Kaliumpermanganat, $KMnO_4$, krystallisirt in dunkelrothen, glänzenden Krystallen, welche isomorph mit Kaliumperchlorat sind. Wenn man Kaliumpermanganat mit stark abgekühlter Schwefelsäure mischt, erhält man eine dunkelgrüne schwere Flüssigkeit, welche aus Manganheptoxid, $Mn_2O_7$, besteht. Dieselbe zersetzt sich rasch beim Erwärmen unter Freiwerden von Sauerstoff; dieser Sauerstoff ist reich an Ozon, und man kann ozonhaltige Luft sich schnell verschaffen, wenn man Schwefelsäure und Kaliumpermanganat in einer Flasche mischt.

Die Manganate und Permanganate geben einen Theil ihres Sauerstoffs rasch an leicht oxidirbare Körper ab und werden zur Zerstörung organischer Zersetzungsstoffe und als Oxidationsmittel im Laboratorium viel verwendet.

Die Gegenwart einer Manganverbindung lässt sich, wenn dieselbe auch nur in spurweiser Menge vorhanden ist, leicht nachweisen, indem man die zu untersuchende Verbindung mit Aetzkali und Salpeter schmilzt; bei der kleinsten Menge von Mangan nimmt die geschmolzene Masse eine grüne Farbe an.

## Eisen.

Atomgewicht 56 = Fe.

Von allen Metallen ist das Eisen das wichtigste; es findet sich auf der Erdoberfläche nur selten im gediegenen Zustande und tritt hier hauptsächlich in den Meteorsteinen auf, welche von Zeit zu Zeit aus dem Weltraum auf unsere Erde niederfallen. Die Ausbringung des Eisens aus seinen Erzen ist mit gewissen Schwierigkeiten verbunden und erfordert Kenntnisse und Fertigkeiten, welche die früheren Menschenracen nicht besassen; dem Zeitalter der eisernen Werkzeuge gingen die der Stein- und Bronzegeräthschaften voraus. Das Eisen wird in drei verschiedenen Formen technisch verwendet; dieselben unterscheiden sich durch ihre Eigenschaften sowohl als durch ihre chemische Zusammensetzung. Das Schmied- oder Stabeisen ist beinahe reines Eisen und enthält nur eine geringe Menge von Kohlenstoff; das Gusseisen ist eine Verbindung von Eisen mit wechselnden Mengen von Kohlenstoff und Silicium; der Stahl enthält weniger Kohlenstoff, als das Gusseisen. Reines Eisen in Pulverform erhält man, wenn man das Oxid in einem

Strome von Wasserstoff erhitzt; dasselbe lässt sich in einer Atmosphäre von Wasserstoff aufbewahren; an der Luft geräth es schnell ins Glühen und verbrennt zu Oxid. In zusammenhängenden Massen erhält man es, wenn man Wasserstoff über erhitztes Stickstoffeisen, $Fe_2N$, leitet, wobei Ammoniak entweicht, oder wenn man reinstes Schmiedeisen wie feinen Clavierdraht mit Eisenoxid in einem verschlossenen Tiegel einer sehr hohen Temperatur aussetzt; das Oxid nimmt die im Metall enthaltenen Verunreinigungen auf, und man erhält ein geschmolzenes Korn von reinem Eisen. Dasselbe hat das specifische Gewicht 7,8 und eine helle, fast silberweisse Farbe, es ist weich und dabei sehr zähe, so dass ein Draht von 2 Millimeter Dicke erst bei einer Belastung von 250 Kilos reisst. Das reine Metall krystallisirt in Würfeln; hämmert man gutes Schmiedeisen gleichförmig nach allen Richtungen aus, so zeigt es einen körnig krystallinischen Bruch; zu Stäben ausgerollt, wird es faserig und erscheint dann auf der Bruchfläche zackig; je vollkommener das faserige Gefüge des Schmiedeisens ist, je zäher ist dasselbe und daher um so werthvoller für technische Zwecke. Durch lange anhaltende Erschütterungen verwandelt sich das zähe faserige Eisen in sprödes krystallinisches; das plötzliche Brechen der Achsen von Eisenbahnwagen, durch welches schon häufig Unglücksfälle herbeigeführt wurden, beruht auf dieser Umänderung. Reines Eisen und Schmiedeisen schmelzen erst bei einer Temperatur, welche über 1500° liegt, werden aber vor dem Schmelzen weich und lassen sich leicht mit dem Hammer bearbeiten und schweissen, d. h. zwei Eisenstücke, welche eine oxidfreie Oberfläche haben, lassen sich zu einem Stücke zusammenhämmern. Das Eisen wird stark vom Magnete angezogen; in der Glühhitze verliert es diese Eigenschaft, nimmt sie aber beim Erkalten wieder an. In Berührung mit einem Magnet wird das Eisen selbst magnetisch; das reine Metall verliert diese Eigenschaft, sobald man den Magnet entfernt; kohlehaltiges Eisen aber bleibt magnetisch und kann durch Bestreichen in einen kräftigen Magnet verwandelt werden. Unter den Verbindungen des Eisens zeichnen sich der Magneteisenstein und der Magnetkies durch starken Magnetismus aus. In zusammenhängender Masse oxidirt es sich nicht in vollkommen trockener Luft bei gewöhnlicher Temperatur und behält seinen Metallglanz; ebenso bleibt es in reinem Wasser unverändert; enthält aber das Wasser Kohlensäure und tritt Luft hinzu, so findet rasche Oxidation statt, und es bedeckt sich an feuchter Luft

