metall ersetzt die zwei Wasserstoffatome im Wasser; so ist Calciumoxid  $\text{CaO}$ , Zinkoxid  $\text{ZnO}$ ; die Hydroxide derselben leiten sich von 2 Molecülen Wasser ab, in welchen das Metall 2 Atome Wasserstoff vertritt, Calciumhydroxid  $\left. \begin{matrix} \text{Ca} \\ \text{H}_2 \end{matrix} \right\} \text{O}_2$ . In den sogenannten Sesquioxiden sind 2 Atome eines Metalles mit 3 Atomen Sauerstoff verbunden; dieselben entsprechen daher 3 Molecülen Wasser, in welchen die 6 Atome Wasserstoff durch 2 Atome des Metalles ersetzt sind, wie Alaunerde oder Aluminiumoxid,  $\text{Al}_2\text{O}_3$ , Eisensesquioxid,  $\text{Fe}_2\text{O}_3$ , und ihre Hydroxide sind dem entsprechend als 6 Molecüle Wasser aufzufassen, in welchen die Hälfte des Wasserstoffs durch eine sechswerthige Atomgruppe vertreten ist, z. B. Aluminiumhydroxid,  $\left. \begin{matrix} \text{Al}_2 \\ \text{H}_6 \end{matrix} \right\} \text{O}_6$ .

Viele basische Oxide verbinden sich mit Wasser zu einem Hydroxid:

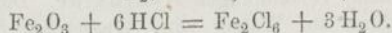
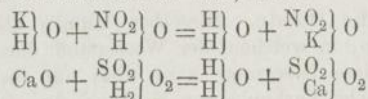


Das so erhaltene Bariumhydroxid kann auch durch das stärkste Erhitzen nicht wieder in Wasser und Oxid zerlegt werden; andere Hydroxide dagegen zerfallen schon bei nicht sehr hoher Temperatur, wie Kupferhydroxid:

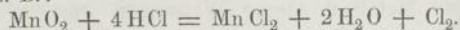


Die in Wasser löslichen Hydroxide haben, wie schon früher erwähnt, eine alkalische Reaction; sie färben rothes Lackmus-

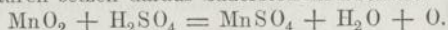
papier blau; die wichtigste Eigenschaft der basischen Oxide und Hydroxide ist die, dass sie mit Säuren zusammengebracht damit doppelte Zersetzung eingehen, indem der Wasserstoff der Säure durch das Metall ersetzt wird, z. B.:



2. Superoxide. Dieselben enthalten mehr Sauerstoff als die basischen Oxide und können als Wasserstoffdioxid angesehen werden, in welchem der Wasserstoff durch Metalle ersetzt ist, wie dieses geben sie leicht einen Theil des Sauerstoffs ab und wirken daher stark oxidirend. Mit Salzsäure zusammengebracht bilden sie entweder Wasserstoffdioxid, oder es wird Chlor entwickelt, z. B.:



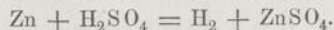
Oxysäuren setzen daraus Sauerstoff in Freiheit:



3. Säurebildende Oxide und Metallsäuren. Den Nichtmetallen ganz analog verbinden sich mehrere Metalle mit Sauerstoff und Wasserstoff zu Säuren, von denen einige beständige Verbindungen sind; andere dagegen sind nur in ihren Salzen bekannt, und viele zeigen im freien Zustande das Bestreben, in Wasser und ein Oxid (Anhydrit) zu zerfallen, ähnlich wie Kohlensäure, Kieselsäure u. s. w.

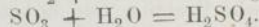
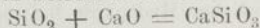
Salze. Wird der Wasserstoff einer Säure durch ein Metall ersetzt, so entsteht ein Salz. Die Ersetzung kann auf verschiedene Weise geschehen.

1. Das Metall ersetzt den Wasserstoff der Säure direct:



2. Die Säure wird mit einem basischen Oxide oder Hydroxid zusammengebracht, wobei durch doppelte Zersetzung neben dem Salz Wasser gebildet wird, wie die oben gegebenen Beispiele erläutern.

3. Ein säurebildendes Oxid (Anhydrit) verbindet sich direct mit einem basischen Oxide, analog der Bildung einer Säure aus Wasser und dem betreffenden Oxide:





187

Die ... ..

1. ... ..

2. ... ..

3. ... ..

4. ... ..

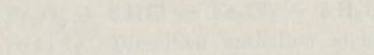
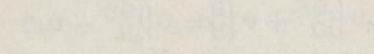
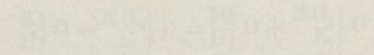
5. ... ..

6. ... ..

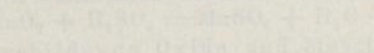
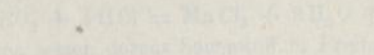
7. ... ..

8. ... ..

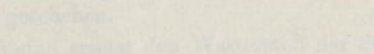
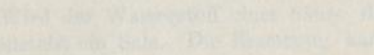
... und ...



