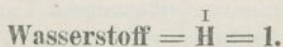
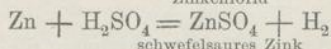
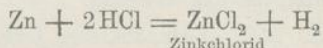


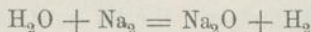
Anorganische Chemie.



Vorkommen: frei in sehr geringer Menge in vulkanischen Gasen, in den Darmblasen verschiedener Thiere; in großer Menge im Leuchtgas. Dargestellt durch Einwirkung von Chlorwasserstoffsäure oder Schwefelsäure auf Zink:



oder durch Zersetzung des Wassers mittelst Kalium oder Natrium:

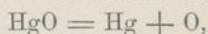


oder durch Elektrolyse des Wassers.

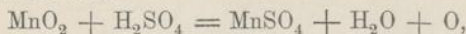
Der Wasserstoff ist ein farb-, geruch- und geschmackloses Gas, verbrennt mit kaum leuchtender Flamme unter großer Temperaturerhöhung zu Wasser. (Unter Verbrennung im engeren Sinne versteht man die Vereinigung eines Körpers mit Sauerstoff unter gleichzeitiger Licht- und Wärmeentwicklung; unter Verbrennung im weiteren Sinne überhaupt die Vereinigung der Körper mit Sauerstoff [Oxydation.]) Ein Gemenge von Wasserstoff mit atmosphärischer Luft oder Sauerstoff heißt Knallgas, da es entzündet, heftig explodirt. 1 Liter H wiegt 0.0896 gr (bei 0° und 760 mm Quecksilberdruck). Große Verwandtschaft zum Sauerstoff; entzieht fast allen Metalloxyden in der Glühhitze den Sauerstoff (Reduktion).

II
Sauerstoff = $\overset{\text{II}}{\text{O}} = 16$.

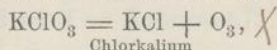
23 % der atmosphärischen Luft bestehen aus O; ebenso $\frac{8}{9}$ des Wassers. Fast alle Mineralien enthalten mehr oder weniger O. Dargestellt aus Quecksilberoxyd (HgO) und den Oxyden der edlen Metalle durch Erhitzen:



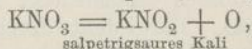
oder durch Erhitzen von Mangansuperoxyd (Braunstein) mit Schwefelsäure:



oder durch Erhitzen von chlorsaurem Kali, KClO_3 :



oder durch Erhitzen von Salpeter, KNO_3 :



oder durch Elektrolyse des Wassers.

Farb-, geruch- und geschmackloses Gas, brennt nicht, aber unterhält die Verbrennung.

In reinem Sauerstoffgas verbrennen die Körper unter bedeutend höherer Temperatur- und Lichtentwicklung als an der Luft, deren Stickstoffgehalt die Verbrennungserscheinungen abschwächt. Hierbei entstehen Oxyde.

Kohle verbrennt zu Kohlensäure (CO_2)

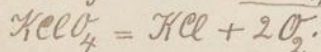
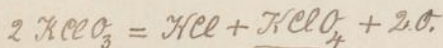
Schwefel „ „ schwefliger Säure (SO_2)

Eisen „ „ Eisenoxyd (Fe_2O_3).

Von den Bestandteilen der Luft ist der O das einzige zur Athmung dienende Gas; er führt das venöse Blut in der Lunge in arterielles über.

Das **Ozon** ist modifizirter, verdichteter Sauerstoff, O_3 . Entsteht beim Durchfahren des Blitzes durch die Luft (fälschlich Schwefelgeruch), beim Verdunsten grosser Wassermassen (Gradirwerke), bei der Oxydation von Phosphor in Gegenwart von Wasser. Das Ozon oder der active Sauerstoff zeigt starken, eigentümlichen Geruch, oxydirt äusserst energisch, bleicht Pflanzenfarben und zerstört Miasmen (Fäulnisproducte).

X Im Reactionsverlaufe in 2 Phasen



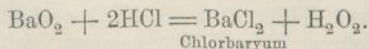
Wasser, H_2O .

2 Vol. H und 1 Vol. O vereinigen sich zu 2 Vol. H_2O . Das Gemisch beider Gase vereinigt sich durch brennende Körper oder den elektrischen Funken unter Explosion (Knallgas).

Wasser wird durch den elektrischen Strom zersetzt, es bilden sich fast genau 2 Raumteile H auf 1 Raumteil O (vergl. Physik). Das Wasser beschreibt in der Natur einen steten Kreislauf; in die Erde eindringend bildet es Quellen, die sich zu Bächen, Flüssen, Seen vereinigen. Durch Verdunstung gelangt es in höhere Regionen, bildet die Wolken, die als Regen wieder zur Erde gehen. Das natürlich vorkommende Wasser ist nie chemisch rein; es enthält gelöste mineralische (auch organische) Substanzen, wie Natron, Magnesia und Kalk, gebunden an Kohlen-, Schwefel- und Chlorwasserstoffsäure. Regenwasser ist fast rein.

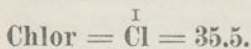
Mineralwasser (Salzwasser, Bitterwasser, alkalische Wasser, Säuerlinge etc.) sind solche, die Mineralsalze, d. s. natürlich vorkommende anorganische Salze gelöst enthalten. Mineralwasser mit heilkräftiger Wirkung sind Heilwasser; sie enthalten ausser oben erwähnten Stoffen noch Eisen (Stahlwasser), Lithion, Jod, Brom, Schwefelwasserstoff. Thermen sind Quellwasser aus größeren Tiefen von höherer Temperatur (Thermalwasser). Das Wasser enthält stets etwas Luft und Kohlensäure gelöst, die beim Kochen und Auspumpen entweichen. Chemisch reines Wasser erhält man durch Destillation, wobei die den Kesselstein bildenden Mineralsalze zurückbleiben. Frisch destillirtes Wasser besitzt faden Geschmack, riecht eigentümlich und reagirt neutral. Der Siedepunkt ist abhängig vom Luftdruck. (Vergl. Physik.)

Wasserstoffsuperoxyd (Wasserstoffdioxyd) H_2O_2 . Wirkt Baryumdioxyd, BaO_2 , auf kalte, verdünnte Chlorwasserstoffsäure, HCl , ein, so entsteht H_2O_2 :



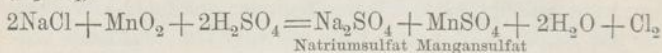
Wirkt stark oxydirend, bleicht, zersetzt sich leicht in H_2O und O, macht aus Jodkalium (KJ) Jod frei. Gleichzeitig

zeigt es reducirende Wirkung, indem es z. B. Silberoxyd in Silber verwandelt.



In der Natur in Form von Chlormetallen (Chloriden), hauptsächlich als Steinsalz = Chlornatrium (NaCl). Im Meerwasser sind zahlreiche Chloride enthalten.

Dargestellt 1. aus Kochsalz (NaCl) durch Digeriren mit Mangansuperoxyd (MnO_2) und Schwefelsäure (H_2SO_4):



2. aus MnO_2 und Chlorwasserstoffsäure (HCl):



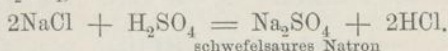
Gelblich grünes, giftiges Gas, von durchdringendem Geruch und Geschmack, greift die Geruchsorgane stark an und reizt zu Thränen. Löslich in kaltem Wasser, weshalb es über warmem Wasser aufgefangen wird, oder, da es schwerer als Luft ist, direkt in die betreffenden Gefäße eingeleitet wird. Die wässerige Lösung des Chlors, das Chlorwasser, besitzt grünliche Farbe und dieselben Eigenschaften wie das Gas, zersetzt sich im Licht unter Bildung von Salzsäure und Oxyssäuren des Chlors, weshalb es in dunklen Flaschen aufbewahrt wird. Gegen oxydable (mit O sich leicht vereinigende) Körper verhält sich Cl wie O; es entstehen unter Licht- und Wärmeentwicklung Chlormetalle. In Folge seiner großen Verwandtschaft zum H zersetzt das Cl viele wasserstoffhaltige, organische Substanzen, worauf seine zerstörende Wirkung auf organische Farbstoffe und Miasmen, d. h. seine bleichende und desinfizierende Kraft beruht.

Als Bleich- und Desinfektionsmittel in Form von Chlorkalk (vergl. S. 21) angewandt. Cl wird in seinen Verbindungen durch Silbernitrat (AgNO_3) nachgewiesen.

Gleiche Volume Cl und H vereinigen sich im Sonnenlicht durch brennende Körper oder den elektrischen Funken unter Explosion zu

Chlorwasserstoff (HCl). Freier Chlorwasserstoff findet sich in geringen Mengen in vulkanischen Gasen und im Magensaft der Säugethiere.

Dargestellt aus Kochsalz (NaCl) und Schwefelsäure (H₂SO₄):



Farbloses, stechend riechendes, sauer schmeckendes Gas. Der elektrische Strom zersetzt HCl in Cl und H.

1 Vol. Wasser löst bei 0° circa 500 Vol. HCl.

Die Lösung enthält 45 % HCl und hat das spez. Gew. 1.2. Die Lösung des HCl in H₂O ist als Chlorwasserstoffsäure oder **Salzsäure** bekannt. Sie entsteht als Nebenprodukt bei der Sodafabrikation und ist Lösungsmittel für viele Metalle und Metallverbindungen. In reinem Zustand als Arzneimittel häufig angewandt.

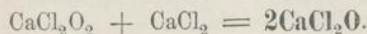
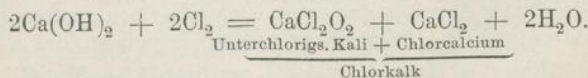
Sauerstoff und Cl verbinden sich nur sehr schwer miteinander; die entstehenden Chloroxyde sind äußerst unbeständig und zersetzen sich unter Explosionserscheinungen. Man kennt 3 Oxyde:

Cl₂O, das Unterchlorigsäureanhydrid *ist flüchtig*
 Cl₂O₃, „ Chlorigsäureanhydrid *ist flüchtig*
 ClO₂, „ Chlordioxyd *ist flüchtig*

Wasserstoff, Sauerstoff und Chlor bilden die Chlorsäuren, deren wir 4 kennen:

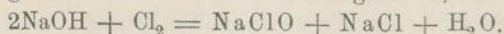
HClO, Unterchlorige Säure (Cl₂O + H₂O)
 HClO₂, Chlorige Säure (Cl₂O₃ + H₂O)
 HClO₃, Chlorsäure
 HClO₄, Ueberchlorsäure.

Die hauptsächlichste Verbindung der unterchlorigen Säure ist der **Chlorkalk**. Er entsteht, wenn Chlor in Kalkmilch (vergl. Calcium) eingeleitet wird:



+ Kaliumperchlorat *ist flüchtig*

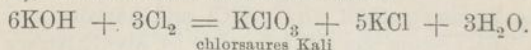
Wird in eine kalte, verdünnte Lösung von Alkali Chlor eingeleitet, so entsteht eine Flüssigkeit von bleichender Wirkung. Hat man z. B. Aetznatron angewandt, so entsteht:



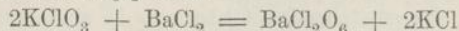
Eine solche Flüssigkeit ist das Eau de Javelle.

Chlorsäure, HClO_3 .

Leitet man Chlor in die konzentrierte warme Lösung starker Basen (die Hydroxyde von Kalium, Natrium, Baryum, Calcium), so entstehen chlorsaure Salze:



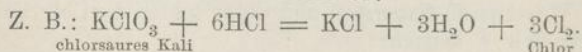
Das schwerer lösliche KClO_3 scheidet sich beim Abdampfen und Erkalten zuerst aus und wird so von dem leichter löslichen und deshalb schwerer krystallisirbaren Chlorkalium getrennt. Führt man KClO_3 durch Chlorbaryum in $\text{Ba}(\text{ClO}_3)_2$ über:



und zersetzt die Lösung mit Schwefelsäure, so scheidet sich schwefelsaurer Baryt aus und HClO_3 wird frei:

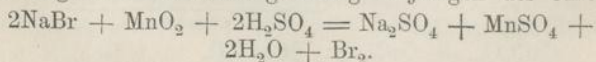


Die Oxy Säuren des Chlors und ihre Salze entwickeln mit Chlorwasserstoffsäure versetzt Cl :



I Brom = Br = 80.

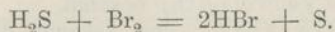
Die Bromverbindungen finden sich in der Natur neben den Chlorverbindungen in kleinen Mengen. Bromnatrium findet sich im Meerwasser und in manchen Salzsoolen, in dem Mineralwasser von Kreuznach, Kissingen, Homburg u. a., in vielen Seethieren und Seepflanzen. Gewonnen aus der Mutterlauge des Meerwassers. Die Mutterlauge der Stäfsfurter Abraumsalze zeigt ebenfalls einen großen Bromnatriumgehalt. Darstellung analog derjenigen des Chlors:



Schwere rotbraune Flüssigkeit, von außerordentlich starkem erstickendem, zu Thränen reizendem Geruch; giftig. Die Lösung in H_2O ist rot. Bromwasser in der Medizin vielfach angewandt. Nachgewiesen in seinen Verbindungen durch $AgNO_3$.

Bromwasserstoff (HBr) entsteht wie Chlorwasserstoff direkt aus den Bestandteilen oder durch Zersetzung von Bromphosphor (PBr_3) mittelst Wasser:

$PBr_3 + 3H_2O = 3HBr + H_3PO_3$ (vergl. Phosphor),
oder durch Zersetzung des Schwefelwasserstoffs (H_2S) durch Br :

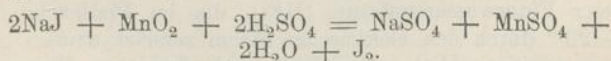


Farbloses, dem Chlorwasserstoff sehr ähnliches Gas, in Wasser zu Bromwasserstoffsäure löslich.

Von den Oxysäuren des Br ist die Bromsäure ($HBrO_3$) die bekannteste.

Jod = $\overset{I}{J}$ = 127.

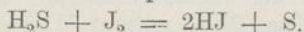
Kommt wie Cl und Br vor. Jodnatrium (NaJ) besonders in den Seepflanzen, im Seetang, Badeschwamm, im flüssigen Fett des Kabliau, im Leberthran. Jod vielfach aus Tang gewonnen; die Tangkohle wird mit Wasser ausgelaugt, die Lösung eingedampft und aus ihrer Mutterlauge das J dargestellt:



Bläulich schwarze, metallglänzende Blättchen von charakteristischem Geruch, bei 107° schmelzbar. Jodgas zeigt eine prachtvoll violette Farbe. In Wasser wenig löslich, dagegen leicht in einer Lösung von Jodkalium mit brauner Farbe; in Alkohol mit braunroter Farbe (Jodtinctur), in Schwefelkohlenstoff und Chloroform rotviolett. Die geringsten Mengen freien Jods lassen sich mittelst Stärkekleister (Auflösung von Stärke in siedendem Wasser) durch eintretende Blaufärbung nachweisen. Umgekehrt wird Stärke durch Jod nach-

gewiesen. Die Jodverbindungen werden durch AgNO_3 nachgewiesen.

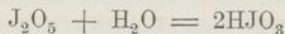
Jodwasserstoff (HJ) entsteht nicht durch direkte Vereinigung von J und H, sondern durch Erhitzen von Jodphosphor und Wasser, analog dem HBr. Eine Jodwasserstoffsäurelösung wird erhalten durch Einleitung von H_2S in Wasser, das Jod suspendirt enthält:



Farbloses Gas, ähnlich dem Brom und dem Chlorwasserstoff.

Von den Oxyden des Jodes ist das Pentoxyd oder Jodsäureanhydrid (J_2O_5) bekannt.

Von den Oxyssäuren sind bekannt die Jodsäure (HJO_3):



und die Ueberjodsäure (HJO_4).

Die Jodsäure und ihre Salze bilden sich analog wie die Chlorsäure und ihre Salze. Brom- und Jodsäure, sowie ihre Salze, entwickeln mit HCl Br, resp. J.

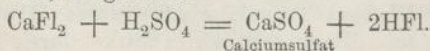
Fluor = ^IFl = 19.

Im Flufsspath (CaCl_2 = Fluorcalcium) und im Kryolith (6NaFl , Al_2Fl_6 = Natrium — Aluminiumfluorid). Wenig in dem Schmelz der Zähne und in den Knochen.

1886 zuerst dargestellt von Moissan aus reiner, wasserfreier Fluorwasserstoffsäure (HFl), die im Platinrohr bei -23° durch den elektrischen Strom zersetzt wurde. An dem positiven Pol entwickelte sich farbloses Fluorgas. Silicium verbrennt darin zu Fluorsilicium. Alkohol, Petroleum u. a. entzünden sich damit berührt sofort. Wasser wird unter Bildung von HFl und Ozon zersetzt.

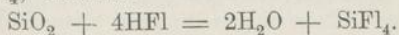
Das Fl ist das einzige Element, von dem keine Sauerstoffverbindungen bekannt sind.

Fluorwasserstoff (HFl) aus Flufsspath und Schwefelsäure, die in einem Platin- oder Bleigefäß erhitzt werden, dargestellt:



Die Dämpfe werden in Wasser geleitet, wodurch eine Lösung von Fluorwasserstoffsäure oder **Fluor-säure** entsteht.

Die Flußsäuredämpfe zerstören organische Stoffe, rufen — auf die Haut gebracht — schwer heilende Eiterungen hervor. Die HFl greift Glas und Porzellan an, indem sie Kieselsäure (SiO_2) herauslöst, wobei flüchtiges Siliciumfluorid (SiFl_4) entsteht:



Deshalb in Blei- oder Guttaperchaflaschen aufbewahrt.

Die Halogene.

	Fluor = Fl	Chlor = Cl	Brom = Br	Jod = J
At. Gewicht:	19	35.5	80	127
1 Molekül:	$\text{Fl}_2 = 38$	$\text{Cl}_2 = 71$	$\text{Br}_2 = 160$	$\text{J}_2 = 254$
Aggregatzustand:	farbloses Gas	gelbgrünes Gas	flüssig	fest
Verbindung mit H:	HFl	HCl	HBr	HJ
Oxyde:	—	Cl_2O	—	—
	—	Cl_2O_3	—	—
	—	ClO_2	—	—
	—	—	—	J_2O_5
Oxysäuren:	—	HClO	HBrO	—
	—	HClO ₂	—	—
	—	HClO ₃	HBrO ₃	HJO ₃
	—	HClO ₄	HBrO ₄	HJO ₄

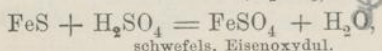
Schwefel = $\overset{\text{II}}{\text{S}} = 32$.