rasch mit einer Schicht von Rost oder Eisenhydroxid. Wird Eisen bei Luftzutritt erhitzt, so bedeckt es sich mit einer Schicht von schwarzem Oxid (Hammerschlag); dieselbe Verbindung entsteht, wenn Eisen in Sauerstoff verbrannt wird, und wenn über dasselbe in der Glühhitze Wasserdampf geleitet wird; das Wasser wird dabei zersetzt unter Freiwerden von Wasserstoff.

Das Eisen bildet zwei basische Oxide. Dem Monoxid oder Ferroxid, $FeO$, entsprechen eine Reihe von Salzen, welche weiss oder grün gefärbt sind, und in welchen das Eisen als zweiwerthiges Element auftritt; im Eisensesquioxid oder Ferridoxid, $Fe_2O_3$, und den demselben entsprechenden Salzen, welche eine braune oder gelbe Farbe haben, sind 2 Atome Eisen enthalten, welche 6 Atome Wasserstoff vertreten; man benennt die Verbindungen des Eisens, welche ein zweiwerthiges Eisenatom enthalten, Ferroverbindungen, und diejenigen, in welchen 2 Eisenatome mit sechs Verbindungseinheiten enthalten sind, Ferridverbindungen. Das schwarze Oxid ist eine Verbindung der beiden Oxide $F_3O_4 = FeO + Fe_2O_3$; dasselbe giebt mit Säuren keine eigenthümlichen Salze, sondern ein Gemisch von Ferro- und Ferridverbindungen.

## 1. Ferroverbindungen.

Das Oxid, $FeO$, welches auch Eisenoxidul genannt wird, ist im reinen Zustande wenig bekannt, da es mit grosser Begierde Sauerstoff aufnimmt und sich höher oxidirt. Bringt man ein Alkali zu der Lösung eines Ferrosalzes, so erhält man einen weissen Niederschlag von Ferrohydroxid, $FeH_2O_2$; man kann dasselbe nur rein erhalten, wenn Sauerstoff vollständig abgeschlossen ist; an der Luft färbt es sich rasch erst grün, dann schwarz und geht zuletzt in braunes Ferridhydroxid über. Das Ferroxid färbt Glas grün und ist Ursache der grünen Färbung der gewöhnlichen Weinflaschen.

Ferrosulfat tritt in hellgrünen monoklinischen Krystallen auf, welche Wasser enthalten, $FeSO_4 + 7\,H_2O$; es ist das wichtigste der Eisensalze und wird unter dem Namen Eisenvitriol zur Bereitung von Tinte und in der Färberei zur Erzeugung schwarzer und violetter Farben in bedeutender Menge verbraucht. Man erhält dasselbe durch Auflösen von Eisenabfällen in verdünnter Schwefelsäure:

$$Fe + H_2SO_4 = FeSO_4 + H_2.$$

oder durch langsame Oxidation von geröstetem Eisenkies ($FeS_2$) an der Luft; der Eisenkies verliert beim Rösten die Hälfte des Schwefels, das Ferrosulfid ($FeS$) nimmt in Gegenwart von Wasser Sauerstoff auf und verwandelt sich in Eisenvitriol, welchen man durch Auslaugen der Masse mit Wasser und Abdampfen der Lösung in Krystallen erhält. Beim Erhitzen verliert der Eisenvitriol 6 Atome Wasser und verwandelt sich in ein weissliches Pulver, $FeSO_4 + H_2O$. Wie alle Ferrosalze nimmt diese Verbindung, namentlich in Lösung, an der Luft Sauerstoff auf und verwandelt sich in eine Ferridverbindung.

Ferrochlorid oder Eisenchlorür, $FeCl_2$, erhält man durch Ueberleiten von trocknem Chlorwasserstoff über erhitzte Eisenfeilspäne als eine weisse flüchtige Masse; wird dieselbe in einem Strome von Ammoniakgas schwach geglüht, so entweicht Salmiak, Wasserstoff und Stickstoff, und eine spröde metallglänzende Masse von Stickstoffeisen, $Fe_2N$, bleibt zurück. Löst man Eisen in Salzsäure auf und verdampft die Lösung, so erhält man grüne Krystalle von wasserhaltigem Ferrochlorid, $FeCl_2 + 4H_2O$.

Ferrocarbonat, $FeCO_3$, bildet unter dem Namen Spatheisenstein das bekannte wichtige Eisenerz, welches isomorph mit Kalkspath ist und gewöhnlich aus einem Gemisch der isomorphen Carbonate von Eisen, Magnesium, Mangan und Calcium besteht. Mit Thon gemengt tritt es in grossen Massen in der Steinkohlenformation, namentlich in England auf und wird da unter dem Namen Thoneisenstein in bedeutender Menge zur Gewinnung von Eisen benutzt. Das Ferrocarbonat ist in kohlensäurehaltigem Wasser löslich und findet sich in dieser Form in einigen Mineralquellen, den sogenannten Stahlwassern.