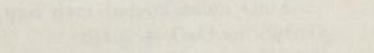
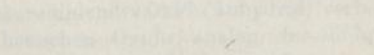
... und ...



... und ...



... und ...



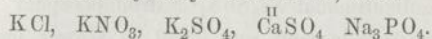
... und ...



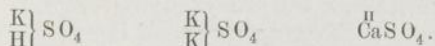
Salze können noch auf verschiedene andere Art entstehen; Näheres darüber wird bei den einzelnen Verbindungen erwähnt werden.

Die Salze zerfallen in verschiedene Unterabtheilungen:

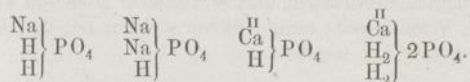
1. Normale Salze sind solche, in welchen das Metall allen Wasserstoff des Hydroxyls ersetzt hat, wie:



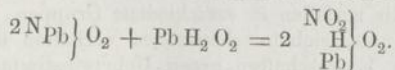
2. Ist nur ein Theil des Wasserstoffs ersetzt, so wird die Verbindung ein saures Salz genannt. Saure Salze haben oft einen sauren Geschmack und röthen blaues Lackmuspapier; doch hängt dies von der Natur der Säure und des Metalles ab, und es kommt häufig der Fall vor, dass das saure Salz einer schwachen Säure eine alkalische Reaction besitzt, wenn das darin enthaltene Metall ein stark alkalisches Hydroxid bildet. Zweibasische Säuren geben in der Regel mit einwerthigen Metallen ein saures und ein normales Salz, mit zweiwerthigen Metallen nur ein normales Salz:



Mehrbasische Säuren bilden, je nachdem sie ein- oder mehrwerthige Metalle binden, verschiedene Reihen von sauren Salzen:



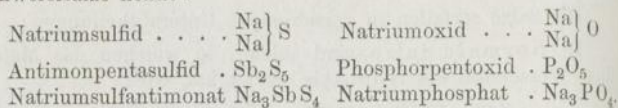
3. Mehrere normale Salze können sich mit basischen Oxiden oder Hydroxiden verbinden und bilden basische Salze, z. B.:



4. Ebenso verbinden sich einige mit sauren Oxiden. Alle diese Verbindungen, welche besonders häufig bei Borsäure, Kieselsäure und einigen Metallsäuren vorkommen, lassen sich auf mehrere Molecüle Wasser beziehen, in welchem der Wasserstoff durch Säureradiale und Metalle vertreten ist.

Sulfide. Alle Metalle können mit Schwefel verbunden werden; viele der Sulfide kommen als Mineralien vor und bilden oft wichtige Erze; ein Theil derselben entspricht den basischen Oxiden und Hydroxiden, und diese können als Schwefelwasserstoff betrachtet werden, in welchem Wasserstoff theilweise oder ganz durch Metalle ersetzt ist; andere Sulfide haben eine den

säurebildenden Oxiden entsprechende Zusammensetzung und bilden mit den basischen Sulfiden Verbindungen, welche man Schwefelsalze nennt:



Die Metallsulfide sind zum Theil in Wasser löslich, zum Theil unlöslich; letztere zerfallen wieder in mehrere Gruppen; einige werden von Salzsäure unter Schwefelwasserstoffentwicklung zersetzt; andere werden von dieser Säure nicht angegriffen, und von diesen sind einige in alkalischen Flüssigkeiten löslich. Diese Unterschiede benutzt man in der analytischen Chemie, wie schon unter Schwefelwasserstoff erwähnt worden ist, um die verschiedenen Metalle von einander zu trennen. Den Sulfiden ganz ähnlich verhalten sich die Selenide und Telluride.

Die Verbindungen der Metalle mit Stickstoff, Phosphor, Bor, Silicium, Kohlenstoff und Wasserstoff sind von keiner allgemeinen Wichtigkeit; einige davon werden bei den betreffenden Metallen erwähnt werden.

### Eintheilung der Metalle.

Die Metalle zerfallen in verschiedene Gruppen, deren einzelne Glieder unter sich im chemischen Verhalten und in den physikalischen Eigenschaften grosse Uebereinstimmung zeigen.

1. Classe. Alkalimetalle: Kalium, Natrium, Cäsium, Rubidium, Lithium. — Die Metalle dieser Classe sind einwertig; sie sind bei gewöhnlicher Temperatur weich, schmelzen bei ziemlich niedriger Temperatur und verflüchtigen sich bei starkem Erhitzen. Sie haben eine grosse Neigung sich mit Sauerstoff zu verbinden, zersetzen Wasser schon in der Kälte und bilden Hydroxide, welche sehr löslich in Wasser sind und sich bei hoher Temperatur ohne Zersetzung verflüchtigen. Diese Hydroxide werden Alkalien genannt und sind die stärksten Basen. Die normalen Carbonate der Alkalimetalle sind in Wasser löslich.