Gediegen in Sicilien; als H_2S , Schwefelwasserstoff in Schwefelquellen; gebunden an Metalle als Kiese, Glanze und Blenden (Eisenkies, Bleiglanz,

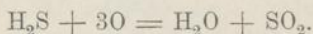
Zinkblende); in schwefelsauren Salzen, wie Gips (CaSO_4), Schwerspath (BaSO_4), Bittersalz (MgSO_4). Fest, gelb, spröde, leitet die Elektrizität nicht, schmilzt bei $113-115^\circ$ dünnflüssig, zwischen $200-250^\circ$ dickflüssig, wird dann wieder dünnflüssig und siedet bei 450° . Abgekühlt erstarrt er bei 111° . Verbrennt mit bläulicher Flamme zu SO_2 , schwefliger Säure. Löslich in Schwefelkohlenstoff, Chloroform, flüssigen Kohlenwasserstoffen. S ist ein Beispiel 3facher Allotropie, er kommt rhombisch, monoklin und amorph vor. Verwendet zur Fabrikation des alten Schiesspulvers und der Schwefelsäure.

Schwefelwasserstoff (H_2S) kommt an manchen Orten mit Wasserdämpfen aus der Erde; in den heißen Quellen von Aachen, Baden u. a. Entsteht bei Fäulnis und Destillation schwefelhaltiger organischer Substanzen, z. B. der Eiweißstoffe.

Dargestellt aus Schwefeleisen (FeS) mittelst Salzsäure oder Schwefelsäure (H_2SO_4):



farbloses, nach faulen Eiern riechendes, giftiges Gas, verbrennt mit bläulicher Flamme zu Wasser und schwefliger Säure:

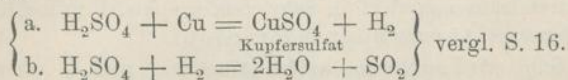


1 Vol. H_2O absorbiert bei 0° 4. 37 Vol. H_2S . Eine Lösung des H_2S in H_2O führt den Namen Schwefelwasserstoffwasser; es reagiert schwach sauer und zersetzt sich bei längerem Stehen unter Abscheidung von S. Der H_2S ist das wichtigste Reagens, wegen seines charakteristischen Verhaltens gegen Metallsalzlösungen. Aus saurer Lösung werden z. B. durch H_2S gefällt: Arsen, Antimon, Zinn, — aus saurer oder alkalischer Lösung: Silber, Quecksilber, Kupfer, Blei, Cadmium, Wismuth, — aus alkalischer Lösung: Zink, Mangan, Eisen, Nickel, Kobalt.

Durch Einleiten von H_2S in Lösungen von Kali — oder Natronhydrat (KOH , resp. NaOH) entstehen KSH, resp. NaSH , Kaliumsulfhydrat und Natriumsulfhydrat; es sind dies

Basen, deren O durch S ersetzt ist, also Sulfobasen. Durch Einleiten in Ammoniak, NH_4OH , entsteht Ammoniumhydrosulfür, Schwefelammon, wichtiges Reagens, löst die Schwefelverbindungen des Arsens, Antimons und Zinns, wobei Sulfosalze entstehen.

Schweflige Säure (SO_2). Entsteht beim Verbrennen des Schwefels oder beim Rösten der Schwefelmetalle. Dargestellt durch Erhitzen von Kupfer mit Schwefelsäure:

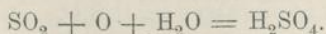


Farbloses, eigentümlich stechend riechendes Gas, in dem brennende Körper erlöschen; 1 Vol. H_2O löst bei 0° 70 Vol. SO_2 . Eine solche wässrige Lösung bildet mit einer Basis, **schwefligsaure Salze, Sulfite**, z. B. K_2SO_3 , schwefligsaures Kali oder Kaliumsulfit. Die dieser Formel entsprechende schweflige Säure H_2SO_3 ist jedoch frei nicht bekannt, sondern nur in wässriger Lösung; sie ist 2 basisch, bildet saure und neutrale Salze.

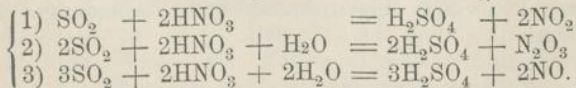
SO_2 bleicht organische Stoffe bei Gegenwart von Wasser; ist ein starkes Reduktionsmittel, entfärbt Chamäleonlösung (vergl. Mangan).

Schwefelsäure (H_2SO_4).

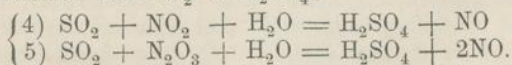
Die schweflige Säure geht durch Oxydation in H_2SO_4 über:



H_2SO_4 in den Fabriken aus SO_2 dargestellt, die durch Rösten der Schwefelmetalle erhalten wird. Die Oxydation geschieht durch Salpetersäure (HNO_3):



Die hierbei entstehenden Stickstoffoxyde verwandeln einen weiteren Teil SO_2 in H_2SO_4 :



H_2SO_4 ist eine farblose, ölige, starksaure und ätzende Flüssigkeit vom spez. Gew. 1.84, siedet bei 338° unter Entwicklung weißer Dämpfe, die SO_3 , das Anhydrid sind, (sie dissociirt also bei dieser Temperatur in SO_3 und H_2O). Zieht begierig Wasser an, erwärmt sich stark beim Verdünnen mit Wasser unter Volumverminderung, wobei Hydrate der H_2SO_4 entstehen, z. B. $\text{H}_2\text{SO}_4 \cdot \text{H}_2\text{O}$. Verdunstet nicht, läßt sich auf dem Wasserbade nicht abdampfen. Eine Lösung von SO_3 , Schwefeltrioxyd oder Schwefelsäureanhydrid in Schwefelsäure heißt rauchende Schwefelsäure oder Vitrioloel.

SO_3 wird erhalten, indem man SO_2 und O über erhitzten Platinschwamm leitet. Weiße, seidenglänzende Krystalle. Die Schwefelsäure wird frei und in ihren Verbindungen durch Chlorbaryum (BaCl_2) nachgewiesen, wodurch unlöslicher schwefelsaurer Baryt (BaSO_4) entsteht. H_2SO_4 angewandt zur Sodafabrikation, zur Darstellung chemischer und pharmazeutischer Präparate.

Außerdem sind Säuren des S bekannt, die in 1 Mol. mehr als 1 Atom S enthalten, die Polythionsäuren (meist in in ihren Salzen bekannt).

1. Kocht man schwefligsaures Natron mit S, so entsteht unterschwefligsaures Natron ($\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$.)
2. Unterschwefelsäure oder Dithionsäure = $\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_6$.
3. Trithionsäure = $\text{H}_2\text{S}_3\text{O}_6$.
4. Tetrathionsäure = $\text{H}_2\text{S}_4\text{O}_6$.
5. Pentathionsäure = $\text{H}_2\text{S}_5\text{O}_6$.

Chlor verbindet sich direkt mit S. Man kennt S_2Cl_2 , S_2Cl_4 , S_2Cl_8 u. a. Selen (Se) und Tellur (Te) sind dem Schwefel in ihren Eigenschaften und Verbindungen sehr ähnlich:

Schwefelgruppe:	Schwefel = S	Selen = Se	Tellur = Te
Atomgewicht:	32	79	207
1 Molekül:	$S_2 = 64$	$Se_2 = 158$	$Te = 414$
Aussehen:	gelb	rötlichschwarz	silberweiß
Verbind. mit H:	H_2S	H_2Se	H_2Te
Verbind. mit O:	SO_2	SeO_2	TeO_2
	$\left[\begin{array}{c} H_2SO_3 \\ \text{schweflige} \\ \text{Säure} \end{array} \right]$	H_2SeO_3 selenige Säure	H_2TeO_3 tellurige Säure
	SO_3	$[SeO_3]$	TeO_3
	H_2SO_4 Schwefelsäure	H_2SeO_4 Selensäure	H_2TeO_4 Tellursäure

III Stickstoff = N = 14.

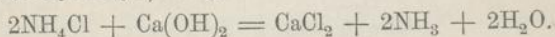
77 Gewichtsprocente der Luft bestehen aus Stickstoff. Die Luft ist ein Gemenge von N und O mit geringen Mengen Kohlensäure, Ammoniak und Wasserdampf, von Verbrennung, Athmung, Fäulnis und Verdunstung herührend. Die Kohlensäurebildung geht auf Kosten des Sauerstoffgehaltes der Luft vor sich; je mehr Kohlensäure und organische Bestandteile die Luft enthält, desto schlechter ist sie. Die Pflanzen nehmen die Kohlensäure auf und scheiden Sauerstoff wieder ab. N außerdem reichlich im Thier- und Pflanzenreich.

Wird der Luft der Sauerstoff durch Phosphor oder glühendes Kupfer entzogen, so bleibt Stickstoff zurück. Zu diesem Zweck sperrt man eine mit Luft gefüllte Glasglocke durch Wasser ab. Ein in dieselbe gebrachtes und entzündetes Stückchen Phosphor brennt so lange, bis aller Sauerstoff zu seiner Oxydation verbraucht ist. Das Wasser steigt in der Glocke um das Volum des verbrauchten O in die Höhe; oder man leitet Luft über glühendes Kupfer, wobei sich Kupferoxyd (CuO) bildet und N allein über-

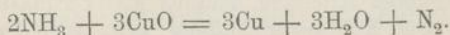
geht: $N + O + Cu = CuO + N$. In größeren Mengen wird N aus salpetrigsaurem Ammon (NH_4NO_2) dargestellt. Farb-, geruch-, geschmackloses, nicht brennbares, weder Verbrennung noch Athmung unterhaltendes Gas (brennende Körper erlöschen, lebende Wesen ersticken darin). Zeigt nur geringe Verwandtschaft zu anderen Körpern (ist äußerst indifferent).

Ammoniak (NH_3). Entsteht bei der Fäulnis und trockenen Destillation stickstoffhaltiger organischer Körper. Salpetersaures Ammon ist wichtiger Bestandteil des Guano. Im Großen aus dem Ammoniakwasser der Gasfabriken durch Behandlung mit gelöschtem Kalk gewonnen.

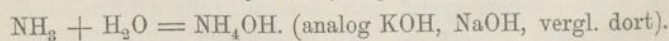
Im Kleinen wird es durch Erhitzen eines Gemenges von Chlorammon (Salmiak) mit gelöschtem Kalk (Calciumhydroxyd) dargestellt:



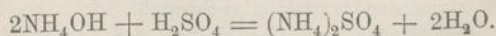
Farbloses Gas von stark stechendem, zu Thränen reizendem Geruch, in wässriger Lösung laugenartig ätzendem Geschmack; brennt nicht und unterhält die Verbrennung nicht. Mit saueren Dämpfen bildet es dichte Nebel. Leitet man NH_3 über glühendes CuO , so wird N frei:



1 Vol. H_2O löst bei 0° 1150 Vol. NH_3 . Die wässrige Lösung führt den Namen **Salmiakgeist** und zeigt dieselben Eigenschaften wie das Gas. Dient medizinischen und technischen Zwecken in den verschiedensten Formen. Reagirt alkalisch und neutralisirt Säuren, weshalb man annimmt, daß sich durch die Lösung in Wasser eine Basis, das Ammoniumhydroxyd gebildet hat:

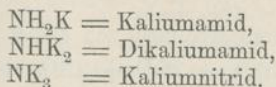


Mit Säuren bildet NH_4OH Salze, z. B.



Die Atomgruppe NH_4 , das **Ammonium**, verhält sich also wie ein einwerthiges Element, z. B. K oder Na.

Der H des Ammoniak kann successive durch Metall vertreten werden: z. B.



Cl und J gehen mit Stickstoff sehr gefährliche, explosive Verbindungen ein:

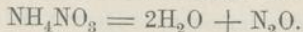
Chlorstickstoff = NCl_3 , schwere ölige Flüssigkeit und
Jodstickstoff = NJ_3 , braunschwarze Masse.

Mit O bildet N 5 Verbindungen:

N_2O Stickstoffoxydul (Lachgas); HNO untersalpetrige
 $\text{N}_2\text{O}_2(\text{NO})$ Stickoxyd. [Säure.
 N_2O_3 Salpetrigsäure-Anhydrid; HNO_2 salpetrige Säure.
 $\text{N}_2\text{O}_4(\text{NO}_2)$ Stickstoffdioxyd.
 N_2O_5 Salpetersäure-Anhydrid; HNO_3 Salpetersäure.

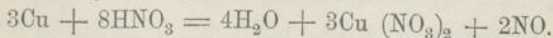
Stickstoffoxydul (N_2O).

Entsteht beim Erhitzen von salpetersaurem Ammon:



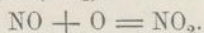
Farbloses, eigentümlich süßlich riechendes und schmeckendes Gas; unterhält die Verbrennung ähnlich wie Sauerstoff. Eingeathmet wirkt es betäubend, weshalb es zur Narkose bei Zahnoperationen oft benutzt wird. Löst man es rasch mit CS_2 , Schwefelkohlenstoff, verdunsten, so erhält man eine Temperatur von -140° , wodurch es gelang. H, O und N mit entsprechendem Druck zu verflüssigen. In den Handel wird es flüssig in starken, eisernen Röhren gebracht.

Stickoxyd (NO).

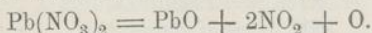


Farbloses Gas, bildet mit Luft und Sauerstoff rote Dämpfe, da es hierbei oxydirt wird und in NO_2 übergeht.

Von Eisenoxydulsalzen unter Braunfärbung absorbirt, durch Erhitzen wieder daraus ausgetrieben. Schwach brennende Körper erlöschen darin.

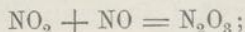
Stickstoffdioxyd (NO_2).

Dargestellt durch Erhitzen von salpetersaurem Blei:

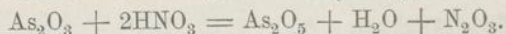


Rotbraunes Gas, das sich zu einer roten Flüssigkeit condensiren läßt.

Salpetrige Säure (Anhydrid) (N_2O_3), entsteht, wenn NO durch erwärmtes flüssiges NO_2 geleitet und das Dampfgemenge durch erhitzte Röhren in abgekühlte Vorlagen geführt wird:

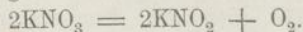


oder durch Einwirkung von arseniger Säure (As_2O_3) oder Stärkemehl auf conc. Salpetersäure (HNO_3):



Das Anhydrid ist bei -10° eine tiefblaue Flüssigkeit, die sich wieder in NO_2 und NO zersetzt. Das Gas N_2O_3 ist gelb, von stechendem Geruch; seine Lösung in Wasser enthält das unbekannte Hydrat HNO_2 , dessen Salze bekannt sind und salpetrigsaure Salze oder Nitrite heißen, z. B. KNO_2 (Kaliumnitrit).

Die salpetersauren Salze, die **Nitrate**, gehen bei längerem Schmelzen unter O -Abgabe in die salpetrigsauren Salze oder **Nitrite** über:

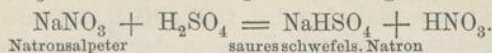


Nitrite in geringer Menge im Speichel.

Salpetersäureanhydrid (N_2O_5) krystallisirt in der Kälte und zersetzt sich leicht unter Explosion; wird aus HNO_3 mit P_2O_5 (Phosphorsäureanhydrid) erhalten.

Salpetersäure (HNO_3) bildet sich beim Durchschlagen des elektrischen Funkens durch ein Gemenge von N und O , so z. B. des Blitzes durch die Luft; bei der Verwesung organischer Körper bei Gegenwart von Luft und Wasser. Gewöhnlich ist noch Ammoniak, Kali, Natron oder Kalk zugegen — es entstehen dann die betreffenden salpetersauren Salze, **Salpeter**.

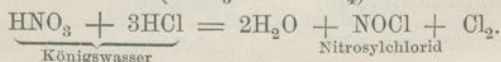
HNO_3 wird aus Salpeter dargestellt:



Farblose, stechend riechende, stark saure Flüssigkeit, die organische Stoffe energisch zerstört. Das kräftigste Oxydationsmittel; führt unter O-Abgabe S in H_2SO_4 , P in H_3PO_4 (vergl. S. 36) über. Lösungsmittel für viele Metalle; es entsteht hierbei nicht, wie anzunehmen ist, freier H. Der H wirkt im status nascens reducierend auf HNO_3 , so daß alle Stickstoffoxyde, ja sogar N und NH_3 entstehen können. HNO_3 entfärbt Indigo, löst Silber, aber Gold nicht, daher Scheidewasser genannt. Wird nachgewiesen durch Diphenylamin. HNO_3 ist eine einbasische Säure und bildet Salze von der Formel:

1. $\overset{\text{I}}{\text{RNO}_3}$; z. B. KNO_3
2. $\overset{\text{II}}{\text{R}(\text{NO}_3)_2}$; z. B. $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$
3. $\overset{\text{III}}{\text{R}_2(\text{NO}_3)_6}$; z. B. $\text{Fe}_2(\text{NO}_3)_6$.

Ein Gemisch von HNO_3 und HCl ist das Königswasser. Wird dasselbe erhitzt, so entwickelt sich Cl , welches sonst unlösliche Metalle (Gold (Au) oder Platin (Pt)) in lösliche Chloride (AuCl_3 und PtCl_4) überführt:

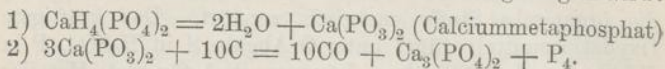


III u. V Phosphor = P = 31.

Kommt nicht frei vor, dagegen verbreitet in phosphorsauren Salzen, besonders phosphorsaurem Kalk, $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$. Der Boden enthält phosphorsaure Salze, die Pflanzen nehmen sie daraus auf und lassen sie in den thierischen Organismus gelangen. Phosphorsaurer Kalk bildet neben kohlensaurem Kalk (CaCO_3) die anorganische Masse der Knochen. Phosphorsaure Salze in Fleisch, Blut, Milch und Harn.

P aus Knochen dargestellt. Durch Brennen derselben wird Knorpel und Fett entfernt (Knochenasche),

worauf mit H_2SO_4 behandelt wird, wobei sich schwefelsaurer Kalk und saures Kalkphosphat, $\text{CaH}_4(\text{PO}_4)_2$, bildet. Dieses wird eingedampft und mit Kohle in der Weißglut erhitzt, wobei P überdestillirt, der unter Wasser aufgefangen wird:



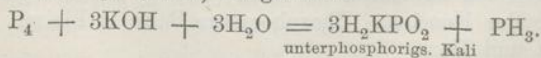
Farbloser, wachsartiger Körper, färbt sich bald gelblich, eigentümlicher Geruch, stößt an der Luft weiße Nebel aus, wobei sich phosphorige Säure (P_2O_3) bildet, leuchtet im Dunkeln (phosphorescirt). Schmilzt bei 44° und siedet bei 290° . Durch Sublimation in luftleeren Gefäßen erhält man ihn in regulären Krystallen. Auf $240\text{--}250^\circ$ erhitzt geht er in eine andere allotropische Modifikation, den roten Phosphor über.

Phosphor

gewöhnlicher	roter
gelblich weiß	rot
krystallisiert	amorph
giftig	nicht giftig
eigentümlicher Geruch	geruchlos
Entzündungstemp. 61°	Entzündungstemp. 260°
löslich in Schwefelkohlenstoff.	unlöslich in Schwefelkohlenstoff.