Ferrosulfid oder Einfach-Schwefeleisen, $FeS$, erhält man durch Erhitzen von Eisen mit Schwefel als einen schwarzen porösen Körper, welcher bei höherer Temperatur schmilzt und beim Erkalten zu einer krystallinischen metallglänzenden Masse erstarrt. Diese Verbindung findet im Laboratorium häufige Anwendung zur Darstellung von Schwefelwasserstoff. Der als Mineral so häufig auftretende Eisenkies hat die Formel $FeS_2$; er findet sich in Krystallen des regulären Systems und hat eine messinggelbe Farbe. Man verbraucht denselben in grosser Menge zur Fabrikation von Schwefelsäure.

## 2. Ferridverbindungen.

Das Ferridoxid oder Eisensesquioxid, $Fe_2O_3$, findet sich als Mineral, welches Rotheisenstein genannt wird und eines der wichtigsten Eisenerze ist. Dasselbe findet sich häufig in metallglänzenden dunkelgrauen Krystallen, dem Eisenglanz. Zu Pulver zerrieben hat das Oxid eine rothe Farbe; das durch Glühen von Eisenvitriol künstlich dargestellte wird als rothe Anstrichfarbe und zum Poliren von Metallen und Glas benutzt. Setzt man der Lösung eines Ferridsalzes eine Lösung von Ammoniak oder Aetzkali zu, so entsteht ein voluminöser brauner Niederschlag von Ferridhydroxid oder Eisenoxidhydrat, $\left.\begin{matrix}Fe_2^{VI}\\H_6\end{matrix}\right\}O_6$. Der Brauneisenstein, ein sehr werthvolles Eisenerz, hat die Zusammensetzung $\left.\begin{matrix}Fe_4\\H_6\end{matrix}\right\}O_9$; eine ähnliche Verbindung ist der Eisenrost; alle diese Hydroxide geben beim Erhitzen Wasser ab und verwandeln sich in Ferridoxid.

Ferridchlorid oder Eisenchlorid, $Fe_2Cl_6$, bildet im wasserfreien Zustande glänzend braun-rothe Krystallblättchen; man erhält dasselbe durch Erhitzen von Eisen in trocknem Chlorgas; es ist an der Luft zerfliesslich und bildet eine braune Lösung. In Lösung erhält man diese Verbindung am besten durch Einleiten von Chlorgas in eine Lösung von Ferrochlorid. Ferroverbindungen werden durch oxidirende Körper leicht in Ferridverbindungen übergeführt; durch desoxidirende Substanzen werden die letzteren wieder zu Ferroverbindungen reducirt. Leitet man z. B. Schwefelwasserstoff in eine Lösung von Ferridchlorid, so wird dieselbe farblos und durch abgeschiedenen Schwefel milchig getrübt:

$$Fe_2Cl_6 + H_2S = 2\,FeCl_2 + 2\,HCl + S.$$

Die Ferrosalze haben im wasserhaltigen Zustande eine grüne Farbe und geben eine grünliche oder farblose Lösung; wasserfrei sind sie weiss. Ihre Lösungen geben mit den Alkalien einen weissen, an der Luft rasch braun werdenden Niederschlag; Blutlaugensalz erzeugt darin eine weisse oder hellblaue Fällung, der Niederschlag färbt sich an der Luft durch Aufnahme von Sauerstoff dunkelblau. Die braunen oder gelben Ferridsalze werden durch Blutlaugensalz gleich dunkelblau gefällt (Berlinerblau), und die Alkalien fällen aus ihren Lösungen rothbraunes Ferridhydroxid.

Das schwarze oder magnetische Eisenoxid, $F_3O_4$, kommt in der Natur in regelmässigen Octaëdern vor und wird in der Mineralogie Magneteisenstein genannt. In Schweden und Norwegen tritt es in mächtigen Massen auf und bildet die Hauptquelle des vorzüglichen schwedischen Eisens. Setzt man ein Alkali zu einem Gemische eines Ferro- und Ferridsalzes, so erhält man dieselbe Verbindung als einen schwarzen Niederschlag, der Wasser enthält. Das entsprechende Sulfid $Fe_3S_4$ ist ebenfalls magnetisch und führt als Mineral den Namen Magnetkies.

Eisensäure. Das Kaliumsalz dieser Verbindung, das Kaliumferrat, $K_2FeO_4$, erhält man durch Erhitzen von Salpeter mit Eisenoxid als eine dunkelrothe Masse, welche sich in Wasser mit rother Farbe löst; die Säure selbst lässt sich nicht isoliren; setzt man zu einer Kaliumferratlösung eine Säure, so scheidet sich Ferridhydroxid ab und Sauerstoff entweicht:

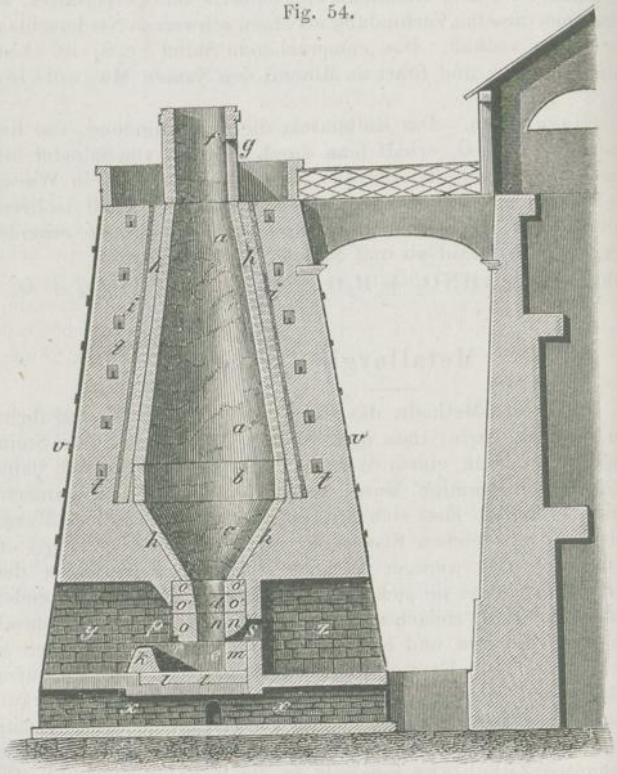
$$2K_2FeO_4 + 4HNO_3 + H_2O = 4KNO_3 + Fe_2H_6O_6 + O_3.$$

## Metallurgie des Eisens.

Die älteste Methode, das Eisen aus seinen Erzen auszubringen, bestand darin, dass man dieselben mit Holz- oder Steinkohle gemischt in einem Windofen erhitzte und die sich dabei bildende schwammige Masse von Schmiedeisen aushämmerte. Dieses Verfahren lässt sich mit Vortheil nur in kleinem Maassstabe und mit reichen Eisenerzen ausführen und ist längst ersetzt durch eine weniger einfache Methode, welche aber den Vortheil hat, dass sie sich bei allen Sorten von Erz anwenden lässt. Man stellt zunächst Gusseisen dar und entzieht demselben dann Silicium und Kohlenstoff, um es in Schmiedeisen zu verwandeln. Die Erze werden zuerst geröstet, um sie aufzulockern und mürbe zu machen; Spatheisenstein und Brauneisenstein verwandeln sich dabei in Eisensesquioxid; sodann werden sie mit Holzkohle, Steinkohle oder Coaks und dem sogenannten Zuschlage gemischt in den Hohofen gebracht. Der Zuschlag richtet sich nach Art der Erze; enthalten dieselben viel Silicate, wie Thon, so setzt man Kalkstein zu; sind sie silicatarm, so mischt man Sand oder Thon bei. Der Hohofen (Fig. 54 a. f. S.) hat einen Hohlraum (Schacht) von der Form eines doppelten Kegels und ist aus feuerfesten Ziegelsteinen und Sandstein aufgebaut; seine Höhe beträgt gewöhnlich ungefähr 10 bis 15 Me-

ter, und der Durchmesser an der weitesten Stelle 4 bis 6 Meter. Der Ofen ist am Boden geschlossen, und die zur Verbrennung erforderliche Luft wird mittelst eines Gebläses (*d*) eingetrieben. Die Mischung von Erz, Kohle und Zuschlag wird durch die

Fig. 54.




obere Oeffnung (die Gicht) eingeworfen und, sobald die brennende Masse niedersinkt, neue Beschickung eingeführt; das geschmolzene Eisen wird unten abgelassen, so dass ein Hohofen mehrere Jahre in ununterbrochenem Betriebe bleibt. Der unterste Theil des Ofens wird Herd genannt. Hier sammeln sich das geschmolzene Metall und die Schlacke an; das erstere wird

von Zeit zu Zeit durch eine besondere Oeffnung abgelassen und in Sandformen gegossen; die obenauf schwimmende leichtere Schlacke läuft, sobald sich genug angesammelt, fortwährend durch die obere Oeffnung des Herdes aus.

Die erste chemische Veränderung, welche das geröstete Erz oder unreine Eisenoxid bei dem Durchgang durch den Hohofen erleidet, ist die, dass es zu einer schwammigen Masse von metallischem Eisen reducirt wird durch das Kohlenoxid, welches in den unteren brennenden Kohlenschichten erzeugt wird; die Temperatur in diesem Theile des Ofens ist nicht hoch genug, um das Eisen zu schmelzen; dasselbe sinkt mit dem Zuschlag in die heisseren Theile des Ofens herab, wo eine zweite chemische Veränderung vor sich geht. Das Eisen verwandelt sich durch Aufnahme von Kohlenstoff in Gusseisen, welches viel leichter schmilzt, als das reine Eisen, und zugleich entsteht aus dem Zuschlag ein schmelzbares Calcium-Aluminiumsilicat, die Schlacke, welche das geschmolzene Metall einhüllt und vor der oxidirenden Wirkung der Gebläseluft schützt; beide fliessen sodann durch den am stärksten erhitzten Theil des Ofens; hierbei reducirt das geschmolzene Metall aus der Schlacke etwas Silicium und verbindet sich damit.