Phosphorwasserstoffe.

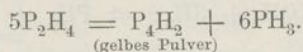
1) PH_3 , gasförmiger, 2) P_2H_4 flüssiger und 3) P_4H_2 , fester Phosphorwasserstoff. Der dem NH_3 analoge gasförmige Ph. W. wird durch Kochen von P mit Kalilauge (KOH) dargestellt:



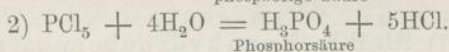
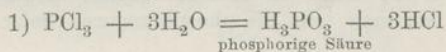
Entzündet sich an der Luft von selbst, da er geringe Mengen des selbstentzündlichen P_2H_4 enthält, und verbrennt

zu H_2O und P_2O_5 . Farbloses, giftiges, nach Knoblauch riechendes Gas.

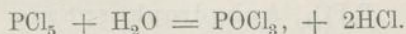
Bringt man Phosphorkalk in Wasser, so entsteht P_2H_4 . Derselbe zerfällt leicht in PH_3 , gasförmigen, und P_4H_2 , festen Ph. W.:



P verbindet sich direkt mit Cl zu PCl_3 , Phosphor-trichlorid und PCl_5 , Phosphorpentachlorid unter Feuerscheinung. PCl_3 , farblose, an der Luft stark rauchende Flüssigkeit. Bei einem Ueberschuß von Cl entsteht PCl_5 , ein krystallinischer, gelblicher Körper. Zersetzung der Chloride durch H_2O :



Bei ungenügendem Wasserzusatz entsteht, POCl_3 , Phosphoroxychlorid:



PBr_3 , Bromphosphor; PJ_3 , Jodphosphor.

Säuren des Phosphors:

H_3PO_2 , unterphosphorige
Säure;

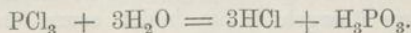
H_3PO_3 , phosphorige Säure; P_2O_3 , Phosphortrioxyd

H_3PO_4 , Phosphorsäure; P_2O_5 , Phosphorpentoxyd

Anhydride

P_2O_3 , das Anhydrid der phosphorigen Säure, entsteht, wenn P langsam an trockener Luft sich oxydirt.

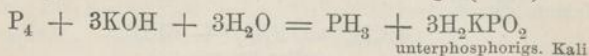
$\text{P}_2\text{O}_3 + 3\text{H}_2\text{O} = 2\text{H}_3\text{PO}_3$, **Phosphorige Säure**; rein erhalten aus Phosphor-trichlorid durch H_2O :



Die Lösung gibt unter der Luftpumpe weiße Krystalle. Zersetzt sich beim Erhitzen in PH_3 und H_3PO_4 ; wirkt stark reducierend. H_3PO_3 ist zweibasisch, bildet 2 Reihen

von Salzen: HR_2PO_3 und HRPO_3 , phosphorigsaure Salze oder Phosphite.

Die unterphosphorige Säure (H_3PO_2) entsteht neben PH_3 beim Kochen des P mit Kalilauge (KOH):



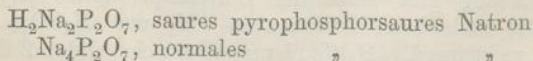
Phosphorsäure (H_3PO_4) wird erhalten durch allmähliches Eintragen von P in heisse Salpetersäure. Gewöhnlich eine glasartige Masse. H_3PO_4 ist eine 3basische Säure; als solche bildet sie 3 Reihen normale Salze: R_3PO_4 ; $\text{R}_2(\text{PO}_4)_2$ und RPO_4 . Außerdem bildet sie noch saure Salze, wenn ihr H nicht sämtlich durch Metall vertreten ist; man teilt die phosphorsauren Salze demnach ein in:

- 1) HR_2PO_4 , Monohydrophosphate
- 2) H_2RPO_4 , Dihydrophosphate
- 3) R_3PO_4 , Anhydrophosphate.

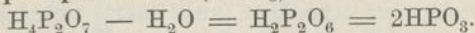
R bedeutet ein einwerthiges Metall (K, Na u. s. w.), R^{II} bedeutet ein zweiwerthiges Metall (Ca, Pb u. s. w.) und kann durch 2 einwerthige ersetzt werden, — R^{III} bedeutet ein 3werthiges Metall (Al) und kann durch 3 einwerthige ersetzt werden.

Sämtliche Salze der Phosphorsäure (H_3PO_4), auch Orthophosphorsäure genannt, geben mit salpetersaurem Silber einen charakteristischen gelben Niederschlag von normalem phosphorsaurem Silber (Ag_3PO_4).

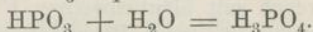
Wird H_3PO_4 längere Zeit auf 213° erhitzt, so geht sie in **Pyrophosphorsäure ($\text{H}_4\text{P}_2\text{O}_7$)** über: $2\text{H}_3\text{PO}_4 - \text{H}_2\text{O} = \text{H}_4\text{P}_2\text{O}_7$. Weiße glasartige oder krystallinische Masse, deren wässrige Lösung beim Erhitzen in Orthophosphorsäure übergeht. Sie bildet saure und normale Salze, z. B.:



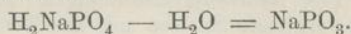
Die Salze geben mit AgNO_3 einen weissen Niederschlag von $\text{Ag}_4\text{P}_2\text{O}_7$. Beim Erhitzen auf 400° geht die Pyrophosphorsäure unter nochmaliger H_2O -Abgabe in **Metaphosphorsäure** (HPO_3) über:



Durchsichtige, glasartige, an feuchter Luft zerfließende Masse. Die im Handel vorkommende glasige Phosphorsäure (Acid. phosphoric. glaciale) ist natronhaltige Metaphosphorsäure. Die wässrige Lösung von HPO_3 geht beim Erhitzen direkt in H_3PO_4 über:

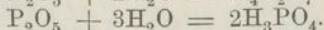
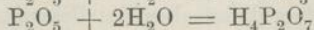
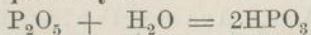


Durch Glühen des Natriummonophosphats entsteht metaphosphorsaures Natron:

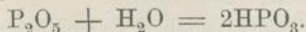


Die Salze geben mit AgNO_3 einen weissen Niederschlag: AgPO_3 . Die Metaphosphorsäure unterscheidet sich von H_3PO_4 und $\text{H}_4\text{P}_2\text{O}_7$ dadurch, daß sie Eiweißlösung gerinnen macht (Eiweiß koaguliert).

Das Anhydrid der Phosphorsäuren ist P_2O_5 , das **Phosphorpentoxyd**:



P_2O_5 entsteht beim Verbrennen des P an trockner Luft als weiße, flockige Masse. Ist äußerst hygroskopisch (starkes Wasserentziehungsmittel). Löst sich in kaltem H_2O zu HPO_3 :



Die Schwefelverbindungen des P (P_4S , P_2S , P_2S_3 , P_2S_5) entstehen durch direktes Zusammenschmelzen beider Elemente; durch Wasser werden sie zersetzt unter Bildung von H_2S und Phosphorsäuren.

III u. V

Arsen = As = 75.

In der Natur gediegen als Scherbenkobalt; dann als Arsenkies (FeAsS), Realgar (AsS), Auripigment

(As_3S_3), Speiskobalt (CoAs_2), Arsenikblüthe (As_2O_3) u. a. Aus den Erzen gewöhnlich durch Sublimation gewonnen (Fliegenstein). As ist spröde, stahlgrau, glänzend, im Rhomboëdern krystallisirend. Verflüchtigt sich beim Erhitzen ohne zu schmelzen (sublimirt) unter Entwicklung eines knoblauchartigen Geruchs. Verbrennt an der Luft mit bläulichweißer Flamme zu As_2O_3 , Arsentrioxyd. Löslich in HNO_3 .

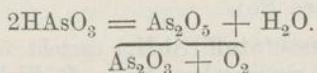
Dem PH_3 analog kennt man AsH_3 , **Arsenwasserstoff**, farbloses, nach Knoblauch riechendes, äußerst giftiges Gas, verbrennt mit bläulichweißer Flamme zu H_2O und As_2O_3 . Dargestellt durch Behandeln einer Legirung von As und Zink mit verdünnter H_2SO_4 . Werden Arsenverbindungen (die Schwefelverbindungen ausgenommen), ebenso mit As vergiftete Speisen mit nasirendem H (z. B. Zink und H_2SO_4) behandelt, so entsteht ebenfalls AsH_3 . Der entzündete AsH_3 gibt auf Porzellan oder Glas metallisch glänzende Arsenflecke (Arsenspiegel), die sich in unterchlorigsaurem Natron zum Unterschied von Antimon leicht lösen (Nachweis des As im Marsh'schen Apparat).

Arsen verbindet sich direkt mit den Halogenen zu Tri-Verbindungen: AsCl_3 , Arsenrichlorid, AsBr_3 , AsJ_3 . AsFl_3 , Arsen-trifluorid, ist ebenfalls bekannt.

Arsenige Säure (As_2O_3), Arsentrioxyd, findet sich in der Natur als Arsenikblüthe. Gewonnen durch Rösten arsenhaltiger Mineralien; die As_2O_3 -Dämpfe werden hierbei in Kanälen oder Kammern (Giftgängen und Giftkammern) condensirt (Giftmehl).

Die arsenige Säure (auch Arsenik genannt) ist eine äußerst giftige, farblose, glasige, amorphe Masse, die nach längerer Zeit in eine milchweiße, porzellanartige, krystallinische Modifikation übergeht. In einer Glasröhre sublimirt, bilden sich glänzende Oktaëder. As_2O_3 löslich in HCl , Kalilauge, Natronlauge und Ammoniak, wird mit C geglüht zu As reducirt. Das Hydrat, H_3AsO_3 , ist nicht frei, sondern nur in Salzform bekannt (Arsenite), z. B.: Na_3AsO_3 , arsenigsaures Natron oder Natronarsenit; 3 basische Säure.

Arsensäure, H_3AsO_4 (Orthoarsensäure), entsteht durch Oxydation von As_2O_3 mittelst HNO_3 . Aus der wässerigen Lösung von H_3AsO_4 erhält man Krystalle von der Zusammensetzung $2H_3AsO_4 + H_2O$. Wie beim Phosphor kennt man ferner die Pyroarsensäure ($H_4As_2O_7$) und die Metaarsensäure ($HAsO_3$), die beim Erhitzen in As_2O_5 , **Arsenpentoxyd** und H_2O , resp. As_2O_3 und O zerfällt:

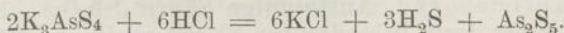


Arsenmonosulfid, einfach Schwefelarsen, AsS oder As_2S_2 . In der Natur als Realgar in gelbroten Krystallen. Benutzt als Farbe und in der Feuerwerkerei zur Herstellung des Weisfeuers.

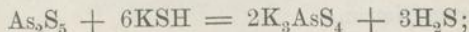
Arsentrisulfid (As_2S_3) entsteht durch Einleiten von H_2S in saure Lösungen von arseniger Säure als gelber Niederschlag:



As_2S_3 ist in conc. HCl nicht löslich, dagegen löst es sich in Alkalien und Schwefelalkalien unter Bildung von **Sulfarseniten** oder sulfoarsenigsauren Salzen, z. B. K_3AsS_3 . Die freie Säure H_3AsS_3 ist nicht bekannt. **Arsenpentasulfid (As_2S_5)** ist ein ebenfalls gelber Körper, wird nicht durch H_2S aus den Lösungen der Arsensäure gefällt, sondern durch Zersetzung von K_3AsS_4 , Kaliumsulfarseniat, mittelst HCl :



As_2S_5 löst sich ebenfalls in Alkalien und Schwefelalkalien:



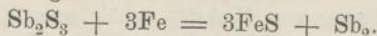
es entstehen die **Sulfarseniate** oder sulfoarsensauren Salze.

III u. V

Antimon = Sb = 120.

In geringer Menge in der Natur gediegen; am häufigsten jedoch als Antimonglanz oder Grauspiefels-

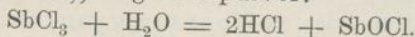
glanzerz (Sb_2S_3), aus dem es durch Zusammenschmelzen mit Eisenpulver gewonnen wird:



Bläulichweiß, glänzend, isomorph dem As, in Rhomboëdern krystallisirend, sehr spröde, schmelzbar bei 430°. Kommt als Regulus Antimonii in den Handel und wird zu Legierungen gebraucht (Letternmetall: Blei und Sb, Britanniametall: Zinn und Sb).

Antimonwasserstoff (SbH_3) entsteht wie AsH_3 durch Einwirkung von nascirendem H (z. B. Zink und H_2SO_4) auf Antimonlösungen. Farbloses, giftiges, brennbares Gas, gibt — vergl. As — den Antimonspiegel, der sich jedoch in unterchlorigsaurem Natron nicht löst.

Antimontrichlorid (SbCl_3) bildet sich durch Einwirkung von Cl auf überschüssiges Sb oder durch Lösung von Antimontrioxyd oder Antimontrisulfid in HCl. Farblose, krystallinisch-blättrige Masse (Butyrum antimonii), die an der Luft zerfließt und sich in salzsäurehaltigem Wasser klar löst (Liquor stibii chlorati). SbCl_3 wird durch viel Wasser zersetzt unter Bildung von **Antimonoxychlorid** (SbOCl), Algarothpulver:



Antimonpentachlorid (SbCl_5) entsteht bei der Einwirkung von überschüssigem Cl auf Sb oder SbCl_3 . Gelbe, starkkrauchende Flüssigkeit.

Sb verbrennt an der Luft erhitzt zu weißen Nebeln von Antimonoxyd, **Antimonige Säure** (Sb_2O_3). Entsteht ferner durch Behandeln von Sb mit verdünnter HNO_3 oder Erwärmen des Oxychlorids mit einer Lösung von kohlensaurem Natron.

Sb_2O_3 vermag mit Säuren Salze zu bilden, z. B. $\text{Sb}_2(\text{SO}_4)_3$, Antimonsulfat. Aus einer heißen Lösung von Sb_2O_3 in Natronlauge krystallisirt $\text{NaSbO}_2 + 3\text{aq}$ in Oktaëdern aus; das entsprechende Hydrat HSbO_2 ist noch wenig bekannt.

Sb_2O_3 verhält sich also einestheils wie eine Base, einestheils wie eine Säure. Außer den Antimon-

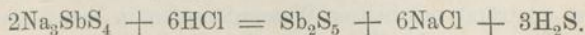
salzen, wie $\text{Sb}_2(\text{SO}_4)_3$, Antimonsulfat, sind Antimonylsalze bekannt, wo die einwerthige Gruppe **SbO** = **Antimonyl** 1 Atom H ersetzt, z. B. $(\text{SbO})\text{SO}_4$, Antimonylsulfat.

H_3SbO_4 , die Orthoantimonsäure ist noch wenig bekannt; dagegen kennt man die Pyroantimonsäure ($\text{H}_4\text{Sb}_2\text{O}_7$), die aus SbCl_5 durch Füllen mit H_2O als weißes Pulver entsteht. Die einbasische Metaantimonsäure (HSbO_3) ist bekannt und entsteht aus Sb mittelst conc. HNO_3 .

Die Antimonsäuren geben beim Glühen H_2O ab und gehen über in **Antimonpentoxyd** (Sb_2O_5), das Antimonsäure-Anhydrid, eine gelbe Masse, die bei stärkerem Glühen in weißes Sb_2O_4 ($\text{Sb}_2\text{O}_3 + \text{Sb}_2\text{O}_5 = 2\text{Sb}_2\text{O}_4$) antimonsaures Antimonoxyd übergeht.

Antimontrisulfid (Sb_2S_3), in der Natur als Grauspießglanzerz, entsteht durch Einleiten von H_2S in saure Lösungen von antimoniger Säure als orangeroter Niederschlag, der sich zum Unterschied von As_2S_3 in conc. HCl löst. Löslich in Schwefelalkalien zu **Sulfantimoniten**.

Antimonpentasulfid (Sb_2S_5), Goldschwefel (Stibium sulfuratum aurantiacum), orangefarbenes Pulver, das zum Unterschied von As_2S_5 durch Einleiten von H_2S in Antimonsäurelösungen erhalten werden kann. Löslich in Schwefelalkalien zu **Sulfantimoniaten**, aus welchen es durch Säure wieder ausfällt:

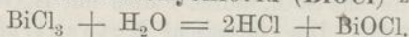


III u. V
Wismuth = **Bi** = 207,5.

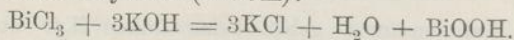
In der Natur meist gediegen; wird aus dem Gesteine durch Ausschmelzen gewonnen; ferner in Verbindung mit S als Wismuthglanz (Bi_2S_3). Rötlich weißes, stark glänzendes, sprödes, in Rhomboëdern krystallisirendes, dem Arsen und Antimon isomorphes, bei 265° schmelzendes Metall, löslich in HNO_3 und Königswasser. Die Legirungen des Bi mit Blei und Zinn zeichnen sich durch Leicht-

schmelzbarkeit aus (Rose'sches Metall und Wood'sches Metall, das noch Cadmium enthält).

Wismuthechlorid (BiCl_3) entsteht durch Erhitzen des Bi im Cl-Strom; weiche, weiße, schmelzbare Masse. Die klare, salzsaure Lösung wird durch H_2O unter Bildung von weißem **Wismuthoxychlorid** (BiOCl) zersetzt:



Wismuthhydrat (BiOOH):



Weißes Pulver, das durch Erhitzen in gelbes **Wismuthoxyd** (Bi_2O_3) übergeht:



Bi_2O_3 entsteht ferner durch Glühen von kohlensaurem oder salpetersaurem Wismuthoxyd.

Durch Einleiten von Cl in Kalilauge, die Bi(OH)_3 , **Wismuthhydroxyd** suspendirt enthält, entsteht ein roter Körper, Wismuthsäure (HBiO_3), der durch Glühen in das Anhydrid Bi_2O_3 übergeht. Das wichtigste Wismuthsalz ist das salpetersaure Wismuth $\text{Bi(NO}_3)_3$, welches durch H_2O in basisch salpetersaures Wismuth, Magisterium Bismuthi, $\text{Bi(NO}_3)(\text{OH})_2$ zersetzt wird.

III Bor = B = 11.

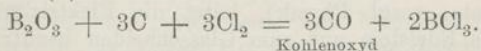
In der Natur als Borsäure B(OH)_3 und in borsäuren Salzen, wie Borax, Borocalcit u. a. Die Borsäure entströmt mit heißen Wasserdämpfen in den Fumarolen Tocanas der Erde und wird durch Abdunsten des Wassers hierbei gewonnen. Das B wird aus B_2O_3 , Bortrioxyd, durch Zusammenschmelzen mit Natrium oder Kalium gewonnen:



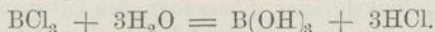
B kommt in 2 allotropischen Modifikationen vor: amorph und krystallisirt. Das amorphe Bor ist ein grünlich braunes Pulver, welches erhitzt zu B_2O_3 verbrennt. Das krystallisirte Bor zeigt farblose bis dunkelbraune Krystalle von starkem Glanz und großer Härte, ist unschmelzbar und

unverbrennbar, unlöslich in Säuren, geht durch Schmelzen mit Aetznatron in borsaures Natron über. Borwasserstoff, wahrscheinlich BH_3 , unangenehm riechendes, mit grüner Flamme brennendes Gas.

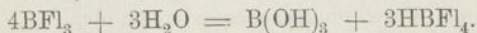
Chlorbor (BCl_3) dargestellt durch Glühen von B im Cl-Strom oder durch Erhitzen eines Gemisches von B_2O_3 und Kohle (C) im Cl-Strom:



Wird durch H_2O unter Bildung von Borsäure zersetzt:



Fluorbor (BF_3), farbloses, in Wasser lösliches Gas; entsteht durch Erhitzen von Borsäureanhydrid mit Fluorcalcium und H_2SO_4 . Die mit H_2O stark verdünnte Lösung zersetzt sich unter Bildung von Borsäure und Borfluorwasserstoff (HBF_4):



Borstickstoff (BN) bildet sich direkt aus den Elementen bei hoher Temperatur; weißes Pulver.

Borsäure, $\text{B(OH)}_3 = \text{H}_3\text{BO}_3$, wird rein dargestellt durch Zersetzen einer heißgesättigten Lösung von Borax mittelst HCl. Beim Erkalten krystallisiert H_3BO_3 aus. Farblose, fettig sich anfühlende, glänzende, schuppige, in Wasser und Alkohol lösliche Krystalle. Die Alkohollösung brennt mit grüner Flamme. Die Lösung in H_2O färbt Curcumapapier braun.

Beim Erhitzen auf 100° geht H_3BO_3 unter H_2O -Abgabe in Metaborsäure (HBO_2), beim Erhitzen auf 160° in Pyroborsäure ($\text{H}_2\text{B}_4\text{O}_7$) — $4\text{H}_3\text{BO}_3 - 5\text{H}_2\text{O} = \text{H}_2\text{B}_4\text{O}_7$ — und bei noch weiterem Erhitzen in **Borsäureanhydrid** (B_2O_3) über. B_2O_3 ist eine glasartige, hygroskopische Masse, die feuerbeständig ist und in der Glühhitze die Salze starker Säuren zersetzt.

$$\text{Kohlenstoff} = \overset{\text{IV}}{\text{C}} = 12.$$

In der Natur als solcher in 3 allotropischen Modifikationen:

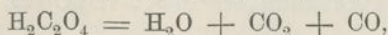
1. Krystallisirt im regulären System als **Diamant**, meist farblos, stark glänzend und lichtbrechend. Besitzt von allen Körpern die größte Härte (Härteskala: vergl. Physik), leitet die Elektrizität nicht. Als Edelstein und zum Glasschneiden benutzt;
2. krystallisirt im hexagonalen System als **Graphit**, dunkelgrauer, glänzender, sich fettig anführender Körper, der die Elektrizität leitet. Benutzt zur Fabrikation von Bleistiften, Schmelztiiegeln, Schmieren, Ofenschwärzen u. dergl.;
3. amorph, mehr oder weniger verunreinigt, als **Anthracit, Steinkohle, Braunkohle, Torf**, — aus Pflanzenteilen (Cellulose) in Folge eines langsamen Verwesungsprocesses entstanden.

C ist Hauptbestandteil aller organischen Wesen. In Form von Coaks, Holzkohle und Thierkohle wird er durch Erhitzen der betreffenden Substanzen unter Luftabschluß (**trockene Destillation**) erhalten.

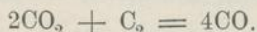
Der amorphe C ist ein schwarzer, undurchsichtiger Körper, der wie Diamant und Graphit unschmelzbar und in allen Lösungsmitteln unlöslich ist. Er besitzt die Eigenschaft getrocknete Gase zu absorbiren, ist ein vorzügliches Reduktionsmittel, indem er glühend den Metalloxyden O entzieht. Holzkohle leitet die Elektrizität schlecht, Coaks gut. Knochenkohle wird zum Reinigen und Entfärben mancher Flüssigkeiten (z. B. zum Filtriren in der Zuckerfabrikation) angewandt, sowie zum Filtriren von Wasser, das faulende, übelriechende, organische Stoffe enthält. C verbrennt bei genügendem Luftzutritt zu Kohlensäure (CO_2). Die Verbindungen des C mit H und ihre Abkömmlinge (Derivate) sind so zahlreich, daß sie in einem besonderen Teil, der **organischen Chemie**, behandelt werden.

Kohlenoxyd (CO) entsteht, wenn C bei ungenügendem Luftzutritt verbrennt; so tritt es z. B. in Oefen auf, die

mit glühenden Kohlen angefüllt sind, aber durch eine verschlossene Klappe keine Luftzufuhr mehr erhalten. Dargestellt durch Erhitzen von Oxalsäure:

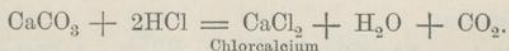


oder durch Ueberleiten des Kohlenstoffdioxides übergelühende Kohlen:



Farb-, geschmack-, geruchloses, mit bläulicher Flamme brennendes, höchst giftiges Gas, das eingeathmet den Blutkörperchen O entzieht. Im Blute mittelst der Spektralanalyse (spectroscopisch) nachgewiesen.

Kohlenstoffdioxid (CO_2), kurz **Kohlensäure** genannt, ist das Verbrennungsprodukt aller kohlenstoffhaltigen Substanzen; entsteht beim Athmungs-, Gährungs- und Verwesungsprozesse. Entströmt an manchen Orten in grösserer Menge der Erde, findet sich gelöst in Fluß- und hauptsächlich Mineralwassern (Selters), in fester Form gebunden in den **kohlensauren Salzen**, den **Carbonaten**, hauptsächlich im Kalkspath (CaCO_3), aus dem CO_2 durch stärkere Säuren ausgetrieben und dargestellt wird:



Chlorcalcium

Farbloses, säuerlich riechendes und schmeckendes Gas, schwerer als Luft, unterhält weder Athmung noch Verbrennung. Bei 0° und einem Druck von 36° Atmosphären geht CO_2 in flüssige Kohlensäure, die bei -78° siedet, über. Wird der auf der flüssigen Kohlensäure lastende Druck aufgehoben, so gefriert ein Teil derselben zu einer weissen, schneeigen Masse. 1 Vol. H_2O absorbiert bei gewöhnlicher Temp. 1 Vol. CO_2 ; bei einem Druck von mehreren Atmosphären nimmt H_2O (nach dem Henry Dalton'schen Gesetz, vergl. S. 13) die entsprechende Menge CO_2 mehr auf, die bei nachlassendem Druck wieder entweicht (Sodawasser).

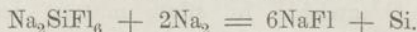
Da die Kohlensäure primäre (saure) und secundäre (neutrale) Salze bildet, so muß man annehmen, daß das in H_2O gelöste CO_2 die Formel H_2CO_3 besitzt:

NaHCO_3 , saures kohlens. Natron, Natron bicarbonicum,
 Na_2CO_3 , neutrales kohlens. Natron, Soda.

Schwefelkohlenstoff (CS_2), vergl. org. Chemie.

IV
Silicium = Si = 28.

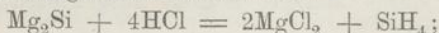
Stets in Verbindung mit O als Kieselsäure (Quarz) natürlich vorkommend. Dargestellt durch Schmelzen von Kieselfluornatrium mit Natrium oder Aluminium:



Amorphes, glanzloses, braunes Pulver. Durch Schmelzen mit Aluminium entstehen schwarze, metallglänzende Octaëder, äußerst hart, dem Diamant ähnlich.

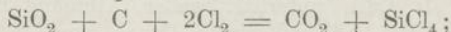
Si ist in Säuren unlöslich, dagegen unter Bildung von kiesel-sauren Salzen löslich in Alkalien. Amorphes Si verbrennt zu SiO_2 , Kieselsäure, krystallisiertes Si bleibt unverändert.

Siliciumwasserstoff (SiH_4), erhalten durch Zersetzung von Siliciummagnesium mittelst HCl:

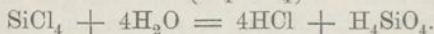


farbloses Gas.

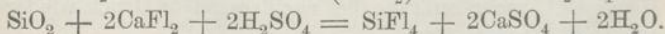
Siliciumchlorid (SiCl_4), erhalten durch Glühen eines Gemisches von SiO_2 und C im Cl-Strom:



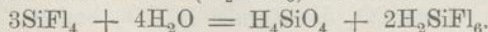
rauchende Flüssigkeit, die durch H_2O unter Bildung von Orthokieselsäure (H_4SiO_4) zersetzt wird:



Siliciumfluorid (SiF_4) entsteht beim Lösen von SiO_2 in HFl als farbloses, stechend riechendes Gas. Es wird gewöhnlich dargestellt durch Erhitzen eines Gemisches von SiO_2 und Fluorcalcium (CaF_2) mit conc. H_2SO_4 :

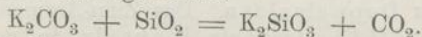


SiF_4 wird durch H_2O unter Bildung von Kieselfluorwasserstoff (H_2SiF_6) zersetzt:



H_2SiF_6 bildet mit Basen Salze, so mit Baryum unlösliches Kieselfluorbaryum (BaSiF_6).

Orthokieselsäure (H_4SiO_4) scheidet sich, wenn eine Lösung von kieselurem Alkali (Alkalisilikat) mit einer Säure behandelt wird, gallertartig ab. Durch Trocknen und Glühen geht sie in **Kieselsäureanhydrid** (SiO_2), ein weißes Pulver, über. Die einmal gegläute Kieselsäure ist in HCl nicht mehr löslich, nur in HFl . Durch Schmelzen (Aufschließen) mit kohlenurem Kali oder Natron wird sie in lösliches kieselures Kali oder Natron übergeführt:



Wird H_2SiO_4 nur gelinde erhitzt, so entsteht Metakieselsäure (H_2SiO_3), deren Salze als **Silicate** bekannt sind.

Kieselsäureanhydrid, Siliciumdioxid (SiO_2) kommt krystallisiert vor als Quarz, Bergkrystall, Amethyst, Topas, Achat, Chalcedon, Feuerstein, amorph als Opal, dann in Form kieselurer Salze (Silicate) wie Feldspath, Glimmer. Amorphes SiO_2 wird durch Kochen mit Alkalien gelöst, krystallisiertes nicht.

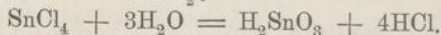
IV Zinn = Sn = 118.

Kommt in der Natur meist mit O verbunden als Zinnstein (SnO_2) vor. Die Zinnerze werden geröstet und mit C bei nicht zu hoher Temperatur reducirt. Silberweißes, stark glänzendes, bei 200° sprödes und bei 228° schmelzendes Metall vom spez. Gew. 7,29, von krystallinischer Structur, sehr dehnbar, läßt sich zu dünnen Blättern auswalzen (Stanniol). Beim Biegen von Zinnstangen hört man ein knirschendes Geräusch, das Zinngeschrei. Sn ist an Luft und in Wasser unveränderlich, weshalb es zum Ueberziehen von leichtoxydirbaren Metallen, wie Eisen, Kupfer, benutzt wird. Bei höherer Temperatur verbrennt es mit weißer Flamme zu Oxyd. Es wird von H_2SO_4 zu SnSO_4 , Zinnsulfat, von HCl zu SnCl_2 , Zinnchlorür gelöst. Durch HNO_3 wird es zu Zinnoxyd (SnO_2) oxydirt, welches in HNO_3 unlöslich ist und sich weiß und

pulverförmig abscheidet. Legierungen des Zinns mit Cu: Bronze und Kanonenmetall, mit Cu und Pb: Glockenspeise.

Zinnchlorür (SnCl_2): $\text{Sn} + 2\text{HCl} = \text{SnCl}_2 + \text{H}_2$. Krystallisiert aus der salzsauren Lösung mit $2\text{H}_2\text{O}$. Zieht begierig O an, daher vielfach als Reduktionsmittel angewandt. Sn löst sich in wenig H_2O klar, in vielem H_2O hingegen trüb, da es zersetzt wird.

Zinnchlorid (SnCl_4) entsteht durch Einwirkung von Cl auf SnCl_2 ; flüchtige, an der Luft rauchende Flüssigkeit. SnCl_4 vereinigt sich mit den Chloriden der Alkalien zu Doppelsalzen. Das Zinn-Ammoniumchlorid, $\text{SnCl}_4 + 2\text{NH}_4\text{Cl}$, fand als Pinksalz in der Kattundruckerei Anwendung. SnCl_4 zersetzt sich beim Kochen mit viel Wasser wie SnCl_2 :



Zinnoxidul (SnO). Durch Fälln einer SnCl_2 -Lösung durch Alkalien entsteht weißes $\text{Sn}(\text{OH})_2 = \text{Zinnoxidulhydrat}$, das beim Erhitzen unter Luftabschluß in dunkelbraunes SnO übergeht. Die Salze des SnO heißen **Stannosalze**.

Zinnsäure-Anhydrid (SnO_2). Beim Fälln einer Lösung von SnCl_4 mit Ammoniak erhält man eine weiße, gelatinöse Masse, die getrocknet $\text{H}_2\text{SnO}_3 = \text{gewöhnliche Zinnsäure}$ ist. Sie ist in Säuren und Alkalien löslich, in letzteren unter Bildung von zinnsauren Salzen, **Stannaten**, wie Na_2SnO_3 . Mit Säuren gelöst bilden sich hingegen die Zinnoxidsalze oder **Stannisalze**, in denen Sn also Basis ist.

Durch Oxydation des Sn mittelst HNO_3 entsteht eine andere, aber nicht näher bekannte Modifikation der Zinnsäure, die **Metazinnsäure**, die in HNO_3 unlöslich ist.

Durch Glühn der Zinnsäure entsteht endlich **SnO_2 , Zinndioxyd**, weißes unschmelzbares, in Säuren unlösliches Pulver.

Zinnsulfür (SnS) entsteht durch direktes Zusammenschmelzen der Elemente oder durch Fälln von SnCl_2 -Lösung mittelst H_2S als dunkelbrauner Niederschlag.

Zinnsulfid (SnS_2) entsteht durch Fällern einer SnCl_4 -Lösung mittelst H_2S als gelber Niederschlag, der sich in Schwefelalkalien unter Bildung von **Sulfostannaten** (z. B. Na_2SnS_3) löst.

IV
Titan = Ti.

Kommt vor als TiO_2 im Rutil, Anatas und Brookit, ferner im Titaneisenerz (titansaures Eisenoxydul = FeTiO_3). Titansäure(-Anhydrid) = TiO_2 ; Titansesquioxyd = Ti_2O_3 .

IV
Zirkonium = Zr und Thorium = Th.

Die hauptsächlichsten Verbindungen sind die Zirkonsäure (ZrO_2), die mit SiO_2 in isomorpher Mischung den Zirkon (Hyazinth) bildet und die Thorsäure (ThO_2), im Thorit vorkommend.

V
Tantal = Ta und Niob = Nb

bilden die Tantalsäure (Ta_2O_5) und die Niobsäure (Nb_2O_5).

V
Vanadin = V.

Kommt vor im Vanadinbleierz. Von seinen Oxyden sind bekannt Vanadinoxid (VO), Vanadinsesquioxyd (V_2O_3 , schwarz), Vandindioxyd (VO_2 , blau) und Vanadinsäureanhydrid (V_2O_5 , gelbrot). Die Vanadinsäure (HVO_3) bildet weisse, gelbe und rote Salze. Chloride: VCl_2 , VCl_3 , VCl_4 , VCl_5 .

VI
Chrom = Cr.

Das Chrom ist in seinen Verbindungen ein dem Eisen sehr ähnliches Element und wird daher dort besprochen.

VI
Molybdän = Mo.

Kommt vor im Molybdänglanz (MoS_2) und Gelbbleierz (PbMoO_4). Oxyde des Mo: MoO (schwarz), Mo_2O_3 (schwarz), MoO_2 (braunschwarz) und MoO_3 (gelblichweiss). Letzteres ist das Anhydrid der Molybdänsäure (H_2MoO_4), deren wichtigstes Salz das molybdänsäure Ammon ist, welches in salpetersaurer Lösung mit Phosphorsäure einen gelben Niederschlag von phosphormolybdänsäurem Ammon giebt (Bestimmung der Phosphorsäure).

Chloride: MoCl_2 , MoCl_3 , MoCl_4 , MoCl_5 .

Sulfide: MoS_2 und MoS_3 .

VI
Wolfram = W

findet sich im Scheelit oder Tungstein (CaWO_4) und im Wolframerz (FeWO_4 und MnWO_4).

Oxyde: Wolframdioxyd (WO_3) und Wolframsäure-Anhydrid (WO_3), bläugelbes Pulver, dessen Hydrat die Wolframsäure (H_2WO_4) ist.

Chloride: WCl_2 , WCl_4 , WCl_5 und WCl_6 .

Sulfide: WS_2 und WS_3 .

W wird als Zusatz zum Stahl benutzt, um eine größere Härte zu erzielen.

VI Uran = U.

Im Uranpecherz ($\text{U}_3\text{O}_8 = \text{UO}_2 + 2\text{UO}_3$) vorkommend.

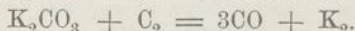
Oxyde: Dioxyd (UO_2) und Trioxyd (UO_3). Letzteres bildet mit Säuren gelbe Salze, z. B. $\text{UO}_2(\text{NO}_3)_2$.

Chloride: UCl_3 , UCl_4 , UCl_5 .

Uransalze werden in der Glas- und Porzellanfabrikation zur Gelb- und Grünfärbung gebraucht.

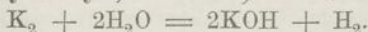
I Kalium = K = 39.

In der Natur sehr verbreitet als Chlorkalium im Meerwasser und in der Nähe von Steinsalzlagerstätten (Stassfurt); im Feldspath und anderen Silicaten (Kalisilicaten), durch deren Verwitterung es in die Ackerkrume gelangt, um von hier in Pflanzen und Thiere zu gelangen. Dargestellt durch Glühen von kohlenstoffsaurem Kali (K_2CO_3) mit C in eisernen Retorten:



Das überdestillirende K wird, um es vor Oxydation zu schützen, unter Steinöl aufgefangen. — Glänzend silberweißes, wachswarmliches Metall, bei 0° spröde, bei 62,5° schmelzbar. Ueberzieht sich an der Luft rasch mit einer weißen Oxydationsschicht. Zersetzt Wasser. Brennt mit violetter Flamme; sein Gas ist grün.