Gusseisen ist keine bestimmte Verbindung von Eisen mit Kohlenstoff und Silicium, sondern dasselbe zeigt je nach den Verhältnissen, unter welchen es entstanden, viele Abänderungen, je nachdem sie mehr oder weniger Kohlenstoff und Silicium enthalten. Das Spiegeleisen ist sehr hart und spröde, hat eine silberweisse Farbe und einen grossblätterig krystallinischen Bruch; es enthält von allen Gusseisensorten die grösste Menge Kohlenstoff, und seine Zusammensetzung entspricht, wenn man von dem kleinen Siliciumgehalt absieht, nahe der Formel $Fe_4C$; das gewöhnliche weisse Roheisen enthält etwas weniger Kohlenstoff, dasselbe ist etwas weicher und hat einen körnigen Bruch; das graue Gusseisen enthält neben chemisch gebundenem Kohlenstoff solchen noch in Form von kleinen Graphitblättchen beigemengt, wodurch die graue Farbe erzeugt wird; es ist weicher als die beiden ersten Sorten und nicht spröde und wird zu Gusswaaren verwendet, während die Sorten des weissen Roheisens zur Darstellung von Schmiedeisen und Stahl dienen. Das meiste Gusseisen enthält geringe Mengen von Schwefel und Phosphor, welche als Verunreinigungen betrachtet werden müssen.

Um das Gusseisen in Schmied- oder Stabeisen zu verwan-

deln, entzieht man demselben den grössten Theil des Kohlenstoffs sowie des Siliciums, Schwefels und Phosphors, indem man das geschmolzene Metall in offenen Herden (Frischherden) oder in Flammöfen (Puddlingsprocess) einem Luftstrom aussetzt; die geschmolzene Masse bedeckt sich bald mit einer Schicht von Oxid und wird öfters umgewendet und mit eisernen Stangen durchgearbeitet; dabei wird sie immer dickflüssiger und lässt sich zuletzt zu einem zusammenhängenden Klumpen, die Luppe genannt, vereinigen. Während dieses Processes entweicht der Kohlenstoff als Kohlenoxid. Das Silicium verbrennt zu Kieselerde, welches sich mit dem Eisenoxid zu einer Schlacke vereinigt, und Schwefel und Phosphor werden ebenfalls oxidirt. Die Luppe wird mit Zangen aus dem Ofen genommen und unter dem Eisenhammer oder Walzwerk weiter zu Blech oder Stäben verarbeitet. Der Stahl steht hinsichtlich des Kohlenstoffgehaltes in der Mitte zwischen Schmiedeisen und Gusseisen; zu seiner Darstellung verwendet man gutes Stabeisen, um denselben frei von Silicium, Schwefel und Phosphor zu erhalten; dasselbe wird in kleineren Stücken in Kohlenpulver eingehüllt und damit längere Zeit zur Rothgluth erhitzt, wobei sich Kohlenstoff mit dem Eisen verbindet. Man erhält so den sogenannten Cementstahl; derselbe enthält mehr Kohlenstoff auf der Aussenseite als im Inneren; um denselben gleichförmig zu machen, wird er entweder öfters umgeschweisst (Gerbstahl) oder geschmolzen (Gussstahl).

Neuerdings wird der Gussstahl vermittelst einer andern Methode direct aus Roheisen dargestellt, welche nach dem Erfinder das Bessemer'sche Verfahren genannt wird. Dasselbe besteht darin, dass durch das geschmolzene Roheisen in einem eigenthümlichen grossen birnförmigen Gefässe, welches aus feuerfestem Thon und Schmiedeisen verfertigt ist, ein starker Luftstrom geblasen wird, wobei Kohlenstoff und Silicium vollständig oxidirt werden und sich Schmiedeisen bildet, das man in Stahl verwandelt durch Zusatz von so viel Spiegeleisen, als nothwendig ist, um die richtige Menge von Kohlenstoff einzuführen. Auf diese Weise lassen sich 6000 Kilogramm Roheisen in 20 Minuten in Stahl verwandeln; der Bessemer-Stahl wird in der neuesten Zeit in bedeutender Menge dargestellt und zu Achsen für Eisenbahnwagen, für Schienen, Platten, für Dampfkessel und ähnliche Zwecke verwendet, für welche er grosse Vorzüge vor Schmiedeisen voraus hat, und es hat den Anschein, dass durch dieses Verfahren die alte Eisenindustrie einer voll-

ständigen Umwälzung entgegengeht. Stahl enthält 1 bis 2 Proc. Kohlenstoff; derselbe hat kein faseriges Gefüge wie Stabeisen, sondern ist feinkörnig; er ist leichter schmelzbar, lässt sich besser unter dem Hammer bearbeiten und rostet schwerer als Stabeisen. Kühlt man glühenden Stahl durch Eintauchen in kaltes Wasser rasch ab, so wird er sehr spröde und dabei so hart, dass er Glas ritzt; durch Erwärmen und langsames Erkalten wird er wieder weich und geschmeidig und zwar um so mehr, je stärker er erhitzt wird, und man kann durch passendes Verfahren denselben leicht von jeder beliebigen Härte oder Geschmeidigkeit darstellen. Diese Eigenschaften, verbunden mit seiner Schmelzbarkeit und Schweissbarkeit, erklären seine vielseitige Anwendung zu den verschiedensten Zwecken.