Kaliumhydroxyd, Aetzkali, KOH:



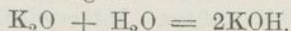
Ferner dargestellt durch Kochen von K_2CO_3 mit Calciumhydroxyd (gelöschem Kalk) $\text{Ca}(\text{OH})_2$:



CaCO_3 , der kohlenstoffsaure Kalk, bleibt am Boden, die überstehende, KOH enthaltende Flüssigkeit wird in Silbergeschalen zur Trockne verdampft, der Rückstand geschmolzen

und in Formen gegossen. Weißer, zerfließlicher, leicht schmelzbarer Körper, löslich in Wasser und Alkohol. Die Lösung in Wasser ist stark ätzend, bläut Lakmuspapier (d. h. reagiert alkalisch) und führt den Namen **Kalilauge**.

Kaliumoxyd (K_2O), nur schwer zu erhalten, da es mit H_2O in KOH übergeht:

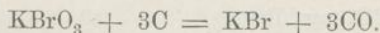


Chlorkalium (KCl), Hauptbestandteil der sogenannten Abraumsalze von Stassfurt. Aus dem Karnallit (Chlorkalium-Chlormagnesium) und der Mutterlauge des Meerwassers gewonnen. Farblose, leicht lösliche Würfel.

Bromkalium, Kalium bromatum, **KBr**, im Meerwasser. Dargestellt durch Lösen von Br in KOH :



Das hierbei gebildete bromsaure Kali ($KBrO_3$) geht durch Glühen mit C ebenfalls in KBr über:



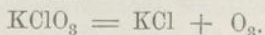
Weisse, würfelförmige, leicht lösliche Krystalle.

Jodkalium, Kalium jodatum, **KJ**, analog dargestellt. Weisse, würfelförmige, leicht lösliche Krystalle.

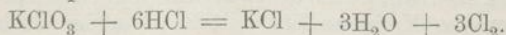
Fluorkalium (KF).

Cyankalium (KCN), vergl. Register.

Chlorsaures Kali, Kaliumchlorat, Kalium chloricum, $KClO_3$. Darstellung vergl. Chlorsäure S. 22. Krystallisiert in farblosen, glänzenden Blättchen von unangenehm kühlendem Geschmack; wirkt in größeren Mengen giftig; gibt beim Erhitzen O ab:



Bewirkt mit oxydablen Körpern, z. B. Schwefel zusammengebracht, Explosionen. Mit HCl entwickelt es Cl :



Salpetersaures Kali, Kaliumnitrat, Kalisalpeter, KNO_3 . Das bei der Fäulnis stickstoffhaltiger, organischer Körper entstehende Ammoniak geht bei Gegenwart von Basen durch O-Aufnahme in salpetersaures Salz, Salpeter,

über. Hierauf beruht die Darstellung des Salpeters in den Salpeterplantagen. Jetzt meist dargestellt aus dem in Chile vorkommenden Natronsalpeter durch Umsetzung mit KCl. Krystallisirt in großen, leicht in heißem Wasser löslichen Prismen von kühlendem Geschmack. Beim Erhitzen schmilzt er unter O-Abgabe und geht in KNO_2 , salpetrigsaures Kali, Kaliumnitrit, über. Mit oxydablen Körpern erhitzt, gibt er seinen Sauerstoff plötzlich ab. (Schießpulver: KNO_3 , S und C.)

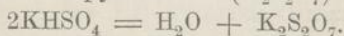
Kohlensaures Kali, Kaliumcarbonat, Kalium carbonicum, K_2CO_3 , im Handel als Pottasche vorkommend, dargestellt wie das kohlensaure Natron nach dem Leblanc'schen Verfahren (vergl. dort). Weißes, an der Luft zerfließliches, in Wasser leicht lösliches Salz. Leitet man in seine concentrirte Lösung CO_2 -Gas ein, so entsteht:

Doppeltkohlensaures Kali (KHCO_3), welches sich in Krystallen ausscheidet, die beim Erhitzen wieder in K_2CO_3 und CO_2 zerfallen.

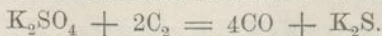
Kieselsaures Kali (K_2SiO_3), auch Kaliwasserglas genannt, ist eine amorphe, durchsichtige, in Wasser lösliche Masse. Die Lösung wird benutzt als Ueberzug für leicht brennbare oder verwitterungsfähige Gegenstände.

Schwefelsaures Kali, Kaliumsulfat, Kalium sulfuricum, K_2SO_4 , ziemlich schwer lösliches, weißes Salz.

Saures Kaliumsulfat (KHSO_4) entsteht als Nebenprodukt bei der Darstellung der HNO_3 (vergl. S. 33) und dient zum Aufschluß unlöslicher Metalloxyde. Geht beim Erhitzen in Kaliumpyrosulfat ($\text{K}_2\text{S}_2\text{O}_7$) über:



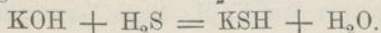
Kaliumsulfid, Schwefelkalium (K_2S), entsteht durch Reduktion des Kaliumsulfats mittelst C in der Glühhitze:



Seine Lösung in Wasser krystallisirt mit $5\text{H}_2\text{O}$. Durch Kochen mit Schwefel geht es in die Polysulfide K_2S_3 , K_2S_4 und K_2S_5 über, von welchen K_2S_5 das wichtigste ist. Durch

Zusammenschmelzen von K_2CO_3 mit S entsteht eine lederbraune Masse, die aus einem Gemisch der Polysulfide mit K_2SO_4 besteht und unter dem Namen Schwefelleber (*Hepar sulfuris*) in der Medizin Anwendung findet.

Kaliumsulfhydrat (KSH) entsteht durch Sättigung einer Lösung von KOH mit H_2S :



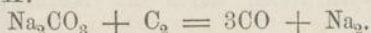
Die Kaliverbindungen werden daran erkannt, daß sie eine nicht leuchtende Flamme **violett** färben, mit Platinchlorid einen gelben und in conc. Lösung mit Weinsäure einen weißen Niederschlag geben.

Cäsium = Cs; Rubidium = Rb.

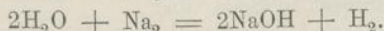
Entdeckt mit Hilfe der Spektralanalyse.

Natrium = $\overset{I}{Na} = 23$.

Findet sich in der Natur hauptsächlich im Steinsalz, Kochsalz und den Natriumsilikaten. Darstellung wie die des K:



Gleicht in seinen Eigenschaften dem K. Silberweißes, wachswieches Metall, schmilzt bei 95,6 °, geht bei Rotglut in Dampf über, brennt mit gelber Flamme, zersetzt H_2O :



Die Verbindungen des Natriums sind in ihren Eigenschaften denen des Kaliums sehr ähnlich und werden analog dargestellt.

Chlornatrium, Kochsalz, NaCl, findet sich fast überall in der Natur; in mächtigen Lagern in Galizien (Willizca), bei Stalsfurt, Inowrazlaw u. a. Orten; im Meerwasser (circa 3 %), in Soolquellen, woraus es durch Concentration in den Gradirwerken gewonnen wird. Kristallisiert in farblosen Würfeln, die sich zu treppenförmigen Pyramiden aneinander lagern; schmeckt salzig und ist in kaltem und heißem Wasser fast in demselben Verhältnis löslich. Beim Erhitzen dekrepitiert es, d. h. eingeschlossenes

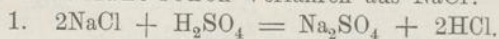
Wasser dehnt sich aus und sprengt die Krystalle auseinander. Schmilzt in der Glühhitze und verflüchtigt sich zum Teil hierbei.

Bromnatrium (NaBr) und Jodnatrium (NaJ), vergl. die entsprechenden Kalisalze.

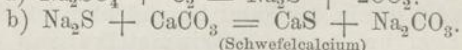
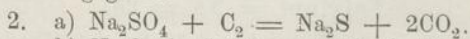
Natriumhydroxyd (NaOH) gleicht in Darstellung und Eigenschaften dem KOH. Seine Lösung in Wasser ist die **Natronlauge**.

Salpetersaures Natron (NaNO₃) findet sich in Chile in großen Lagern (Chilesalpeter). In seinen Eigenschaften dem KNO₃ gleich; ist jedoch stark hygroskopisch.

Kohlensaures Natron, Soda, Na₂CO₃, dargestellt nach dem Leblanc'schen Verfahren aus NaCl:

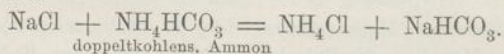


Das Natriumsulfat wird sodann mit Kohle und kohlensaurem Kalk geglüht:



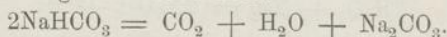
(Schwefelcalcium)

Na₂CO₃ wird ferner durch den Ammoniakprozess gewonnen:



doppeltkohlens. Ammon

Das entstandene doppeltkohlensaure Natron geht bei schwacher Rotglut in Soda über:



Die Soda krystallisiert mit 10H₂O, die geglühte wasserfreie Soda führt den Namen calcinierte Soda.

Durch Einleiten von CO₂ in concentrirte Sodalösung entsteht!

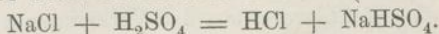
Doppeltkohlensaures Natron, Natrium bicarbonicum, NaHCO₃; findet sich fast in allen Mineralwässern, dient mit Weinsäure zur Bereitung der Brausepulver.

Schwefelsaures Natron, Glaubersalz, Na₂SO₄:



Das Glaubersalz krystallisiert mit 10H₂O, hat salzig-bitteren Geschmack; Abführmittel.

Saures schwefelsaures Natron (NaHSO_4):

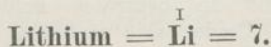


Unterschwefligsaures Natron, Natrium hyposulfit, $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$, vergl. S. 28. Krystallisiert mit $5\text{H}_2\text{O}$ und wird durch Säuren unter Schwefelabscheidung zersetzt.

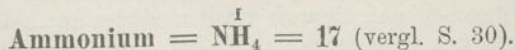
Phosphorsaures Natron (Na_2HPO_4) krystallisiert in großen wasserhellen Krystallen mit $12\text{H}_2\text{O}$; geht beim Glühen in pyrophosphorsaures Natron ($\text{Na}_4\text{P}_2\text{O}_7$) über.

Metaphosphorsaures Natron (HPO_3) findet in der Gestalt eines Doppelsalzes, des Ammonium-Natronphosphates, kurz Phosphorsalz genannt, Anwendung in der Löthrohranalyse, indem es mit Metalloxyden geschmolzen charakteristische Farben gibt, so mit Kupfer eine grüne, mit Kobalt eine blaue, mit Mangan eine violette Schmelze.

Borsaures Natron, **Borax**, $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7$, krystallisiert mit $10\text{H}_2\text{O}$, gibt beim Erhitzen unter Aufblähen sein Wasser ab und schmilzt; die Schmelze gibt wie das Phosphorsalz mit Metalloxyden charakteristische Farben. Die Natriumverbindungen färben farblos brennende Flammen gelb.



Li nur in geringen Mengen, aber ziemlich verbreitet vorkommend, so in manchen Pflanzenaschen (Tabak, Runkelrübe). Das leichteste Metall (spec. Gew. = 0,6), dem Natrium sehr ähnlich. Das in der Medicin gebrauchte kohlensaure Lithion, Lithium carbonicum (Li_2CO_3), sowie das phosphorsaure Lithion unterscheiden sich von den analogen Salzen des K und Na, daß sie in Wasser sehr schwer löslich sind. Die Lithionverbindung färben die Flamme rot.



Der Atomkomplex (NH_4) verhält sich wie ein einwerthiges Element und bildet Verbindungen, die in ihren Eigenschaften und Reaktionen denen des Kaliums und Natriums analog sind.

Chlorammonium, Salmiak, NH_4Cl . Früher aus Aegypten eingeführt, wo es aus den Verbrennungsprodukten des Kamelmistes gewonnen wurde. Jetzt viel aus dem Ammoniakwasser der Leuchtgasfabriken durch Sättigen mit HCl gewonnen. Weiße Masse von faserig kristallinischem Aussehen oder lockeres Pulver. Dient als Arzneimittel und zur Darstellung des Ammoniaks (vergl. S. 30).

Ammoniumhydroxyd (NH_4OH) kommt nicht isoliert vor, die Lösung des NH_3 in H_2O ist als solches zu betrachten (vergl. S. 30).

Salpetersaures Ammon, Ammoniumnitrat, NH_4NO_3 , entsteht durch Neutralisation von Ammoniaklösung mit HNO_3 in großen spießförmigen Krystallen. Dient zur Darstellung des Stickoxyduls (vergl. S. 31).

Kohlensaures Ammon, $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$. Das käufliche kohlensaure Ammon (Hirschhornsalz) ist ein Gemenge von saurem kohlensaurem Ammon $(\text{NH}_4)\text{HCO}_3$ mit carbaminsaurem Ammon (vergl. Reg.) $(\text{NH}_4)(\text{NH}_2)\text{CO}_2$ und wird durch Sublimation von NH_4Cl oder $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$ mit kohlensaurem Kalk (CaCO_3) gewonnen. Durch Aufnahme von NH_3 geht das Hirschhornsalz in neutrales kohlensaures Ammon $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$ über. Beide Salze verlieren an der Luft NH_3 und gehen in saures kohlensaures Ammon $(\text{NH}_4)\text{HCO}_3$ über.

Schwefelsaures Ammon, $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$, in farblosen Säulen kristallisirendes Salz.

Ammoniumhydrosulfür (NH_4SH) entsteht durch Einleiten von H_2S in Ammoniaklösung. Die farblose Lösung, die durch Luftzutritt nach und nach gelb wird, ist ein wichtiges Reagens zur Erkennung der Metalle. Die Gelbfärbung rührt von sich bildenden Polysulfiden her (gelbes Schwefelammonium), die auch erhalten werden durch direktes Eintragen von S in farbloses NH_4SH .

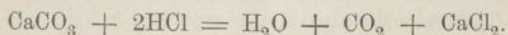
Die Ammoniumverbindungen sind in der Hitze flüchtig und entwickeln mit Alkalien gekocht Ammoniak.

II
Calcium = Ca = 40.

In der Natur sehr verbreitet als kohlensaurer, schwefelsaurer, phosphorsaurer und kiesel-saurer Kalk. Dargestellt durch Erhitzen von Chlorcalcium mit Zink und Natrium und durch Elektrolyse des Chlorcalciums. Messinggelbes, dehnbares, mit intensivem Licht verbrennendes Metall.

Calciumoxyd (CaO) erhalten durch Glühen von kohlensaurem Kalk in den Kalköfen (gebrannter Kalk). Weiße bis grauweiße Masse, die mit Wasser übergossen unter starker Wärmeentwicklung sich aufbläht und in ein weißes, lockeres Pulver, das **Calciumhydroxyd Ca(OH)₂** oder gelöschten Kalk zerfällt. Durch mehr Zusatz von H₂O entsteht eine dicke milchige Masse, Kalkmilch, deren wasserhelles Filtrat, das Kalkwasser, eine Lösung des Hydroxydes in 800 Teilen Wasser ist. Das Kalkwasser trübt sich beim Einleiten von CO₂ unter Bildung von kohlensaurem Kalk. Der gelöschte Kalk bildet mit Wasser und Sand den Mörtel; an der Luft nimmt Ca(OH)₂ begierig CO₂ auf, worauf das Festwerden des Mörtels beruht.

Chlorcalcium (CaCl₂) durch Lösen von kohlensaurem Kalk in HCl erhalten:



Krystallisiert aus der wässrigen Lösung mit 6H₂O; weiße Masse, die an der Luft begierig Wasser anzieht und zerfließt. Mit Eis oder Schnee vermischt gibt das Chlorcalcium eine starke Kältemischung (— 48°).

Fluorcalcium (CaF₂) als Flußspath regulär krystallisiert, befördert als Zuschlag bei Schmelzprozessen den Fluß. Dient zur Darstellung der Flußsäure (vergl. S. 24).

Chlorkalk entsteht beim Ueberleiten von Cl über Ca(OH)₂ und ist wahrscheinlich ein Gemisch von unter-chlorigsaurem Kalk Ca(ClO)₂ und CaCl₂ (vergl. S. 21). Riecht schwach nach Cl und entwickelt mit Säuren Cl. Desinfektionsmittel.

Salpetersaurer Kalk, $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$, Mauersalpeter, findet sich als Auswitterung an den feuchten Mauern von Viehställen, Aborten u. s. w.

Schwefelsaurer Kalk (CaSO_4) kommt in der Natur vor wasserfrei als Anhydrit, mit $2\text{H}_2\text{O}$ als Gips. Der Gips verliert durch Brennen sein Wasser; mit Wasser angerührt nimmt er dasselbe wieder auf und erhärtet, worauf seine ausgedehnte Verwendung beruht. CaSO_4 ist in 400 Teilen H_2O löslich und findet sich in fast allen natürlichen Wässern.

Phosphorsaurer Kalk, $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$, findet sich in der Natur als Apatit; als Phosphorit in großen Massen in Spanien; der Hauptbestandteil der Knochenasche ist phosphorsaurer Kalk. Durch Zersetzung des natürlichen phosphorsauren Kalks mit H_2SO_4 entstehen die als Düngemittel gebrauchten Superphosphate.

Kieselsaurer Kalk, CaSiO_3 , bildet mit kieselbarem Alkali das Glas. Natronglas ist leicht schmelzbar, Kaliglas (Crown Glas) schwer. Durch Metalloxyde wird das Glas gefärbt, so durch Eisen grün, Mangan violett, Kobalt blau, Uran gelbgrün.

Kohlensaurer Kalk (CaCO_3) in der Natur krystallinischkörnig als Marmor, dimorph krystallisiert als Kalkspath und Aragonit, amorph als Kalkstein und Kreide, bildet den Hauptbestandteil der Korallen, Muscheln, Eierschalen. Künstlich durch Fällen einer Lösung von CaCl_2 mit Na_2CO_3 erhalten. Unlöslich in reinem Wasser, löslich in kohlensäurehaltigem Wasser.

Schwefelcalcium (CaS) entsteht durch Glühen von CaSO_4 mit C. Gelbliche oder graue Masse.

^{II}
Strontium = Sr = 88.

In der Natur als kohlensaurer Strontian, Strontianit und schwefelsaurer Strontian, Cölestin. Sr dargestellt durch Elektrolyse des Chlorstrontiums. Gelbliches, dem Ca

in seinen Eigenschaften und Verbindungen sehr ähnliches Metall.

Strontiumoxyd, Strontian, (SrO) entsteht durch Glühen des salpetersauren Strontians, $\text{Sr}(\text{NO}_3)_2$ als weißes Pulver. Mit Wasser geht es in **Strontiumhydroxyd** ($\text{Sr}(\text{OH})_2$) über, welches mit $8\text{H}_2\text{O}$ krystallisiert und in der Zuckerindustrie zur Entzuckerung der Melasse Anwendung findet (vergl. Zucker).

Chlorstrontium (SrCl_2) krystallisiert mit $6\text{H}_2\text{O}$. — Schwefelstrontium, SrS. Die löslichen Strontiansalze färben die Flamme intensiv **rot**.

II Baryum = Ba = 137.

In der Natur als **kohlensaurer Baryt**, Witherit und **schwefelsaurer Baryt**, Schwerspath. Dargestellt wie das Sr. In seinen Eigenschaften und Verbindungen dem Sr und Ca sehr ähnlich.

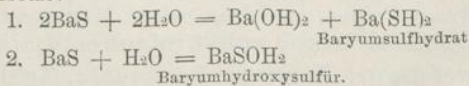
Baryumoxyd, Baryt, BaO, erhalten wie SrO. Geht durch Wasser über in **Baryumhydroxyd, Ba(OH)₂**, welches mit $8\text{H}_2\text{O}$ krystallisiert und stark alkalisch reagiert. Geglüht verliert es sein Krystallwasser, aber nicht sein Hydratwasser. Seine Lösung in Wasser, das Barytwasser, dient zum Nachweis von CO_2 .

Baryumsuperoxyd (BaO₂) entsteht durch gelindes Erhitzen von BaO in Sauerstoff und dient zur Darstellung von Wasserstoffsuperoxyd (vergl. S. 19).

Chlorbaryum (BaCl₂) krystallisiert mit $2\text{H}_2\text{O}$ und dient zum Nachweis von Schwefelsäure, mit der es unlösliches Baryumsulfat (BaSO_4) bildet.

Die löslichen Baryumsalze färben die Flamme gelbgrün.

Schwefelbaryum (BaS) erhalten durch Glühen des schwefelsauren Baryts mit C, ist fest und wird durch H_2O auf zweierlei Weise zersetzt:



Ähnlich verhalten sich CaS und SrS.

Die Metalle Ca, Sr, Ba bilden Hydroxyde von der Formel $\text{R}(\text{OH})_2$, welche in Wasser mehr oder minder löslich sind und alkalisch reagiren. Zum Unterschied von den Alkalien bilden ihre löslichen Salze mit kohlensaurem Natron Niederschläge (RCO_3). Außerdem bilden sie mit Phosphorsäure, Arsensäure und Oxalsäure in Wasser unlösliche, dagegen in HCl lösliche Salze. SrSO_4 und BaSO_4 sind auch in Säuren unlöslich. Kalk, Strontian und Baryt bilden die Gruppe der **alkalischen Erden**.

Magnesium = $\text{Mg} = 24$.

In der Natur als kohlensaure Magnesia, Magnesit, als eine isomorphe Mischung von kohlensaurer Magnesia mit kohlensaurem Kalk, **Dolomit**, als Silicat, Speckstein, als Chlormagnesium im Meerwasser und Steinsalzlager. Dargestellt durch Glühen von Chlormagnesium mit Na oder durch Elektrolyse des Chlormagnesiums. Silberweißes, glänzendes, dehnbares Metall, verbrennt an der Luft mit glänzend weißem Licht zu Magnesia (Magnesiumlicht). Leicht löslich in Säuren.

Magnesiumoxyd, Magnesia, MgO . Weißes, lockeres, unschmelzbares, in Säuren lösliches Pulver, durch Glühen des kohlensauren Magnesia erhalten (Magnesia usta).

Magnesiumhydroxyd, $\text{Mg}(\text{OH})_2$, wird aus Magnesiumsalzlösungen durch Alkali gefällt; unlöslich in Wasser, dagegen löslich bei Gegenwart von Ammonsalzen.

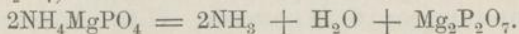
Chlormagnesium (MgCl_2) im Meerwasser und in vielen Salzsoolen. Bildet manche Doppelsalze, so MgCl_2 , KCl, $6\text{H}_2\text{O}$, den Carnallit.

Kohlensaure Magnesia, MgCO_3 (vergl. oben). Fällt man Magnesiumlösungen mit kohlensaurem Kali oder Natron, so entsteht ein nach dem Trocknen weißes, sehr leichtes und lockeres Pulver, welches neben Magnesiumcarbonat noch Magnesiumhydroxyd enthält (Magnesia alba).

Schwefelsaure Magnesia, Bittersalz, MgSO_4 , findet sich in den Bitterwässern (bitterer Geschmack) und kry-

stallisirt mit $7\text{H}_2\text{O}$ isomorph mit Zink- und Nickelsulfat. Die Doppelsalze von Magnesiumsulfat krystallisiren hingegen mit $6\text{H}_2\text{O}$.

Phosphorsaure Magnesia, $\text{Mg}_3(\text{PO}_4)_2$, in Pflanzen- und Knochenasche; ferner im Harn, bei dessen Fäulnis durch Ammoniakbildung schwerlösliche phosphorsaure Ammoniak-Magnesia (NH_4MgPO_4) entsteht. Dasselbe weisse, krystallinische Salz entsteht durch Fällung einer Magnesiälösung mit phosphorsaurem Ammon oder phosphorsaurem Natron bei Gegenwart von NH_4Cl (Erkennung des Mg). Beim Glühen geht es in pyrophosphorsaure Magnesia ($\text{Mg}_2\text{P}_2\text{O}_7$) über:



Beryllium = Be = 9.

Findet sich im Beryll (Smaragd) u. a. Dargestellt wie das Aluminium (vergl. dort). Dunkelgraues Pulver, leichter schmelzbar als Silber. Berylliumoxyd (BeO); Berylliumhydroxyd, $\text{Be}(\text{OH})_2$, durch Alkali aus den Salzen gefällt, geht beim Glühen in BeO über. Chlorberyllium (BeCl_2) schmelzbar und flüchtig. Die löslichen Berylliumsalze schmecken süßlich zusammenziehend.

Cermetalle.

Cer = Ce = 138, bildet mit O das Ceresquioxyd (Ce_2O_3) und das Cerdioxyd (CeO_2). Ersteres bildet rötliche, letzteres orangefarbene Salze, welche mit HCl Chlor entwickeln.

Lanthan = La = 139, dem Cer sehr ähnlich, bildet Lanthanesquioxyd (La_2O_3). Weisse Salze. Didym = Di = 144, bildet weisses Didymesquioxyd (Di_2O_3), welches rötliche bis violette Salze bildet. Die Sulfate von Ce, La und Di geben mit K_2SO_4 Niederschläge.

Yttriummetalle.

Yttrium, Erbium, Terbium u. a. in Nordamerika, Skandinavien und am Ural vorkommenden Mineralien, z. B. im Gadolinit.

Aluminium = ^{III}Al = 27.

Als Thonerde, Al_2O_3 (Smirgel, Rubin, Saphir, Korund) als Thonerdesilicat (Thon), und in vielen

anderen Verbindungen vorkommend, z. B. in den Doppelsilikaten (Feldspath), die bei ihrer Verwitterung in Kaolin und Thon übergehen, welche zur Porzellan- und Thonwarenfabrikation dienen. Dargestellt durch Schmelzen von Chloraluminium mit Na unter einer Decke von NaCl oder durch Elektrolyse. Silberweißes, stark glänzendes, dehnbares und leichtes Metall. Oxydirt sich sehr langsam an der Luft, schmilzt in der Glühhitze, verbrennt in dünnen Blättchen mit intensivem Licht und löst sich leicht in Salzsäure und in Kalilauge. Al tritt in seinen Verbindungen immer als sechswerthiges Doppelatom = Al_2 auf.

Aluminiumoxyd, Thonerde, Al_2O_3 . (Vorkommen vergl. oben.) Der Smirgel wird wegen seiner großen Härte als Schleif- und Polirmittel gebraucht. Fällt man eine Aluminiumlösung mit Ammoniak oder kohlensaurem Natron, so entsteht ein weißer, oft schleimiger Niederschlag von

Aluminiumhydroxyd, $\text{Al}_2(\text{OH})_6$. Derselbe ist in Säuren und Aetzkali löslich und geht beim Glühen in Al_2O_3 über, welches nur im Knallgasgebläse schmilzt.

Das $\text{Al}_2(\text{OH})_6$ verhält sich Alkalien gegenüber wie eine Säure; es löst sich darin unter Bildung von Aluminaten ($\text{Al}_2(\text{OK})_6$ = Kaliumaluminat).

Chloraluminium (Al_2Cl_6), erhalten durch Glühen eines Gemenges von Al_2O_3 und C im Cl-Strom. Weißes, in Blättchen sublimirende, an der Luft zerfließliche Masse.

Fluoraluminium (Al_2F_6), im Kryolith und Topas vorkommend.

Schwefelsaure Thonerde, $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$, entsteht durch Erhitzen von Thon mit Schwefelsäure und krystallisirt mit $18\text{H}_2\text{O}$. Leicht löslich, die Lösung schmeckt widerlich süß. Bildet mit schwefelsaurem Kali ein Doppelsalz mit $24\text{H}_2\text{O}$, den

Alaun, $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3, \text{K}_2\text{SO}_4, 24\text{H}_2\text{O}$, der in großen Octaëdern krystallisirt. Schmilzt in seinem Krystallwasser unter Bildung einer weißen, porösen Masse, gebrannter Alaun (Alumen ustum).

Im Alaun kann das Kalium ersetzt werden durch Natrium und Ammonium, ebenso das Aluminium durch Fe_2 , Cr_2 und Mn_2 (Eisen-, Chrom- und Manganalaune). Alle Alaune krystallisiren regulär mit $24\text{H}_2\text{O}$.

Kieselsaure Thonerde (Al_2SiO_5) als Cyanit und Andalusit, dann als Hauptbestandteil von Feldspath, Glimmer, Turmalin, Granat u. a. vorkommend. Durch Verwitterung des Feldspaths bildet sich der Thon, der in reinster Form als Kaolin vorkommt.

Ultramarin, Thonerde-Natronsilikat = $\text{Na}_3\text{Al}_2\text{Si}_2\text{O}_8$, das noch Na, S und O enthält, entsteht durch Glühen von Kaolin mit schwefelsaurem Natron und Kohle und bildet eine prachtvolle blaue Farbe. Früher aus dem Lasurstein (lapis lazuli) erhalten.

Indium = In. Indiumoxyd (In_2O_3).
 Gallium = Ga. Galliumoxyd (Ga_2O_3).

II. IV. VI.

Eisen = Fe = 56.

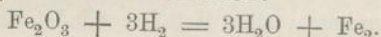
Das verbreitetste aller Metalle. Findet sich gediegen in den **Meteoriten**; mit Sauerstoff verbunden als **Eisenglanz oder Roteisenstein** (Fe_2O_3), **Brauneisenstein**, $\text{Fe}_2(\text{OH})_6 + \text{Fe}_2\text{O}_3$, **Magneteisenstein** (Fe_3O_4), **Spath-eisenstein** (FeCO_3); mit Schwefel verbunden als **Eisenkies** (Schwefelkies = FeS_2) u. s. w. Das metallische Eisen wird aus seinen Sauerstoffverbindungen in den Hochöfen gewonnen. Die Erze werden mit Quarz und Kalk gemischt, dann abwechselnd mit Lagen von Kohle in Schachtöfen (Hochöfen) aufeinander geschichtet und geschmolzen. Das entstehende glühende Kohlenoxyd verursacht die Reduktion des Eisens zu **Roheisen**, während sich Kalk und Quarz zu einer flüssigen **Hochofenschlacke** verbinden, die auf dem geschmolzenen Eisen schwimmt und den Luftzutritt (Oxydation) verhindert. Das Roheisen enthält bis 5 % C, geringe Mengen von Si und P. Außerdem enthält das Roheisen meist weniger oder mehr Mangan (Ferromangan).

Das Roheisen wird durch Umschmelzen mit Holzkohle und mit Hilfe eines Luftgebläses in **Schmiedeeisen** mit 0,2 bis 0,6 % C übergeführt. (Frisch- und Puddlingsproceß). Während das Roheisen spröde und grobkörnig ist, ist das Schmiedeeisen schweißbar und hat einen zackigen, sehnigen Bruch.

Der **Stahl** liegt mit seinem C-Gehalt zwischen Roheisen und Schmiedeeisen (0,4—2 % C). Er wird aus Roheisen gewonnen, dem man einen Teil seines C entzieht, indem man Luft durch flüssiges Roheisen strömen läßt, — oder aus Schmiedeeisen, dem man wieder C zuführt, indem man es mit Kohlenpulver glüht. Das erstere geschieht in birnförmigen Retorten, deren Wände mit einer Masse aus Kalk und Magnesia gefüttert sind; hierdurch wird der P, der das Fe spröde macht, in Säureform absorbiert. Die entstehende Masse, die **Thomasschlacke**, ist ein Kalkphosphat und wird als Düngemittel benutzt.

Der Stahl ist feinkörnig, läßt sich schmieden und durch Glühen und schnelles Abkühlen härten.

Chemisch reines Eisen wird erhalten durch Reduktion von Eisenoxyd mittelst Wasserstoff:



Es bildet ein graues Pulver, das an feuchter Luft Sauerstoff, Wasser und Kohlensäure aufnimmt (es rostet). Verbrennt in der Weißglühhitze zu Eisenoxydoxydul (Fe_3O_4) (Hamerschlag) und zersetzt glühend das Wasser. Löslich in Salzsäure, Schwefelsäure und Salpetersäure. Das Eisen bildet 2 Reihen von Verbindungen: Oxydul- und Oxydverbindungen.

Eisenoxydul (FeO), entsteht beim Glühen von Eisenoxyd (Fe_2O_3) in einem Gemenge von CO und CO_2 . Schwarzes Pulver. Aus Eisenoxydulsalzen fällen Alkalien weißes Eisenhydroxydul, $\text{Fe}(\text{OH})_2$, welches schnell O anzieht und in braunes Eisenoxydhydrat, $\text{Fe}_2(\text{OH})_6$, übergeht.

Eisenoxyd (Fe_2O_3), krystallisiert schwarz, amorph rotbraun, in Säuren schwer löslich. Aus Auflösungen von Eisenoxydsalzen fällen Alkalien rotbraunes Eisenoxydhydrat, $\text{Fe}_2(\text{OH})_6$, welches beim Glühen in Fe_2O_3 über-

geht (Quantitative Bestimmung des Fe). Fe_2O_3 wird im Großen durch Eindampfen der Mutterlaugen von Eisenvitriol und Glühen des Rückstandes dargestellt (Englischrot oder Caput mortuum).

Eisenoxydoxydul, $\text{Fe}_2\text{O}_3 + \text{FeO} = \text{Fe}_3\text{O}_4$. In der Natur als Magneteisenstein von schwarzer Farbe.

Glüht man Eisenfeile mit HNO_3 (Salpeter), so erhält man beim Auslaugen mit H_2O eine rote Lösung von eisensaurem Kali (K_2FeO_4). Das Eisensäure-Anhydrid (FeO_3) ist frei nicht bekannt.

Eisenchlorür, Ferrochlorid, FeCl_2 , entsteht durch Lösen von Fe in HCl mit $4\text{H}_2\text{O}$ krystallisirt; grün.

Eisenchlorid, Ferrichlorid, Fe_2Cl_6 , entsteht beim Erhitzen von Fe im Cl -Strom als flüchtige, braune, metallglänzende Blättchen, oder durch Lösen von Fe in Königswasser. Eine Lösung von Fe_2Cl_6 in H_2O krystallisirt mit $12\text{H}_2\text{O}$.

Schwefelsaures Eisenoxydul, Ferrosulfat, FeSO_4 , entsteht durch Lösen von Fe in verdünnter H_2SO_4 . Krystallisirt blaugrün mit $7\text{H}_2\text{O}$ (**Eisenvitriol**). Leicht löslich, verliert in der Hitze das Krystallwasser und wird weiß. Oxydirt sich an der Luft und geht in braungelbes, basisches Oxydsulfat über. Bildet mit Ammoniumsulfat ein Doppelsalz (**Mohr'sches Salz**), welches mit $6\text{H}_2\text{O}$ krystallisirt. **Schwefelsaures Eisenoxyd**, Ferrisulfat, $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$, ist weiß und krystallisirt mit $9\text{H}_2\text{O}$.

Kohlensaures Eisenoxydul (FeCO_3) und phosphorsaures Eisenoxydul, $\text{Fe}_3(\text{PO}_4)_2 \cdot 8\text{H}_2\text{O}$ sind häufig angewandte Arzneimittel.

Ferrocyankalium und Ferricyankalium, vergl. Register.

Schwefeleisen, Ferrosulfid, Eisensulfuret, FeS , entsteht durch Erhitzen von Eisenfeile mit S. FeS löst sich zum Unterschied von den anderen Schwefelungsstufen des Fe vollständig in HCl unter Entwicklung von H_2S auf. (Darstellung des H_2S .)

Weitere Schwefelungsstufen sind Fe_2S_3 , Eisensesquisulfuret, Ferrisulfid; FeS_2 , Doppelschwefeleisen, Eisen-

bisulfuret, dimorph vorkommend als **Schwefelkies** und **Markasit**; FeS_2 , Magnetkies.

II. IV. VI.

Kobalt = Co = 60 (59).

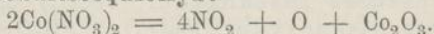
Findet sich im **Speiskobalt** (CoAs_2) und **Glanzkobalt** (CoAsS). Die Kobalterze enthalten stets Nickel, umgekehrt enthalten die Nickelerze stets Co. Co wird dargestellt durch Reduktion seiner Sauerstoffverbindungen (mittelst H oder C). Graues, hartes aber dehnbares Metall, das erst in sehr starker Hitze schmilzt. Löst sich nur in Salpetersäure mit Leichtigkeit zu salpetersaurem Kobalt, $\text{Co}(\text{NO}_3)_2$ (rote, zerfließliche Krystalle). Man kennt wie beim Fe Oxydul- und Oxydverbindungen des Co; die letzteren sind nicht oder nur wenig beständig.

Kobaltoxydul (CoO), ein graugrünes Pulver, entsteht durch Glühen des Kobalhydroxyduls $\text{Co}(\text{OH})_2$ unter Luftabschluß, welches letztere als rötlicher Niederschlag aus Kobaltlösungen durch Alkalien gefällt wird.

Dieser Niederschlag nimmt an der Luft O auf und geht in dunkelbraunes Kobaltsesquioxydhydrat, $\text{Co}_2(\text{OH})_3$, über. Wird das Kobalhydroxydul bei Luftzutritt geglüht, so entsteht schwarzes Kobaltoxydoxydul (Co_3O_4).

Das **Kobaltsequioxydhydrat**, $\text{Co}_2(\text{OH})_3$, entsteht als schwarzer Niederschlag beim Füllen von Kobaltlösungen mittelst Alkali bei Gegenwart von Cl oder Br. Durch gelindes Erhitzen des salpetersauren Kobalts entsteht

das **Kobaltsesquioxyd**:



Die Sesquioxydverbindungen des Co entwickeln mit HCl Cl und gehen in **Kobaltchlorür** (CoCl_2) über. Dies wird dargestellt durch Verbrennen von Co im Chlorstrom. Rote Krystalle mit $6\text{H}_2\text{O}$. Durch Erhitzen verlieren dieselben das Wasser und werden blau. Die Kobaltoxydulverbindungen sind überhaupt in wasserhaltigem Zustande **rot**, in wasserfreiem hingegen **blau**.