## Kobalt.

Atomgewicht 58,7 = Co.

Das Kobalt ist ein röthlichweisses, sehr zähes Metall, welches so schwer schmelzbar wie Eisen und wie dieses stark vom Magnete angezogen wird. Es kommt nicht gediegen in der Natur vor; mit Arsen verbunden bildet es den Speiskobalt und mit Arsen und Schwefel den Glanzkobalt. Das Metall hat das specifische Gewicht 8,5; in Salzsäure und verdünnter Schwefelsäure löst es sich langsam unter Entwickelung von Wasserstoff. Die Kobaltverbindungen zeichnen sich durch brillante Färbung aus und werden daher als Farben verwendet; Glas wird davon prachtvoll blau gefärbt; solches Glas wurde früher im Grossen dargestellt und fein gemahlen unter dem Namen Smalte vielfach verwendet, ist indessen jetzt fast ganz durch Ultramarin verdrängt. Kobalt verbindet sich mit Sauerstoff in verschiedenen Verhältnissen; das Monoxid, $CoO$, ist eine starke Base und bildet eine Reihe von Salzen, welche im wasserhaltigen Zustande dunkelrosenroth, wasserfrei aber blau gefärbt sind. Aus ihren Lösungen fällt Aetzkali rosenrothes Kobalthydroxid, $CoH_2O_2$, welches unter Ausschluss von Luft erhitzt in Wasser und braunes Monoxid zerfällt.

Kobaltchlorid, $CoCl_2$, erhält man durch Auflösen des Metalles oder Oxides in Salzsäure; die Lösung giebt beim Verdampfen rothe Krystalle von wasserhaltigem Salz, $CoCl_2 + 6H_2O$;

beim starken Erhitzen entsteht die wasserfreie Verbindung in blauen Krystallen.

Kobaltnitrat, $Co(NO_3)_2$, und Kobaltsulfat, $CoSO_4$, sind ebenfalls leicht in Wasser löslich; das letztere krystallisirt mit 7 Molecülen Wasser und ist dem Bittersalz isomorph. Versetzt man die Lösung eines Kobaltsalzes mit Schwefelammonium, so entsteht ein schwarzer Niederschlag von Kobaltsulfid, CoS, welches von verdünnter Salzsäure nicht zersetzt wird. Wird das Monoxid an der Luft geglüht, so nimmt es Sauerstoff auf und verwandelt sich in $Co_3O_4$, eine dem magnetischen Eisenoxid analoge Verbindung.

Kobaltsesquioxid erhält man als schwarzen, wasserhaltigen Niederschlag, wenn man die Lösung eines Kobaltsalzes mit einer Chlorkalklösung mischt; dasselbe ist nicht basisch; in Salzsäure löst es sich unter Chlorentwickelung zu Kobaltchlorid. Wird Kobaltoxid bei Luftzutritt mit Aetzkali erhitzt, so löst es sich darin mit dunkelblauer Farbe auf, indem sich die Kaliumverbindung einer Kobaltsäure bildet, deren Zusammensetzung noch zweifelhaft ist.

Kobaltverbindungen lassen sich leicht daran erkennen, dass sie in der kleinsten Menge mit Glas zusammengeschmolzen dasselbe tiefblau färben; dieselbe Färbung ertheilen sie einer Boraxperle, welche man durch Erhitzen von Boraxpulver auf Platindraht erhält.

## Nickel.

Atomgewicht 58,7 = Ni.

Das Nickel findet sich mit Arsen verbunden als Kupfernickel und mit Arsen und Schwefel im Nickelglanz und einigen anderen Mineralien und ist neben Kobalt ein steter Begleiter des Meteoreisens. Man erhält das Metall durch Reduction des Oxides mit Kohle und stellt es im Grossen dar zur Fabrikation von Neusilber, einer Legirung von Nickel, Zink und Kupfer. Das Nickel ist ein weisses, zähes, hämmerbares Metall; es hat das specifische Gewicht 8,8, schmilzt bei einer etwas niedrigeren Temperatur als Eisen und ist stark magnetisch. Die Oxide entsprechen denen des Kobalts.

Nickelmonoxid, $NiO$, wird durch Erhitzen von Nickelnitrat oder Carbonat erhalten, oder wenn man Nickelhydroxid, $NiH_2O_2$, ein apfelgrünes Pulver, welches durch Zusatz von Kalilauge zu der Lösung eines Nickelsalzes entsteht, unter Luftabschluss glüht.

Nickelsulfat, $NiSO_4 + 7H_2O$, bildet grüne, dem Kobaltsulfat isomorphe Krystalle und verbindet sich wie dieses und die Sulfate der Magnesiumgruppe mit den Sulfaten der Alkalimetalle zu schön krystallisirten Doppelsalzen, welche 6 Molecüle Krystallwasser enthalten.