Schwefelsaures Kobalt, Kobaltsulfat, CoSO_4 , krystallisirt rot mit $7\text{H}_2\text{O}$, isomorph dem Eisen- und Nickelsulfat. ($\text{FeSO}_4, 7\text{H}_2\text{O}$; $\text{NiSO}_4, 7\text{H}_2\text{O}$.) Die Kobalt-

salze sind in einem Ueberschuß von Ammoniak mit rotbrauner Farbe löslich. — Sie werden vielfach angewandt in der Glasindustrie, um Glasflüsse blau zu färben.

Schwefelkobalt (CoS) durch Fällen der neutralen oder alkalischen Kobaltsalze mit Schwefelalkali als schwarzer Niederschlag erhalten. In verdünnten Säuren unlöslich. Die Kobaltsalze geben zum Unterschied von den Nickelsalzen mit salpetrigsaurem Kali in essigsaurer Lösung einen **gelben Niederschlag von salpetrigsaurem Kobaltsesquioxyd-Kali**, $\text{Co}_2(\text{NO}_2)_6$, 6KNO_2 (Trennung des Co von Ni).

Der Eisensäure analog ist die Kobaltsäure (CoO_3).

II. IV.

Nickel = Ni = 59 (58).

Findet sich hauptsächlich im **Nickelglanz** (NiAsS) und im **Kupfernickel** (NiAs).

Von Vorkommen, Darstellung und Eigenschaften gilt dasselbe wie beim Co.

Leicht löslich in Salpetersäure mit **grüner** Farbe. Da das Nickel ein äußerst widerstandsfähiges Metall ist, wird es angewandt zum Vernickeln, zur Herstellung von **Münzen** (1 Teil Ni auf 3 Teile Cu) und Instrumenten.

Neusilber ist eine Legirung von Ni, Cu und Zn. Vom Nickel sind ebenfalls Oxydulverbindungen und Oxyde bekannt. Die Salze der Letzteren sind wie die des Co_2O_3 unbeständig.

Nickeloxydul (NiO), grüngraues Pulver, entsteht durch Erhitzen des Nickelhydroxyduls, $\text{Ni}(\text{OH})_2$ (unter Luftabschlufs), welches durch Alkalien aus Nickelsalzlösungen als hellgrüner Niederschlag ausfällt. Bei Gegenwart von Cl oder Br fällt durch Alkalien schwarzes **Nickelsesquioxydhydrat**, $\text{Ni}_2(\text{OH})_6$, welches beim Erhitzen in H_2O , O und NiO zerfällt. **Nickelsesquioxyd** (Ni_2O_3) wird durch gelindes Glühen des kohlensauren Nickels in Luft oder Sauerstoff erhalten. Beide lösen sich in HCl unter Cl-Entwicklung.

Nickelchlorür (NiCl_2). Grüne Krystalle mit $6\text{H}_2\text{O}$.

Schwefelsaures Nickeloxydul, Nickelsulfat (NiSO_4) krystallisirt grün mit $7\text{H}_2\text{O}$ (vergl. Co und Fe). Die Nickelsalze sind in einem Ueberschuß von Ammoniak mit **blauer** Farbe (ähnlich wie Kupfer) löslich.

Schwefelnickel (NiS), schwarzer Niederschlag, vergleiche Co.

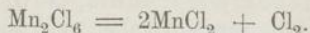
II. IV. VI.

Mangan = Mn = 55.

Kommt fast nur in oxydirtter Form vor als Braunit (Mn_2O_3), Hausmannit (Mn_3O_4), **Braunstein (Pyrolusit), MnO_2** , Manganspath (MnCO_3). Aus seinen Oxydverbindungen durch Reduktion mittelst Kohle in starker Glühhitze erhalten. Sehr hartes und sprödes, graues Metall.

Manganoxydul (MnO) entsteht aus den höheren Manganoxiden durch Glühen im H-Strom. Grünliches Pulver. Durch Füllen der Manganoxydulsalze mittelst Alkalien entsteht Manganhydroxydul, $\text{Mn}(\text{OH})_2$, ein weißer Niederschlag, der durch den Luftsauerstoff höher oxydirt wird; er wird hierbei braun. Manganoxydul bildet mit Säuren die **Manganosalze**, die eine blafsrote Farbe besitzen (MnCl_2 ; $\text{MnSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$). MnCO_3 fällt aus den Oxydulsalzen durch kohlensaure Alkalien weiß, wird jedoch durch Oxydation allmählig braun.

Manganoxyd (Mn_2O_3), schwarzes Pulver, durch vorsichtiges Erhitzen des Hydroxydes erhalten. Bildet mit Säuren Manganisalze, die jedoch sehr unbeständig sind, sie zerfallen z. B. in der Wärme, indem sie in Manganosalze übergehen:

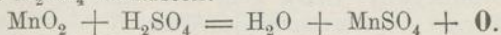


Manganoxydoxydul (Mn_3O_4) entsteht durch Glühen aller Mangansauerstoffverbindungen und vieler Manganosalze bei Luftzutritt.

- 1) $3\text{MnO} + \text{O} = \text{Mn}_3\text{O}_4$;
- 2) $3\text{Mn}_2\text{O}_3 = 2\text{Mn}_3\text{O}_4 + \text{O}$;
- 3) $3\text{MnO}_2 = \text{Mn}_3\text{O}_4 + \text{O}_2$;
- 4) $3\text{MnCO}_3 + \text{O} = \text{Mn}_3\text{O}_4 + 3\text{CO}_2$ etc.

Mangandioxyd (MnO_2), Mangansuperoxyd, ist natürlich vorkommend das wichtigste Manganerz, der Braunerstein. Krystallisiert grau oder schwarz; meist in glänzenden strahligen Massen. Entwickelt mit HCl Chlor:

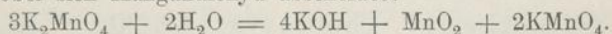
$\text{MnO}_2 + 4\text{HCl} = 2\text{H}_2\text{O} + \text{MnCl}_2 + \text{Cl}_2$ (vergl. S. 20),
— mit H_2SO_4 Sauerstoff:



Das Hydrat des Mangandioxyds zeigt bereits schwach saure Eigenschaften, indem es sich mit CaO und BaO zu Manganimen verbindet, z. B.: CaMnO_3 .

Mangansäuren.

Schmilzt man Manganoxyde mit kohlen-saurem Kali und Salpeter, so entsteht eine schwarzgrüne Schmelze, die sich in Wasser intensiv grün löst. Die Lösung liefert dunkelgrüne Krystalle von Kaliummanganat oder **mangansau-rem Kali** (K_2MnO_4) (isomorph K_2SO_4). Die Lösung von K_2MnO_4 zersetzt sich schon beim Stehen oder durch Zusatz von HNO_3 und verwandelt sich in eine intensiv rotviolette Lösung von **Kaliumpermanganat** (KMnO_4), wobei sich Mangandioxyd abscheidet:



Das Kaliumpermanganat oder übermangansau-ere Kali wird direkt dargestellt durch schwaches Glühen von MnO_2 mit KOH und KClO_3 . Fast schwarze, violett-schimmernde Krystalle; starkes Antisepticum.

Mangansulfür, Schwefelmangan (MnS) wird aus neutralen Manganlösungen durch Schwefelammon als fleischfarbiger oder grüner Niederschlag gefällt.

Die Manganverbindungen geben mit Soda und Salpeter eine grüne Schmelze, wodurch sie erkannt und nachgewiesen werden.

II. IV. VI.

Chrom = Cr = 52.

Findet sich im **Chromeisenstein**, einer Verbindung von FeO , MgO , Cr_2O_3 , Al_2O_3 und Fe_2O_3 . Cr wird dargestellt durch Erhitzen von Chromchlorid mit Na oder Zn . Graues, krystallinisches, schwer schmelzbares Pulver; ver-

brennt beim Erhitzen zu Chromoxyd, löst sich in Schwefel- und Salzsäure. Die Verbindungen des Cr zeigen prachtvolle, charakteristische Farben; daher sein Name. Das Chrom bildet drei Reihen von Verbindungen: Oxydulverbindungen, Oxydverbindungen und Säuren.

Chromoxydul (CrO), geht wie seine Salze schnell in Oxyd, resp. Oxydverbindungen über.

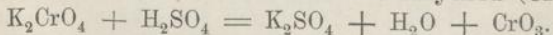
Chromoxyd (Cr_2O_3), grünes, in Säuren und Alkalien unlösliches Pulver; entsteht durch Glühen des Chromhydroxydes, $\text{Cr}_2(\text{OH})_6$, welches durch Alkalien aus Chromoxydsalzen graugrün ausfällt. Cr_2O_3 vermag in Rhomboëdern zu krystallisiren und ist dann isomorph der Thonerde und dem Eisenoxyd.

$\text{Cr}_2(\text{OH})_6$ löst sich in HCl mit grüner Farbe zu **Chromchlorid (Cr_2Cl_6)**. Dies entsteht ferner (analog Al_2Cl_6) aus Cr_2O_3 durch Glühen mit C im Cl-Strom. Rote, blättrige Krystallmasse, die in Wasser unter Zusatz von Chromchlorür (CrCl_3), mit grüner Farbe sich löst. Durch Lösung von $\text{Cr}_2(\text{OH})_6$ in den betreffenden Säuren entstehen $\text{Cr}_2(\text{NO}_3)_6$, $\text{Cr}_2(\text{PO}_4)_2$, $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$, deren Lösungen theils violett, theils grün sind.

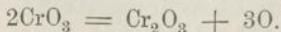
Schwefelsaures Chromoxyd, $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$, blaue Krystalle mit $18\text{H}_2\text{O}$; bildet mit K_2SO_4 den **Chromalaun**, $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 \cdot \text{K}_2\text{SO}_4 \cdot 24\text{H}_2\text{O}$ (vergl. S. 63). Dunkelviolette Octaëder.

Wird Chromoxyd oder eines seiner Salze mit Salpeter geschmolzen, so entstehet chromsaures Salz, das sich in Wasser **gelb** löst (Nachweis des Cr).

Wird chromsaures Kali (K_2CrO_4) durch conc. H_2SO_4 zersetzt, so entsteht das **Chromsäureanhydrid (CrO_3)**:



CrO_3 wird kurz Chromsäure genannt, da H_2CrO_4 nicht frei bekannt ist. Rotbraune, an der Luft zerfließliche Krystallnadeln. CrO_3 zerfällt in der Hitze in Cr_2O_3 und O:

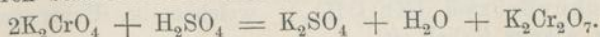


CrO_3 ist ein starkes Oxydationsmittel; oxydirt z. B.: C zu CO_2 .

Chromsaures Kali, Kaliumchromat, K_2CrO_4 ,

bildet gelbe Krystalle; wird im Großen durch Schmelzen von Chromeisenstein mit kohlen-saurem Kali und Kalk und Auslaugen der Schmelze mit Wasser dargestellt. Isomorph dem schwefelsauren Kali.

Doppeltchromsaures Kali, Kaliumbichromat, $K_2Cr_2O_7$, bildet rote Krystalle und entsteht aus K_2CrO_4 durch behandeln mit einer Säure:



Chlorchromsäure, Chromylechlorid, CrO_2Cl_2 , dunkelrote Flüssigkeit, entsteht durch Destillation von chromsaurem Kali mit NaCl und rauchender H_2SO_4 .

Fe, Mn, Ni, Co und Cr stimmen insofern mit dem Aluminium überein, als sie sämmtlich Verbindungen mit einem 6werthigen Doppelatom bilden, z. B.: $\overset{VI}{R_2}O_3$.

Thallium = Tl.

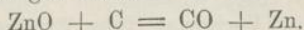
In manchen Schwefelkiesen, sowie in Salzsoolen, wie z. B. Nauheim. Weißes, sehr weiches, beim Glühen flüchtiges Metall; färbt blaue Flammen grün.

Thalliumoxyd (Tl_2O), braun. Seine Salze, wie schwefelsaures Thalliumoxyd (Tl_2SO_4) oder salpetersaures Thalliumoxyd ($TlNO_3$) sind denen des Kaliums isomorph. Thalliumchlorid ($TlCl$), schwer löslich, bildet mit Platinchlorid Doppelsalze. Außerdem sind zu erwähnen das Thalliumtrichlorid ($TlCl_3$) und das Thalliumsesquioxyd (Tl_2O_3).

$\overset{II}{Zn} = Zn = 65.$

Kommt in der Natur vor als kohlen-saures Zink (**edler Galmei**), als kieselsaures Zink (**Kieselgalmei**) und als Schwefelzink (**Zinkblende**).

Die Zinkerze werden geröstet und mit Kohle in Muffeln oder Röhren geglüht, wobei Zink überdestillirt, welches in Vorlagen aufgefangen wird:

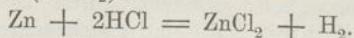


Zn ist ein bläulich-weißes Metall, zeigt grob krystallinischen Bruch, ist ziemlich spröde, bei 100—150° geschmeidig, bei 200° wieder spröde, schmilzt bei 412° und

siedet bei 1000°. Verbrennt mit bläulich-weißer Flamme zu Zinkoxyd. Von Säuren und Alkalien wird Zn unter Wasserstoffentwicklung gelöst.

Zinkoxyd (ZnO) entsteht durch Verbrennen des Zinks oder durch Glühen des kohlensauren Zinks. Weißes, in der Hitze gelbes Pulver; findet als Zinkweiß viel Verwendung. Aus Zinksalzlösungen fallen Alkalien weißes Zinkhydroxyd ($\text{Zn}(\text{OH})_2$), welches im Ueberschuss des Alkalis löslich ist.

Chlorzink (ZnCl_2):



Zerfließliche Masse, in der Medizin als Desinfektions- und Aetzmittel angewandt.

Kohlensaures Zink (ZnCO_3) entsteht beim Fällen von Zinksalzlösungen mittelst kohlensauren Natrons als weißer Niederschlag.

Schwefelsaures Zink ($\text{ZnSO}_4, 7\text{H}_2\text{O}$), Zinkvitriol, Zincum sulfuricum.



Farblose, leicht lösliche, dem Bittersalz ($\text{MgSO}_4, 7\text{H}_2\text{O}$) isomorphe Krystalle.

Schwefelzink (ZnS) in der Natur als Zinkblende. ZnS fällt als weißer Niederschlag aus neutralen oder essigsauren Zinksalzlösungen durch Schwefelwasserstoff (quantitative Bestimmung des Zn). ZnS ist in verdünnten Mineralsäuren löslich; dagegen unlöslich in Essigsäure.

Messing besteht aus 30% Zn und 70% Kupfer.

II.
Cadmium = Cd = 112.

Kommt als Begleiter des Zn in dessen Erzen (Galmei und Zinkblende) vor; ferner als Schwefelcadmium (Greenokit). Weißes, weiches, bei 860° siedendes Metall; flüchtiger als Zn. Verbrennt beim Erhitzen an der Luft, zu braunem Oxyd (CdO) und löst sich leicht in Säuren.

Durch Alkalien wird aus Cadmiumsalzen weißes Cadmiumhydroxyd ($\text{Cd}(\text{OH})_2$) gefällt, welches durch

Glühen in CdO übergeht. Im Ueberschuß des Alkalis zum Unterschied von Zn(OH)_2 und ZnO unlöslich. Cadmiumchlorid (CdCl_2); schwefelsaures Cadmium (CdSO_4); kohlensaures Cadmium (CdCO_3).

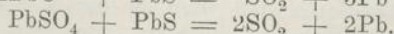
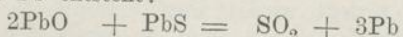
Schwefelwasserstoff fällt aus Cadmiumsalzlösungen gelbes **Schwefelcadmium** (CdS), welches zum Unterschied von ZnS in verdünnten Mineralsäuren unlöslich ist.

II. IV.

Blei = Pb = 207.

Blei findet sich in der Natur hauptsächlich als Schwefblei (**Bleiglanz**), dann als kohlensaures Blei (Weißbleierz), als schwefelsaures Blei (Bleivitriol), als phosphorsaures Blei (Pyromorphit), als arsensaures Blei (Mimetesit) und als chromsaures Blei (Rothbleierz).

Der Bleiglanz (PbS) wird zur Gewinnung des Pb geröstet und schließlich die Röstmasse in starker Hitze zum Schmelzen gebracht, wobei Pb abfließt. Beim Rösten des PbS entstehen Bleioxyd (PbO) und schwefelsaures Blei (PbSO_4); beide wirken auf unzersetztes PbS ein, wobei metallisches Pb entsteht:

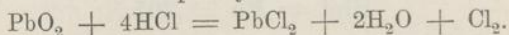


Der Bleiglanz ist meist silberhaltig; dann wird er verarbeitet, wie dies später beim Silber beschrieben ist.

Das Pb ist ein blaugraues, glänzendes, sehr weiches und schweres Metall, schmilzt schon bei 330° und ist in starker Hitze flüchtig; bedeckt sich an der Luft mit einer weißen Schicht von kohlensaurem Blei. Weiches Wasser (d. h. solches, dem Chloride, Carbonate und Sulfate fehlen) löst bei Luftzutritt Blei unter Bildung von Bleihydroxyd auf. Pb verbrennt bei höherer Temperatur zuerst zu schwarzem Bleisuboxyd (Pb_2O) und dann zu

Bleioxyd (PbO), von gelber Farbe. Dieses entsteht ferner durch Erhitzen von kohlensaurem oder salpetersaurem Blei. PbO ist schmelzbar und geht hierbei in eine rötlichgelbe, krystallinische Masse, die **Bleiglätte**, über. PbO zieht an der Luft Wasser und CO_2 an und

wird hierbei weiß. Versetzt man Bleisalzlösungen mit Alkali, so entsteht weißes Bleihydroxyd ($\text{Pb}(\text{OH})_2$), das sich im Ueberschuss des Fällungsmittels löst. Wird PbO längere Zeit bei Luftzutritt erhitzt, so entsteht ein intensiv rotes Pulver, die **Mennige**, Pb_3O_4 ($= 2\text{PbO} + \text{PbO}_2$). Wird die Mennige mit verdünnter Salpetersäure übergossen, so löst sich PbO heraus, während **Bleisuperoxyd** (PbO_2), ein brauner Körper, zurückbleibt. PbO_2 entwickelt wie alle Superoxyde mit HCl Chlor:



Beim Erhitzen gibt es $\text{PbO} + \text{O}$. Wenig bekannt ist das Bleisquioxyd (Pb_2O_3).

Chlorblei (PbCl_2), weißes, in feinen Nadeln krystallisirendes Pulver; fällt aus Bleiaufösungen durch HCl ; in H_2O schwer löslich. Bromblei (PbBr_2). Jodblei (PbJ_2), ein gelber in der Medizin angewandter Körper.

Kohlensaures Blei (PbCO_3), in der Natur als Weißbleierz. Das im Großen dargestellte **Bleiweiß** ist ein basisch kohlensaures Blei ($2\text{PbCO}_3, \text{Pb}(\text{OH})_2$). Fabrikmäßig wird es aus essigsaurem Blei dargestellt, welches durch CO_2 zerlegt wird. Das Bleiweiß ist eine weiße, giftige Anstrichfarbe und wird in der Medizin zur Herstellung von Salben und Pflastern gebraucht.

Salpetersaures Blei ($\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$). Weiß in Wasser schwer lösliche Krystalle. Zersetzt sich beim Erhitzen; vergl. S. 32.

Schwefelsaures Blei (PbSO_4) wird aus Bleisalzlösungen durch H_2SO_4 als weißer, in Säuren unlöslicher Körper abgeschieden (quant. Bestimmung des Pb).

Schwefelblei (PbS) in der Natur regulär als **Bleiglanz**. H_2S fällt aus Bleisalzlösungen amorphes, schwarzes PbS .

I. u. II.

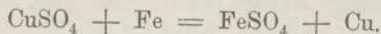
Kupfer = Cu = 63,4.

Das Kupfer kommt in der Natur gediegen vor; ferner als Oxydul (Rotkupfererz), als basisch kohlensaures Kupfer (Malachit), als Schwefelkupfer (Kupferglanz).

Kupferkies ist ein Gemenge von Schwefelkupfer mit Schwefeleisen.

Die Kupfererze werden geröstet, mit Schlacken und Flußspath verschmolzen, wobei der Kupferstein entsteht, der durch wiederholtes Rösten, Umschmelzen und Reduktion in Rohkupfer übergeführt wird, welches durch Schmelzen in Flammöfen (Raffiniren d. i. Oxydation und Verschlackung der noch beigemengten fremden Metalle) gereinigt wird.

Der Cu zeigt eine charakteristisch rote Farbe, krystallisiert regulär, ist dehnbar und leitet Wärme und Elektrizität gut. Cu löst sich leicht in HNO_3 , weniger leicht in H_2SO_4 , gar nicht in HCl . Aus Kupferlösungen fällt Fe metallisches Cu:



An der Luft geglüht geht Cu zuerst in Kupferoxydul (Cu_2O) und dann in Oxyd (CuO) über. An feuchter Luft überzieht es sich mit einer Schicht von basisch kohlensaurem Kupfer (Grünspahn).

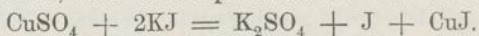
Kupferoxydul (Cu_2O) kommt in der Natur regulär als Rotkupfererz vor. Beim Kochen einer Kupferoxydsalzlösung mit Natronlauge und Traubenzucker fällt es als hellrotes in Säuren und Ammoniak lösliches Pulver. (Cu_2O entsteht beim Nachweis des Zuckers mittelst Fehling'scher Lösung, d. i. eine Lösung von Kupfersulfat in Weinsäure und Kalilauge). Das Kupferhydroxydul (CuOH) ist gelb und entsteht bei Behandlung von Kupferchlorür mit KOH .

Kupferoxyd (CuO) entsteht durch längeres Glühen von Cu an der Luft, sowie durch Glühen von Kupferhydroxyd, salpetersaurem und kohlensaurem Kupferoxyd. Schwarzes, leicht zu reducirendes Pulver. KOH fällt aus Oxydsalzlösungen blaues **Kupferhydroxyd ($\text{Cu}(\text{OH})_2$)**; letzteres fällt auch durch Ammoniak, löst sich aber im Ueberschuß desselben mit prachtvoll blauer Farbe (Nachweis des Cu).

(Kupfersuboxydul (Cu_4O) und Kupfersesquioxyd (Cu_2O_3) sind nicht bestimmt erkannt.)

Kupferchlorür (Cu_2Cl_2) entsteht durch Glühen oder Reduktion des Kupferchlorids (CuCl_2). Weißes, an der Luft durch Oxydation sich grün färbendes Pulver. Die Lösung des Cu_2Cl_2 in Ammoniak vermag Kohlenoxydgas (CO) zu absorbiren (quant. Best. des CO).

Kupferjodür (Cu_2J_2), weißgraues, in Säuren unlösliches Pulver; fällt aus Kupfersalzen mittelst KJ :

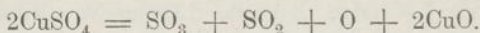


Kupferchlorid (CuCl_2) krystallisirt mit $2\text{H}_2\text{O}$ grün; entsteht beim Lösen von CuO in HCl .

Kohlensaures Kupfer ist nur in basischer Form bekannt. Kohlensaures Alkali fällt aus Kupferoxydsalzlösungen graues CuCO_3 , $\text{Cu}(\text{OH})_2$. In der Natur kommt diese Verbindung als Malachit vor. Ein andres blaues Mineral aus bas. kohlens. Kupfer (2CuCO_3 , $\text{Cu}(\text{OH})_2$) ist Kupferlasur.

Salpetersaures Kupfer ($\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$) ist ein blaues, zerfließliches Salz.

Schwefelsaures Kupfer, Kupfervitriol (CuSO_4) krystallisirt mit $5\text{H}_2\text{O}$ in blauen, triklinen Krystallen. Im Großen durch Rösten von Kupferglanz (CuS) dargestellt. Verliert bei Erhitzen sein Krystallwasser und wird weiß. Beim Glühen gibt es SO_3 , SO_2 und O ab und geht in CuO über:



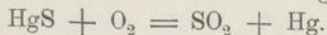
Arsenigsaures Kupfer ($\text{Cu}_3(\text{AsO}_3)_2$) entsteht durch Füllen einer CuSO_4 -Lösung mittelst As_2O_3 als grüner Niederschlag. Das **Schweinfurter Grün** ist ein Gemisch von arsenigsaurem und essigsaurem Kupfer. Beide sehr giftig.

Kupfersulfür (Cu_2S) in der Natur als **Kupferglanz**. Entsteht beim Erhitzen von Cu mit S als grauschwarzer Körper.

Kupfersulfid (CuS) entsteht beim Einleiten von H_2S in Kupferlösungen als schwarzer Niederschlag, der beim Erhitzen (im H -Strom) in Cu_2S übergeht: $2\text{CuS} = \text{S} + \text{Cu}_2\text{S}$. Legirungen des Cu vergl. S. 48 und 67.

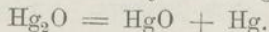
I. u. II.
Quecksilber = Hg = 200.

Hg findet sich in der Natur gediegen; hauptsächlich aber kommt es vor in Verbindung mit Schwefel als **Zinnober**, aus dem es durch Erhitzen gewonnen wird:



Die hierbei entweichenden Quecksilberdämpfe werden in besonderen Räumen condensirt. Das Hg ist das einzige bei gewöhnlicher Temperatur flüssige Metall. Silberglänzende, bei 39° gefrierende und bei 360° siedende Flüssigkeit vom spez. Gew. 13.596. Verdampft schon bei gewöhnlicher Temperatur; seine Dämpfe wirken eingeathmet giftig. Bei gewöhnlicher Temperatur bleibt es unverändert, bei höherer Temperatur, schon unterhalb seines Siedepunktes geht es in ein krystallisirtes rotes Oxyd über. Hg ist löslich in HNO_3 und beim Erhitzen auch in H_2SO_4 , — dagegen unlöslich in HCl. Direkt verbindet es sich mit Cl, Br, J und S. Ebenso verbindet es sich direkt mit den meisten Metallen zu **Amalgamen**, z. B. mit Sn zu Zinnamalgam, welches zum Belegen der Spiegel dient. Fein vertheiltes Hg wird von der thierischen Haut aufgenommen und übt kräftige physiologische Wirkungen aus (Quecksilbersalbe, graue Salbe).

Quecksilberoxydul (Hg_2O) entsteht beim Füllen von Quecksilberoxydulsalzen mittelst KOH als schwarzes Pulver, welches leicht in Oxyd und Hg zerfällt:

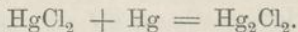


Quecksilberoxyd (HgO) entsteht durch vorsichtiges Erhitzen von salpetersaurem Quecksilberoxyd als schweres rotes Pulver (Hydrargyrum oxydatum rubrum) oder durch Füllen von Quecksilberoxydlösungen mittelst KOH (Hydrargyrum oxydatum via humida paratum). Das auf letztere Art (auf nassem Wege) erhaltene HgO ist bedeutend reaktionsfähiger, daher auch von stärkerer medizinischer Wirkung als das auf trockenem Wege erhaltene Präparat.

Die dem Hg_2O und HgO entsprechenden Hydrate HgOH und $\text{Hg}(\text{OH})_2$ sind nicht bekannt.

Die Oxydulsalze führen den Namen *Mercurosalze*, die Oxydsalze *Mercurisalze*.

Quecksilberchlorür (Hg_2Cl_2) (*Hydrargyrum chloratum mite*) entsteht durch Zusatz von HCl zu einer Mercurosalzlösung oder durch Sublimation von Quecksilberchlorid mit Hg :



Hg_2Cl_2 ist ein in Wasser und verdünnten Säuren unlösliches, krystallinisches Pulver, welches ohne zu schmelzen sublimirt; durch NH_3 geht es in Mercurammoniumchlorid ($\text{NH}_2\text{Hg}_2\text{Cl}$) über. In der Medizin führt Hg_2Cl_2 den Namen **Calomel**.

Quecksilberjodür (Hg_2J_2) fällt als grüner Niederschlag aus Mercurverbindungen durch KJ .

Quecksilberchlorid (HgCl_2) (*Hydrargyrum bichloratum corrosivum*) entsteht durch Auflösen von HgO in HCl oder durch Erhitzen von Quecksilbersulfat mit NaCl , wobei HgCl_2 sublimirt. Es führt daher meist den Namen **Sublimat**. HgCl_2 bildet lange, weiße Prismen, die schmelzen und bei 300° siedend. Löst sich in Alkohol leichter als in Wasser und ist eines der stärksten Gifte. Bildet mit NH_3 weißes Mercuriammoniumchlorid (NH_2HgCl) (*Hydrargyrum praecipitatum album*).

Quecksilberjodid (HgJ_2) (*Hydrargyrum bijodatum*) fällt aus Mercurisalzlösungen durch KJ als scharlachrotes Pulver nieder; durch Erhitzen sublimirt es, wobei es in eine gelbe Modifikation übergeht. Unlöslich in H_2O , löslich in Alkohol.

Salpetersaures Quecksilberoxydul (HgNO_3), *Mercuronitrat*, entsteht beim Lösen von Hg in HNO_3 , wenn Hg im Ueberschuss vorhanden ist. Weiße, tafelförmige Krystalle.

Salpetersaures Quecksilberoxyd ($\text{Hg}(\text{NO}_3)_2$), *Mercurinitrat*. Beide Salze zersetzen sich mit H_2O unter Bildung von basischen Salzen.

Quecksilbersulfür (Hg_2S) fällt als schwarzer Niederschlag aus Mercurosalzlösungen.

Quecksilbersulfid (HgS) kommt in der Natur als **Zinnober** vor. Hg und S verbinden sich beim Erhitzen unter Feuererscheinung zu rotem HgS . Eine schwarze Modifikation des HgS entsteht durch Einleiten von H_2S in Mercurisalzlösungen. Diese schwarze Modifikation läßt sich durch Reiben in die rote überführen. HgS ist nur in Königswasser löslich.

I. **Silber = Ag = 108.**

Ag kommt außer in gediegenem Zustande als Schwefelsilber (Silberglanz) vor; als solches ist es dann oft noch gebunden an Sb , As , Cu , Pb u. s. w. Bleiglanz ist fast immer silberhaltig. Ag wird zum größten Theil in Amerika durch das Amalgamationsverfahren gewonnen. Hierbei werden die mit Wasser fein gemahlenden Erze mit NaCl gemengt, mit geröstetem Kupferkies (Magistral) versetzt und sodann mit Quecksilber gemischt. Das hierbei entstehende Silberamalgam hinterläßt beim Erhitzen Ag . Aus Bleiglanz erhält man das Ag durch wiederholtes Rösten und Schmelzen; hierdurch wird das Pb immer silberhaltiger (Werkblei). Zuletzt wird auf dem Treibherd (Gebläseofen) geschmolzen, wobei das Pb als Bleiglätte abfließt und Ag zurückbleibt. Außer diesen beiden kurz angedeuteten Prozessen gibt es noch zahlreiche andere Verfahren zur Silbergewinnung.

Ag krystallisirt regulär, ist weich, glänzend und sehr dehnbar. Es ist ein **edles Metall**, da es sich an der Luft nicht oxydirt. Löslich in HNO_3 und H_2SO_4 , unlöslich in HCl . Verbindet sich direkt mit Cl , Br und J .

Silberoxyd (Ag_2O) entsteht beim Fälln von Silber-salzlösungen mittelst KOH oder NaOH als schwarzbrauner Niederschlag, der beim Glühen in Ag und O zerfällt. Silberhydroxyd (AgOH) ist nicht bekannt.

Chlorsilber (AgCl) kommt als Silberhornerz vor. Aus Silberlösungen fällt HCl einen weissen, käsigen, in Säuren unlöslichen Niederschlag von AgCl (Nachweis und quantitative Bestimmung des Ag). AgCl ist in Ammoniak löslich und wird durch H reducirt. Bromsilber (AgBr)

löst sich schwierig in Ammoniak. Gelbliche Farbe. Jod-silber (AgJ) löst sich nicht in Ammoniak. Gelb. Alle 3 Salze sind sehr lichtempfindlich; sie schwärzen sich dem Lichte ausgesetzt, indem sie sich zu Ag reduciren. Hierauf beruht die Anwendung des AgCl und AgJ in der Photographie.

Salpetersaures Silber (AgNO_3), Höllenstein. Farblose, leicht lösliche, schmelzbare Krystalle. Als Aetzmittel in der Medizin häufig angewandt (Höllensteinstift).

Schwefelsilber (Ag_2S) kommt in der Natur als Silberglanz vor. Durch H_2S fällt aus Silberlösung amorphes, schwarzes Ag_2S , welches nur in HNO_3 zu lösen ist.

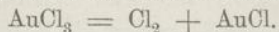
Die Reichssilbermünzen bestehen aus 9 Theilen Ag und 1 Theil Cu .

I. III.

Gold = Au = 196.

Kommt fast nur gediegen vor, eingesprengt in Quarz (Quarzgänge) und im Sand. Die gepulverten und ausgewaschenen Erze werden mit H_2O und Hg verrieben und das erhaltene Goldamalgam erhitzt, wobei Au zurückbleibt. Aus dem Goldsande wird Au durch Abschlämmen der leichten Beimengungen gewonnen (Waschen des Goldes). Au ist immer silberhaltig. Au ist rot bis gelb, hat das spez. Gew. 19.3, ist äußerst dehnbar und sehr weich, weshalb es mit Ag oder Cu legirt wird. Au wird nur von Königswasser (vergl. S. 33) und anderen Cl entwickelnden Flüssigkeiten (z. B. $\text{KClO}_3 + 6\text{HCl}$) gelöst. Gold tritt 1- und 3-werthig auf und gleicht in diesem Verhalten dem Thallium (vergl. S. 71).

Goldchlorür (AuCl) entsteht durch vorsichtiges Erhitzen des Goldchlorids als weißes Pulver:



AuCl geht durch KOH in Goldoxydul (Au_2O) über.

Goldchlorid (AuCl_3) entsteht beim Lösen des Au in Königswasser; rotbraunes zerfließliches Salz. Die Lösung des AuCl_3 in H_2O wird leicht zu Au reducirt, so z. B.

durch Eisenvitriol, Oxalsäure u. a. AuCl_3 gibt mit KCl und NaCl leicht lösliche, krystallisirende Doppelsalze. Chlorgoldnatrium (Auro-Natrium chloratum), AuCl_3 , NaCl , $2\text{H}_2\text{O}$ wird in der Medizin angewandt. AuCl_3 gibt mit SnCl_2 einen purpurfarbenen Niederschlag.

Goldoxyd (Au_2O_3).

Goldsulfid (Au_2S_3) fällt aus Goldchloridlösung durch H_2S braun nieder.

II. IV.

Platin = Pt = 195.

Das Platin kommt in Blättchen- oder Körnerform mit Fe legirt (Platinerz) im Flusssande von Californien, Australien und am Ural vor; außerdem enthält es noch in geringerer Menge die **Platinmetalle: Palladium, Iridium, Osmium, Rhodium und Ruthenium**. Die Platinerze werden in Königswasser gelöst und mit NH_4Cl behandelt, wodurch gelbes Ammoniumplatinchlorid (**Platinsalmiak**) ausfällt, das durch Glühen in graues, poröses Platin (**Platinschwamm**) übergeht.

Das Platin ist ein grauweißes, sehr geschmeidiges, in der Weißgluth schweißbares und erst im Knallgasgebläse schmelzendes Metall. Pt oxydirt sich an der Luft nicht und wird von keiner Säure angegriffen. In Königswasser löst es sich zu Platinchlorid (PtCl_4). Pt wird angegriffen durch Cl, Br, S, P und As. Aus seinen Lösungen wird es durch reducirende Körper als schwarzes Pulver (Platin-schwarz, **Platinmohr**) abgeschieden. Platinschwamm und Platinmohr zeigen die Fähigkeit, Gase an ihrer Oberfläche zu verdichten und die Verbindung mancher Gase (durch die infolge der Verdichtung frei werdende Wärme) zu Stande zu bringen (vergl. S. 28 die Bildung von SO_3 und S. 84, 1).

Platinchlorid (PtCl_4) entsteht beim Lösen des Pt in Königswasser; rotbraune Krystalle. PtCl_4 geht bei Erhitzen auf $250-300^\circ$ in graugrünes, in Wasser unlösliches **Platinchlorür** (PtCl_2) über. — PtCl_4 bildet mit KCl und NH_4Cl **gelbe Doppelsalze** (PtCl_4 , 2KCl und PtCl_4 , $2\text{NH}_4\text{Cl}$), die in Wasser schwer, in Alkohol und Aether

nicht löslich sind. (Quantitative Bestimmung des Pt, des K und des NH_3 .) PtCl_4 , 2NaCl ist in Wasser leicht löslich.

Platinoxydul (PtO) und Platinoxyd (PtO_2).

H_2S fällt aus Platinlösungen dunkelbraunes **Platinsulfid** (PtS_2), welches in Schwefelalkalien unter Bildung von Sulfosalzen löslich ist. Platin dient zur Herstellung von Schalen, Tiegeln, Zangen, Retorten, Röhren etc.

II. IV.

Palladium = Pd = 106.

Ist von den Metallen der Platingruppe am leichtesten schmelzbar und absorbiert von allen Elementen die größte Menge H, weshalb dieser sogenannte Palladiumwasserstoff ein gutes Reduktionsmittel ist. Das Palladiumjodür (PdJ_2) ist wichtig, weil es durch KJ aus Palladiumlösung gefällt wird und zur Trennung des J von Cl und Br benutzt werden kann.