Nickelsesquioxid, $Ni_2O_3$, und Nickelsulfid werden wie die entsprechenden Kobaltverbindungen erhalten, mit denen sie die grösste Aehnlichkeit haben, wie überhaupt die Verbindungen dieser zwei Metalle in ihrem chemischen Verhalten die grösste Uebereinstimmung zeigen. Die Nickelverbindungen unterscheiden sich von denen des Kobalts dadurch, dass sie die Boraxperle röthlich färben und dass die Nickelsalze im wasserfreien Zustande gelb und im wasserhaltigen grün gefärbt sind.

## Chrom.

Atomgewicht 56,5 = Cr.

Die Verbindungen dieses Metalles sind weder sehr allgemein verbreitet, noch kommen sie in grosser Menge vor; das wichtigste Erz ist der Chromeisenstein, $Cr_2FeO_4$, eine dem Magneteisenstein isomorphe Verbindung, welche sich in Amerika, Norwegen und den Shetlandinseln findet; seltener kommt das Rothbleierz, $PbCrO_4$, vor. Die Verbindungen des Chroms zeichnen sich alle durch schöne Färbung aus, und viele derselben finden deshalb als Farbmaterialien Anwendung (χρῶμα, Farbe). Das Metall erhält man durch Erhitzen von Chromchlorid mit Natrium als krystallinisches Pulver; es ist eine der schwer schmelzbarsten Substanzen und schmilzt selbst nicht bei einer Temperatur, bei welcher Platin schmilzt und verdampft. Mit Sauerstoff verbindet es sich in mehreren Verhältnissen. Die zwei niedersten Oxide, das Monoxid, $CrO$, und das Sesquioxid, $Cr_2O_3$, sind Basen, welche den Oxiden des Eisens entsprechen, und wie dieselben sich mit einander zu einer dem

magnetischen Eisenoxid analogen Verbindung, $Cr_3O_4 = CrO, Cr_2O_3$, vereinigen; das Chromtrioxid, $CrO_3$, löst sich in Wasser zu einer stark sauren Flüssigkeit auf.

### 1. Chromoverbindungen.

Diese den Ferroverbindungen sich anschliessenden Verbindungen sind wenig bekannt, da sie mit grosser Begierde Sauerstoff aufnehmen und sich in Chromidverbindungen verwandeln.

Chromochlorid, $CrCl_2$, erhält man durch Ueberleiten von Wasserstoff über erwärmtes Chromidchlorid; es ist ein weisses Salz, das sich in Wasser mit blauer Farbe löst; aus dieser Auflösung fällt Kalilauge braunes Chromhydroxid, $CrH_2O_2$; das Oxid CrO selbst ist noch nicht dargestellt.

### 2. Chromidverbindungen.

Aus der Lösung eines Chromidsalzes fällt Ammoniak grünes Chromidhydroxid, $Cr_2H_6O_6$, welches beim Erhitzen unter Abgabe von Wasser in Chromidoxid, $Cr_2O_3$, übergeht, ein grünes Pulver, welches zum Grünfärben von Glas und in der Porcellanmalerei Anwendung findet. Dasselbe ist im Smaragd enthalten und ertheilt diesem Edelstein seine schön grüne Farbe. Von sehr schöner Farbe erhält man es, wenn man Kaliumdichromat mit Bortrioxid gemischt glüht und die Masse mit Wasser auszieht, wobei ein schön grünes Pulver, $Cr_4H_6O_9$, zurückbleibt, welches unter dem Namen Guignetsgrün statt des giftigen Schweinfurtergrüns Verwendung findet.

Die Chromidsalze haben eine grüne Farbe, kommen aber auch in einer violetten Abänderung vor. Löst man Chromidhydroxid in Salzsäure, so erhält man eine dunkelgrüne Lösung, welche beim Verdampfen zu einer leicht in Wasser löslichen Masse von wasserhaltigem Chlorid, $Cr_2Cl_6$, eintrocknet. Leitet man Chlorgas über ein zum Glühen erhitztes Gemisch von Holzkohle und Chromsesquioxid, so erhält man ein Sublimat von Chromchlorid, welches prächtig glänzende violette Krystallblätter bildet, die sich in Wasser nur sehr langsam bei längerem Kochen lösen; aber leicht wenn die geringste Spur Chromochlorid gegenwärtig ist. Chromalaun, $\left.\begin{matrix}Cr_2\\K_2\end{matrix}\right\}4SO_4 + 24H_2O$, bildet dunkelviolette Krystalle; man erhält diese Verbindung, wenn

man in eine mit Schwefelsäure versetzte Lösung von Kaliumdichromat, $K_2Cr_2O_7$, Schwefeldioxid leitet:

$$K_2Cr_2O_7 + H_2SO_4 + 3SO_2 = \left.\begin{matrix}Cr_2\\K_2\end{matrix}\right\} 4SO_4 + H_2O.$$

### 3. Chromsäure.

Schmilzt man eine Chromidverbindung mit Salpeter und Kaliumcarbonat, so wird dieselbe oxidirt, und die gelbe Schmelze enthält Kaliumchromat, $K_2CrO_4$; auf diese Weise wird der Chromeisenstein verarbeitet, um andere Chromverbindungen daraus darzustellen. Das gelbe Kaliumchromat ist isomorph mit Kaliumsulfat und Manganat; setzt man zu einer Lösung derselben so viel Schwefelsäure, als nöthig ist, um die Hälfte des Kaliums aufzunehmen, so erhält man eine gelbrothe Lösung, aus der sich beim Verdampfen grosse gelbrothe Krystalle von Kaliumdichromat, $K_2Cr_2O_7$, absetzen; diese Verbindung wird fabrikmässig dargestellt und kommt im Handel unter dem Namen rothes chromsaures Kali vor; man benutzt dasselbe zur Darstellung der verschiedenen Chromfarben und anderer Chrompräparate; setzt man zu einer Auflösung dieses Salzes Chromtrioxid, so erhält man beim Verdampfen Krystalle von Chlortrichromat, $K_2Cr_3O_{10}$. Die Constitution dieser Verbindungen wird durch folgende Formeln deutlicher:

$$\text{Kaliumchromat } \left.\begin{matrix}CrO_2\\K_2\end{matrix}\right\} O_2 \quad \text{Kaliumdichromat } \left.\begin{matrix}CrO_2\\CrO_2\\K_2\end{matrix}\right\} O_3$$

$$\text{Kaliumtrichromat } \left.\begin{matrix}CrO_2\\CrO_2\\CrO_2\\K_2\end{matrix}\right\} O_4.$$

Versetzt man eine concentrirte Lösung von Kaliumchromat mit einem Ueberschuss von Schwefelsäure, so scheidet sich Chromtrioxid, $CrO_3$, in rubinrothen Nadeln aus; Chromtrioxid ist sehr löslich in Wasser und zerfliesst an der Luft; die Lösung hat eine stark saure Reaction und enthält Chromsäure, $H_2CrO_4$, welche nur in wässeriger Lösung bekannt ist. Beim Verdampfen entweicht das Wasser und Chromtrioxid bleibt zurück. Leicht oxidirbare Körper reduciren diese Verbindung ausserordentlich leicht zu Chromsesquioxid. Tropft man Weingeist auf einige Krystalle von Chromtrioxid, so tritt Entzündung ein, und es entsteht schön grünes Sesquioxid. Kocht man

eine Lösung von Chromtrioxid oder Kaliumdichromat mit Salzsäure, so entsteht unter Chlorentwickelung Chromchlorid:

$$2\,CrO_3 + 12\,HCl = Cr_2Cl_6 + 6\,H_2O + 3\,Cl_2.$$

Wird Chromtrioxid mit Schwefelsäure erhitzt, so entweicht Sauerstoff:

$$2\,CrO_3 + 3\,H_2SO_4 = Cr_2(SO_4)_3 + 3\,O.$$

Setzt man zu der Lösung eines Chromates eine Lösung eines Bleisalzes, so entsteht ein schön gelber Niederschlag von Bleichromat, $PbCrO_4$, welches unter dem Namen Chromgelb als Farbe bekannt ist. Silbersalze werden von den Chromaten dunkelroth gefällt, durch Bildung von unlöslichem Silberchromat, $Ag_2CrO_4$; Bariumsalze erzeugen damit eine blassgelbe Fällung, aus Bariumchromat, $BaCrO_4$, bestehend.

Chromoxychlorid, $CrO_2Cl_2$. Diese dem Sulfurylchlorid analoge Verbindung erhält man durch Destillation von Kaliumdichromat mit Kochsalz und Schwefelsäure als eine dunkelblutrothe, rauchende Flüssigkeit, welche das specifische Gewicht 1,7 und die Dampfdichte 77,7 (H = 1) hat und bei 121° siedet. Von Wasser wird dieselbe in Chlorwasserstoff und Chromtrioxid zersetzt. Löst man Kaliumdichromat in warmer Salzsäure auf, so scheiden sich beim Erkalten grosse, blätterige, rothgelbe Krystalle von Kaliumchlorchromat, $KClCrO_3$, aus. Diese Verbindung steht in der Mitte zwischen Kaliumchromat und Chromoxichlorid:

$$CrO_2\begin{cases}Cl\\Cl\end{cases} \qquad CrO_2\begin{cases}OK\\Cl\end{cases} \qquad CrO_2\begin{cases}OK\\OK\end{cases}$$

Chromoxichlorid Kaliumchlorchromat Kaliumchromat

Eine verdünnte Lösung von Chromtrioxid wird von Wasserstoffdioxid prachtvoll blau gefärbt; die Lösung enthält wahrscheinlich eine der Permangansäure analoge Verbindung, die Perchromsäure. Diese Lösung ist sehr unbeständig und zersetzt sich nach kurzer Zeit unter Sauerstoffentwickelung.

Die Chromverbindungen lassen sich sehr leicht daran erkennen, dass sie mit Salpeter und Pottasche geschmolzen eine gelbe Salzmasse geben, deren Lösung durch Bleisalze gelb und durch Silbersalze roth gefällt wird; die gelbe Farbe der Flüssigkeit wird durch reducirende Verbindungen in eine grüne verwandelt. Chromidoxid färbt die Boraxperle smaragdgrün.